



V / 202

1524



Sg(a)  $\mathbb{Q} - \sqrt{-3}$



V-19

INSTITUTO DE QUÍMICA







# ELEMENTOS DE QUÍMICA



R: 177

0046



1850

ELEMENTOS DE QUÍMICA



ELEMENTOS  
DE  
QUÍMICA

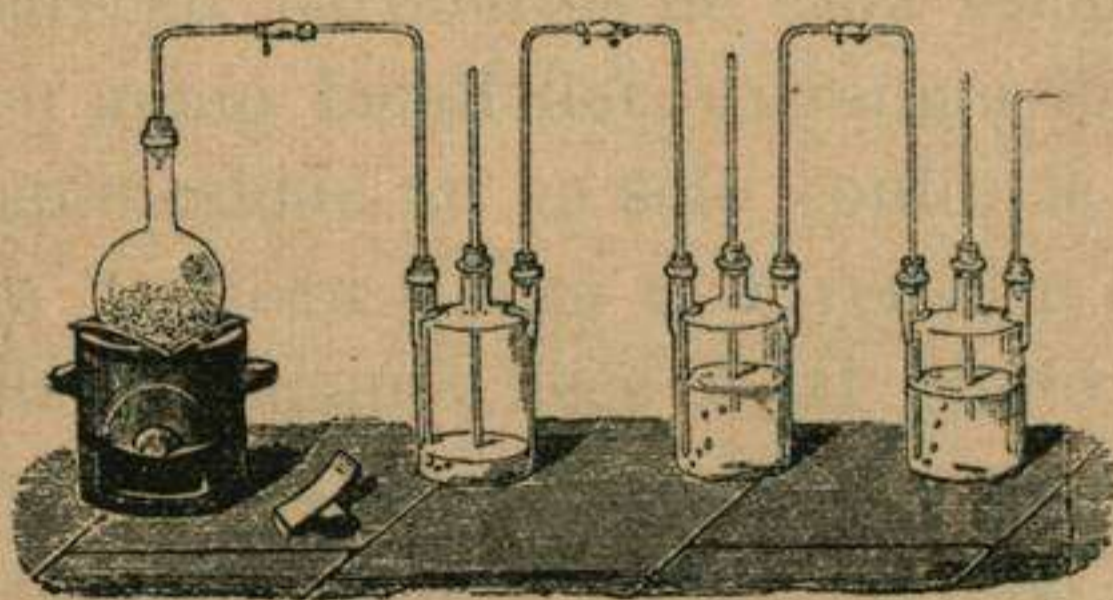
POR

*D. Eduardo Lozano y Ponce de León*

CATEDRÁTICO POR OPOSICIÓN DE LA REFERIDA ASIGNATURA;  
ACTUALMENTE NUMERARIO DE LA DE FÍSICA SUPERIOR EN LA UNIVERSIDAD DE BARCELONA,  
DOCTOR EN CIENCIAS FÍSICO-MATEMÁTICAS,  
GRADUADO EN LA SECCIÓN DE FÍSICO-QUÍMICAS Y LICENCIADO EN FARMACIA,  
CORRESPONSAL DE LA ECONÓMICA MATRITENSE Y DE OTRAS SOCIEDADES.

SEGUNDA EDICIÓN

ILUSTRADA CON NUMEROSOS GRABADOS



R: 177

546  
—  
LOZ  
—  
ELE

BARCELONA

IMPRESA DE JAIME JEPÚS Y ROVIRALTA

*Calle del Notariado, núm. 9.*

1891



ELEMENTOS

A mi estimado condiscípulo  
Jesús y amigos

H. Autor



D. Eduardo Latorre y Ponce de León

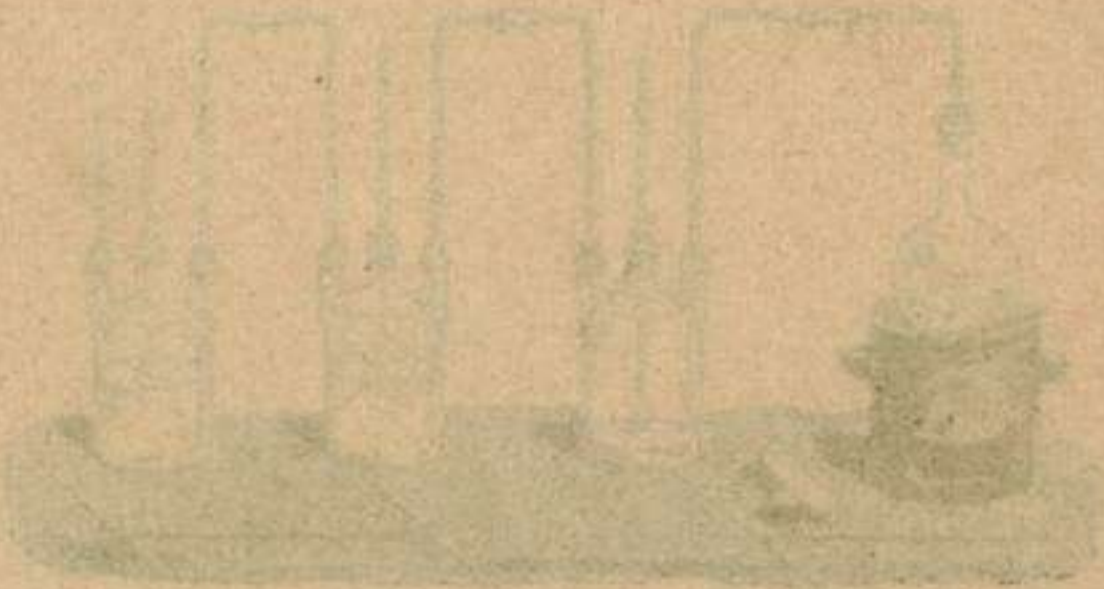
---

Es propiedad del autor quien se reserva cuantos derechos le concede la ley. Todos los ejemplares legítimos llevan su rúbrica.

---

SEGUNDA EDICION

IMPRESION EN MADRID EN 1891



BARCELONA

IMPRESION EN MADRID EN 1891

IMPRESION EN MADRID EN 1891

1891



# PRÓLOGO.

Recordando los tiempos de la Alquimia hay todavía quien pretende encubrir con misteriosas ó equívocas respuestas la ignorancia en que estamos acerca de la constitución íntima de la materia, y dando una importancia exagerada á las leyes y fenómenos conocidos asegura que la *Química* alcanza en nuestros días el desarrollo teórico de que es susceptible como ciencia experimental; si no admite que ha llegado al colmo de su perfección. En materias dudosas siempre ha de haber diversas opiniones, y como el amor propio se interesa hasta en la más serena discusión científica, necesariamente aparecen partidarios de cada escuela que llevados de su genio batallador extreman los tiros de su violenta animosidad no ya sólo contra la opuesta doctrina, sino también contra el adversario que de buena fe la sustenta. Cuando llega á tal punto la polémica, el químico dualista mira al unitario como un atolondrado innovador que ignora lo fundamental de la *Ciencia*; al paso que éste trata de químico rancio y poco menos que imbécil á quien se atreve á formular por equivalentes y en conformidad con el dualismo.

Dada la índole de esta obrita, puramente didáctica y elemental, no es posible entrar en numerosos detalles

\*



para discutir ampliamente los puntos dudosos; pero no juzgamos prudente tampoco rehuir por completo las dificultades adoptando un eclecticismo exagerado. Antes bien la misión del Profesor debe, á nuestro corto entender, dirigirse principalmente á exponer sin apasionamiento la ciencia á la altura que alcance en el estado actual del progreso humano, y en cuanto lo permite la claridad, condición primera de sus explicaciones, procura fijar en la mente del alumno qué principios pueden admitirse como ciertos y cuáles otros como probables ó dudosos. Exponga por lo menos las razones en que funda su criterio, cuidando mucho de inculcar á sus discípulos grande amor y respeto á la verdad, para que en su día juzguen con independendencia y rectitud acerca de las cuestiones científicas, y con ello habrá conseguido formar verdaderos prosélitos, amantes del saber, y no fanáticos sectarios de una idea, dando al mismo tiempo un paso agigantado para realizar no sólo el progreso intelectual, sino el progreso moral de los hombres.

Profesando en general tales principios hemos procurado aplicarlos al tratar las diversas teorías químicas, y al efecto les damos mayor extensión que otros autores exponiendo nuestro propio criterio sobre el alcance y porvenir de cada una y formando con todas ellas la primera parte de la *Química general*. Hemos reunido en la segunda parte, la *Química descriptiva* y dejamos para el *Apéndice* los Ejercicios prácticos y problemas con ligeras noticias de algunos compuestos orgánicos.

No pretendemos que sea nueva esta división, que de una manera más ó menos explícita admiten cuantos se han ocupado de la Química; sin embargo al insistir en ella y proclamar su necesidad, quizás nos separamos de



la senda trillada; pues la mayoría de los autores en los Tratados que se destinan á las aulas de segunda enseñanza, aceptando como razón suprema la brevedad del curso, prescinden de lo fundamental ó confunden y mezclan lastimosamente la exposición de las leyes con la interminable serie de reglas prácticas y hasta pudiéramos decir de recetas que deben seguirse para la obtención de unos cuantos cuerpos y el examen de sus caracteres más importantes. Tampoco se nos oculta la dificultad de deslindar la parte especulativa y racional, siquiera esté mezclada con hipótesis de no mucha consistencia, de la puramente experimental en una ciencia de fecha tan reciente que aun en nuestros días la vemos enriquecerse con sinnúmero de hechos nuevos que vienen á echar por tierra hipótesis muy generalizadas y tenidas por verdaderas; pero lo arduo de la empresa no arredra á los Profesores celosos, quienes sienten en su pecho el incesante estímulo del cumplimiento de un deber sagrado: la necesidad de facilitar la enseñanza dando á los jóvenes una instrucción sólida y, aun cuando sea elemental, á la altura de los últimos adelantos; á fin de que en nuestra Patria se generalicen conocimientos cada vez más necesarios, por sus múltiples aplicaciones á la Medicina, á la Agricultura y á todas las industrias modernas que reconocen por fundamento la Química y la Física.

«Así nos expresábamos al emprender la primera edición de este libro, que no esperábamos ver agotada en tan corto tiempo, lo cual nos deja muy obligados á cuantas personas han contribuido á su propagación y especialmente á los Sres. Catedráticos que nos honran adoptándole como texto y dirigiéndonos luminosas ob-



servaciones sobre determinados puntos, confirmándose de este modo el elevado concepto que nos merece su ilustración y su celo en pro de la enseñanza, así como la indulgencia y buen compañerismo que los enaltece.

Hemos procurado revisar con esmero nuestro trabajo y sin grandes alteraciones, que ni el tiempo ni la prudencia aconsejan introducir hasta haberlas madurado despacio, ofrecemos al público esta segunda edición con alguna esperanza de que nuestros sacrificios y buen deseo seguirán mereciendo el apoyo de los Profesores y la predilección de la juventud estudiosa.»

E. LOZANO.





---

---

# QUÍMICA.

---

## PRIMERA PARTE.

---

# QUÍMICA GENERAL.

---

## CAPÍTULO PRIMERO.

### *Nociones preliminares.*

**1. Química.**—*Es la ciencia que estudia los fenómenos que producen un cambio en la constitución íntima de los cuerpos (1).*

La Física propiamente dicha estudia los fenómenos que producen un cambio en el estado de los cuerpos sin alterar su composición ó constitución íntima.

**\*2. Fenómenos físicos y químicos.**—No es fácil distinguir los fenómenos físicos de los químicos, supuesto que una misma causa puede producirlos y de ordinario aparecen simultáneamente, como sucede en la combustión de los cuerpos donde hay desprendimiento

---

(1) Transcribimos aquí algunos párrafos de nuestros «Elementos de Física», marcados con asterisco, porque habiendo sido adoptado separadamente este libro por algunos señores Catedráticos, lo juzgamos indispensable para la mejor inteligencia del texto. Algunos números que llevan F. se refieren á la misma obra.



de calor y luz y electricidad, fenómenos físicos, á la par que tenemos una acción química que los origina.

Convenimos no obstante en llamar *fenómenos físicos á las modificaciones que no producen un cambio esencial en los cuerpos*; v. gr., el movimiento que adquieren, su dilatación por el calor, el sonido que emiten mientras vibran y otros efectos durante los cuales, antes y después, podemos convencernos de que el cuerpo no ha variado en sus propiedades características. Por el contrario, *un cambio en la constitución íntima de los cuerpos*, nos prueba que hubo una verdadera *reacción ó fenómeno químico*, cual sucede en el citado ejemplo de la *combustión ordinaria*, que determina la transformación de la madera ó carbón en cenizas y diversos gases que no guardan semejanza ó apariencia alguna con el combustible que los produjo; la *oxidación del hierro* es otro fenómeno químico muy común, que en lenguaje ordinario se expresa diciendo que el metal *se toma de orín ó de herrumbre*, así como el cobre y latón se recubren de cardenillo por el contacto prolongado del aire húmedo. Para activar la oxidación del metal y transformarle en un cuerpo azul, en vez de esperar la acción lenta de la humedad con el ácido carbónico del aire, puede repetirse un experimento sencillo poniendo una moneda de cobre en una copa donde se echa agua fuerte (ácido nítrico). Producense entonces vapores rutilantes y se disuelve el metal, adquiriendo el líquido color azul debido al nitrato de cobre formado.

**3. Fuerzas moleculares.**—El átomo es el último límite, indestructible é inalterable, *de la división química en los cuerpos*. La molécula es un agregado de átomos, límite de la división física que no puede destruirse sin dar origen á un cambio de constitución de los cuerpos. Finalmente, *las partículas son agregados de moléculas, el límite de la división mecánica*.

*Afinidad es la fuerza que mantiene unidos los átomos que forman la molécula. Cohesión es la fuerza que reúne las moléculas semejantes de los cuerpos ó el esfuerzo que necesitamos vencer para disgregar las partículas. Adherencia es la atracción que se establece entre la superficie de los cuerpos puestos en contacto.* Todas estas fuerzas son *atractivas* y son contrarrestadas más ó menos por otra *fuerza repulsiva* dependiente del calor; unas y otras reciben el nombre de *fuerzas moleculares*.

**4. Mezclas y combinaciones.**—Recibe el nombre de *mezcla la reunión de varios cuerpos en cualquiera proporción, conservando cada uno sus propiedades características. La combinación de dos ó más cuerpos es la íntima unión de los mismos en proporciones definidas; es decir, guardando una*



razón constante los pesos de los componentes, de modo que resulta un nuevo cuerpo con propiedades distintas de sus elementos constitutivos.

Ningún fenómeno notable se observa cuando mezclamos los cuerpos; por el contrario se caracteriza la combinación á causa de haber producción de electricidad, variación de temperatura que aumenta en ocasiones hasta la incandescencia, como sucede en la combustión ordinaria. Un ejemplo aclarará mejor estas nociones. Tómense limaduras de hierro y azufre en polvo y podremos mezclarlos en la cantidad que convenga, variando únicamente el tinte gris de la masa según la cantidad de azufre que se añada; pero en el polvo mixto siempre conservarán el azufre y el hierro sus propiedades. De modo que las limaduras del metal quedarán adheridas á una barra imanada que se ponga en contacto con la mezcla, de la cual puede separarse el azufre lavando con sulfuro de carbono que le disolvería y deja inalterable el hierro.

Si echamos la mezcla anterior en un crisol calentado al fuego se enrojece por el calor y resulta un cuerpo nuevo, *el sulfuro de hierro*, que no se parece á ninguno de los elementos que le forman; pues tiene diferente densidad, color, etc., y atacado por el ácido sulfúrico desprende un gas que huele á huevos podridos, carácter químico que no presentan el hierro ni el azufre.

**5. Cuerpos simples y compuestos.**—Se distinguen dos clases de cuerpos: unos que sometidos á la corriente eléctrica, á la acción del calor y á los demás agentes de descomposición hasta ahora conocidos, *conservan inalterable la misma materia de que están formados*, y se designan con el nombre de *elementos ó cuerpos simples*; otros en cambio, llamados *compuestos*, por la acción de los expresados agentes *se resuelven en diversas substancias* y finalmente en alguno de los primeros. El oro, el hierro, el azufre, el oxígeno son cuerpos simples, porque en cualesquiera circunstancias conservan sus propiedades características, idénticas también en dichos elementos al extraerlos de los compuestos de que forman parte. El mármol da origen por la calcinación al ácido carbónico y á la cal viva; el vitriolo azul ó sulfato de cobre deposita este metal sobre una llave ú otro objeto de hierro que introduzcamos en su disolución acuosa; el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno: por consiguiente el mármol, el sulfato de cobre y el agua son cuerpos compuestos.



## CUERPOS SIMPLES

NOMBRES.	SÍMBOLOS.	PESOS ATÓMICOS (H=1)	EQUIVA- LENTES. (H <sub>2</sub> =1)	NOMBRES.	SÍMBOLOS.	PESOS ATÓMICOS (H=1)	EQUIVA- LENTES. (H <sub>2</sub> =1)
Aluminio.....	Al <sup>'''</sup>	27,4	13,7	Litio.....	Li'	7	7
Antimonio.....	Sb <sup>'''</sup>	120	120	Magnesio.....	Mg <sup>''</sup>	24	12
Arsénico.....	Ar <sup>'''</sup>	75	75	Manganeso....	Mn <sup>'''</sup>	55	27,5
Azufre.....	S <sup>''</sup>	32	16	Mercurio.....	Hg <sup>''</sup>	200	100
Bario.....	Ba <sup>''</sup>	137	68,5	Molibdeno....	Mo <sup>'''</sup>	96	46
Bismuto.....	Bi <sup>'''</sup>	210	106,4	Neptunio.....	Np	118	»
Boro.....	Bo <sup>'''</sup>	11	11	Niobio.....	Nb	94	93
Bromo.....	Br <sup>'</sup>	79,9	80	Níquel.....	Ni <sup>'''</sup>	58,7	29,5
Cadmio.....	Cd <sup>''</sup>	112	56	Nitrógeno.....	N <sup>'''</sup>	14	14
Calcio.....	Ca <sup>''</sup>	40	20	Norio.....	No	»	»
Carbono.....	C <sup>'''</sup>	12	6	Oro.....	Au <sup>'''</sup>	197	98,5
Cerio.....	Ce <sup>'''</sup>	92	46	Osmio.....	Os <sup>'''</sup>	200	100
Cesio.....	Cs <sup>'</sup>	133	133	Oxígeno.....	O <sup>''</sup>	16	8
Cloro.....	Cl <sup>'</sup>	35,4	35,5	Paladio.....	Pd <sup>'''</sup>	106,6	53
Cobalto.....	Co <sup>'''</sup>	58,7	29,5	Plata.....	Ag <sup>'</sup>	107,9	107,9
Cobre.....	Cu <sup>''</sup>	63,5	31,7	Platino.....	Pt <sup>'''</sup>	197,5	98,5
Cromo.....	Cr <sup>'''</sup>	52,5	26,2	Plomo.....	Pb <sup>''</sup>	207	103,5
Davío.....	Da	152	»	Potasio.....	K <sup>'</sup>	39,1	39,1
Decipio.....	Dp	»	»	Rodio.....	Ro <sup>'''</sup>	104,4	52,1
Didimio.....	D <sup>'''</sup>	96	48	Rubidio.....	Rb <sup>''</sup>	85,4	85,4
Erbio.....	Er <sup>'''</sup>	112,6	40	Rutenio.....	Ru <sup>'''</sup>	104,4	52,1
Escandio.....	Sc	45	»	Selenio.....	Se <sup>''</sup>	79,5	39,5
Estaño.....	Sn <sup>'''</sup>	118	59	Silicio.....	Si <sup>'''</sup>	28	14
Estroncio.....	Sr <sup>''</sup>	87,5	43,7	Sodio.....	Na <sup>'</sup>	23	23
Filipio.....	Fp	»	»	Talio.....	Tl <sup>'</sup>	204	204
Fluor.....	Fl <sup>'</sup>	19	19	Tántalo.....	Ta	182	37,6
Fósforo.....	Ph <sup>''</sup>	31	31	Teluro.....	Te <sup>''</sup>	129	65,5
Galio.....	Ga	68	»	Terbio.....	Tr	»	29,6
Glucinio.....	Gl <sup>'''</sup>	14	7	Titano.....	Ti <sup>'''</sup>	50	25
Hidrógeno.....	H <sup>'</sup>	1	1	Torio.....	To <sup>'''</sup>	233,5	59
Hierro.....	Fe <sup>'''</sup>	56	28	Tungsteno....	W <sup>'''</sup>	184	92
Ilmenio.....	Il	105	»	Urano.....	U <sup>''</sup>	120	59,4
Indio.....	In <sup>'''</sup>	113	28	Vanadio.....	Va <sup>''</sup>	137	68,4
Iridio.....	Ir <sup>'''</sup>	197	98,4	Yodo.....	I <sup>'</sup>	126,8	127
Itrio.....	It <sup>'''</sup>	64	32	Zinc.....	Zn <sup>''</sup>	65	32,5
Lantano.....	La <sup>'''</sup>	92	46	Zirconio.....	Zr <sup>'''</sup>	48,7	48,7

ADVERTENCIA. Es muy dudosa la existencia de algunos de los 72 elementos contenidos en la lista anterior, como el *Decipio* y el *Filipio*: el *Didimio* parece haberse resuelto en tres cuerpos simples; el *Neodimio*, Ned. = 140,3; el *Praseodimio*, Prd. = 143,6, y otro innominado. En cambio se anuncian los pesos atómicos de varios que no incluimos en nuestra tabla: el *Itterbio* = 173; el *Holmio* = 162; el *Thulio* = 170,4; el *Samarío* = 150,5; el *Germanio* = 72,3, y aunque los indicios y conjeturas sobre el descubrimiento de un nuevo cuerpo simple unas veces se confirman y otras resultan ilusorios, además de los anteriores pudieran citarse todavía el *Austrio*, el *Noruegio*, el *Mosandio*, el *Actinio*, el *Disprosio*, el *Gadolinio*, el *Lavesio*, el *Idunio*, etc.



**6. Metaloides y metales.**—Ordinariamente se dividen los cuerpos simples en *metaloides* y *metales*; si bien esta clasificación no tiene nada de absoluto, pues insensiblemente se pasa de las propiedades de los primeros á los segundos, habiendo elementos ambiguos de los cuales es difícil señalar el verdadero lugar ó grupo á que corresponden. *Los metaloides no tienen el brillo característico de los metales, conducen mal el calor y la electricidad y combinándose con el oxígeno engendran anhídridos de los ácidos, ó como antes se decía, ácidos anhídros.* En la actualidad se acepta como carácter definitivo que los cloruros de dichos cuerpos se descomponen por la acción del agua. *Los metales, por el contrario, tienen un brillo especial, llamado por eso metálico, son buenos conductores del calor y de la electricidad, y engendran los anhídridos de las bases y cloruros indescomponibles por el agua.*

**7. Cuerpos electro positivos y electro-negativos.**—En la electrolisis ó descomposición por la corriente eléctrica de los cuerpos compuestos, el *elemento que se deposita en el polo positivo* se dice que es *electro-negativo*, siendo *electro-positivo* el que se dirige al polo opuesto. Así en la descomposición del agua el oxígeno es el elemento electro-negativo y el hidrógeno el electro-positivo. En general, los metaloides son electro-negativos respecto á los metales, que serán por lo tanto electro-positivos.

**8. Compuestos inorgánicos y orgánicos.**—Antiguamente se dividían los cuerpos por su *procedencia* en *inorgánicos* si correspondían al reino mineral ó resultaban de las reacciones que se verificaban en los laboratorios; y en *orgánicos* cuando eran producto de los seres vivos. Después se amplió esta última denominación á todos los cuerpos obtenidos por sustitución ó adición de algunos átomos á la molécula orgánica; y por último habiéndose obtenido por síntesis ó combinación directa de los elementos moléculas de esta especie, se ha abandonado como poco científica esta clasificación que se usa no obstante en el lenguaje ordinario (1).

---

(1) No deben confundirse por el nombre los *compuestos orgánicos* que se refieren á cuerpos que se presentan en los tres estados, algunos cristalizables cuando sólidos, y con propiedades análogas en su forma y estructura á los minerales, con aquellas otras *substancias* ó *cuerpos organizados* que tienen estructura celular y forma más ó menos redondeada; los primeros se obtienen en los laboratorios, los segundos los presenta la Naturaleza y es impotente el hombre para formarlos.



**9. Compuestos binarios, ternarios, etc.**—Teniendo en cuenta el *número de sus elementos* constitutivos, los compuestos son *binarios* si están formados por dos; *ternarios* si contienen tres, etc.; representando por A, B, C, ... el nombre de los elementos; AB expresará un compuesto binario, ABC otro ternario, etc.

**10. Ácidos, bases y sales.**—Se aprecia ordinariamente la *acidez* de los cuerpos solubles que presentan este carácter porque *tienen sabor agrio y enrojecen la tintura azul de tornasol*, como sucede el ácido sulfúrico y al vinagre. Las bases solubles tienen diverso sabor, cáustico, urinoso, pero nunca agrio; *devuelven el color azul primitivo á las tinturas previamente enrojecidas por los ácidos* y dan color verde á la tintura de violeta: tal sucede á la potasa y al amoníaco. Las sales neutras no dan coloración á las tinturas vegetales y resultan de la combinación de un ácido con una base, v. gr., el sulfato potásico. Las sales son con frecuencia solubles y sápidas, saladas, amargas, estipticas, etc.

En un principio se creyó que la causa de la acidez provenía del oxígeno, á lo que debió su nombre este cuerpo, pero observando que hay hidrácidos como el clorhídrico, compuesto de cloro y de hidrógeno, que goza análogas propiedades que los oxácidos, y como por otra parte los anhídridos no funcionan como tales ácidos hasta combinarse con el agua y contener por lo tanto hidrógeno, á este elemento se da hoy la principal importancia para la definición de los *ácidos*, en cuya virtud se dice que, son *cuerpos que contienen hidrógeno sustituable parcial ó totalmente por un metal para formar sales*.

Las bases, según las ideas modernas, también *contienen hidrógeno que sustituido por el radical de un ácido originan sales*; resultando éstas de los ácidos ó de las bases, según indican las respectivas definiciones.

**11. Su división.**—Los ácidos se dividen en *hidrácidos*, si provienen de la combinación del hidrógeno con un elemento llamado *halógeno*, el cloro, el bromo, el yodo; p. ej., el ácido clorhídrico  $ClH$ , el ácido bromhídrico  $BrH$ ; y *oxácidos*, cuando el hidrógeno se une á un grupo atómico que contiene oxígeno: v. gr., el ácido sulfúrico  $SO_4H_2$ , el ácido nítrico  $NO_3H$ . La sustitución de un metal al hidrógeno del hidrácido origina una *sal haloidea*: así el cloruro



de sodio,  $ClNa$ , se forma reemplazando el sodio  $Na$  al  $H$  del  $ClH$ ; al paso que la *oxisal* es el resultado de sustituir por átomos metálicos los de hidrógeno correspondientes que encierra un *oxácido*: tal sucede cuando el cobre  $Cu$  reemplaza el hidrógeno del  $SO_4H_2$  y se transforma en  $SO_4Cu$ , *sulfato cúprico*.

## CAPÍTULO II.

### *Nomenclatura y notación química.*

#### **12. Fundamentos de la nomenclatura química.**

—A fines del siglo pasado determinó la Academia de Ciencias de París que una comisión de individuos de su seno estableciera las bases de una nomenclatura racional de los compuestos químicos, cuyos nombres en aquella época no obedecían á otras reglas que al capricho de sus descubridores, habiendo algunos cuerpos que se designaban con muchas palabras diferentes. He aquí los principios que sirvieron de fundamento para la nomenclatura química usada con ligeras variantes en la actualidad:

1.º *El nombre del compuesto debe indicar los elementos que le constituyen, la proporción en que entran á formarle y alguna de sus propiedades ó funciones químicas más notables.*

2.º *Bastan dos palabras para expresar cualquier compuesto, porque en la teoría entonces admitida del dualismo las sales se consideraban formadas de dos elementos binarios; de estas palabras la primera indica el género ó el componente electropositivo y la segunda determina la especie ó elemento electropositivo.*

**13. Cuerpos simples.**—Se convino en aceptar el nombre latino de los cuerpos simples conocidos desde tiempo inmemorial y dejando al arbitrio de los investigadores fijarle para los elementos que se fueran descubriendo. En muchos casos se recurrió á palabras de origen griego que indican alguna propiedad importante del cuerpo; v. gr. *hidrógeno*, que significa *gas engendrador del agua*; *cloro*, *gas de color amari-*



*llo verdoso*, etc. (1), latinizándose siempre las desinencias; así como *Ferrum* se dirá *Hidrogenum*, *Clorum*.

**14. Compuestos oxigenados.**—Por ser muy numerosos é importantes, y porque en aquella época era considerado el oxígeno como el único comburente y *acidificante*, se aceptó una nomenclatura especial para los *ácidos*, las *bases* y las *sales* de que forma parte dicho elemento.

**15. Ácidos.**—Se conserva en ellos para nombre genérico la palabra **ácido**; que ya indicaba la presencia del oxígeno, y se añade el *calificativo*, cuya raíz se toma de otro elemento, terminando en **oso** ó **ico**, según que haya *menos* ó *más oxígeno*. Así, pues, el azufre *Sulfur* forma el *ácido sulfur-oso* y el *ácido sulfúr-ico*; el fósforo produce dos ácidos, *fosforoso* y *fosfórico*, etc. Para indicar otras proporciones de oxígeno en ácidos distintos constituídos con el azufre ó el cloro, por ejemplo, se anteponen al nombre específico correspondiente las preposiciones griegas *hipo* é *hiper*, la primera derivada de ὑπὸ, que significa *debajo*, y la segunda de ὑπὲρ, *super* en latín y en español *sobre*. Por consiguiente, los ácidos que podría formar el cloro siguiendo el orden del menos al más oxigenado, son los siguientes:

Ácido. . . . .	{	1.º hipo	}	clor-oso		
		2.º . . . . .				
		3.º hiper				
		4.º hipo			}	clór-ico.
		5.º . . . . .				
6.º hiper						

Basta sustituir la raíz, *clor* por *sulfur*, *fosfor*, etc., y se obtiene los nombres posibles de seis ácidos, que ordinariamente no existen todos, v. gr. el *hipercloroso* del cuadro anterior, y en algunos casos se reducen á cuatro (los que no llevan antepuesta la partícula *hiper*), ó faltan uno de los dos en *hipo*; ó bien queda sólo uno que se designa entonces con la termina-

(1) El nombre del paladio parece provenir de la circunstancia de haberse descubierto este metal por el mismo tiempo que el asteroide Palas.



ción *ico*, como el ácido bórico, el carbónico (1) y en general es característica de todos los ácidos orgánicos, v. gr. el ácido cítrico, tartárico, etc.

El uso va desterrando el prefijo *hiper* sustituido por la preposición latina *per* indicando no ya un grado superior sino el máximo de oxigenación posible, por lo cual se aplica exclusivamente á los compuestos terminados en *ico* y nunca llevan *hiper* los ácidos terminados en *oso*. Así decimos ácido **perclórico** en vez de **hiper-clórico**, ácido *peryódico* (2), etc., y no existen el *hipersulfuroso*, *hiperbromoso*, etc., que teóricamente pudieran haber recibido estas denominaciones.

Por el contrario, pueden presentarse más de seis compuestos ácidos de un mismo metaloide, como sucede con el azufre, y al hablar de este cuerpo se expondrá el procedimiento especial que se ha seguido para designar estos nuevos ácidos sin alterar las denominaciones de los conocidos anteriormente.

**16. Óxidos.**—*Se designan*, de un modo análogo que los ácidos, *mediante dos palabras*: la primera es *óxido* é indica el género, y la segunda terminando en **oso** ó **ico** el nombre del otro cuerpo simple; así el hierro combinándose con el oxígeno forma el *óxido ferr-oso*, menos *oxigenado*, y el *óxido ferrico* con más oxígeno que el anterior. De ordinario un metal no presenta más de dos óxidos básicos y bastan estas terminaciones para distinguirlos, pudiendo emplearse como prefijas de la voz *óxido* las preposiciones latinas *sub* y *per* que indican respectivamente el grado inferior y superior de oxidación: v. gr., *subóxido* de plomo  $Pb_2O$ , *peróxido* de manganeso  $MnO_2$ .

Échase de ver, sin embargo, que empleando este medio para designar los óxidos, igualmente que en la nomenclatura de los ácidos, no expresamos con exactitud la cantidad en absoluto de oxí-

(1) Conviene insistir mucho en las nociones de nomenclatura, y todos los Profesores saben que una vez salvada esta dificultad, la mayoría de los alumnos se aficionan al estudio de la Química. Por eso es indispensable acostumbrar á los discípulos á que repitan ejercicios de esta índole variando la raíz.

(2) Si como algunos autores designáramos el *yodo* con la palabra *iodo*, sería preciso decir, ácido *hiperiódico* para evitar el homónimo que resultaría llamándole *periódico*.



geno ó el número de átomos de este elemento que componen la molécula. Por el contrario, tienen la misma proporción de oxígeno los anhídridos nitroso  $\text{NO}^3$  y sulfúrico  $\text{SO}^3$  de diferente terminación. Esta vaguedad, lejos de ser un inconveniente ha traído ventaja, porque los químicos modernos no atribuyen al oxígeno el principal papel para determinar la basicidad, sino al hidrógeno, como veremos pronto; y habiendo cambiado las ideas acerca de la construcción molecular de estos cuerpos, se admiten otras proporciones de oxígeno distintas en la composición, lo cual haría más difícil la lectura de los tratados antiguos y casi indescifrables para un principiante los libros escritos siguiendo teoría diferente de la que hubieran aprendido.

Con todo suelen designarse los óxidos indicando la proporción de oxígeno que encierran con sólo anteponer á la palabra *óxido* los numerales *proto*, *deuto*, tomados del griego; ó mejor *sesqui*, *bi*, *tri*, etc., del latín, que significan 2 del *metal* por 3 de *oxígeno*, la primera; 2, 3, etc. de oxígeno por uno del metal (1). El nombre específico le forma el vulgar del metal regido de la preposición *de*. Así se dice:

*Protóxido* de manganeso al  $\text{MnO}$   
*Sesquióxido*. . . . . : al  $\text{Mn}_2\text{O}_3$   
*Bióxido*. . . . . al  $\text{MnO}_2$   
*Oxido magnético* ó salino (2)  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .

**17. Oxisales.**—*El nombre genérico de las oxisales termina en ato; si corresponde al ácido en ico, y acabará en ito si proviene de un ácido en oso. Así el ácido carbón-ico forma los carbon-atos; el ácido nitr-oso los nitr-itos, etc. El nombre específico de la sal es el mismo de la base. Ejemplo: el ácido sulfúrico se combina con el óxido de calcio ó cálcico, y forma la sal llamada sulfato cálcico ó de calcio.*

(1) En rigor no expresan lo mismo *protóxido*, *deutóxido*, que indican sólo el primero y segundo grado de oxigenación, que los numerales *sesqui*, *bi*, *tri*, que determinan con precisión el número de equivalentes de oxígeno. De los primeros no se usa más que el numeral *proto* aplicándose principalmente á los óxidos con un equivalente de oxígeno. En cambio se usa el numeral cardinal *mono* para indicar la sustitución de un solo átomo: p. ej., ácido acético *monoclorado*, ó ácido *mono-cloroacético*.

(2) También se le llama óxido manganeso-mangánico,  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .



Nótese que siguiendo esta marcha no se determina bien cuál es la composición de la base. Por eso el dualismo exagerado exigiría decir, *sulfato de protóxido y de sesquióxido de hierro*; pero tienen el inconveniente de ser muy largos estos nombres y puede establecerse que poniendo el metal regido de la preposición se indique el protóxido y denominar sulfato *al máximo* ó conservar la terminación *ico* de la base cuando un mismo metal origina dos clases de sales con el mismo ácido. De este modo diremos *sulfato ferroso ó de hierro*, y *sulfato férrico ó de hierro al máximo*.

Por último, si la sal es *ácida* se indica la proporción del elemento negativo mediante los numerales *sesqui*, *bi*, *tri*, análogamente al caso de los óxidos: *bi-carbonato potásico* significa una sal compuesta de *dos* partes de *ácido carbónico* para *una* de *potasa* ú *óxido potásico*; el *sesqui-carbonato amónico* estará formado por 3 de ácido carbónico por 2 de óxido amónico.

De igual modo se procede anteponiendo el numeral al nombre específico de las *sales básicas*. Por ejemplo, el acetato *tri-plúmbico* contiene 1 de ácido acético por 3 de óxido de plomo.

**18. Compuestos de los anfígenos.**—El *azufre*, *selonio* y *teluro* originan compuestos binarios electro-positivos y electro-negativos con propiedades análogas á los ácidos estos segundos y á las bases oxigenadas los primeros. Por eso Berzelius propuso distinguir el *oxígeno* y dichos elementos con el nombre de *anfígenos* y designar sus combinaciones binarias terminando los nombres genéricos de las negativas en **ido**, y las positivas en **uro**, conforme se acostumbra para los demás compuestos binarios: así el *azufre* combinándose con el *arsénico* produce los *sulfidos arsenioso*  $As_2S_3$  y *arsénico*  $As_2S_5$  que guardan relación con los ácidos ó *anhídridos arsenioso*  $As_2O_3$  y *arsénico*  $As_2O_5$ . Por otra parte el *azufre* se une á los metales alcalinos, *potasio sodio* y al *calcio*, etc., formando *sulfuros de potasio*, *de sodio* y *calcio* respectivamente con propiedades básicas.

Los *sulfidos* se combinan con los *sulfuros* y forman *sulfosales* ternarias, como las *oxisales*, las cuales reciben la designación en *ato* ó *ito* de una manera análoga al caso anterior. Ejemplo: el *sulfido arsenioso* unido al *sulfuro potásico* forma



el *sulfoarsenito potásico*; el *sulfido antimónico* y el *sulfuro argéntico* producen el *sulfoantimoniato argéntico*.

Otro tanto diríamos de los *selénidos* y *seleniuros* que constituyen las *selenisales*, cuerpos de escasa importancia; y se generalizarían los mismos principios á los compuestos de *teluro*, aun más raros que los de selenio.

**19. Compuestos no oxigenados.**—Se denominan en general los compuestos binarios terminando en **uro** el nombre del metaloide, ó elemento electro-negativo, y después se expresa el metal, ó elemento electro-positivo, regido de la preposición *de*, empleando los mismos medios que en el caso de los óxidos para indicar la proporción de los elementos combinados. Así, el *sulfuro* ó *protosulfuro de hierro* indica un compuesto de azufre y de hierro; el *bi-sulfuro* del mismo metal encierra dos átomos de azufre por uno de hierro; el *pentacloruro de fósforo*, uno de fósforo por cinco de cloro; las combinaciones del cloro con el cobre  $Cl_2Cu_2$  y  $Cl_2Cu$  se denominan respectivamente *cloruro cupr-oso* y *cloruro cúpr-ico*, porque la segunda contiene proporcionalmente más cloro que la primera.

**20. Excepciones.**—Los nombres de los compuestos oxigenados y en general los binarios electro-negativos, de los ánfidos, forman excepción á la regla anterior, pudiendo añadirse todavía otras excepciones, como los *hidrácidos*, ó compuestos de hidrógeno y un metaloide que tienen propiedades ácidas: v. gr., el cloro, el bromo, el yodo, el fluor al combinarse con el hidrógeno forman los *ácidos* clorhídrico, bromhídrico, yodhídrico, fluorhídrico.

**21. Aleaciones.**—También pueden considerarse como excepción, las combinaciones metálicas que toman el nombre de *aleaciones*, expresándose después de esta palabra los metales que de ella forman parte. Así se dice, *aleación de zinc y cobre*, *aleación de plomo, estaño y cadmio*. Si el mercurio forma parte de la aleación recibe ésta el nombre de *amalgama*; por ejemplo: *amalgama de oro*; con lo cual se expresa que entra también el mercurio unido al otro metal.

**22. Ejemplos de nomenclatura.**—Aunque parezca una redundancia insistiremos en la conveniencia de que el principiante se proponga muchos ejemplos para familiarizar-



se con los nombres de las sales que suelen ofrecerles mayor dificultad, ya formándolos conociendo el óxido y la base, ó viceversa, dado el nombre de la sal determinar sus componentes. *El hiposulfito sódico*, por su terminación *ito* indica ser una sal formada de un ácido terminado en *oso*, que será actualmente el *ácido hiposulfuroso*, pues por síncopa no se dice *hiposulfurito*, unido al óxido de sodio.

El *perclorato potásico* está formado de *ácido perclórico* y *óxido de potasio*. El *cloroplatinato amónico* ó *cloruro doble de platino y amonio* se compone de ambos cloruros ó bien de *clórico platínico* y *cloruro amónico*; pues, algunos químicos extienden á los compuestos del cloro la nomenclatura de los anfígenos. De un modo análogo al último ejemplo se denomina al alumbre *sulfato doble alumínico potásico*.

**23. Compuestos anhidros é hidratados.**—Se dice en general que un cuerpo es *anhidro* si no contiene agua, y que es *mono*, *bi*, *tri-hidratado*, según que contenga *una*, *dos*, *tres* moléculas de la misma. Así se designan los ácidos, los óxidos, las sales, etc., con el nombre de anhidros é hidratados.

**24. Nomenclatura moderna.**—La nomenclatura expuesta, esencialmente dualista, se conserva todavía con ligeras variaciones que ha sido preciso introducir en conformidad con las ideas dominantes acerca de la constitución molecular de los cuerpos. *El ácido sulfúrico anhidro* se denomina actualmente *anhídrido sulfúrico*, porque siendo indispensable la presencia del hidrógeno para la existencia de los ácidos no pueden llamarse tales los compuestos oxigenados ínterin no se les una el agua para que la molécula encierre el hidrógeno sustituible por un metal. Otro tanto diremos del *anhídrido carbónico*, *sulfuroso*, etc., que no son verdaderos ácidos.

Razones análogas obligan á los químicos unitarios á designar el nombre específico de las sales por el metal y no por el óxido, y se dice *nitrate de plata* y no *de óxido de plata* como diría un dualista exagerado; si bien la mayor sencillez de la primera denominación ha contribuído á que prevalezca cualquiera que sea la teoría adoptada.

Otras modificaciones que se van generalizando en las obras modernas, daremos á conocer oportunamente.



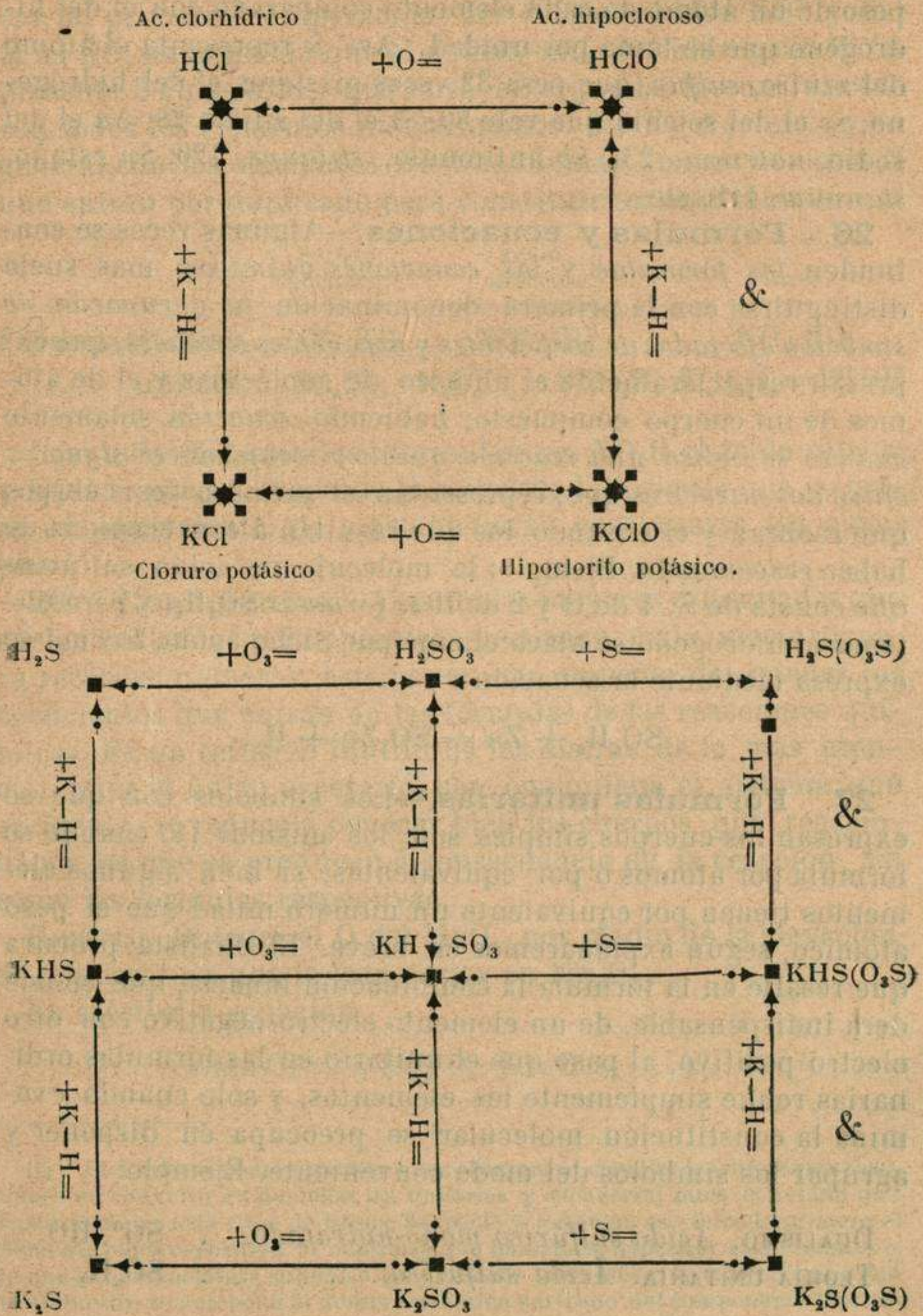
Como la nomenclatura química es dualista (12), pugnan algunas denominaciones con las teorías dominantes en la actualidad. Por esta razón hemos sido parcos en dar reglas, procurando abreviarlas á fin de que cada Profesor, según le aconseje su propia experiencia acumule en este lugar las nociones que considere suficientes para servir de fundamento á la exposición de la doctrina científica, sin perjuicio de darle después el oportuno y necesario desarrollo. Otro tanto decimos del uso simultáneo de la escritura simbólica y la nomenclatura hablada, valiéndose cada cual de medios gráficos especiales y más ó menos apropiados, pero que respondiendo mejor á sus ideas contribuyen poderosamente á inculcarlas y hasta grabarlas en la mente del discípulo.

Como ejemplo citaremos un croquis del procedimiento que adopta con éxito durante 30 años de esmerada práctica en la enseñanza el ilustrado Catedrático de Química y querido compañero y amigo nuestro D. Dionisio Roca (1).

Partiendo de las definiciones y división de los ácidos y sales (10 y 11) toma como punto de partida el *hidrácido que se designa (20) con la palabra genérica ácido* seguida de un *adjetivo formado con el nombre del elemento halógeno terminado en hidrico*, v. gr. el *ácido clorhídrico*, compuesto del cloro y del hidrógeno ClH; cuyo hidrácido por la sustitución del metal en lugar del H produce la sal haloidea. El nombre de ésta como el de todos los compuestos binarios (19) se *forma terminando la raíz del halógeno en uro*, para expresar el género de la sal adjetivando la denominación del metal que reemplaza al hidrógeno con la terminación correspondiente *oso ó ico*: así el *clor-uro potásico* es la sal que produce la sustitución del *potasio* al hidrógeno del ácido clorhídrico, etc. Después se procede á exponer la definición y nomenclatura de los *oxácidos y oxisales (15 y 17)* y en general de las sales ánfidas (18), pudiendo recalcar su derivación á partir del hidrácido según se observa inspeccionando las figuras adjuntas. En la primera á partir del ClH por la adición de un átomo de oxígeno pasamos al ácido hipocloroso y reemplazando el H por el potasio resulta el cloruro potásico, etc. En la segunda el punto de partida es el sulfhídrico.

(1) Á riesgo de ofender la modestia del Sr. Roca nos permitimos publicar esta nota y su clasificación de los sistemas cristalinos sin haberle consultado previamente, porque, siendo públicas sus explicaciones, no cabe ocultar procedimientos excelentes que deben generalizarse y creemos nos agradecerán nuestros lectores.





25. **Símbolos.**—Cada cuerpo simple se representa por un símbolo, según puede verse en el cuadro de la página 8,



que es una abreviatura de su nombre latino, y representa el peso de un átomo de cada elemento comparado con el del hidrógeno que se toma por unidad. Así *S* representa el átomo del azufre, *sulfur*, que pesa 32 veces más que el del hidrógeno; *Se* el del selenio que vale 80; *Si* el del silicio 28; *Na* el del sodio, *natrium*, 23; *Sb* antimonio, *stibium*, 120; *Sn* estaño, *stannum*, 118; etc.

**26. Fórmulas y ecuaciones.**—Algunas veces se confunden *las fórmulas y las ecuaciones químicas*; mas suele distinguirse con la primera denominación *la agrupación de símbolos afectados de coeficientes y exponentes ó índices*, que expresan respectivamente el número de moléculas y el de átomos de un cuerpo compuesto; habiendo *ecuación* solamente cuando se indica una reacción química poniendo el signo = entre dos miembros que, representan el primero los cuerpos que reobran y el segundo los que resultan á consecuencia de haber reaccionado. Ejemplo: la molécula de ácido sulfúrico que consta de S, 4 de O y 2 de H se formula  $SO_4H_2$ ; y para obtener el hidrógeno se ataca el zinc por dicho ácido, lo cual se expresa mediante la ecuación



**27. Fórmulas unitarias.**—Los símbolos con que se expresan los cuerpos simples son los mismos (1) cuando se formula por átomos ó por equivalentes, si bien algunos elementos tienen por equivalente un número mitad que el peso atómico, según explanaremos en breve. El dualista procura que resalte en la fórmula la combinación binaria, que considera indispensable, de un elemento electro-negativo con otro electro-positivo, al paso que el unitario en las fórmulas ordinarias reúne simplemente los elementos, y sólo cuando examina la constitución molecular se preocupa en disponer y agrupar los símbolos del modo conveniente. Ejemplo:

DUALISMO. <i>Ácido sulfúrico mono-hidratado.</i>	. . .	$SO^3, HO.$
TEORÍA UNITARIA. <i>Ácido sulfúrico.</i>	. . . . .	$SO_4H_2.$

(1) Algunos autores suelen poner acentos ó números romanos á la derecha del símbolo para expresar la dinamicidad del átomo, representando así el  $O''$  que es didínamo,  $Bo'''$  tridínamo,  $Nv$  pentadínamo.



La única diferencia entre ambas fórmulas consiste en marcar la primera la separación del ácido anhidro  $\text{SO}^3$  y del agua  $\text{HO}$ , advirtiéndose que el equivalente del hidrógeno  $\text{H}$  representa 2 átomos,  $\text{H}_2$ , que lleva la segunda, lo cual sucede con todos los elementos monodínamos  $\text{Cl}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Ag}$ , etc., y en general con los elementos de dinamicidad impar como el  $\text{N}$  que entran por duplicado para constituir un equivalente.

	<u>Sulfato potásico.</u>	<u>Ácido níttrico.</u>	<u>Potasa.</u>
Fórmula dualista.	$\text{SO}^3, \text{KO}$	$\text{NO}^b, \text{HO}$	$\text{KO}, \text{HO}$
— unitaria.	$\text{SO}_4\text{K}_2; \text{N}_2\text{O}_6\text{H}_2 = 2\text{NO}_3\text{H}; \text{K}_2\text{O}_2\text{H}_2 = 2\text{KOH}$		

Casi todos los químicos formulan ya  $\text{NO}_3\text{H}$  el ácido nítrico y  $\text{KOH}$  la potasa, tomando la mitad de la fórmula que expresa un equivalente; (1) y así pudieran continuarse los ejemplos.

**28. Coeficientes.**—Una de las mayores dificultades que suelen hallar los principiantes que tienen mala memoria para recordar números, estriba en su empeño de retener los coeficientes que entran en las fórmulas de las reacciones químicas. Es un esfuerzo inútil que les distrae de lo más esencial; pues lo único necesario, sea cualquiera el sistema que se adopte, se reduce á conocer bien los cuerpos que reaccionan y los que se producen á consecuencia de la reacción, así como las fórmulas respectivas.

EJEMPLO. Obtener el  $\text{O}$  del  $\text{MnO}_2$  por medio de la elevación de temperatura que le transforma en  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .

Se escribe la ecuación



(1) El Profesor podrá ejercitar á sus alumnos al estudiar las diferentes reacciones en convertir en dualistas las unitarias y viceversa; pues conviene que sepan manejar toda clase de libros. Respecto á formular escribiendo primero el elemento electro-positivo, al contrario que hablamos, dependió esta costumbre de que la nomenclatura se debe á los químicos franceses y en este idioma como en el nuestro se antepone el nombre genérico derivado del componente electro-negativo, y se dice v. gr. *sulfato potásico*; en cambio los alemanes que extendieron las fórmulas ideadas por Berzelius dicen *potasa sulfatada* y naturalmente lo escribieron así:  $\text{KO}, \text{SO}^3$ , cuyas fórmulas copiamos franceses y españoles; sin embargo, ya muchos dualistas españoles escriben las sales principiando por el ácido, cuya práctica seguiremos.



y se determinan  $x$ ,  $y$ ,  $z$ , con la condición de ser números enteros, mediante las ecuaciones

$$\left. \begin{array}{l} x \text{ Mn} = 3y \text{ Mn} \\ 2x \text{ O} = 4y \text{ O} + z \text{ O} \end{array} \right\} \text{ si } y = 1, x = 3; z = 2;$$

supuesto que ha de haber el mismo número de átomos en el primero y segundo miembro de la ecuación [A].

En reacciones complicadas es necesario poner los coeficientes  $x$ ,  $y$ ,  $z$ ..... para determinarlos con la condición de ser enteros; estableciendo al efecto un sistema de ecuaciones que resultan de haber necesariamente el mismo número de átomos de cada elemento en los dos miembros de la ecuación química. En el caso anterior y en la mayoría de los que se presentan en la práctica se averigua desde luego, pensando un poco, cuál ha de ser el coeficiente ó número de moléculas necesarias; pues hubiéramos dicho aquí, como el óxido resultante  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  tiene 3 de Mn la reacción exige  $3\text{MnO}_2$ .

### CAPITULO III.

#### *Estudio de la cohesión.*

**29. Cohesión.**—Al hablar en la Física de las fuerzas moleculares (18) dijimos que la cohesión mantiene unidas las moléculas de los cuerpos, siendo contrarrestada por la fuerza repulsiva dependiente del calor. Cuando predomina la primera el cuerpo se halla en *estado sólido*, pudiendo suponer que se equilibran ambas fuerzas en los *liquidos* y siendo predominante la repulsión en los *gases*; pero los tres estados límites que principalmente hemos estudiado no son los únicos que deben considerarse; pues durante el paso de sólido á líquido se observa en muchos cuerpos un estado *pastoso* ó de *semifluidéz*, así como hay un estado intermedio en los gases muy comprimidos á temperaturas superiores al punto crítico. Esto por lo que respecta á un cuerpo determinado cuando varía su temperatura, y tratándose de cuerpos diferentes, en las condiciones ordinarias de presión y temperatura, se



comprende que será variable su estado, ó se hallarán más ó menos distantes de los tres límites antedichos, presentando caracteres de *blandura, viscosidad y fluidez* propias de cada cuerpo.

**30. Liquidación de los gases.**—En su lugar hemos expuesto los medios de hacer pasar á cada cuerpo de un estado á otro, y concretándonos á los gases recordaremos que el procedimiento general para liquidarlos se reduce á producir aumento de presión y disminución de temperatura; lo cual realizaba Faraday por medio de un tubo de vidrio resistente y ligeramente encorvado, que se cierra por ambos extremos después de haber introducido en uno de ellos el cuerpo que al calentarse desprende el gas, y rodeando el otro de una mezcla frigorífica: por la presión del gas desprendido y la baja temperatura se consigue liquidar el amoníaco, el cloro, etc.

**31. Disolución de los gases.**—También es frecuente al estudiar las propiedades particulares de los gases indicar su solubilidad, que *es proporcional á la presión; variable según su naturaleza y la del disolvente, y disminuye aumentando la temperatura.*

Por último, algunos sólidos, v. gr. el carbón y aun los metales, como el platino, absorben y retienen volúmenes muy considerables de determinados gases; produciéndose en general gran desprendimiento de calor, necesario después para que el gas quede en libertad.

**32. Cristalización.**—Llámase *crystal toda forma poliédrica de un mineral que presenta cierta simetría.* La *cristalización es el paso de un líquido á sólido de forma cristalina.* El hierro, el azufre, las piritas de hierro y de cobre, y la sal común, se presentan espontáneamente cristalizados, y esta forma, que se observa muchas veces en la estructura de las rocas, puede decirse que es la más constante en la Naturaleza, si durante la solidificación el cuerpo goza de las condiciones necesarias de *espacio, tiempo y reposo.*

La *primera* es indispensable sobre todo para los cuerpos que aumentan de volumen al solidificarse, como el agua y el bismuto. La *segunda* se comprende, porque cediendo el líquido las calorías de fusión al cristalizar, no puede ser instantáneo el cambio de estado,



que por otra parte, si sobreviene un enfriamiento repentino resultaría una masa informe por no haber tiempo suficiente para que las moléculas se orienten según las leyes de agrupación que les son propias. En esta misma circunstancia se funda la *tercera condición*, si bien el reposo necesario para que se forme y fije una partícula cristalina que sirva de núcleo á las demás que sobre ellas se depositan, no conviene que sea completo; pues entonces se opone á la solidificación.

Cuando las sustancias cristalizan difícilmente, como sucede al azúcar, se atraviesan las vasijas que contienen la disolución por medio de hilos sobre los cuales se depositan los cristales de azúcar candi (1). Agitando las disoluciones concentradas se obtiene el sólido en forma de granos ó pequeños cristales irregulares, por ejemplo en el nitro; y por último, para vencer la inercia á la cristalización cuando es excesivo el reposo, basta arrojar un pequeño cristal en el líquido, ó poner en vibración las paredes del vaso y al cabo de algún tiempo se consigue que en ellas se depositen los cristales.

Por lo que llevamos dicho se comprende que el cuerpo que ha de cristalizar debe encontrarse en estado fluido: de aquí los medios que pueden servirnos al efecto: 1.º *POR VÍA SECA: fusión y volatilización*; 2.º *POR VÍA HÚMEDA: disolución con evaporación ó enfriamiento del disolvente*; de todo lo cual tendremos ocasión de citar ejemplos.

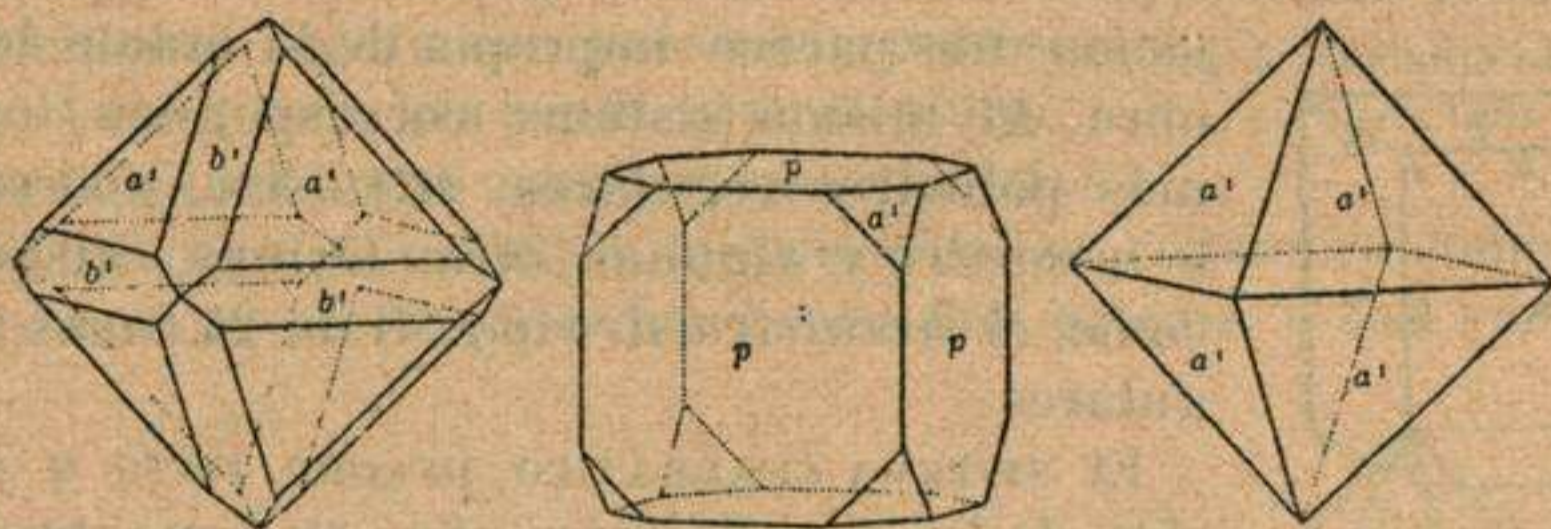
**33. Sistemas cristalinos.**—*Reciben este nombre el conjunto de formas cristalinas que pueden derivarse de una principal ó tipo del sistema. A primera vista parecen innumerables las formas poliédricas que presentan los minerales ó que se obtienen en nuestros laboratorios; pero mediante un estudio detenido de las mismas han podido reducirse á seis grupos ó sistemas cristalinos, que se designan por la forma típica ó por el número y disposición de los ejes de simetría. Estos sistemas son: 1.º Regular ó cúbico; 2.º Cuadrático; prismático recto de base cuadrada; 3.º Rombal, prismático recto de base rectangular ó rombal; 4.º Monoclínico, prismático oblicuo de base rectangular; 5.º Triclínico, prismático oblicuo de base romboidal; y 6.º Romboédrico ó hexagonal.*

(1) Esta disposición que adoptan los confiteros en los peroles donde cristalizan el azúcar, según les enseña la práctica, da el resultado apetecido á condición de mantener constante la temperatura.



**34. Modificaciones.**—Para comprender cómo pueden derivarse de la forma tipo las demás que corresponden al mismo sistema, emplean los cristalógrafos diferentes métodos que no podemos detallar, y sólo por vía de ejemplo citaremos algunas modificaciones del cubo y del octaedro.

Cortando los ocho ángulos sólidos del primer poliedro por planos igualmente inclinados sobre las caras primitivas resulta el *cubo octaedro* (fig. 1.<sup>a</sup>—*Cubo con truncamiento*), con caras triangulares *a'*

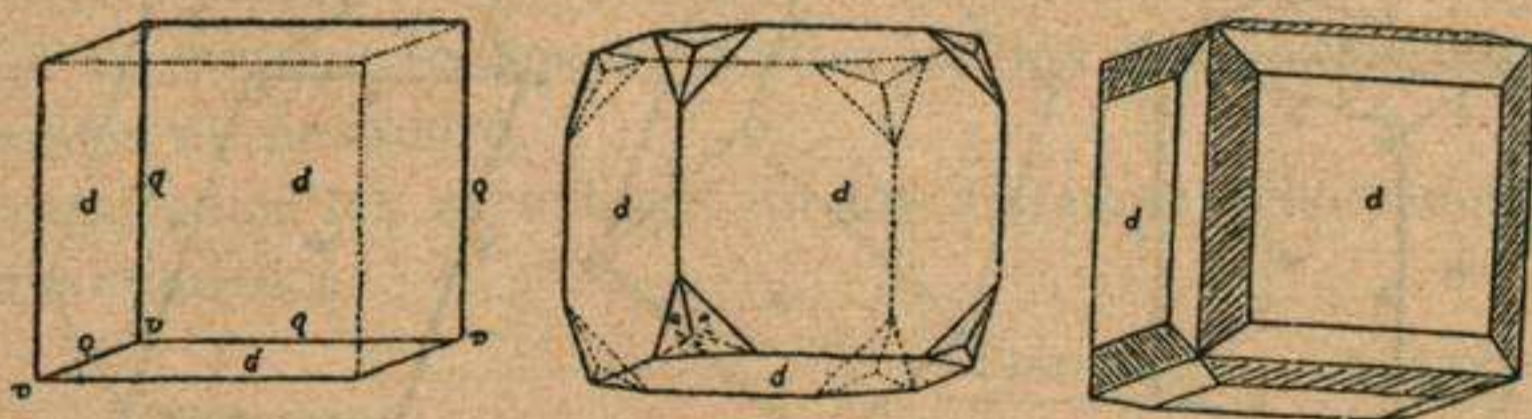


Octaedro con las aristas truncadas.      Cubo con truncamiento en los ángulos.      Octaedro regular.

Fig. 1.

en los *truncamientos* y las seis primitivas *p* que eran cuadrados se convierten en octógonos los cuales llegan á desaparecer aumentando los ocho triángulos hasta formarse el octaedro regular. Recíprocamente *por truncamiento* de los seis ángulos sólidos del octaedro puede pasarse al cubo (1).

También pueden obtenerse nuevas formas por medio del *bisel*, sustituyendo con un diedro otro elemento—*cara, arista ó ángulo*



Cubo.      Cubo con apuntamiento.      Cubo con bisel.

Fig. 2.

*sólido*—de la forma primordial (fig. 2. *Cubo con bisel de las aristas*). En el caso de ser modificadas las aristas, el nuevo ángulo es mayor

(1) Conviene á los principiantes que no estén muy versados en Geometría, ejercitarse en efectuar prácticamente estos truncamientos construyendo un cubo de materia blanda, v. gr. con una patata, y dando las secciones mediante un cuchillo ó cortaplumas.



que el primitivo. Por último, *el apuntamiento* consiste en la sustitución de una cara ó ángulo sólido por otro ángulo sólido (*fig. 2.*) *Cubo con apuntamiento*).

**35. Caracteres y clasificación de los sistemas.**—EL SISTEMA REGULAR, *cúbico* ú *octaédrico* (*figs. 1 y 2*) ofrece *tres ejes rectangulares é iguales*, que en el cubo son las tres rectas que unen los centros de las caras opuestas, y en el *octaedro* los seis vértices: el número y forma de los demás elementos ó partes que determinan el cristal se deducen por consideraciones geométricas, cuya expo-

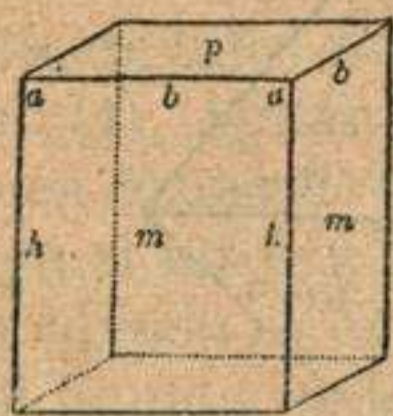
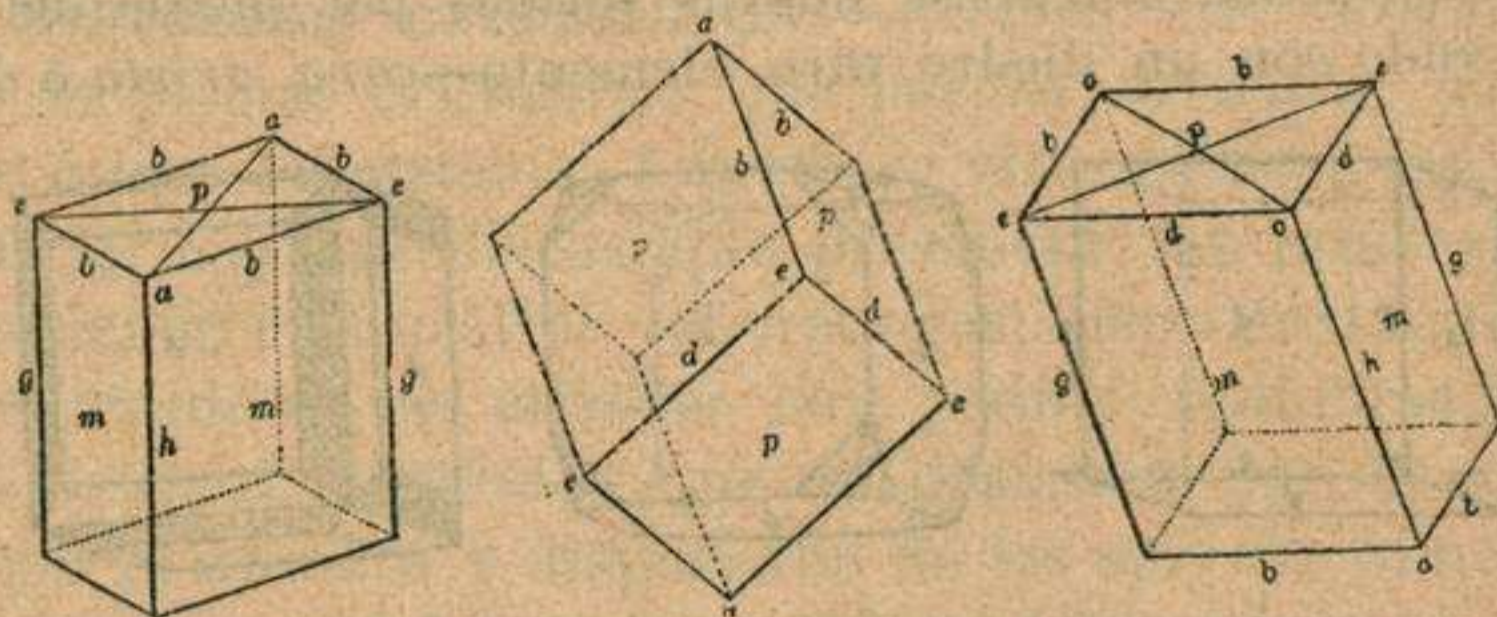


Fig. 3.—Prisma recto cuadrado.

sición nos parece impropia de la indole de esta obra. Al mismo sistema corresponden los demás poliedros regulares, *tetraedro*, *dodecaedro* é *icosaedro* y algunas otras formas cristalinas como el *hexatetraedro* (*fig. 6*) de 24 caras triangulares.

El SISTEMA CUADRÁTICO, *prisma recto y octaedro de bases cuadradas* (*fig. 3*), tiene tres ejes perpendiculares, dos iguales y el tercero desigual, y suele tomarse en él como forma primitiva el paralelepípedo recto de base cuadrada; aunque convendría mejor el octaedro correspondiente, cuyas caras son triángulos isósceles, pasando á esta última forma, como en el caso anterior, por truncamiento de los ángulos *a* del paralelepípedo, y á un *prisma octagonal* por el de las aristas laterales *h*.

SISTEMA ROMBAL, *paralelepípedo recto* ú *octaedro de base rombale* ó *rectangular* (*fig. 4*), formas análogamente derivadas que en los casos



Prisma recto rectangular.

Romboedro.

Prisma rombale oblicuo.

Fig. 4.

anteriores y que tienen tres planos de simetría: presenta tres ejes rectangulares desiguales.

SISTEMA MONOCLÍNICO, *paralelepípedo* (*fig. 4*) y *octaedro oblicuos de base rombale*, con dos ejes oblicuos y el tercero perpendicular al plano de aquéllos, todos desiguales, y sólo tiene un plano de simetría.



SISTEMA TRICLÍNICO, *prisma oblicuo de base romboidal* (fig. 5), también forma el octaedro irregular correspondiente y se caracteriza por ser desiguales y oblicuos los tres ejes: no tiene ningún plano de simetría.

SISTEMA ROMBOÉDRICO, *hexaedro romboidal* (fig. 4), y *prisma hexagonal* (fig. 6). Los seis rombos que forman las caras del romboedro son iguales, y el prisma hexagonal regular; es decir, recto y las bases son exágonos regulares: presenta, por lo tanto, 4 ejes, uno perpendicular al plano de los otros tres que son iguales entre sí y forman ángulo de 60°; el eje desigual se considera como principal, uno los centros de las bases del prisma y los vértices  $a$ ,

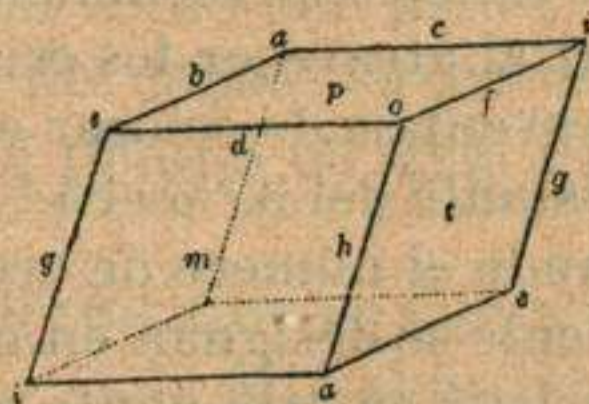
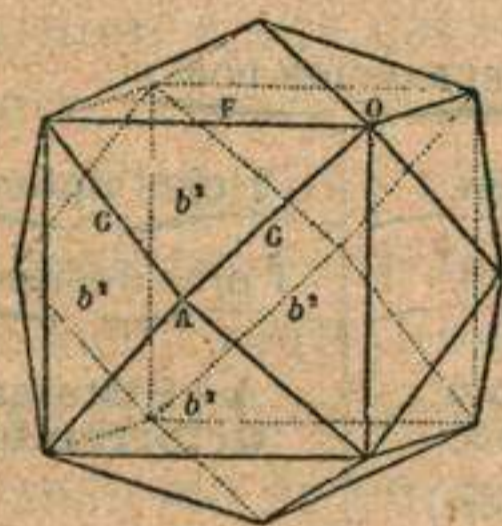
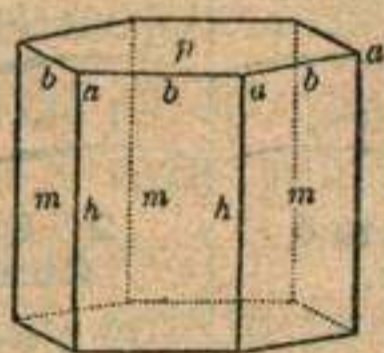


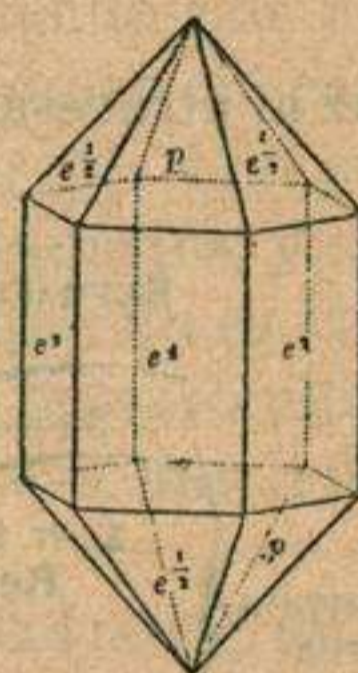
Fig. 5.—Prisma oblicuo romboidal.



Hexatetraedro.



Prisma hexagonal.



Prisma hexagonal apuntado.

Fig. 6.

$a$ , (fig. 4) de los triedros formados por los ángulos agudos de los rombos en el hexaedro.

Resumiremos los caracteres de los sistemas cristalinos en el siguiente cuadro:

SISTEMAS.		FORMAS TIPO.	
SISTEMAS CRISTALINOS.	CON TRES EJES.	ORTOGONALES.	3 iguales..... 1.º Regular..... Cubo.
		OBLICUOS.	2 iguales..... 2.º Cuadrático... Prisma recto base cuadrada.
			desiguales..... 3.º Rombal..... Íd., romboidal.
	CON CUATRO EJES.	OBLICUOS.	2 oblicuos..... 4.º Monoclínico.. Prisma oblicuo base rectangular.
			3 oblicuos..... 5.º Triclínico.... Íd., romboidal.



La clasificación anterior de los sistemas cristalinos está fundada solamente para mayor sencillez, en el número, dirección y magnitud de los ejes, prescindiendo de las modificaciones que experimenta la luz al atravesar los cristales transparentes; lo cual tiene además la desventaja de colocar el sistema romboédrico en el *sexto* lugar, muy distante del 3.º ó el 4.º en que le ponen casi todos los autores, alterando el número de orden de los otros sistemas con que abreviadamente se designan en muchos libros, por cuyas razones si se quiere insistir en este punto merece la preferencia el cuadro resumen del Sr. Roca que copiamos á continuación.

**Clasificación de los sistemas cristalinos.**

(Los ejes unen los vértices opuestos del tipo.)

La luz al atravesar los cristales sufre la

		REFRACCIÓN DOBLE.	
		1 eje óptico.	2 ejes ópticos.
REFRACCIÓN SIMPLE.			
3 ejes iguales.		1 eje desigual	3 ejes desiguales.
3 ejes perpendiculares.	1.er Sistema ó Regular.	2.º Sistema ó Cuadrático. (2 ejes iguales.)	4.º Sistema ó Ortorrómbico.
	TIPO. Octaedro regular.	TIPO. Oct.º cuadrático.	TIPO. Oct.º ortorrómbico.
1 eje perpendicular al plano de los demás. . . . .	3.er Sistema ó Hexagonal. (3 ejes iguales formando en un plano áng.s de 60º.)	5.º Sistema ó Clinorrómbico.	
	TIPO. Dodecaedro hexagonal.	TIPO. Oct.º clinorrómbico.	
Ningún eje perpendicular. . . . .		6.º Sistema ó Anórtico.	
		TIPO. Oct.º anórtico.	

**36. Isomorfismo.**—La importancia de la cristalización depende del hecho observado y característico en las especies químicas de que *cada substancia cristaliza en formas del mis-*



mo sistema, y cuando dos especies diferentes son isomorfas tienen siempre una composición química análoga; v. gr., el sulfato ferroso y cúprico. Así tomando un cristal verde del primero pueden nutrirse ó engrosar por el depósito de capas sucesivas azules de sulfato cúprico, dejándole cierto tiempo en una disolución concentrada del mismo.

**37. Dimorfismo.**—El principio anterior que es conocido con el nombre de *ley del isomorfismo*, ó de Mitscherlich, presenta algunas excepciones, puesto que hay substancias *dimorfas*, y aun *polimorfas* que pueden presentarse en formas correspondientes á dos ó más sistemas cristalinos, como sucede á la caliza romboédrica, espato de Islandia, y prismática, aragonito.

**38. Alotropía é isomería.**—Se entiende por alotropía la propiedad que tienen los cuerpos simples de cambiar radicalmente sus caracteres físicos, de modo que sólo pueden reconocerse porque originan los mismo compuestos; v. gr., el fósforo ordinario y el fósforo rojo ó amorfo que no es venenoso, ni fosforece, ni es soluble en el sulfuro de carbono como el primero; pero quemado á una temperatura muy elevada, produce también ácido fosfórico.

La *isomería* se corresponde con la propiedad anterior, pero refiriéndose ésta á los cuerpos compuestos; pudiendo citarse como ejemplo de cuerpos isómeros los anhídridos arseniosos vitreo y porcelánico, y muchas substancias orgánicas de la misma composición molecular, cuyas propiedades no guardan ninguna semejanza.

**39. Unidad de la materia.**—Dos son los factores que determinan la formación de los cuerpos y engendran los fenómenos por medio de los cuales se revelan á la percepción externa: la materia y la energía. Preocupados los químicos por el estudio de la primera desatendieron en un principio el segundo factor, cuya influencia se descubre en las propiedades mismas que acabamos de estudiar: el calor actuando convenientemente, cambia el fósforo ordinario en fósforo rojo, el azufre amarillo en azufre blando y elástico como el caucho; determina el dimorfismo según la temperatura á que se produce la cristalización, y finalmente es una causa general de la *descomposición* de los cuerpos, ya sea *completa* y rápida como la ebullición, ya *parcial* y marche de un modo lento en cuyo caso toma el nombre de *disociación*, que es comparable á la evaporación



espontánea; variando la *tensión* ó *fuerza disociadora* cuando aumenta la temperatura.

Es verdad que entre los límites en que pueda acumularse el calor y la electricidad, principales formas de la energía que operan la descomposición de los cuerpos, el hombre es impotente para resolver los que admitimos como elementos, cuya existencia está demostrada en la fotosfera del sol, á temperatura muy superior probablemente á las que puedan obtenerse jamás en los laboratorios; pero no satisface al espíritu filosófico el número cada día creciente de cuerpos simples que se descubren y es muy probable que la presencia del *helio* que aparece en el sol y la carencia del cloro y otros elementos en dicho astro pudiera provenir de una verdadera disociación de las sustancias que en la actualidad forzosamente se tienen por cuerpos simples. En lugar oportuno añadiremos á estas consideraciones algunas que resultan naturalmente de comparar metaloides y metales pertenecientes á una misma familia.

**40. Consecuencias.**— Esta hipótesis atrevida de la *unidad de la materia*, según la cual los diferentes elementos resultarían de una agrupación ó concentración distinta de la sustancia única que informa todos los cuerpos, reteniendo una cantidad determinada de energía para diferenciarlos, no deja de halagar al espíritu filosófico de muchos; pero algunos más timoratos consideran peligroso iniciar á los jóvenes en estas lucubraciones de la imaginación científica. Nosotros no encontramos inconveniente para la Química el indicarla siempre que nos atengamos á los hechos. Hasta ahora existen setenta y dos ó más cuerpos indescomponibles por todos los medios de que disponemos; por sus reacciones mutuas se originan todos los cuerpos estudiados; pues bien, *actualmente y en lo sucesivo*, operando con los agentes ordinarios, *obtendremos siempre las mismas combinaciones y descomposiciones ya conocidas*, que tanto nos interesan para las ciencias y la industria. Podemos trabajar tranquilos en la seguridad de obtener resultados ciertos, importándonos poco el porvenir reservado á la hipótesis que debatimos; puesto que son inalterables, en las condiciones susodichas, los fundamentos de la Química, que nunca ha de extraviarse en términos de perseguir como en los siglos medios el fantástico ideal de la transmutación de los metales.



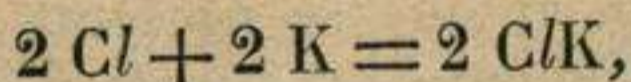
## CAPÍTULO IV.

*Leyes de la combinación.*

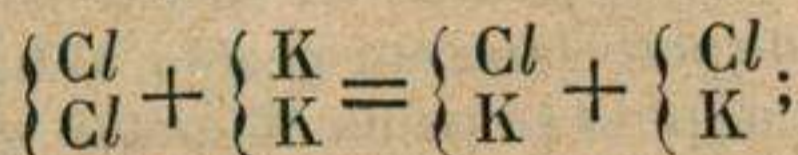
**41. Afinidad.**—*Es la fuerza de combinación que mantiene unidos los átomos para constituir la molécula. Si se ponen en presencia dos cuerpos simples, electro-positivo el uno como el cloro y electro-negativo el otro como el potasio, se combinan produciendo cloruro de potasio. Los químicos traducen esta combinación de los elementos por la ecuación*



que naturalmente explicaban por una yuxtaposición ó simple adición de elementos; pero teniendo en cuenta que la molécula de un cuerpo simple ha de estar formada por dos átomos, debe formularse dicha reacción del modo siguiente:



ó bien,



cuya última ecuación significa que un átomo de potasio viene á ocupar en la primer molécula de cloro el lugar correspondiente á un átomo del halógeno, el cual á su vez reemplaza al átomo de potasio en la molécula de este metal.

Existen, por lo tauto, dos modos de considerar la combinación: ó por *adición* de elementos, ó por *sustitución* de nuevos átomos en el lugar antes ocupado por otros. Los dualistas sólo aceptan la adición; los unitarios admiten casi de un modo exclusivo la sustitución simple ó compuesta; mas probablemente hay combinaciones de una y otra clase ó por lo menos ofrecen más sencilla explicación los fenómenos aceptando una ú otra, según los casos, como tendremos ocasión de notar oportunamente.

**42. Modificadores de la afinidad.**—La afinidad es una forma de la energía, y por lo tanto ésta bajo cualquier aspecto, *el calor, la luz, la electricidad*, debe influir poderosamente.



samente en las combinaciones químicas dislocando los átomos de una molécula; ya para mantenerlos separados, ya para que ocupen su puesto otros diferentes, y que sin la intervención de los expresados agentes hubiera permanecido aquélla inalterable.

En las obras de Química se enumeran ejemplos, conocidos unos por lo dicho ya en la Física y anticipando otros que han de estudiarse en la Química descriptiva, v. gr.:

COMBINACIÓN.—1.º Por *calor*:  $S + Fe = SFe$ .

2.º *Luz*:  $Cl + H = ClH$ .

3.º *Electricidad* (chispa eléctrica):  $H_2 + O = H_2O$ .

DESCOMPOSICIÓN.—1.º Por *calor*:  $CO_3Ca = CO_2 + CaO$ .

2.º *Luz*:  $ClAg = Cl + Ag$ .

3.º *Electricidad* (corriente eléctrica):  $SO_4K_2 = SO_4 + K_2$ .

Todavía se citan otras causas modificantes de la afinidad, como *la acción de masa*, la llamada *fuerza catalítica* ó de presencia y otras antes inexplicables que en la actualidad se comprenden en el principio antes consignado.

*La acción de masa* se produce entre cuerpos que, al decir de los primeros observadores, tengan la misma ó parecida afinidad para un tercero: en tal caso, el que se presenta en mayor cantidad se combina con el otro elemento; tal sucede poniendo alambres de hierro en un tubo de porcelana enrojecido, al hacer pasar una corriente de vapor de agua, pues se oxida el metal que ofrece *mayor masa* que el hidrógeno. Por el contrario, si la corriente de este gas pasa sobre el óxido metálico, sometido á una temperatura elevada, el hidrógeno presenta la mayor masa; se forma agua y queda reducido el metal. Explicanse ahora estos hechos por la disociación, y el hidrógeno arrastra como otro gas cualquiera inerte el oxígeno disociable.

Respecto á *la misteriosa acción de presencia*, que el musgo de platino ejerce sobre la mezcla detonante de dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno, es una mera combinación debida á la incandescencia del platino por la absorción de los gases entre sus poros: produce el mismo efecto que una llama cualquiera ó la chispa eléctrica.

**43. Indestructibilidad de la materia.**—*La materia no puede destruirse, ni mucho menos crearse por el hombre.* A primera vista parece lo contrario, pues de continuo desaparecen los seres orgánicos de la escena viviente y pudie-



ra creerse que sus despojos fueron reducidos á la nada; la materia, sin embargo, no se ha destruido, formándose gases que recogidos en unión con los demás restos del ser darían un peso invariable. Otro tanto sucede en la combustión: equilibrando con pesas una bujía, y ardiendo luego, puesta en el platillo de una balanza se inclina el aparato del lado donde

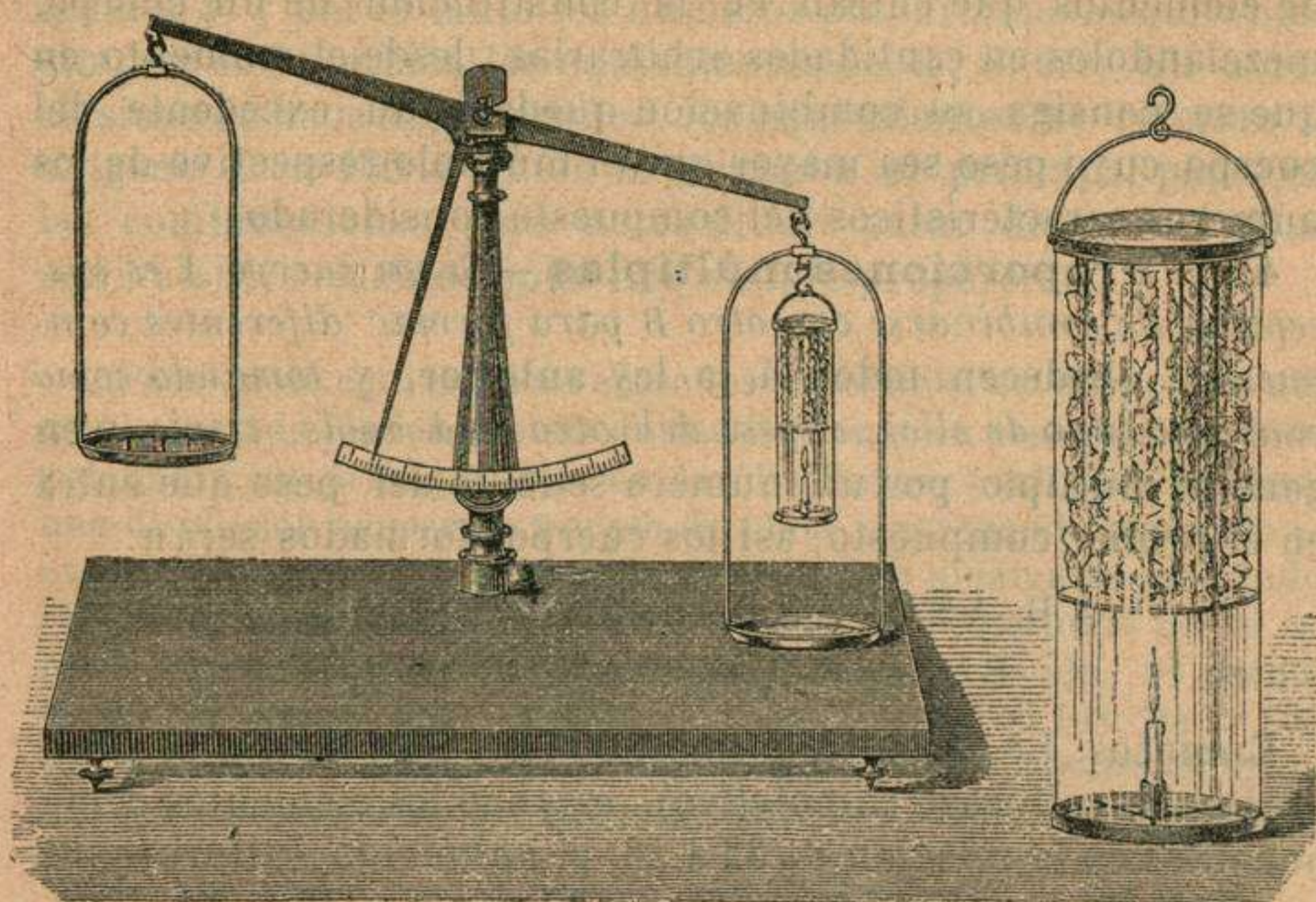


Fig. 7.—Balanza pesamaterias.

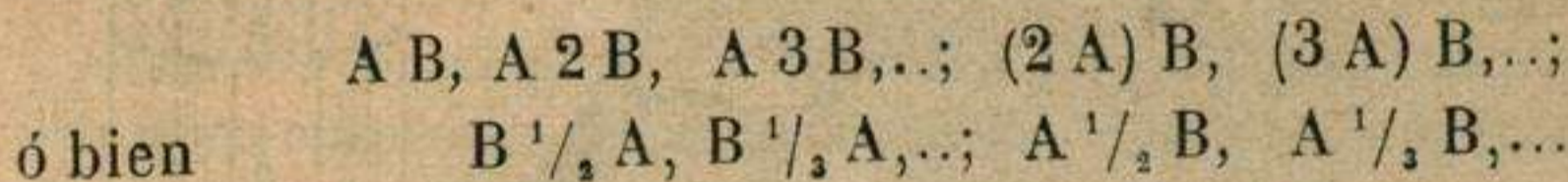
está la bujía encendida, al mismo tiempo que ésta desaparece; pues se forma agua y ácido carbónico que, absorbidos por la potasa caústica, dan un peso mayor que el correspondiente á la estearina, á consecuencia de haberse unido al hidrógeno y al carbono del combustible el oxígeno del aire; conforme se representa en el grabado (*fig. 7*), con toda la claridad necesaria.

**44. Proporciones definidas.**—*Los pesos de los elementos que se combinan para formar un compuesto determinado son proporcionales; es decir, que la razón de cada dos de ellos es constante. Así en el anhídrido hiposulfuroso, que es el primer compuesto de azufre y oxígeno, los pesos de estos elementos se hallan en la relación de 2 á 1; en el sulfuro de hierro, el del azufre y del metal guardan la proporción de 4 á 7; el hidrógeno y el oxígeno que forman el agua la de 1 á*



8, y de igual modo se hallaría una razón constante entre los pesos de los elementos de cualquier compuesto binario. Analizada una sal como el sulfato ferroso, la proporción de sus tres elementos S, O, Fe, corresponde asimismo á ciertos múltiplos de los números 4, 8 y 7 ( $1 \times 4$ ,  $4 \times 8$ ,  $1 \times 7$ ); por consiguiente cualquiera que sea la naturaleza y el número de elementos que entran en la constitución de un cuerpo, mezclándolos en cantidades arbitrarias, desde el momento en que se consiga su combinación quedará un excedente del cuerpo cuyo peso sea mayor que el múltiplo respectivo de los números característicos del compuesto considerado.

**45. Proporciones múltiples** — *Si un cuerpo A es susceptible de combinarse con otro B para formar diferentes compuestos, obedecen todos á la ley anterior, y tomando como constante uno de ellos, el peso del otro será doble, triple, y en general múltiplo por un número sencillo del peso que entra en el primer compuesto; así los cuerpos formados serán:*



**EJEMPLOS:** 1.º El azufre forma SO, SO<sup>2</sup>, SO<sup>3</sup>; ó sean el anhídrido hiposulfuroso (hipotético), estando los elementos componentes en la relación de 32 á 16; el anhídrido sulfuroso, 32 por  $2 \times 16$ ; el anhídrido sulfúrico 32 por  $3 \times 16$ .—2.º Compuestos de nitrógeno y oxígeno NO (14 : 16); NO<sub>2</sub> (14 :  $2 \times 16$ ); NO<sub>3</sub> (14 :  $3 \times 16$ ); NO<sub>4</sub> (14 :  $4 \times 16$ ); NO<sub>5</sub> (14 :  $5 \times 16$ ).

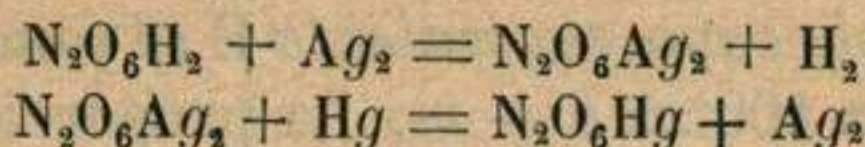
**46. Números proporcionales.** — *Reciben este nombre los números que expresan la razón constante en que entran los pesos de los diferentes cuerpos para formar el primer compuesto definido; pues se observó que eran los mismos en las diversas combinaciones que originan; v. gr., el hidrógeno, el oxígeno, el hierro, el nitrógeno, el azufre, pueden representarse en todos sus compuestos por los números 1, 8, 28, 14 y 16. El sulfuro de hierro contiene S = 16, Fe = 28, y asimismo en el sulfhídrico SH<sub>2</sub>, S = 16, H<sub>2</sub> = 1; como en el agua H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub> = 1, O = 8, etc.*

Se comprende que si al hidrógeno le representamos por 2 en vez de 1 como antes, el oxígeno será  $16 = 2 \times 8$ ; y así sucesivamente resultarían otros números proporcionales duplos de los primeros, ó triplos si fuera H = 3.



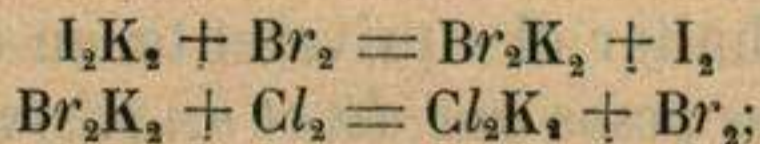
**47. Equivalentes químicos.**—Se entiende por *equivalentes de los cuerpos simples con respecto á uno de ellos los números proporcionales que resultan considerando á éste como unidad ó tipo de comparación.* Entre los modernos se mira como elemento más importante el hidrógeno y los equivalentes se hallan haciendo su peso, es decir, el de la molécula igual á 1, y por lo tanto los números proporcionales que antes citamos son también los equivalentes del O, S, etc. En obras clásicas de hace algunos años los equivalentes se referían al oxígeno  $O = 100$  á quien se asignaba el principal papel en las combinaciones; pero no es difícil pasar de unos á otros equivalentes estableciendo una simple proporción.

La noción de equivalencia entre los elementos, se desprende naturalmente de los fenómenos de sustitución y en especial cuando se reemplaza *un metal* por otro en las disoluciones salinas. Tomando una disolución acuosa de nitrato de plata y agregando mercurio en exceso, se precipita toda la plata en forma de amalgama formándose nitrato de mercurio, cuyo metal puede ser sustituido por el cobre y éste por el hierro sin cambio aparente del ácido, no siendo difícil determinar los pesos de los metales  $Ag_2 = 108$ ;  $Hg = 100$ ;  $Cu = 31,7$ ;  $Fe = 28$ , que se reemplazan ó *son equivalentes* en la molécula de nitrato á  $H_2 = 1$  del ácido nítrico,  $2 NO_3H = N_2O_6H_2$  lo cual puede formularse



y así sucesivamente.

De igual modo pudiera operarse la sustitución de unos metaloides por otros, conforme indican las ecuaciones



luego el  $I_2 = 127$ ;  $Br_2 = 80$ , y  $Cl_2 = 35,5$  equivalen á  $H_2 = 1$ .

En los ejemplos citados y otros análogos es únicamente donde existe verdadera equivalencia; pues los metales del primer caso y los metaloides del segundo, en peso distinto se reemplazan sin que cambien por eso las condiciones de la sal, en lo que toca á su constitución molecular. Generalizando más tarde la idea, se llamaron impropriamente *equivalentes* á los números proporcionales, en el sentido de nuestra definición; porque en cualquiera de sus combinaciones mutuas, por diversas que sean, entra siempre la cantidad ponderal que indica el número en cuestión llamado equivalente, ó un múltiplo sencillo del mismo.



**48. Determinación de los equivalentes.** — Aun cuando los casos citados en el párrafo anterior nos dan un medio sencillo de determinar el equivalente de algunos elementos, pueden establecerse con este objeto dos reglas generales fundadas en el análisis centesimal.

**PRIMERA.** *El hidrógeno forma parte del compuesto binario donde entra el otro elemento M cuyo equivalente se determina.*  
**Resolución.** Si designamos el peso del compuesto HM por  $100 = h + m$  siendo  $h$  y  $m$  los pesos de cada elemento tendríamos la proporción

$$\frac{h}{m} = \frac{1}{x} \quad x = \frac{m}{h};$$

es decir, que partiendo el peso del elemento por el peso de hidrógeno que da el análisis en la primera combinación que forman, el cociente será el número buscado. Analizando el agua resulta 8 para equivalente del oxígeno, y aplicando el mismo procedimiento para el ácido clorhídrico, el equivalente del cloro es 35,5. Estos dos cuerpos se combinan con la mayor parte de los elementos, lo cual no sucede al hidrógeno, y por su medio puede hallarse el equivalente de aquéllos, conforme á la regla expuesta á continuación.

**SEGUNDA.** — *El hidrógeno no forma parte del compuesto, pero sí un cuerpo simple cuyo equivalente E es conocido.*

Análisis:  $EM = 100 = e + m$ . La proporción será

$$\frac{e}{m} = \frac{E}{x} \quad x = \frac{m}{e} \times E.$$

Por tanto, para hallar el equivalente en este caso se multiplica la razón de los pesos que da el análisis por el equivalente conocido; esto es, por 8 si se analizó un óxido, por 35,5 si se trata de un cloruro.

**49. Equivalente de los compuestos.** — *El equivalente de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los equivalentes de todos los elementos que entran en su constitución.*

Así, pues, el ácido sulfúrico contiene

$$\left\{ \begin{array}{l} S = 16 \\ O = 32 = 4 \times 8 \\ H_2 = 1; \end{array} \right.$$

luego el equivalente de.. . . .  $SO_4H_2 = 49$ .



Del mismo modo el equivalente del agua es  $1 + 8 = 9$ ; el del ácido clorhídrico vale  $36,5 = 35,5 + 1$ ; etc.

Todavía se emplean para determinar el equivalente de varios cuerpos otros medios que no podemos desarrollar aquí, ni detenernos á señalar las graves dificultades con que se tropieza al elegir el compuesto que debe analizarse, por la vaguedad que implica la misma definición de *primer compuesto* que forman el hidrógeno, el oxígeno, ó el elemento que nos sirva de tipo ó término de referencia.

## CAPÍTULO V.

### *Teoría atómica. Peso atómico y molecular.*

**50. Teoría atómica.**—Suponiendo la existencia de los átomos, se explican satisfactoriamente las leyes de la combinación, expresando *los números proporcionales la relación de los pesos atómicos de los elementos* que entran en el compuesto; y es también una consecuencia de la misma teoría *la multiplicidad de los expresados números en las combinaciones diversas que pueden formar los mismos cuerpos simples*. No se conciben de otro modo la ley de las proporciones definidas, ni de las proporciones múltiplas, que rigen toda combinación; ni la constancia con que se producen siempre los mismos compuestos y no se originan sustancias nuevas, lo cual debiera suceder si los cuerpos se formaran por una especie de penetración en cantidad arbitraria de la materia que los constituye. Resulta de lo dicho que la molécula es un agregado de átomos, los cuales conservan su peso, y por lo tanto su suma dará el peso de la molécula; así se explica el valor que asignamos (48) al equivalente de los cuerpos compuestos.

Aun cuando para simplificar las nociones que deben darse á los principiantes continuamos admitiendo como cierta la existencia de los átomos y moléculas separadas por los poros, bueno será advertir que no faltan físicos eminentes que niegan semejante constitución de los cuerpos, idealizando la materia hasta suponerla formada por torbellinos de un fluido continuo que llenara el universo.



La noción del *átomo químico* es independiente de toda hipótesis; pues debe considerarse como tal *la menor cantidad ponderal de un elemento que entra en combinación con los otros para formar los diferentes compuestos.*

**51. Peso atómico y molecular.**—Como su nombre indica son los números que representan el peso del átomo y el de la molécula. En la imposibilidad de aislar estas mínimas porciones de materia, sería una aberración pretender determinarlas de un modo absoluto; y sólo es posible, como decíamos al hablar de los equivalentes, expresarlos con relación á uno de ellos que se toma como unidad, eligiéndose el hidrógeno por las razones allí expuestas (1). Pudiera creerse que el mismo número debe expresar el equivalente y el peso atómico de los elementos; mas en la tabla pág. 8, se ve que si bien en algunos casos sucede así, otras veces el peso atómico es doble que el equivalente ó guardan entre sí otra relación. La causa de esta anomalía proviene de que la molécula de hidrógeno se considera formada por dos átomos, porque en la electrolisis del agua resultan dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno y la unidad de equivalentes es el peso total de hidrógeno ó sean los dos volúmenes, al paso que la unidad de pesos atómicos es la mitad ó sea el peso de un solo volumen. De consiguiente si el equivalente del oxígeno es 8, el peso atómico ha de ser  $16 = 8 : \frac{1}{2}$ . Hay todavía otras razones que explican esta diferencia, las cuales daremos á conocer en breve así como los medios que han seguido los químicos para determinar el peso molecular y atómico de los diferentes cuerpos.

**52. Radicales.**—Se ha dado este nombre á los cuerpos simples y á ciertos compuestos que reaccionan de un modo análogo; así, el potasio K es un radical simple, el amonio  $\text{NH}_4$  es un radical compuesto, pues se combina con el cloro dando un cloruro amónico  $\text{Cl NH}_4$  parecido en un todo al de potasio  $\text{Cl K}$ ; análogamente en los sulfatos  $\text{SO}_4\text{K}_2$  y  $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$  y de igual mo-

(1) Hay dos razones para elegir el hidrógeno como unidad de equivalentes: 1.<sup>a</sup> es el cuerpo que desempeña la función química de mayor importancia, en la constitución de ácidos, bases y sales. 2.<sup>a</sup> tiene menor equivalente que los demás elementos, y elegido por unidad resultan la mayor parte de los otros representados por números enteros.



do en las demás sales. Los radicales como los elementos pueden ser *electro-positivos* v. gr. el  $\text{NH}_4$  citado y *electro-negativos*, p. ej. el cianógeno  $\text{Cy} = \text{CN}$  que funciona como el  $\text{Cl}$ .

**53. Atomicidad.**— Se designa con esta palabra y también con la de *dinamicidad* y *cuantivalencia*, la propiedad que tienen los radicales de combinarse con uno ó varios átomos de hidrógeno ú otros cuerpos simples equivalentes al mismo, que se llaman *monodínamos*. La atomicidad se aprecia ordinariamente por el mayor número de estos átomos monovalentes que puede fijar el radical; con esta hipótesis se pretende explicar la ley de las proporciones múltiples, conforme explanaremos en la lección inmediata.

**54. Ley de los volúmenes** — 1.<sup>a</sup> Al combinarse dos gases sus volúmenes se hallan en razón muy sencilla, pues ó son iguales, ó están expresados por la razón de 1 á 2, la de 2 á 3 y otras análogas. 2.<sup>a</sup> Si el compuesto resultante es gaseoso su volumen es la suma de los volúmenes ocupados por los dos componentes, ó experimenta una contracción representada también por un número sencillo.

**EJEMPLOS.** La combinación del cloro y del hidrógeno se efectúa en volúmenes iguales y produce el ácido clorhídrico, que simbólicamente puede expresarse.



La del mismo H con el O,  $2 \text{ H} + 1 \text{ O} = 2 \text{ H}_2\text{O}$  en donde 3 volúmenes que suman los elementos se han reducido á 2 que ocupa el vapor de agua.

**55. Ley de los calores específicos.**— 1.<sup>a</sup> El producto del peso atómico por el calórico específico de cada cuerpo simple es constante (con las unidades usuales tiene por valor 6,4). 2.<sup>a</sup> En los compuestos del mismo género, como en los diversos sulfatos, en los nitratos, cloruros, etc., sumandos los productos de los pesos atómicos por los calóricos específicos respectivos resultan números próximamente iguales para los compuestos del mismo orden, difiriendo tanto más dichas sumas cuanto más desemejante es su composición.

En general representando los pesos atómicos de diferentes cuerpos simples por. . . . .  $a, a', a''$ ,  
el número respectivo de sus átomos. . . . .  $n, n', n''$ ,  
y los calóricos específicos.. . . .  $c, c', c''$ ,



se verificará la igualdad  $nac + n'a'c' + n''a''c'' + \dots = MC$ , si designamos por M el peso molecular y por C el calórico específico del compuesto formado.

**56. Peso atómico.**—Estas dos leyes, enunciadas primeramente por Gay-Lussac la referente á los volúmenes, y por Dulong y Petit la primera de calores específicos, sirven de fundamento para determinar los pesos atómicos y moleculares.

**PRIMERA.** Admitiendo con Avogadro que *los volúmenes iguales de los gases* (en condiciones apropiadas de presión y temperatura) *contiene el mismo número de moléculas*, es evidente que la razón de los pesos de dichas moléculas es la misma de las densidades de los gases; luego conocidas éstas y comparándolas á las del hidrógeno unidad se tendrá el peso molecular de los otros cuerpos.

Aclaremos un poco la causa determinante de dicha proporcionalidad. Representando las cantidades por sus iniciales: si  $V = V'$ , los pesos son directamente proporcionales á las densidades, ó sea

$$\frac{P}{P'} = \frac{D}{D'};$$

y como  $P = nm$ ,  $P' = nm'$ ,

$$\frac{D}{D'} = \frac{m}{m'} \quad [1]$$

después de suprimir el factor común  $n$  número de moléculas; cuya última igualdad expresa la ley enunciada que, *las densidades son proporcionales á los pesos moleculares*.

Ordinariamente suelen referirse las densidades de los gases á la del aire tomado por unidad conforme sabemos (474 F.), pero es fácil por una simple proporción pasar de aquéllas á las nuevas densidades siendo conocida la del hidrógeno.

Recordando la fórmula demostrada (257 F.)

$$\frac{D}{D'} = \frac{P}{P'}, \text{ ó bien } D = D' \times \frac{P}{P'} \quad [1]$$

queda resuelto el problema, pues si haciendo  $P' = 1$ ,  $P = p$ , será

$$D = D' \times p \text{ y asimismo } p = \frac{D}{D'}$$



lo cual nos dice: 1.º que la densidad de un gas simple con respecto al aire es igual al producto de la ordinaria del hidrógeno por el peso atómico del gas; y 2.º el peso atómico de un elemento gaseoso se obtiene partiendo su densidad por la del hidrógeno referidas á la del aire. Así el oxígeno tiene por densidad 1,105, el hidrógeno 0,069: el peso atómico del primero  $O = \frac{1,1056}{0,0693} = 16$  (con un error por defecto de  $\frac{1}{20}$ ): el peso molecular  $O_2 = 2 \times 16 = 32$ .

La densidad del vapor de azufre siendo su peso atómico 32 debiera ser

$$D = 0,0693 \times 32 = 2,1176.$$

Conociendo el peso de la molécula, el número y la naturaleza de los átomos que encierra (en los cuerpos simples se admite siempre que son 2), puede obtenerse inmediatamente el peso atómico de los elementos y viceversa pasar de éstos al primero.

No deja de aparecer con cierta confusión la idea para el principiante, cuando se le dice categóricamente que la razón de las densidades de los diferentes gases á la del hidrógeno representa el *peso molecular* y el *atómico* si nos referimos á cuerpos simples como el oxígeno, el cloro, etc. La cosa es trivial porque admitimos que las moléculas de estos cuerpos encierran *dos* átomos, y evidentemente si  $m = 2p$ ,  $m' = 2p'$  la igualdad [1] se convierte en

$$\frac{D}{D'} = \frac{p}{p'} \quad [2];$$

pero sube de punto la confusión cuando se toma al hidrógeno por unidad de pesos atómicos, es decir,  $H = 1$  é igualmente por unidad de pesos moleculares, ó bien  $H_2 = 1$ . Nosotros para ser consecuentes representaremos siempre  $H_2$  por 2; luego al hallar directamente el peso molecular de un gas simple ó compuesto haremos  $m' = 2$  en la proporción [1] y resulta

$$\frac{m}{2} = \frac{D}{D'}, \text{ ó bien } m = 2 \times \frac{D}{D'}, \text{ y asimismo } D = m \frac{D'}{2}.$$

Estas últimas expresiones traducidas al lenguaje ordinario dicen: 1.ª que el peso molecular de un gas cualquiera se obtiene duplicando la razón de su densidad á la del hidrógeno, referidas ambas á la del



aire tomada como unidad; 2.<sup>a</sup> para hallar la densidad de un gas cuyo peso molecular es conocido, se multiplica éste por la mitad del peso específico del hidrógeno, siendo 1 el del aire.

Este procedimiento se extiende á cuerpos como el carbono que sólo se hallan en el estado sólido con tal de que formen compuestos gaseosos, CO y CO<sub>2</sub>, con elementos también gaseosos cuyo peso atómico es conocido, obteniéndose la incógnita por diferencia, después de haber determinado los pesos moleculares de varias combinaciones gaseosas del expresado cuerpo simple.

SEGUNDA.—La fórmula  $ac = 6,4$  que abreviadamente expresa la ley de los calores específicos da inmediatamente  $a = \frac{6,4}{c}$ ; es decir, que para hallar el peso atómico de un elemento se divide la cantidad constante 6,4 por el calórico específico.

Debemos advertir que con este método se obtienen resultados inexactos en algunos cuerpos como el carbono, fósforo, etc., proviniendo esta irregularidad de las diversas calorías de constitución que toman según su diversa estructura, estados alotrópicos y otras circunstancias que en ellos se observan; pero tiene mucha importancia como medio de comprobación del anterior, resolviendo los casos en que es dudosa la elección del primer compuesto definido que ha de servirnos para fijar el número que se busca, y la inapreciable ventaja de su generalidad pudiendo aplicarse á los cuerpos no volátiles.

## CAPÍTULO VI.

### *Teorías químicas.*

**57. Combinaciones químicas.**—Habiendo observado los químicos que la afinidad dependía muy principalmente del carácter eléctrico de los cuerpos, siendo tanto más energética cuanto más distantes se hallaban éstos en la escala eléc-



trica, supusieron que la fuerza de combinación era simplemente debida á la atracción de electricidades de nombre contrario, por cuya razón los átomos del oxígeno, del cloro y de los demás metaloides, como electro-negativos, se unían á los de los metales, electro-positivos; mas pronto se echó de ver al establecer esta comparación, que una vez neutralizadas las electricidades por el contacto de los átomos debieran éstos separarse, puesto que ninguna fuerza los solicitaría.

**58. Hipótesis de Ampère.**—El ilustre físico Ampère modificó la anterior hipótesis admitiendo una electricidad propia de los átomos que estarían rodeados de su correspondiente atmósfera de electricidad contraria, la cual originaba los fenómenos de calor y luz observados en el acto de la combinación, al paso que su electricidad propia los mantenía retenidos en la molécula. Varias dificultades se encuentran también en esta teoría que asimila cada átomo á una especie de condensador, puesto que no existiendo cuerpo aislador interpuesto entre las dos electricidades no se explica su separación, ni tampoco el que un mismo elemento funcione unas veces como electro-negativo y otras como electro-positivo, según le sucede al azufre, combinándose con el potasio y con el oxígeno.

**59. Hipótesis de Berzelius.**—Este insigne químico, partidario del dualismo, propuso un verdadero sistema fundado en la *polaridad eléctrica* de los átomos. Supone en los de cada cuerpo dos polos ó centros de atracción eléctrica, positivo el uno y negativo el otro, á la manera de los polos de una aguja magnética ó los que presenta un cristal de turmalina cuando se calienta; si bien la fuerza atractiva era desigual de unos cuerpos á otros y en un mismo átomo predominante la positiva ó la negativa, según el carácter eléctrico de cada elemento. En virtud de semejante hipótesis, el azufre del ejemplo anterior sería atraído por el potasio, electro-positivo, presentando al efecto el polo negativo, ó funcionando como elemento de esta clase; sucediendo lo contrario al combinarse con el oxígeno. De un modo análogo pretendía explicar la combinación de los ácidos con las sales y de éstas entre sí, suponiendo la necesaria existencia de un elemento electro-positivo, simple ó compuesto, y de otro electro negativo del mismo orden para que fuera posible la combinación.



Al hablar de la electrolisis (908 F.), indicamos la interpretación que daba del fenómeno, alegado como principal fundamento del dualismo: cuando los polos del voltámetro presentan una tensión superior á la fuerza eléctrica de combinación, los elementos se separan yendo cada uno al polo de nombre contrario.

**60. Importancia del dualismo.**—Durante mucho tiempo ha reinado como teoría indiscutible, á pesar de las objeciones á que se presta; y se comprende esta predilección de los químicos por el dualismo, que sirvió de base á la nomenclatura: *parecía estar en conformidad con los hechos estudiados de la Química inorgánica* y con las teorías corrientes de la Física. Todavía existen autores que aceptan el sistema y la formulación de Berzelius más ó menos modificados, si bien no puede sostenerse en absoluto aquél, puesto que es impotente para explicar algunos fenómenos, y su misma base cae por tierra desde el momento en que no se admitan las dos electricidades positiva y negativa.

**61. Dificultades.**—1.<sup>a</sup> Es indudable la correlación entre los fenómenos químicos y eléctricos; mas no puede asegurarse que los últimos sean causa de los primeros, conforme suponía Berzelius, sino que actualmente unos y otros se consideran como formas de la energía única, existiendo equivalencia recíproca entre ellos. 2.<sup>a</sup> El hecho de la sustitución de un metal por otro (47) en las sales sin cambiar los demás elementos de la molécula, y lo que es más inconcebible aun, la sustitución de un elemento electro-negativo, v. gr. el cloro, átomo por átomo en lugar del hidrógeno electro-positivo en el ácido acético, en la cera y en otros compuestos orgánicos sin que sus propiedades experimenten un cambio radical como debiera esperarse, no podrán tener nunca explicación plausible en las ideas sustentadas por Berzelius.

**62. Teoría unitaria.**—Consiste en suponer las moléculas formadas por grupos de átomos en equilibrio y ha tomado origen á causa de la dificultad que se ofrecía en la hipótesis dualista al explicar la sustitución de unos átomos por otros de propiedades contrarias. Según la teoría actual, cada molécula es un verdadero edificio y los átomos los sillares que le constituyen; si se separa uno, otro podrá ocupar su lugar sin que el equilibrio se altere.



**63. Fundamento de la misma.**—Además del hecho de la sustitución, se explica por el unitarismo la existencia de radicales compuestos. *Las moléculas* se dice que *están cerradas ó saturadas*, si no queda libre ningún centro de dinamicidad: no hay hueco alguno que llenar con otros átomos. Por el contrario, si no *quedan satisfechas* todas las dinamicidades, será preciso uno ó varios átomos para completar la molécula *abierta*. Grupos atómicos de esta clase son los radicales, por ejemplo, el cianógeno: en la molécula  $C^{IV}N^{III}$  deja el  $C^{IV}$  libre un centro de su tetravalencia, porque el nitrógeno que funciona como tridínamo sólo puede ocupar tres de dichos puntos; luego este radical ha de ser monodínamo.

En general, la *dinamicidad de un radical* corresponde al número de centros libres que tiene la molécula no saturada. Así se comprenderá el considerable número de radicales que admite la Química moderna, aun cuando no puedan aislarse; siendo raro que así suceda, es decir, que subsistan sin destruirse moléculas abiertas.

**64. Representación de las moléculas.**—No aceptando el dualismo para explicar las reacciones químicas, su interpretación en la teoría unitaria se facilita representando por puntos ó guiones los centros de dinamicidad; bien entendido que dichos puntos no se hallarían en un mismo plano y los símbolos que se adopten serán puramente esquemas para hacer inteligible el discurso. Entre los diferentes medios adoptados, el más sencillo y generalizado se reduce al empleo de guiones puestos alrededor del símbolo, cuyo número expresa su cuantivalencia; así para representar que un átomo A es monodínamo se escribe A—; si didínamo —A—, ó bien,

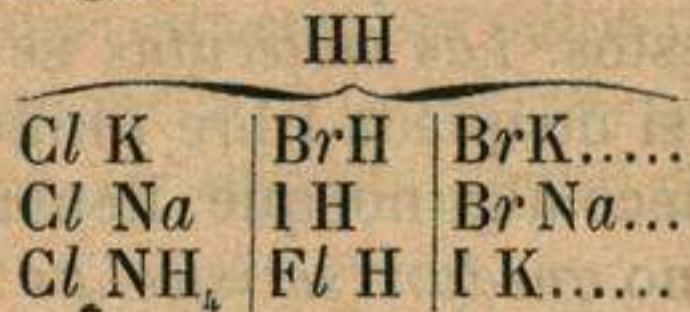
A=; cuando es tridínamo —A— y también  $A\equiv$  ó  $—A\equiv$ ; y

por último el tetradínamo sería —A—, ó  $\equiv A \equiv$ .

**65. Tipos químicos.**—Se designan con este nombre *las moléculas de ciertos cuerpos que pueden representar un gran número de compuestos de constitución análoga*. El tipo fundamental es HH, si bien algunos químicos admiten *el tipo ácido clorhídrico*, ClH, para representar los cloruros alcalinos con sólo sustituir H por el metal; los hidrácidos sustituyen-



do el cloro por el bromo, yodo, etc., cuyos compuestos entran todos en el tipo hidrógeno



De un modo parecido *el tipo agua*,  $\text{H}_2\text{O}$ , representa los ácidos, las bases, las sales; y por último, *el tipo amoníaco*  $\text{NH}_3$ , indicaba varios compuestos análogos; v. gr., el fosfuro de hidrógeno  $\text{PhH}_3$ .

En un principio se dió grande importancia á la llamada *teoría de los tipos*, suponiendo que la naturaleza había reducido todas las reacciones químicas á un número limitado de moldes que expresaban los tipos antedichos; mas pronto se vió la necesidad de admitir tipos condensados ó en que se *duplicaba y triplicaba* la molécula del tipo primordial que con este artificio y teniendo en cuenta otras consideraciones, los tipos podrian referirse unos á otros y reducirse en último extremo al tipo  $\text{ClH}$  ó mejor  $\text{HH}$ ; viniendo á parar á la consecuencia de la noción más exacta de que *los tipos no encierran teoría ninguna*, y si únicamente un procedimiento para clasificar las reacciones según la dinamicidad del radical simple; y por lo tanto guardarán analogía con  $\text{H} - \text{H}$  las moléculas de los radicales monodínamos, con  $\text{O} = \text{O}$  las de los didínamos, con  $\text{N} \equiv \text{N}$  las de los tridínamos, con  $\text{C} \equiv \text{C}$  las de los tetradínamos; luego *el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y carbono* son los cuatro tipos que al presente suelen admitirse en la Química.

**66. Teoría estable.**—Por la sucinta exposición que dejamos hecha de los diferentes sistemas propuestos por los químicos más notables de nuestra época, se comprenderá la incertidumbre, por uo decir la ignorancia, en que nos hallamos acerca de la constitución íntima de los cuerpos. Lo único que puede admitirse como más seguro es la existencia de los átomos, y como probable que se unen formando moléculas, ya por adición, ó por sustitución de otros en conformidad con la teoría unitaria; pero en llegando á la dinamicidad, que es variable en un mismo cuerpo según las reacciones de que forma parte (1), es necesario mantenerse en una prudente re-

(1) El nitrógeno, v. gr., funciona ordinariamente como tridínamo al formar  $\text{NH}_3$  y como pentadínamo en el compuesto  $\text{NH}_4 \text{Cl}$ .



serva y no dejarse llevar del entusiasmo de partido, sino como estímulo para entrar en nuevas investigaciones, y de ningún modo creer que estamos de lleno en posesión de la verdad.

**67. Termoquímica.**—Enfrente de *las teorías modernas* de la Química que dejamos bosquejadas y cuya inteligencia es indispensable porque reflejan las miras de los principales investigadores de nuestro tiempo, consignadas en obras maestras, se levanta ahora la Termoquímica, que desde los trabajos de Dulong y Petit va ganando terreno y realizando descubrimientos de capital importancia.

*La Termoquímica, ó Mecánica química, considera las combinaciones como un simple fenómeno de masas provistas de energía: es la Termodinámica aplicada á la Química; y como abraza los dos elementos fuerza y materia que rigen todos los fenómenos del Universo físico, no es extraño que obtenga resultados lentos, pero más seguros que cuando se prescinde de la energía, y sólo se atiende y da la preeminencia á la materia, queriendo penetrar con fantásticas concepciones en su esencia que nos es desconocida.*

**68. Principios.**—He aquí *los tres principios fundamentales* de la Termoquímica, cuya generalidad é importancia se deduce inmediatamente de su enunciado y se confirman por la experiencia:

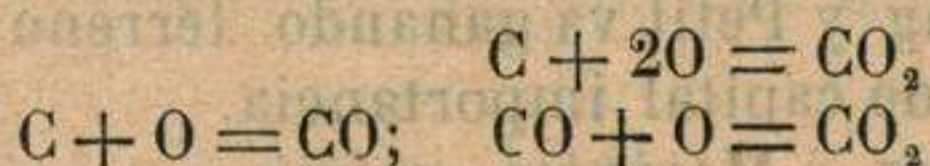
**69. 1.º Conservación de la energía.**—*En toda reacción química, el calor desprendido es la suma de los trabajos moleculares, físicos y químicos que se operan.* Supongamos, por ejemplo, que se combinan el hidrógeno y el oxígeno para formar agua; en este caso hay dos trabajos físicos: *el de condensación* de tres volúmenes gaseosos en dos volúmenes que ocupa el vapor de agua formado y *el de liquidación* del mismo vapor, además del trabajo químico de *la combustión*. Por consiguiente, al medir el número de calorías es preciso tener en cuenta que el trabajo químico resulta con el aumento debido á los dos trabajos físicos aditivos en este caso.

**70. 2.º Estado inicial y final.**—*El número de calorías desprendidas en la formación de un compuesto corresponde á los estados inicial y final de los cuerpos combinados, con independencia de las reacciones intermedias; es decir, que el mismo calor se produce combinando C con 2O para producir*



CO<sub>2</sub>, que si primero se forma CO y quemando este gas con otro volumen de O se suman las calorías desprendidas en cada una de estas reacciones parciales.

El primero de estos principios, según vemos, no es más que el principio general *de la conservación de la energía*, y el segundo viene á ser una consecuencia del anterior y por su medio hacemos resaltar la necesidad de atender al mismo tiempo que á la materia á la energía que la acompaña, pues formulando las dos reacciones anteriores,



resulta el mismo número de átomos de carbono y de oxígeno para obtener CO<sub>2</sub> por cualquiera de los dos procedimientos; é igualmente llamando *m* al número de calorías correspondiente á la primera, y *n*, *n'* á las respectivas á las otras dos reacciones, tendremos también

$$n + n' = m.$$

**71. 3.º Trabajo máximo.**—*En la mezcla de varias disoluciones de cuerpos susceptibles de reaccionar se formarán siempre los compuestos que den origen á mayor desprendimiento de calor.* Esta ley racional comprende como un caso particular las leyes empíricas de Bertholet referentes á las sales en disolución; por las cuales se afirmaba que *el compuesto resultante había de ser insoluble ó el menos soluble de los que pudieran formarse* mediante la reacción de los cuerpos mezclados. Así reuniendo las disoluciones de nitrato bórico y de sulfato potásico resulta sulfato bórico insoluble y nitrato potásico.

## CAPÍTULO VII.

*Problemas, instrumentos y operaciones generales.*

**72. Problemas generales.**—Una vez expuestas, si quiera sea brevemente, las leyes y teorías generales de la Química, conviene asimismo indicar en este capítulo los proble-



mas y operaciones de mayor aplicación en la Química descriptiva, con el fin de simplificar nuestro estudio evitando en lo posible repeticiones inútiles.

So pena de caminar á ciegas, dado el volumen de las vasijas que empleamos al obtener un cuerpo, se presenta ordinariamente dos cuestiones:

**PRIMERA:** *Conocidos los pesos de los elementos que entran en la reacción y la ecuación que la representa, averiguar el peso del cuerpo que se ha formado, y recíprocamente.*

**SEGUNDA:** *Conociendo el peso del cuerpo que debe obtenerse, determinar los pesos de los elementos que reaccionan.*

Estos problemas se resuelven por una simple regla de tres; bien que la ecuación química se refiera á equivalentes ó á pesos atómicos.

**EJEMPLO:** *Qué peso  $x$  de sulfuro de hierro resultará combinando limaduras de este metal con  $p$  kilogramos de azufre.*

**ECUACIÓN:**  $S + Fe = SFe.$

Equivalentes.	Pesos atómicos.	
$S = 16. . . . .$	$32$	$\frac{S}{Fe} = \frac{16}{28} = \frac{p}{x'} ; \quad x' = p \times \frac{28}{16}$
$Fe = 28. . . . .$	$56$	$\frac{S}{SFe} = \frac{16}{44} = \frac{p}{x} ; \quad x = p \times \frac{44}{16}$
$SFe = 44. . . . .$	$88$	

En este caso es indiferente sustituir la razón  $\frac{32}{56}$  de los pesos atómicos á su igual  $\frac{16}{28}$  que expresa la de los equivalentes que nos han servido para la resolución del problema, y como hemos hallado el peso de hierro  $x'$  que se combina con  $p$  de azufre admite una comprobación, pues

$$x = x' + p.$$

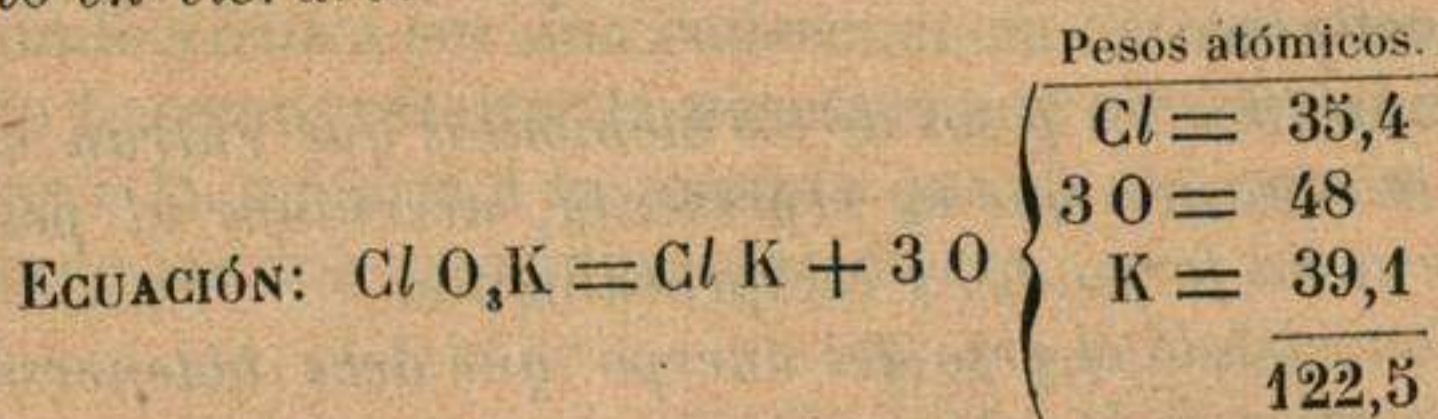
Procediendo de un modo análogo, y sólo variando la incógnita de la proporción segunda, se hallarían las cantidades de azufre y de hierro necesarias para obtener un peso  $P$  de sulfuro de hierro.

Hemos elegido de intento un problema sencillo, pero se comprende que en la preparación de un gas, v. gr. el oxígeno, el



hidrógeno, la cuestión se complica si se busca la cantidad en volumen del producto.

EJEMPLO. *Determinar el volumen de oxígeno que obtendríamos por la transformación completa de 200 gr. de clorato potásico en cloruro.*



En virtud de lo dicho en el problema anterior el peso  $X$  de oxígeno producido será

$$X = 200 \text{ gr} \times \frac{48}{122,5} = 78 \text{ gr},367.$$

Llamando  $V_0$  al volumen á cero grados y presión de 760<sup>mm</sup>. y  $D$  á la densidad,

$$V_0 = \frac{X}{D};$$

y  $V_t$ , suponiendo que la temperatura sea  $t = 15^\circ$  é igual presión, tendría el valor

$$V_t = \frac{X}{D} (1 + \alpha t);$$

pero sea  $V$  el volumen que buscamos si el barómetro indica  $A_t = 754^{\text{mm}}$ ; puesto que

$$V A_t = V_t A_0, \quad V = \frac{X \times (1 + \alpha t) 760}{D \times 754};$$

ó bien

$$V = \frac{78,367 \times (273 + 15) \times 760}{1,1056 \times 273 \times 754} = 761,25.$$

**73. Instrumentos necesarios.**—Es difícil enumerar todos los utensilios necesarios en un laboratorio, y la habilidad del Profesor consiste en sacar partido de los que posea, con el fin de ejercitar á los alumnos en la práctica de la Química, único medio de estudiar con provecho esta ciencia. Si se



atiende no obstante á la conveniencia de aumentar las superficies de contacto para facilitar la reacción (1) podemos clasificarlos por el objeto á que se destinan: 1.º Instrumentos usados para la *trituration*; 2.º para la *disolución*; 3.º para la *fusión*; y 4.º para la *volatilización*. Al primer grupo corresponden *tijeras, limas, navajas, morteros* ó *almireces* que pueden ser de porcelana, vidrio, hierro, ágata, según la dureza de los cuerpos que se pulverizan.

Para la *disolución* se necesitan *vasijas* ordinariamente de vidrio, y *disolvente*: cuando la disolución se opera en frío pueden utilizarse *cápsulas, copas, vasos, frascos, bi y tritubulados*; pero si ha de actuar el calor se prefiere la forma de *matraces esféricos* ó *de fondo plano*, la de *retortas*, etc.: sirviendo admirablemente los *agitadores*, hechos con varillas macizas de vidrio con los extremos redondeados por fusión á la llama de la lámpara.

Los *disolventes* empleados son *neutros y químicos*; los primeros sólo producen el cambio de sólido á líquido sin alteración del cuerpo disuelto y suelen obrar como tales *el agua, el éter, el sulfuro de carbono*, etc., al paso que los segundos operan una transformación de la substancia que precede á la disolución; y son *reactivos* muy usados, los *ácidos nítrico, clorhídrico, sulfúrico, agua regia*, etc.; los *alcalis potasa, sosa, amoníaco* y otros *líquidos*.

La *fusión* se practica en *crisoles* (de forma cónica) y en *cápsulas*, hemisféricas, construídas de materias refractarias á la acción del fuego, como la arcilla, la porcelana, el grafito y aun el platino; y para la *sublimación* se utilizan asimismo *matraces y retortas* que generalmente se rompen para recoger el producto.

En esta operación, como en todas aquellas en que es necesario producir una elevada temperatura, se emplean al efecto *hornillos de carbón, lámparas de alcohol*, sencillas ó de doble corriente, y donde hay gas del alumbrado *mecheros* á propósito, como el de Bunsen y á veces el soplete ordinario, ó el de oxígeno y de hidrógeno; dejando descansar el fondo de las vasijas de vidrio sobre *una tela metálica* para evitar la acción

(1) Según expresa el antiguo adagio de los alquimistas, *Corpora non aqunt nisi soluta*, «los cuerpos no reaccionan si no están disueltos.»



directa de la llama, y si conviene una temperatura más constante *el baño de María*, ó de agua hirviendo, *el de aire*, *de arena*, etc.

**74. Medios de recoger los gases.**—Una de las operaciones más frecuentes en la Química es la de recoger gases, y al efecto se usan las cubas de agua y de mercurio, según indicamos (27 F.). En el laboratorio debe haber varillas de vidrio que se encorvan convenientemente en cada caso con sólo reblandecerlas al fuego de una lámpara de alcohol, formando *codillos* los cuales se introducen en el tapón de la retorta ó matraz y van enlazados por tubos de goma á los llamados *abductores*, que sirven para *el desprendimiento* del gas ó forman el conducto de salida.

**75. Tubos de seguridad.**—Reciben este nombre ciertos tubos que deben adaptarse á todo aparato donde se produce un gas y pueden ponerle, así como al *recipiente*, en comunicación con la atmósfera y evitar las explosiones cuando es mucha la diferencia de la presión interior y la exterior. Supongamos que sea muy abundante el desprendimiento; entonces predomina la presión interior y si se obstruye la salida habría peligro inminente de explosión sin el tubo de seguridad por donde escapará el líquido que separa la atmósfera del recinto lleno de gas. Por el contrario, si se produce una rápida absorción ó gran enrarecimiento en el aparato, la presión exterior predomina y penetra el aire por el extremo del tubo de seguridad, evitándose la rotura.

**76. Diferentes formas de los mismos.**—Los tubos de seguridad pueden ser rectos y curvos; los primeros se emplean cuando se produce el gas en una vasija con mucho líquido; por ejemplo, el aparato para desprender el hidrógeno: los segundos cuando la reacción exige poco ó ningún líquido y únicamente en la parte curva se añade el suficiente para separar de la atmósfera el gas producido, v. gr. el empleado en la obtención del cloro.

**77. Aparato de Woulf.**—Se conoce con este nombre un aparato que consta de varios frascos tubulados dispuestos para recoger la disolución de los gases (fig. 8). Pónese en la boca de en medio de todos los frascos un tapón atravesado por un tubo recto de seguridad y están enlazados por las tubuluras extremas mediante *codillos* que se unen por otros meno-



res de caucho, según indica el grabado. El primer frasco suele ser más pequeño, contiene poca agua y sirve para lavar el gas y retener las impurezas que arrastra; en cambio debe dar-

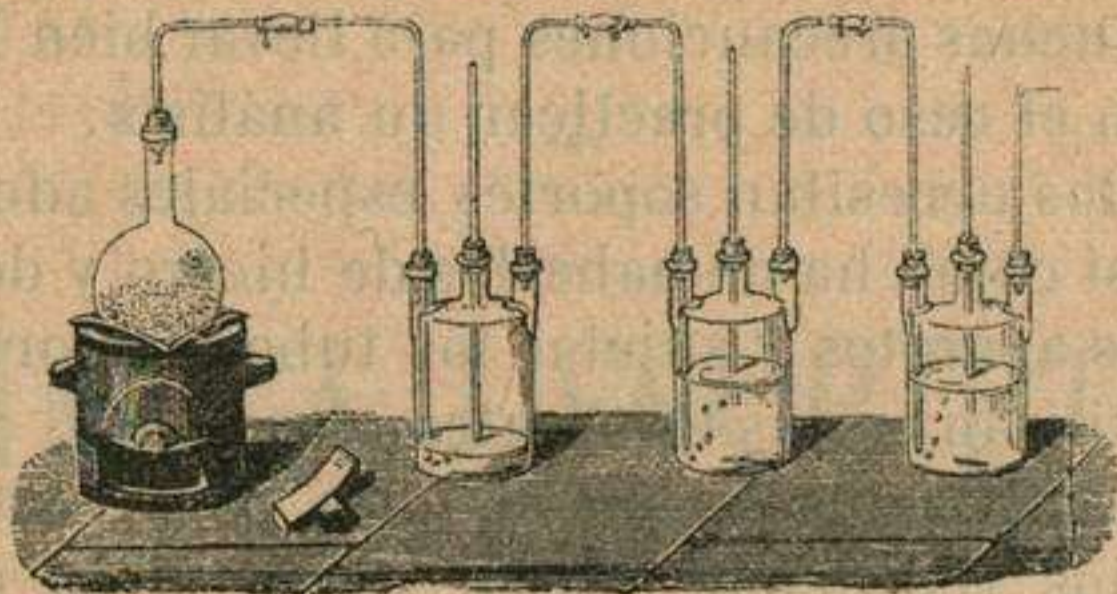


Fig. 8.—Aparato para la disolución de los gases.

se mayor longitud al tubo de seguridad por ser mayor la presión que va disminuyendo en los sucesivos.

**78. Operaciones químicas.**—Al hablar de los utensilios se han indicado algunas operaciones frecuentes en los laboratorios; habiendo otras no menos importantes que deben conocerse, como *la destilación*, que tiene por objeto separar un líquido de los sólidos que lleva disueltos, ó de otros líquidos menos volátiles, mediante la evaporación y condensación del primero. El aparato usual para las destilaciones es el *alambique* ó *alquitara* (fig. 9) que consta de *la caldera* donde se pone el líquido que se evapora, *la cabeza* A, *la alargadera* ó *tubo* T y el *serpentin* S rodeado de agua fría para que se efectúe la condensación. También daremos á conocer oportunamente otros aparatos destilatorios más sencillos.

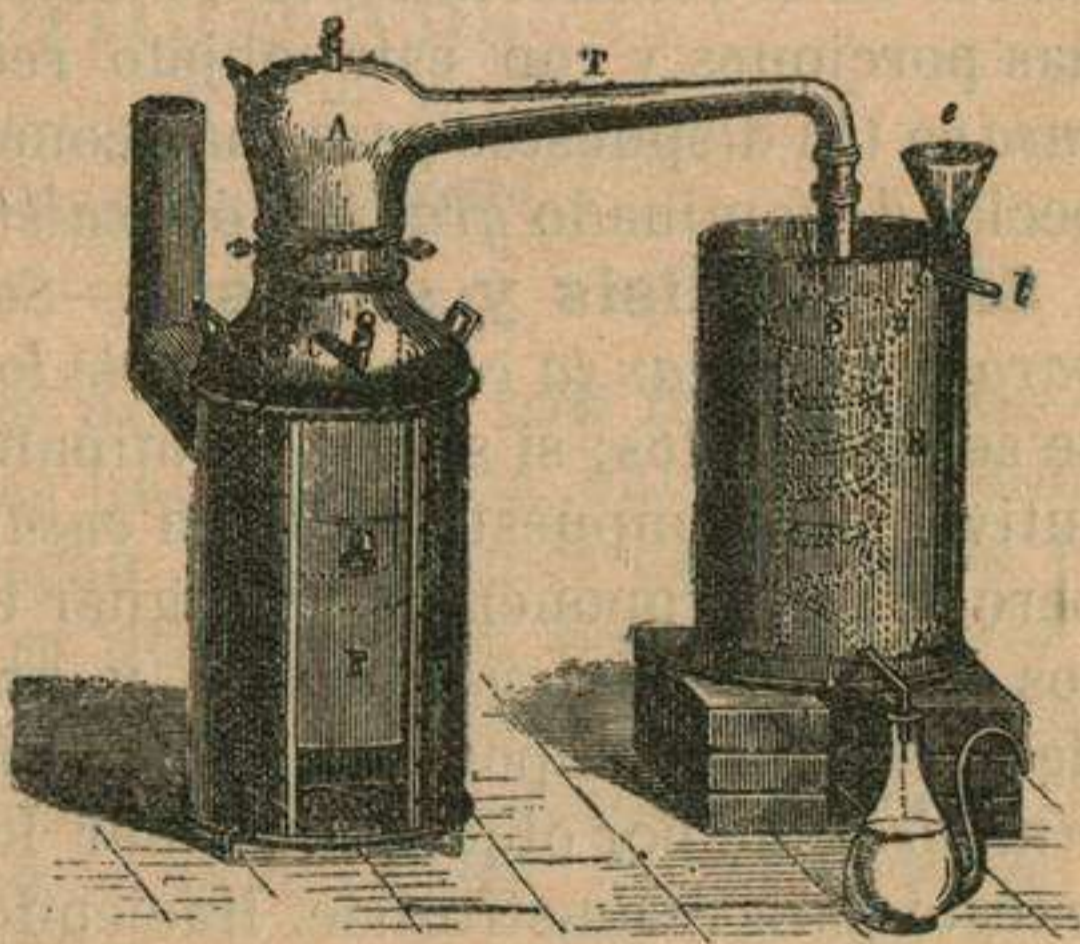


Fig. 9.—Alambique.

**79. Filtración.**—Tiene por objeto separar las partículas sólidas interpuestas en un líquido. Los filtros suelen hacerse de



papel no encolado, con muchos pliegues, para que aumente la superficie, cuando nos proponemos recoger el líquido, y de forma cónica sin dobleces cuando el producto que nos interesa es el precipitado. Los filtros se adaptan á un embudo y son necesarias muchas precauciones para llevar bien la operación, sobre todo en el caso de practicar un análisis.

Los embudos necesitan soportes especiales adonde puedan adaptarse; así como ha de haberlos de hierro y de madera para montar los aparatos y sujetar los tubos, retortas y matraces que se utilizan en las diferentes reacciones.

**80. Cristalización.**—Se emplea para obtener productos purificados repitiendo varias veces, si es necesario, la operación por los medios que se indicaron (32).

**81. Precipitación.**—Consiste en depositar rápidamente un sólido disuelto, bien por el cambio del líquido en donde es insoluble, ó por su transformación mediante un reactivo en otro cuerpo, insoluble asimismo en el líquido primitivo. Esta operación se ejecuta en vasijas apropiadas, copas, cápsulas, etc., según la cantidad de precipitado; mas ordinariamente en el reconocimiento de los cuerpos se emplean pequeñas porciones y con este objeto recurrimos á los *tubos de ensayo* (1) dispuestos para más comodidad en un soporte especial denominado *gradilla* ó *escalerilla*.

**82. Análisis y síntesis.**—Son operaciones efectuadas para determinar la composición de los cuerpos: por el análisis se separan éstos; si sólo determinamos los elementos constitutivos del compuesto se llama *ensayo* ó *análisis cualitativo*; pero si nos proponemos averiguar el peso de dichos elementos el *análisis* es *cuantitativo*, v. gr., la electrolisis del agua determina su composición en volúmenes y es un análisis. La *síntesis* tiene por objeto combinar los elementos de un compuesto para reconstituirle. Haciendo saltar la chispa eléctrica en la mezcla detonante se forma y determina la composición del agua por síntesis.

---

(1) También pueden usarse los tubos de ensayo para disolver pequeñas cantidades de los cuerpos, y tienen la ventaja, por ser delgados, de poderse calentar á la llama de una lámpara.





## SEGUNDA PARTE.

---

# QUÍMICA DESCRIPTIVA.

---

## METALOIDES.

---

### CAPÍTULO VIII.

#### *Estudio del hidrógeno.*

**83. Generalidades acerca de los metaloides.**—Aun cuando no existe una línea divisoria entre los metaloides y los metales, se colocan en el primer grupo todos los cuerpos cuyos cloruros se descomponen por el agua fría, ó bien cuyos óxidos nunca pueden ser básicos, agregándose á estos caracteres químicos la mala conductibilidad para el calor y la electricidad y demás propiedades físicas opuestas á las que presentan los metales.

**84. Su clasificación.**—Modernamente se clasifican los metaloides atendiendo á su dinamicidad, de este modo:

**MONODÍNAMOS.**—*Hidrógeno, fluor, cloro, bromo, yodo.*

**DIDÍNAMOS.**—*Oxígeno, azufre, selenio, telurio.*

**TRIDÍNAMOS Ó PENTADINAMOS.**—*Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto, y el boro que forma sección aparte pues sólo funciona como trivalente.*



TETRADÍNAMOS.—*Carbono, silicio, titanio.*

Los metaloides monodínamos reciben también el nombre de *cuerpos halógenos*, que quiere decir engendrados de sales, porque combinándose todos ellos con los metales, excepto el hidrógeno, dan origen á cuerpos generalmente solubles y cristalinos, cloruros, bromuros, etc., análogos por sus caracteres físicos á las oxisales. Debe advertirse que el *hidrógeno* es electro-positivo y sólo tiene de común con los halógenos la monovalencia; pues por los demás caracteres en nada se parece al cloro, bromo, electro-negativos; ofreciendo en cambio grandes analogías con los metales, de modo que en rigor se estudia aisladamente y en primer término el hidrógeno no sólo por su importancia capital en la Química moderna, sino porque conviene separarle de los halógenos y aun del resto de los metaloides. En cambio el *radical compuesto*  $Cy = CN$  forma un verdadero hidrácido, el  $CyH$ , cianuros metálicos que reúnen todos los caracteres de las sales, como el cianuro potásico  $CyK$ , y debiera agruparse con los radicales *simples* de la familia del cloro.

Los metaloides didínamos se designan con el nombre de *anfígenos*, porque en la teoría dualista se consideraban como ácidos los compuestos que forman con otros metaloides y como bases los que resultan de su combinación con los metales, dando origen por lo tanto á *dos clases* de compuestos binarios: p. ej., *el azufre* que forma el *sulfido antimónico* y el *sulfuro potásico*; los cuales unidos producen á su vez el *sulfoantimoniato potásico*.

Al hablar de las generalidades de cada una de las familias de los metaloides indicaremos otras propiedades de estas dos primeras y de los elementos comprendidos en el grupo de los tridínamos y tetradínamos. Sólo nos resta advertir aquí la conveniencia de estudiar primero los cuatro elementos proteicos H, O, N, C, que figuran á la cabeza de cada familia, pues dada la brevedad del curso académico y la abundancia de materia, por mucho que se esfuerce el Profesor no siempre se termina la asignatura y es indispensable que los alumnos tengan siquiera noticia del agua y del aire y de las propiedades más importantes de los componentes principales del reino orgánico, lo cual por otra parte facilita y simplifica la exposición en el método adoptado.



## HIDRÓGENO:

Peso atómico H (un volumen).....	1
Peso molecular H H (2 volúmenes)..	2
Densidad siendo el aire unidad.....	0,0693.

**85. Hidrógeno.**—El hidrógeno puro es un gas incoloro, inodoro é insípido, pesa 14,5 veces menos que el aire, de modo que es el cuerpo más ligero que se conoce; siendo muy difusible, por lo cual atraviesa no sólo las membranas y las paredes de las vasijas de barro, sino hasta las de platino y de hierro cuando se enrojecen dichos metales.

El hidrógeno era uno de los gases que se creían permanentes; pero se le ha obtenido líquido y aun sólido sometiendo-le á una presión de 600 atmósferas con una temperatura de  $-140^{\circ}$ . En un principio se creyó que en este estado era opaco y de un color gris violáceo parecido al acero, en conformidad con la naturaleza metálica de este gas que conduce bien el calor y la electricidad (531 F.); mas recientes experimentos han venido á demostrar su transparencia en el estado líquido. Es poco soluble en el agua y en el alcohol.

**86. Caracteres químicos.**—Se une directamente al hierro, al platino y en mayor proporción al paladio con el cual forma una verdadera aleación, porque disminuye la densidad del metal, haciéndole más frágil, y pudiendo el mismo absorber hasta 980 veces su volumen del gas, si bien el compuesto definido PdH sólo encierra 600 volúmenes de hidrógeno.

Por la acción de la luz se combina con un volumen igual de cloro y puede unirse á los demás metaloides, especialmente á los halógenos para formar hidrácidos: arde en el aire, y mejor en el oxígeno puro, produciendo agua: se combina también con los otros anfígenos formando  $\text{SH}_2$ ,  $\text{SeH}_2$ ,  $\text{TeH}_2$ , y con el carbono originando gran número de carburos.

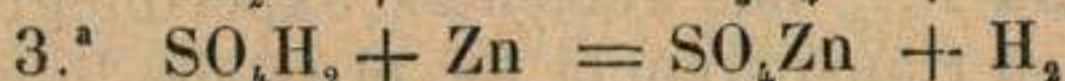
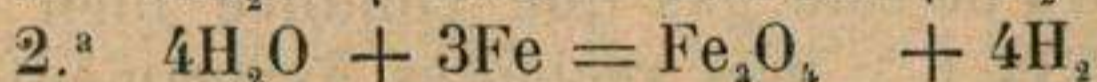
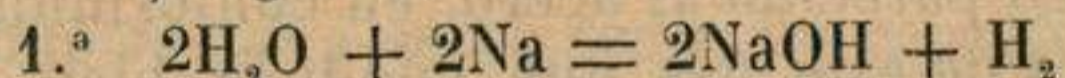
**87. Estado natural.**—Algunas veces se encuentra libre en las emanaciones volcánicas, en las solfataras; pero en pequeña cantidad. El análisis espectral ha demostrado su presencia en la fotosfera del Sol; pero el compuesto más importante que forma es el agua de donde procede su nombre (1)

(1) La palabra hidrógeno proviene de las griegas ὑδὼρ agua, γεννάω engendro; significa por lo tanto *gas engendrador del agua*.



y de la cual se extrae ordinariamente dicho gas. También se encuentra en las materias orgánicas, y en el petróleo, carbón de piedra y otras de origen vegetal.

**88. Obtención.**—Puede establecerse como regla general para la obtención de un cuerpo, que ha de elegirse un compuesto de que el primero forme parte y donde sea fácilmente separable de los otros elementos, ya porque éstos gocen de más fijeza, ó porque puedan combinarse con otras sustancias de poca afinidad con el elemento que se aísla, el cual resultará así en el mayor estado de pureza posible. En virtud de la regla anterior, el agua, compuesta de oxígeno y de hidrógeno, es preferible á los demás cuerpos para obtener este último; y todos los métodos empleados con el mismo objeto pueden reducirse á fijar el oxígeno, ó reemplazar aquél por otro metal en la molécula de que formaba parte, á fin de dejarle en libertad, según indican las reacciones siguientes:



1.<sup>a</sup> En la primera reacción se opera á la temperatura ordinaria y basta colocar el sodio en contacto del agua para que el hidrógeno se desprenda en burbujas que se recogen por medio de una campana; fijándose el oxígeno, ó mejor el oxhidrilo OH, al metal para constituir el hidrato sódico.

2.<sup>a</sup> El aparato (*fig. 10*) indica el procedimiento empleado para obtener el hidrógeno utilizando el hierro, que ha de pre-

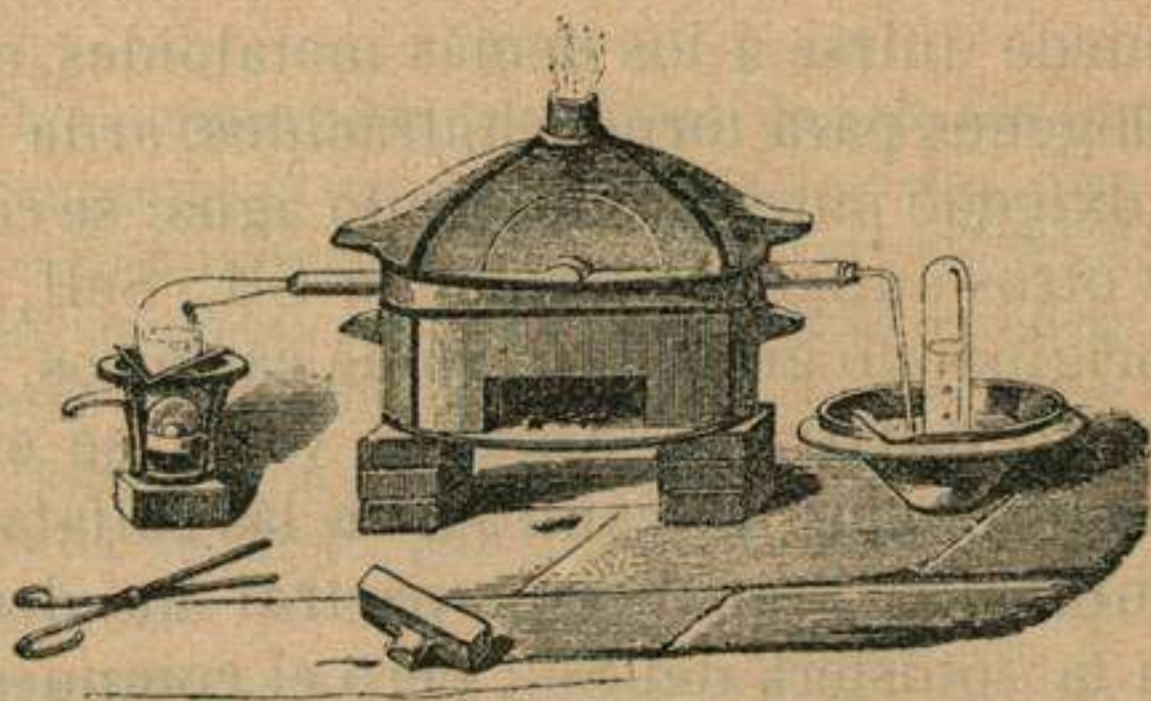


Fig. 10.—Preparación del hidrógeno con el vapor de agua.

sentar mucha superficie y hallarse enrojecido dentro de un tubo de porcelana calentado con un hornillo de reverbero.



Hirviendo el agua en una retorta su vapor se descompone en contacto del metal y el hidrógeno se recoge en la cuba de agua, conforme representa el grabado.

3.<sup>a</sup> Finalmente, el medio más sencillo para preparar el hidrógeno está indicado en la figura 11. Se pone granalla de zinc ó limaduras de hierro en un frasco bitubulado á cuyas bocas se adaptan un tubo de seguridad y el tubo de desprendimiento, añadiendo agua y ácido sulfúrico á medida que lo exige la operación, y se obtiene con suma facilidad el hidrógeno, siendo el método preferible.

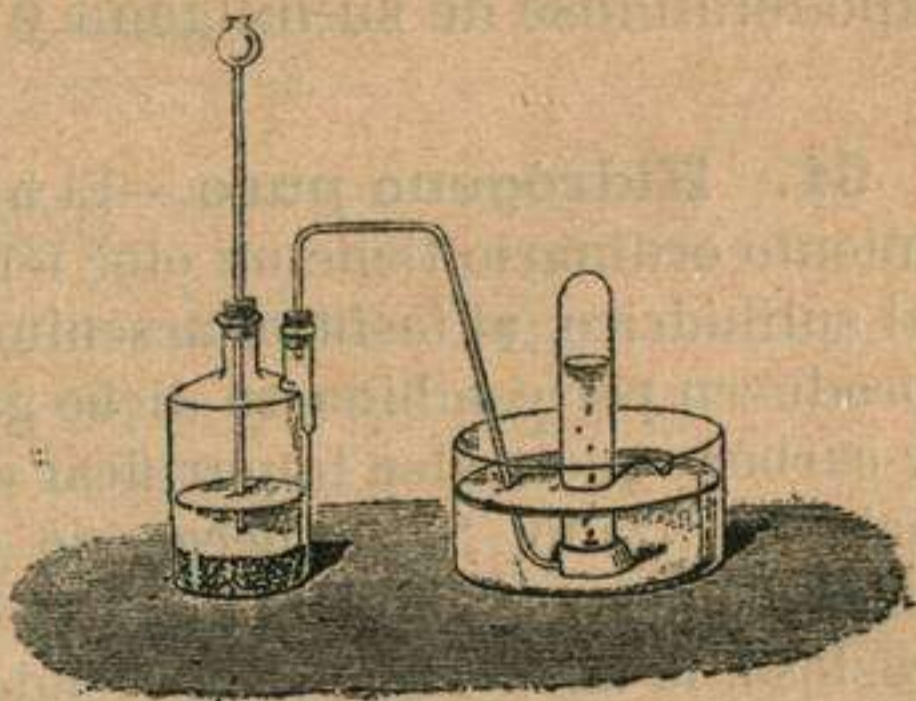


Fig. 11.—Aparato para la preparación del hidrógeno.

Debe observarse que interpretando la reacción del modo expuesto anteriormente, admitimos una completa sustitución del hidrógeno contenido en el ácido por el metal que forma el sulfato, y en tal concepto no hay verdadera descomposición del agua, según creen los dualistas. Así, pues, en vez del oxácido pudiera emplearse un hidrácido como el clorhídrico y tendríamos en tal caso



**89. Experimentos.**—Las campanas llenas de hidrógeno, igualmente que de cualquier otro gas menos denso que el aire, deben tenerse boca abajo (*fig. 12*), donde aparece indicado cómo se aplica una mecha encendida, que inflama el gas con una pequeña detonación por haberse mezclado en parte con el oxígeno del aire. También suele quemarse adaptando un tubo terminado en punta al frasco en que se desprende y constituye la *lámpara filosófica*; ó bien la *armónica química* (426 F.) cuando se introducen tubos sonoros á lo largo del que sirve para producir la llama.



Fig. 12.—Reconocimiento del hidrógeno.



**90. Aplicaciones.**—Se emplea por su poca densidad para llenar los globos aerostáticos y por la elevada temperatura que produce su combustión con el oxígeno para fundir los metales más refractarios como el platino. También se utiliza en los laboratorios para reducir los óxidos metálicos, apoderándose de su oxígeno y formando agua.

**91. Hidrógeno puro.**—El hidrógeno obtenido por el procedimiento ordinario tiene un olor fétido y propiedades nocivas, debido al sulfhídrico, al fosfuro, arseniuro y carburo de hidrógeno, que se producen por combinarse dicho gas con el azufre, fósforo, arsénico y carbón, que suelen impurificar el hierro ó el zinc del comercio ó el ácido utilizado. Sería necesario emplear dichos cuerpos químicamente puros para que lo fuera el hidrógeno, lo cual resultaría muy costoso, lo mismo que recurriendo al primer procedimiento de ob-

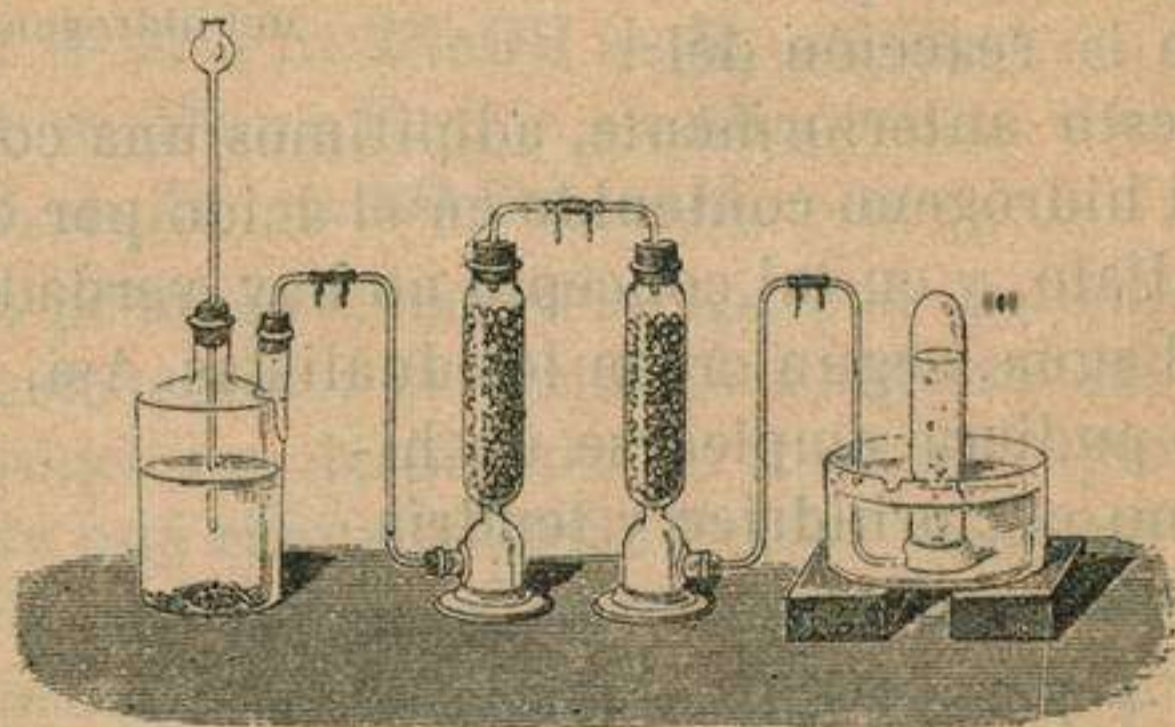


Fig. 13.—Purificación del hidrógeno.

tención, y es preferible en la práctica, si se quiere inspirar este gas en los pulmones sin peligro del operador, v. gr., para observar cómo se debilita la voz, absorber los gases extraños mediante la *potasa*, que retiene el sulfhídrico y el carburo, y el *cloruro mercúrico*, que se apodera del fosfuro y arseniuro de hidrógeno. El grabado (*figura 13*) indica la disposición adoptada á fin de que la corriente del gas impuro atraviere las campanas de pie llenas de fragmentos de piedra pómez impregnados de la disolución de los susodichos reactivos.



## CAPÍTULO IX.

*Estudio del oxígeno.*

## OXÍGENO.

Peso atómico. . . . .	16.
Peso molecular. . . . .	32.

**92. Oxígeno.**—El oxígeno es un gas de los pocos que se creían permanentes; como el hidrógeno carece de olor, color y sabor, pero se distingue de aquél por su densidad 16 veces mayor, número que representa su peso atómico, ó sea 1,1056 con respecto al aire, y se caracteriza sobre todo porque activa mucho la combustión de los cuerpos, de modo que una bujía recién apagada, pero cuya mecha presente un punto en ignición, arde con llama brillante al introducirla en una campana llena de oxígeno (*fig. 14*) (1). El coeficiente de solubilidad del oxígeno á 0 grados, es de 0,041; y bajando la temperatura á  $-140^{\circ}$  basta una presión de 300 atmósferas para que se transforme en líquido transparente y de una densidad que se aproxima á la del agua.

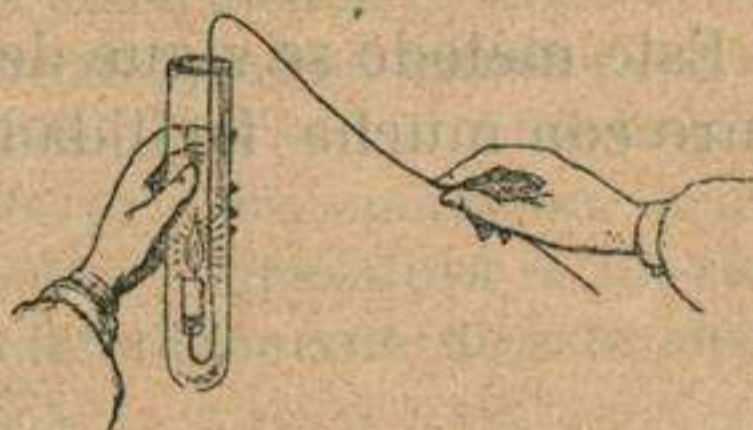


Fig. 14.—Combustión en el oxígeno.

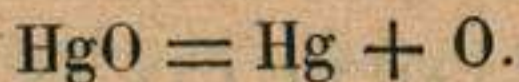
**93. Estado natural.**—Se halla mezclado con el nitrógeno formando el aire; combinado con el hidrógeno en la proporción de 8 por 1 constituye el agua. Entra á formar parte de los ácidos, óxidos y sales; de los compuestos orgánicos, en una palabra, por sí sólo representa más de la mitad de la masa de la corteza terrestre.

**94. Medios de obtenerle.**—Teniendo presente lo dicho (88) el oxígeno podrá extraerse *de los ácidos, de los óxidos ó de las sales*. Ejemplos:

(1) La campana se pone boca arriba, por ser el gas más denso que el aire.



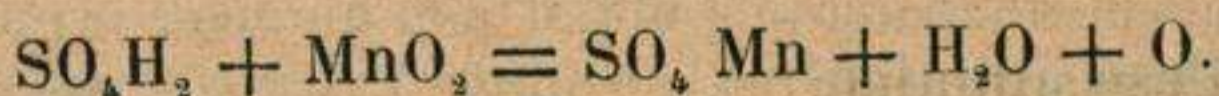
ÓXIDOS.—1.º El *óxido mercúrico* calentado, se descompone en metal y oxígeno:



2.º El *bióxido de manganeso* cede parte de su oxígeno por la acción del calor:

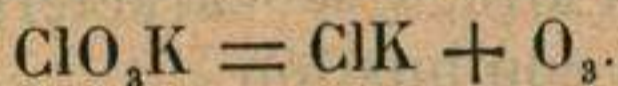


3.º Tratando el mismo bióxido por el ácido sulfúrico:



ÁCIDOS.—4.º El *ácido sulfúrico* por la acción del calor (platino enrojecido) se descompone en anhídrido sulfuroso  $\text{SO}_2$  que es absorbido por una disolución de potasa y oxígeno.

SALES.—5.º Por el *clorato potásico* que se transforma en cloruro cuando se funde á una temperatura muy elevada:



Este método se sigue de preferencia para obtener oxígeno puro con mucha facilidad; empleando al efecto el aparato

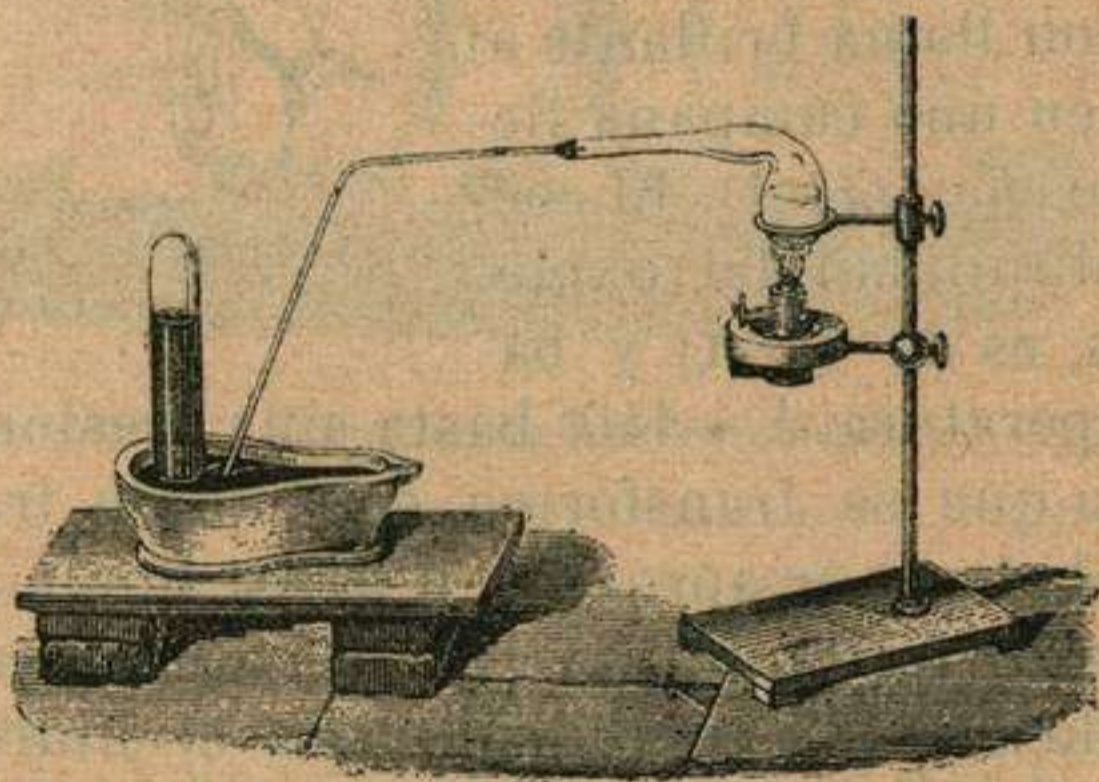


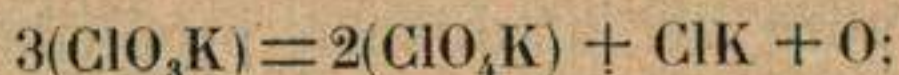
Fig. 15.—Preparación del oxígeno.

(fig. 15) con la cuba de mercurio y pudiera ser la de agua por la poca solubilidad del gas.

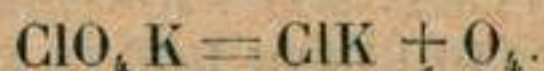
La reacción sin embargo no es tan sencilla como se ha indicado, pues se observa al principio un desprendimiento abundante que se debilita luego y cesa al espesarse la sal contenida en la retorta á



causa de haberse formado perclorato potásico, según indica la ecuación:



pero si continuamos calentando hasta el reblandecimiento del vidrio el perclorato, se convierte también en cloruro



Con el fin de facilitar la reacción se añade un poco de bióxido de manganeso que se interpone bien con el clorato y calentando se desprende desde luego todo el oxígeno, teniendo cuidado de separar el tubo de desprendimiento antes de quitar el fuego para evitar la absorción del agua que produciría la rotura de la retorta ó matraz.

**95. Procedimiento industrial.**—Como el oxígeno tiene muchas aplicaciones, se ha procurado obtenerle industrialmente, á cuyo objeto se emplea con ventaja la reacción 4.<sup>a</sup>; habiéndose propuesto también los químicos extraerle del aire. Tropezábase con el inconveniente de la poca afinidad del nitrógeno para todos los cuerpos; pero se ha resuelto el problema absorbiendo el oxígeno por medio de la barita calentada al rojo obscuro que se transforma en bióxido de bario, al pasar la corriente de aire por el tubo de porcelana que la contiene. Después de esta primera operación se aumenta el calor hasta el rojo blanco, á cuya temperatura el bióxido de bario pasa á protóxido pudiendo indefinidamente de este modo recoger grandes cantidades de oxígeno.

**96. Experimentos.**—Suelen repetirse en la cátedra además del indicado (92) para reconocer el oxígeno, otros varios que comprueban el poder comburente de este gas. Poniendo en una pequeña cápsula de porcelana sujeta á un alambre un trozo de fósforo, azufre ó carbón encendidos arden con una llama muy viva cuando se introducen en un frasco lleno de oxígeno. También puede quemarse el hierro tomando un muelle de reloj que se destempla previamente y lleva en su extremo un trozo de yesca. El hierro se quema con una luz que deslumbra, formándose óxido magnético  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Debe dejarse una pequeña capa de agua en el fondo del frasco para evitar su rotura al caer los globos de óxido fundido.

**97. Aplicaciones.**—Están fundadas en la propiedad que tiene este cuerpo de activar la combustión y la respiración, constituyendo bajo el último punto de vista un agente tera-



péutico de mucha importancia en los casos de disnea ó cuando la sanguificación es incompleta; y como el nitrógeno es inactivo, el aire goza de las mismas propiedades que el oxígeno, debilitadas convenientemente por su mezcla en la proporción de 1 por 4 de nitrógeno. La respiración de los animales en una atmósfera de oxígeno puro determina una actividad vital excesiva que concluye por la muerte.

Se creía que el oxígeno era el único gas comburente; mas pronto se vió que el cloro inflama varios cuerpos, como el antimonio y el arsénico, con sólo proyectarlos en un frasco que le contenga; y estudiando mejor el fenómeno de la combustión se ha reconocido que no constituye ninguna cualidad esencial el carácter de *comburente* y *combustible*, atribuido á los cuerpos, pues en una atmósfera de hidrógeno ardería un chorro de oxígeno desprendido por un tubo estrecho como arde en el aire el hidrógeno de la lámpara filosófica.

En resumen, la combustión es la combinación química en que hay desprendimiento abundante de calor y luz, y la llama la combustión de un gas, conforme dijimos (547 F.) donde se estudió la estructura de la llama de una bujía.

**98. Soplete.**—*Es un tubo cónico que sirve para dirigir una corriente de aire en el interior de una llama con el fin de activar la combustión, y constituye un instrumento muy interesante para los mineralogistas y químicos en los ensayos de los minerales.* Para producir temperaturas más elevadas se

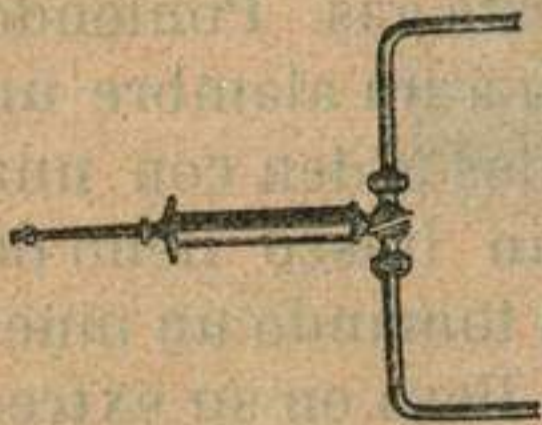


Fig. 16. Soplete oxhídrico.

emplea la mezcla detonante de dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno que alcanza unos 1.800°; pero se correría el riesgo de una explosión si los gases estuvieran encerrados en la misma vasija; por lo cual se mantienen en gasómetros ó en sacos de caucho separados que se hacen llegar por tubos diferentes (*fig. 16*) al soplete, y cuando se abre la llave se mezclan en la parte de mayor diámetro del tubo de salida, donde hay varias telas metálicas, y la combustión sólo puede producirse en la punta, impidiendo aquéllas la propagación del fuego al depósito de los gases.



**99. Ozono.**— *Es un estado alotrópico del oxígeno* que se caracteriza por el olor particular que percibimos cuando se producen continuadas descargas eléctricas y por un poder oxidante mayor que el del oxígeno ordinario. En su virtud, mediante la presencia de un álcali se combina con el nitrógeno para producir ácido nítrico; transforma la plata en bióxido, y descompone el yoduro potásico dejando el yodo en libertad, cuya reacción sirve ordinariamente para reconocerle valiéndose al efecto del *papel ozonoscópico* (1); es decir, impregnado de engrudo de almidón con yoduro potásico. Se forma yoduro de almidón azul cuando hay ozono en el aire, y por el tinte más ó menos obscuro que adquiere se reconoce la cantidad que del mismo contiene; dato que suele tomarse en algunas estaciones meteorológicas.

En la mayor parte de las oxidaciones que produce el ozono, un tercio del oxígeno solamente se combina con los otros cuerpos, quedando el mismo volumen de oxígeno inactivo; como si *tres* volúmenes de oxígeno se hubieran condensado en *dos* para constituir el ozono, de modo que deberían representarse las moléculas de

Oxígeno por. . .  $OO = 2$  volúmenes.

Ozono. . . . .  $OO_2 = 2$  volúmenes.

Pudiera por lo tanto decirse, que el ozono *es el peróxido de oxígeno*, análogo á los anhídridos  $SO_2$ ,  $SeO_2$ , que forman los metaloides didinamos de la misma familia. Esta condensación explica la ma-

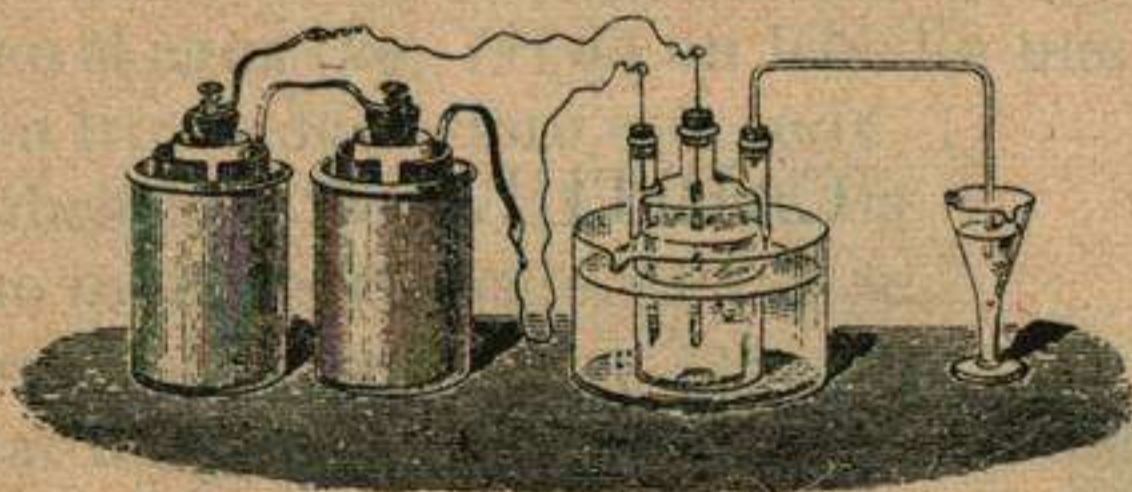


Fig. 17.—Formación del ozono.

yor densidad del ozono que se acerca á 1,7. El ozono puede liquidarse y adquiere una coloración azul, tinte que parece tomar en el

(1) Del mismo modo que el ozono obran sobre el yoduro potásico el cloro y los vapores nitrosos, por lo cual algunos proponen impregnar con el engrudo de almidón la mitad de una tira de papel azul de tornasol; por manera, que cuando en la atmósfera hay ozono, la porción yodurada azulea, sin alterarse el color de la tintura en el resto de la tira, al paso que los vapores nitrosos la enrojecerían y el cloro la descolora.



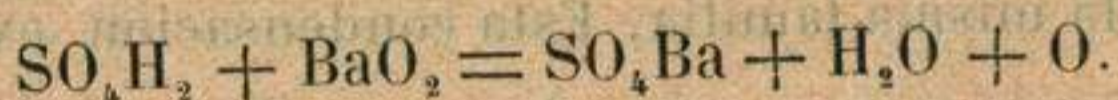
estado gaseoso cuando se aproxima al punto de liquidación. Calentado á 250° aumenta de volumen y se transforma en oxígeno.

**100. Obtención.**—1.° Por medio de la electrolisis del agua pueden recogerse en cualquier voltámetro el oxígeno y el hidrógeno; el primero va acompañado de ozono. Fácilmen-



Fig. 18.—Ozono producido por BaO<sub>2</sub>.

te repetiríamos el experimento con el aparato (*fig. 17*) dejando llegar la mezcla de los dos gases producidos, desde el frasco tritubulado, al reactivo ozonoscópico puesto en una copa.—2.° Haciendo saltar una serie de chispas eléctricas en el oxígeno ordinario, y mejor mediante el efluvio eléctrico para que no haya excesiva elevación de temperatura que destruiría en parte el ozono que se formara.—3.° Por último, en varias reacciones químicas, principalmente atacando el bióxido de bario por el ácido sulfúrico; el oxígeno desprendido (*fig. 18*) azulea el papel reactivo, lo cual acusa la presencia del ozono:



## CAPÍTULO X.

### *Nitrógeno. Carbono.*

#### NITRÓGENO.

Peso atómico. . . . .	14.
Peso molecular. . . . .	28.

**101. Caracteres**—El nitrógeno es un gas sin olor ni sabor que se distingue de los demás por su indiferencia ó poca energía para combinarse con los otros elementos (1). No ar-

(1) Llega á combinarse directamente con el C, Bo, Ti, amorfos elevando la temperatura, y con el H y O mediante el efluvio eléctrico.



de, ni hace arder á los cuerpos combustibles; por el contrario, se apaga una bujía encendida al introducirla en una atmósfera de este gas, que no enturbia el agua de cal como el  $\text{CO}_2$ , y es muy poco soluble, y tan difícilmente liquidable, que se le colocaba entre los llamados permanentes: es impropio para la respiración, de donde proviene el nombre de *ázoe* con que algunos le designan.

**102. Estado natural.**—El aire, necesario para la respiración, contiene cuatro partes de *ázoe*, lo cual prueba que no es deletéreo, y si determina la muerte de los animales que le respiran, resulta á consecuencia de la asfixia por falta de oxígeno.

Forma parte de las sales amoniacales, de los nitros ó nitratos alcalinos y de los seres vivos, en todos los compuestos orgánicos que reciben por esta circunstancia el nombre de *azoados*.

**103. Obtención.**—Absorbiendo el oxígeno del aire quedará separado el nitrógeno que asimismo puede obtenerse descomponiendo substancias minerales que le contienen.

**104. Métodos por la absorción del oxígeno del aire.**—*Ejemplos:* 1.º Quemando el fósforo dentro de una campana llena de aire se produce anhídrido fosfórico y queda sólo el nitrógeno. La operación se ejecuta poniendo sobre un corcho flotante en el agua (*fig. 19*) de un lebrillo una capsulita de porcelana con trozos de fósforo que se inflaman recubriendo inmediatamente la cápsula como indica el grabado. El aire se dilata mucho en un principio, y es necesario levantar un poco la campana para dejarle escapar. Pasado algún tiempo, los humos blancos de  $\text{P}_2\text{O}_5$ , que llenaban el recinto, se disuelven en el agua y permiten observar que ésta sube y aproximadamente ocupa  $\frac{1}{5}$  del volumen correspondiente al aire: el agua enrojece el papel de tornasol. El nitrógeno así obtenido está mezclado con algo de oxígeno y ácido carbónico.—2.º Pudiera obtenerse nitrógeno puro absorbiendo el oxígeno, mediante virutas de cobre enrojecido por el fuego de un hornillo (*fig. 20*). Se dirige la corriente de aire, purgado del agua y ácido carbónico á través del tubo que encierra



Fig. 19.—Obtención del nitrógeno por el fósforo.



el metal y se recoge el gas en la campana de la cuba hidroneumática, conforme indica el grabado.

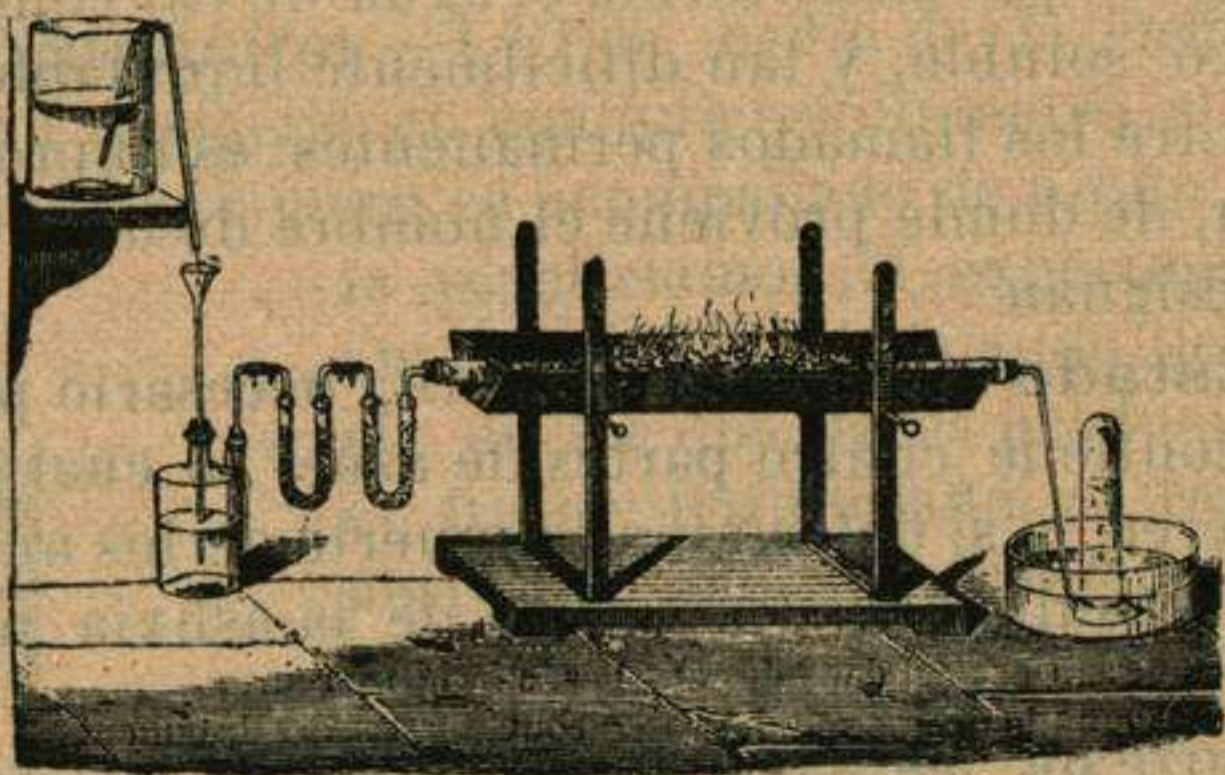


Fig. 20.—Obtención del nitrógeno por el cobre.

POR LA DESCOMPOSICIÓN DE UN NITRITO. 3.º Calentando (*fig. 21*) una disolución concentrada de *nitrito amónico* ó bien la mez-

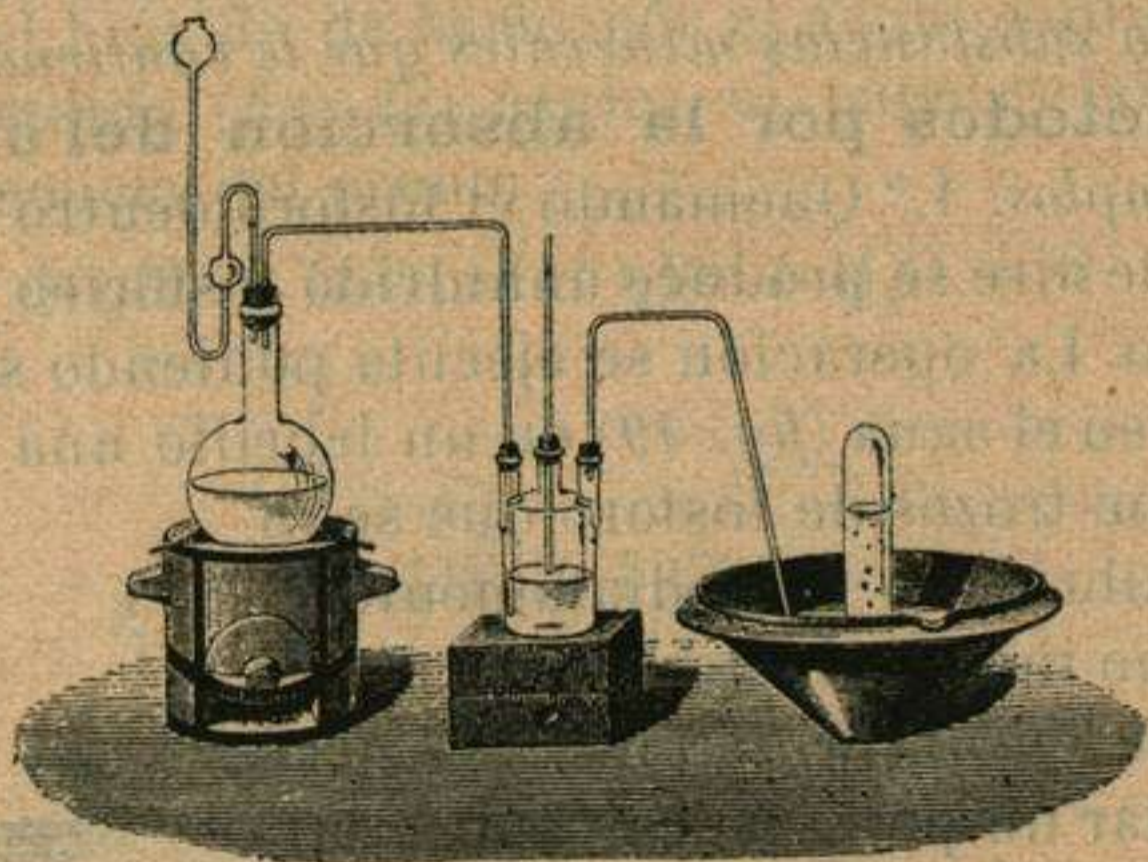
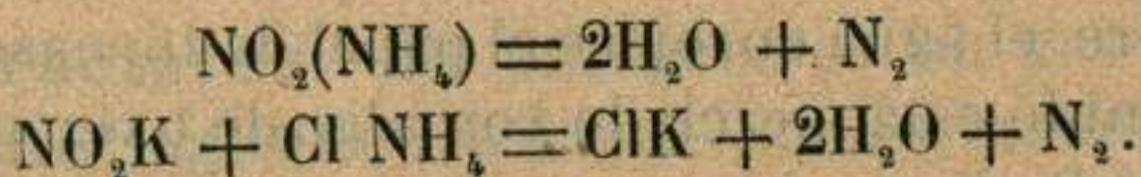


Fig. 21.—Preparación del nitrógeno.

cla de *nitrito potásico* y *cloruro amónico*, según respectivamente expresan las ecuaciones



Se prepara la disolución de nitrito potásico mediante otra de potasa cáustica, cuya densidad es 1,38, por la cual se deja pasar una corriente de los gases nitrosos que resultan de descomponer el ácido



nitrico por el almidón. A este líquido donde existe el nitrito, se le añade luego *tres* veces su volumen de la disolución concentrada de cloruro amónico.

**105. Usos.**—Á pesar de la importancia del nitrógeno en la Naturaleza, ya como moderador del oxígeno en la respiración de los seres vivos, ya para la nutrición de los animales y de las plantas, son raras las aplicaciones de este gas en estado de libertad, quedando reducidas en los laboratorios á formar con él una atmósfera artificial cuando conviene obtener y conservar durante algún tiempo los cuerpos fácilmente oxidables.

#### CARBONO.

C = 12.

**106. Estados alotrópicos.**—El carbón ordinario está formado principalmente del elemento llamado *carbono*; mas presenta tales diferencias en sus propiedades físicas que sólo podemos asignar como carácter común á todas las variedades *ser infusibles* á las temperaturas más elevadas y el *combinarse con el oxígeno produciendo ácido carbónico* en la proporción correspondiente.

Los estados alotrópicos del carbono pueden reducirse á tres: *diamante, grafito y carbón.*

**107. Diamante.**—Es el carbono puro, cristalizado con formas pertenecientes al sistema regular en que predominan el octaedro y el dodecaedro romboidal con las caras ligeramente convexas: frágil como el vidrio, pero ofrece la mayor dureza; pues raya á todos los cuerpos y sólo puede tallarse con su propio polvo, dándole para el comercio de joyería la forma de *brillante, rosa y tabla* como á las demás piedras finas, siendo el diamante la de más precio cuando por su tamaño (1) y la uniformidad y rareza de sus tintas sirve para adornar las coronas imperiales.

Su densidad es 3,5; no conduce el calor ni la electricidad; arde con luz muy viva en el oxígeno, y el peso del ácido carbónico formado corresponde exactamente al del diamante que

(1) El peso de los mayores diamantes no pasa de unos 80 gramos.



desaparece por la combustión, lo cual prueba su pureza. No ha podido obtenerse artificialmente cristalizando las otras variedades de carbón, puesto que no hay un buen disolvente del mismo ni puede emplearse la acción del fuego. Por el contrario, puesto el diamante en el vacío entre los dos polos de una pila de muchos pares, se hincha y ennegrece tomando el aspecto del cok.

**108. Grafito.**—Es también carbono puro, aunque ya encierra del 1 al 2 por 100 de materias extrañas, que se presenta en láminas y cristaliza en tablas ó escamas exagonales, de color gris de acero; tan blando que se deja rayar por la uña y tizna el papel, por lo cual se emplea en la confección de lápices. La densidad del grafito es 2,2; conduce bien el calor y la electricidad, y difícilmente arde á temperaturas muy elevadas.

Se produce artificialmente, porque la fundición de hierro, que disuelve en parte el carbón, al enfriarse abandona láminas exagonales de grafito.

**109. Carbón mineral.**—Atendiendo á su procedencia suele dividirse el carbón en *mineral, vegetal y animal*. En el primer grupo pudieran comprenderse la *antracita, la hulla y el lignito*, que representan diversos grados de mineralización, por decirlo así, de antiguos vegetales que fueron carbonizados y se hallan constituyendo capas de poco espesor en los terrenos carboníferos.

**ANTRACITA.**—Esta variedad de carbón muy compacto y negro brillante, arde con mucha dificultad, desprendiendo en cambio más calor que la hulla, y contiene sólo un 8 ó 10 por ciento de materias extrañas. En sus criaderos no se hallan restos de vegetales.

**HULLA.**—Tiene grandes analogías con la anterior; pero conserva fósiles vegetales que dan á conocer su verdadero origen y sólo encierra un 75 por 100 de carbono; existiendo unas variedades que arden con mucha llama, al paso que se funden las materias bituminosas que contienen, mientras otras desprenden menos gases y no producen tanto calor en su combustión.

Al destilar la hulla en las fábricas del gas del alumbrado, compuesto de varios carburos de hidrógeno y del hidrógeno puro, queda un residuo dentro de las retortas que se conoce con el nombre de *cok*, y es preferible á las demás variedades



del carbón mineral en los usos domésticos. porque no desprende gases de mal olor durante su combustión. También se recoge en los citados aparatos destilatorios el *carbón de retortas*, empleado en las pilas de Bunsen, variedad muy compacta y conductora del calor y de la electricidad: se forma por la descomposición del carburo de hidrógeno á una elevada temperatura, lo cual explica la estructura granosa fina que le caracteriza y permite trabajarle.

**LIGNITO.**—Es un carbón mineral de más reciente formación que los anteriores; por esta causa tiene muchas veces la estructura leñosa, siendo frecuentes en sus criaderos los tallos, hojas y frutos fósiles de los vegetales de que procede: arde con mucha facilidad y es menos puro que la hulla. Una variedad compacta del lignito susceptible de pulimento recibe el nombre de *azabache*, usado en la confección de diferentes objetos.

**110. Carbón vegetal.**—Puede prepararse quemando la madera en montones recubiertos de césped, al aire libre, ó bien por destilación seca en grandes cilindros de hierro para aprovechar la brea y el ácido acético producidos, los cuales se pierden por el primer procedimiento. El carbón denso, v. gr. el de encina y raíz de brezo, produce mayor caldeo, y el ligero, como el de sauce y álamo blanco, arde con más facilidad y se emplea en la fabricación de la pólvora.

**NEGRO DE HUMO.**—Este carbón ligero y pulverulento que es el principal ingrediente de la tinta de imprenta y la de china tiene diversas aplicaciones industriales. Se obtiene quemando resinas grasas y otras materias fuliginosas, dejando pasar el humo á una gran cámara cilíndrica (*fig. 22*) en cuyas paredes recubiertas de tela se deposita el carbón reducido á partículas que se reúnen después dejando caer el cono superior que va sostenido por una cuerda, según indica el grabado. El negro de humo es carbono casi puro, puesto que apenas deja cenizas al quemarle, sobre todo después de haberle calcinado fuera del contacto del aire para destruir las materias breosas de que suele estar impregnado.

**111. Carbón animal.**—La sangre, los cuernos y principalmente los huesos, calcinados en cilindros de hierro, dejan un depósito carbonoso que recibe la denominación de *negro animal* ó *carbón de huesos*.

Para los usos de laboratorio, conviene en muchos casos se-



parar el fosfato y carbonato de calcio que le acompañan, para lo cual se echa sobre un filtro y se lava con ácido clorhídrico diluido.

**112. Propiedades.**—Además de los caracteres que se han indicado al enumerar las distintas variedades de carbonos, posee en el más alto grado el carbón vegetal la propiedad de absorber los gases, lo que suele demostrarse experimentalmente introduciendo un trozo de carbón en una campanita llena de gas amoníaco, puesta sobre la cuba de mercurio;

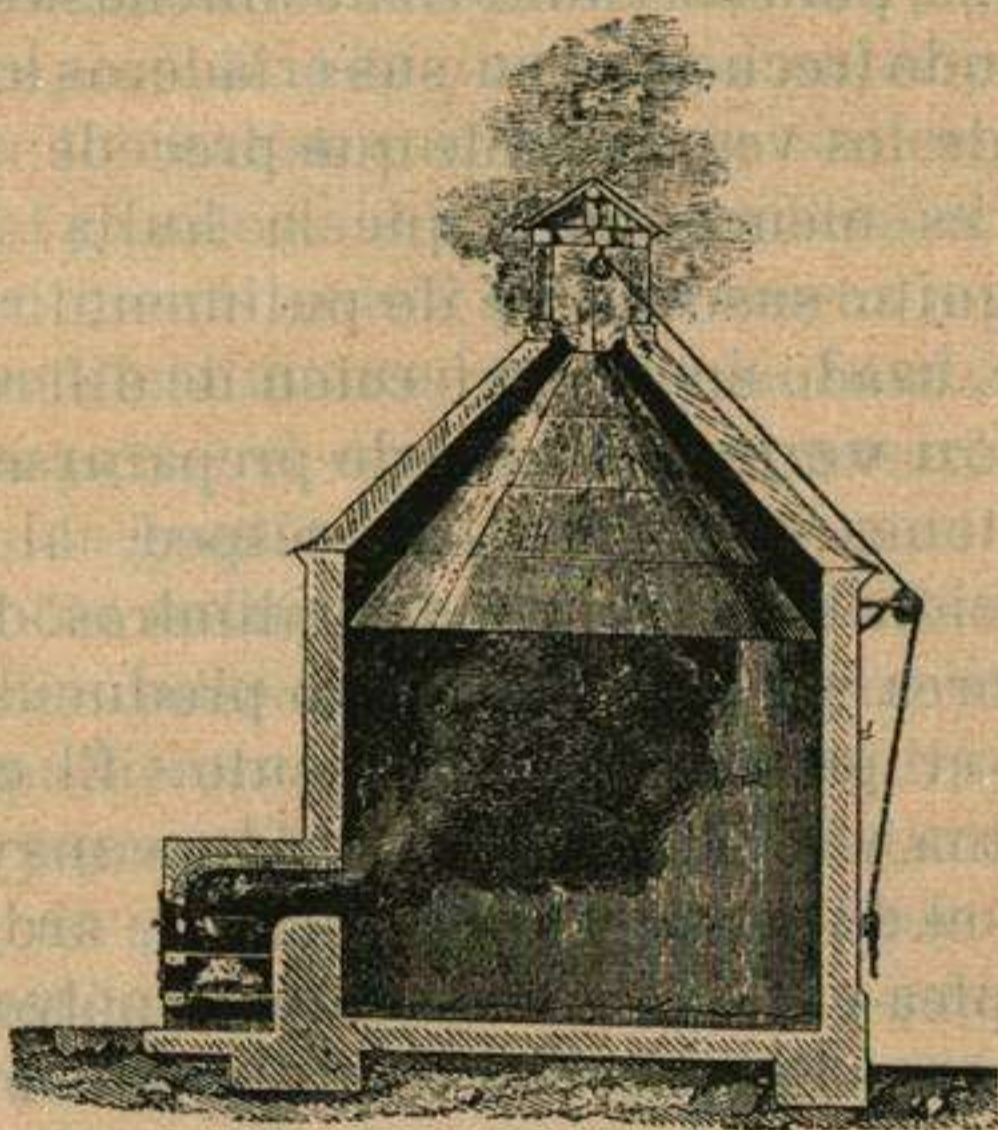


Fig. 22.—Preparación del negro de humo.

viéndose al líquido subir rápidamente y llenar del todo la campana cuando ponemos el carbón, que se apodera hasta 90 á 178 veces su volumen de gas amoníaco; 85 á 160 de ácido clorhídrico, y 65 á 105 de anhídrido sulfuroso. Goza de otra propiedad muy notable el carbón: el poder descolorante de las materias vegetales; siendo el negro animal el que principalmente se emplea con este objeto. El vino tinto, los jarabes y otros zumos pierden su color filtrándolos por carbón animal.

El carbono se une directamente al oxígeno produciendo óxido de carbono CO si la combustión es incompleta, y anhídrido carbónico CO<sub>2</sub>, habiendo un exceso de oxígeno. También puede combinarse con el hidrógeno produciendo series de hidrocarburos que tienen



mucha importancia en la Química orgánica. Con el nitrógeno, funcionando este metaloide como elemento trivalente, produce un radical monodinamo, pues queda libre un centro de dinamicidad del átomo de carbono. Dicho radical puede aislarse, es llamado cianógeno y se representa por el símbolo  $Cy = \cdot C \equiv N$ ; por su carácter electro-negativo el cianógeno es análogo á los cuerpos simples halógenos cloro y bromo.

**EXPERIMENTO.**—Puesta una campana llena de agua sobre la cuba neumática apagando algunas ascuas, al introducir las debajo de la vasija se desprenden burbujas formadas de ácido carbónico, óxido de carbono é hidrógeno, resultantes de la descomposición del agua por el carbón.

**113. Usos.**—Se fundan en las propiedades que dejamos expuestas: El diamante, por su dureza y brillo, sirve como piedra fina y para cortar el vidrio: la plumbagina para construir lápices, crisoles refractarios y recubrir con su polvo los moldes que han de reproducirse en la galvanoplastia; el carbón mineral como el combustible de mayor importancia para la industria, y en la fabricación del gas del alumbrado; los mismos usos tiene el carbón vegetal que se emplea también en los filtros de aguas corrompidas, y finalmente el negro de humo en la fabricación y refinamiento del azúcar.

## CAPÍTULO XI.

### *Estudio del agua.*

AGUA.

$H_2O$ .

Densidad referida al hidrógeno. . . . .	9.
Peso molecular (2 vol.). . . . .	18.

**114. Composición.**—Los antiguos consideraban el agua como uno de *los cuatro elementos* (aire, agua, tierra y



fuego) (1), si bien no podían dar el verdadero significado de cuerpo simple á este líquido, con el cual confundirían entonces los demás humores y zumos orgánicos imperfectamente conocidos.

El agua se analiza: 1.º por medio del voltámetro (905 F.) resultando dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno.

2.º Poniendo la mezcla de ambos gases, previamente medidos, dentro de una campana (figura 23) dispuesta para que salte la chispa eléctrica; en su interior se combinan de nuevo en la misma proporción de 2 por 1, para reconstituir el agua por síntesis. Estos aparatos reciben el nombre de *eudiómetros*, algunos de los cuales están divididos en partes alícuotas de su volumen.

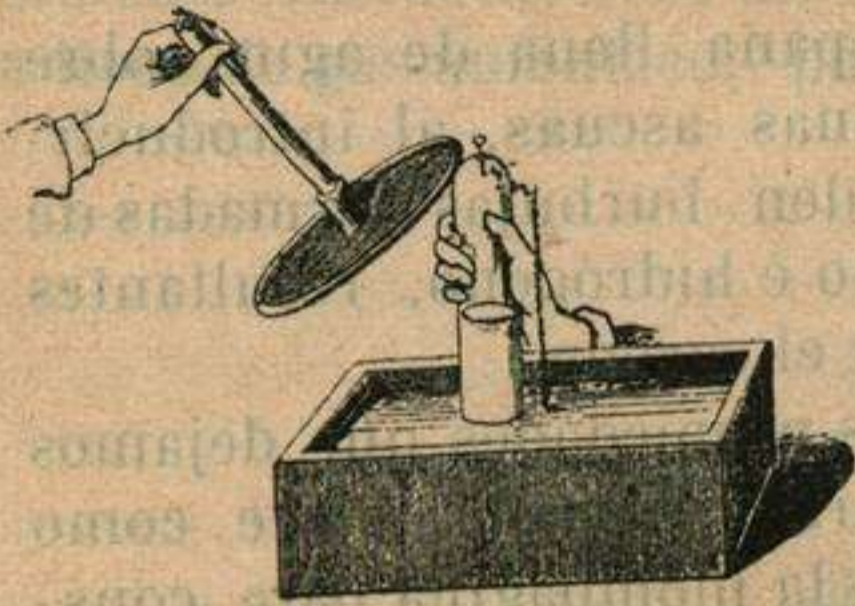


Fig. 23.—Síntesis del agua por el eudiómetro.

La composición en peso se deduce de la composición en volumen; 2 de hidrógeno que pesan 2, por 1 de oxígeno cuya densidad es 16 referida al hidrógeno; luego

$$\frac{2}{16} = \frac{1}{8},$$

y por tanto 9 partes de agua encierran 1 de hidrógeno por 8 de oxígeno, ó con más exactitud, en 100 partes del líquido hay 11,11 por 88,89 respectivamente de dichos gases.

EXPERIMENTO —Suele formarse una cantidad apreciable de agua disponiendo un frasco donde se produce el hidrógeno, (*fig. 24*) que se deseca al atravesar un tubo lleno de cloruro de calcio; y recubriendo con una campana la llama del hidrógeno como indica el grabado, se depositan sobre sus paredes las gotas líquidas que resultan de su combustión.

(1) Esta primera noción debió resultar observando, v. gr., que un vegetal al quemarse deja como residuo cenizas, es decir, partes sólidas ó *tierra* y desprende calor, *el fuego*, habiéndose desecado antes ó perdido *el agua*, así como diversos gases, *flatus*, *aire*, que se producen durante la combustión. Los cuatro elementos vagamente designados con estas palabras querían, pues, significar partes sólidas, líquidas, gases y la materia del fuego.



**115. Análisis en peso.**—El análisis del agua puede efectuarse por el procedimiento seguido para obtener el hidrógeno por medio del hierro, debiendo pesar previamente el alambre de este metal, así como el oxígeno que ha fijado en una segunda pesada, igualmente que el hidrógeno que se recoge; ó bien el agua antes y después de la operación, y asimismo la que pasa sin descomponerse y queda condensada después de atravesar un aparato destilatorio. El medio más exacto de síntesis se obtiene reduciendo el óxido de co-

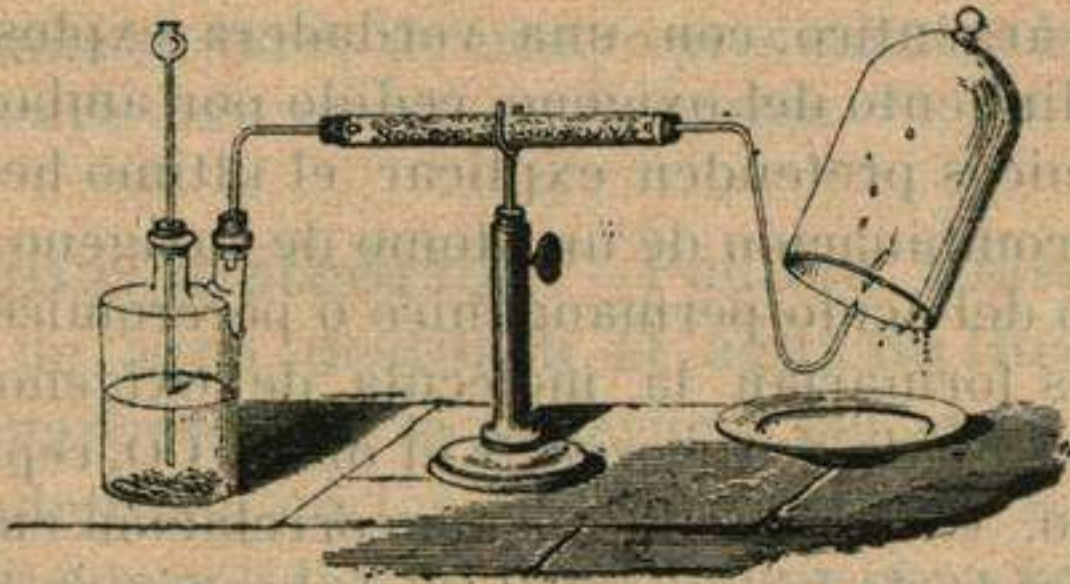
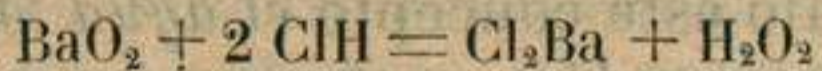


Fig. 24.—Formación del agua.

bre por el hidrógeno: el agua formada se recoge y pesa, así como la pérdida de peso del óxido, lo cual da el oxígeno que contiene. Dicho se está que es necesario tomar muchas precauciones para desecar y purificar el hidrógeno y también para condensar toda el agua producida, lo cual se consigue con un aparato bastante complicado.

**116. Agua oxigenada:**  $H_2O_2$ .—Considerando el agua como el protóxido de hidrógeno, Thenard se propuso formar *el bióxido de hidrógeno*  $H_2O_2$  denominado *agua oxigenada*. Consiguiólo mediante el bióxido de bario  $BaO_2$  (1) sustituyendo el metal por el hidrógeno, al tratarle por ácido clorhídrico, según expresa la ecuación



Llega á separarse el cloruro de bario por la adición del ácido sulfúrico que se vierte gota á gota en el líquido; regenerando de este modo el  $ClH$  cuyo  $Cl$  se precipita con sulfato de plata  $SO_4Ag_2$ .

**117. Propiedades.**—El agua oxigenada es transparente é inodora como el agua común, pero tiene sabor metálico y su densidad es 1,452, presentando la consistencia del jarabe claro; *oxida* algunos cuerpos cual sucede al sulfuro de plomo  $SPb$  que pasa á sulfato  $SO_4Pb$ ; ciertos óxidos, el de  $Ba$ ,  $Sr$ , y otros recientemente precipitados se sobreoxidán. Con facilidad *se descompone* por la elevación de

(1) Se tritura el bióxido y se forma una papilla añadiendo el agua suficiente echándola luego sobre el ácido diluído.



temperatura en oxígeno y agua, produciendo el mismo resultado *la presencia del carbón, la plata y el platino divididos ó el bióxido de manganeso*, acción que parece provenir del aire interpuesto en los poros de dichos cuerpos; pues extraído completamente el gas no se efectúa la descomposición y se determina en cambio cuando pasa una corriente de aire que arrastra el oxígeno. Todavía es más extraño el fenómeno *de reducción parcial* que experimentan el permanganato y el bicromato de potasio, pasando en la primera sal *rojo-púrpura*,  $\text{MnO}_4\text{K}$ , el  $\text{MnO}_4$  á sesquióxido de color pardo, y *la reducción total* del óxido argéntico, con una verdadera explosión originada por el desprendimiento del oxígeno, cedido por ambos cuerpos.

Algunos químicos pretenden explicar el último hecho citado por una verdadera combinación de un átomo de oxígeno del agua oxigenada con otro del ácido permangánico ó percrómico y los dos átomos combinados formarían la molécula de oxígeno libre  $\text{OO} = 2$  volúmenes, ó sea *óxido de oxígeno*, y el ozono  $\text{OO}_2$  representa el *peróxido de oxígeno*, existiendo la misma correlación entre ellos que ofrecen el *protóxido de hidrógeno*  $\text{H}_2\text{O}$ , y el *peróxido*  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**118. Estado natural.**—El agua ocupa las cuatro quintas partes de la superficie de nuestro globo; constituye *más de una céntesima* de la atmósfera al estado de vapor, y durante el invierno se congela afectando formas del sistema romboédrico, sobre todo en la nieve, hallándose continuamente en estado sólido en las regiones polares. El estudio general de los líquidos y de los vapores que ha sido objeto de la Física, se refiere al agua de un modo especial, y es inútil insistir acerca de este punto; debiendo fijarnos aquí en la clasificación que se hace de las aguas por las materias que llevan en disolución, distinguiéndose bajo este concepto *el agua destilada, el agua meteórica, las aguas potables, aguas crudas ó gruesas y las minerales ó medicinales*, en cuyo grupo pudiera incluirse el agua salada del mar.

**119. Destilación.**—El agua recogida en la superficie de la tierra siempre contiene materias en disolución, y para obtenerla químicamente pura es preciso destilarla (78) no recogiendo las primeras porciones que arrastran los gases que la acompañan, ni evaporando hasta sequedad por si se descompusieran las materias disueltas.

**120. Caracteres.**—Conviene reconocer la pureza del agua destilada por sus continuas aplicaciones en los laboratorios, debiendo



presentar los caracteres siguientes: es incolora, insípida é inodora, y evaporada en un cuchillo ó cápsula de platino no deja residuo, por lo cual nos aseguramos de que no hay materias sólidas en disolución. El acetato básico de plomo no debe enturbiarla, pues de lo contrario existiría ácido carbónico ó carbonato amónico. El nitrato de plata no la volverá opalina (cloro ó cloruros); no se enturbiará por el sulfhidrato amónico (plomo ú otros metales) ni por el oxalato amónico (cal), ni por el cloruro de bario (sulfatos). Estas pruebas deben hacerse echando unas gotas del reactivo sobre pequeñas porciones del líquido en tubos de ensayo previamente lavados con agua destilada, de cuya pureza estamos seguros.

**121. Agua meteórica.**—Pudiera considerarse como una especie de agua destilada el agua de lluvia ó de nieve, puesto que evaporada en la superficie del mar, ríos, lagos, etcétera, y condensada en las altas regiones de la atmósfera, no contiene materias sólidas en disolución; pero baja, cargada de gases, oxígeno, nitrógeno, ácido carbónico, y en ocasiones se encuentra el ácido nítrico y el nitrato amónico en las lluvias de tormenta.

**122. Aguas potables.**—El agua potable debe ser fresca, sin olor ni color, y de un sabor agradable, sin que pueda caracterizarse de sosa, salada, ni dulce; ha de cocer bien las legumbres y disolver el jabón; y bien aireada y filtrada por terreno arenoso, no será indigesta entonces, y si propia para la bebida como su nombre indica. Recogiendo sobre la cuba de mercurio los gases desprendidos cuando se calienta un matraz lleno de agua hasta la ebullición, se encuentra que cada litro de líquido encierra 50 centímetros cúbicos de gases: la mitad corresponde al ácido carbónico y el resto es aire más rico en oxígeno por su mayor solubilidad que la del nitrógeno, como el agua no haya pasado por terrenos que contengan materias oxidables, en cuyo caso disminuye la proporción de oxígeno. La abundancia del ácido carbónico proviene de los bicarbonatos, especialmente el de cal, que se descompone por la ebullición. Evaporado el litro de agua hasta sequedad deja un residuo de materias sólidas, cuyo peso está comprendido entre 0gr,10 y 0gr,30.

Las sales que se hallan disueltas en el agua potable suelen ser el carbonato de calcio y el de magnesio, los sulfatos de los mismos metales, y los cloruros de potasio y sodio, con algo de



*silice* é indicios de nitratos y materias orgánicas. Los reactivos que permiten reconocer estos cuerpos son los que antes empleamos en los ensayos del agua destilada, indicando por la cantidad de precipitado la proporción en que se encuentran; pero nos dan una idea aproximada de las buenas condiciones del agua potable, además de los caracteres organolépticos antedichos, *dos reactivos*, de fácil preparación que pudiéramos utilizar en los ensayos prácticos, sobre todo estableciendo comparación con el agua destilada y un agua cruda.

**PRIMER REACTIVO.**—*Tintura de campeche.* Se prepara poniendo en digestión trozos de palo de campeche en alcohol y filtrando. Vertiendo unas gotas en *el agua destilada apenas se nota la coloración*; en *el agua potable un ligero tinte azul violado*; pero en *el agua cruda*, si abunda el carbonato de calcio, *el color es violeta intenso.*

**SEGUNDO.**—*Tintura alcohólica de jabón* (100 gramos de jabón por 1600 de alcohol de 90°).

Vertidas unas gotas *en la muestra de agua destilada no hay precipitado*, en *el agua potable ligero enturbiamiento sin producción de grumos*, en *el agua cruda aparecen éstos* cuando hay un exceso de cal.

**123. Aguas crudas.**—Las aguas de pozo y en general las aguas estancadas ó que pasan por terrenos en que abunda el yeso ó algunas sales solubles se designan con el nombre de aguas crudas ó gruesas siempre que dejan al evaporarlas un residuo que excede de 0<sup>gr</sup>,30 por litro. Son de difícil digestión y no deben emplearse como bebida, ofreciendo los caracteres opuestos del agua potable, sobre todo *las selenitosas* ó que contienen yeso, las cuales depositan abundantes grumos con el jabón, porque los ácidos grasos se unen á la cal y forman sales insolubles, lo cual prácticamente expresan las lavanderas diciendo que *no luce el jabón*. No cuecen bien las legumbres porque el principio nitrogenado que encierran se combina con el sulfato de cal y se produce una materia insoluble, por lo cual se endurecen los garbanzos y las judías, aun cuando hierva el agua durante mucho tiempo.

Si la cal se encuentra al estado de bicarbonato en exceso, pudiera corregirse el defecto por una ebullición prolongada ó añadiendo un poco de agua de cal: las mismas aguas selenitosas pueden servir para los usos domésticos, excepto para la bebi-



da, añadiéndoles un carbonato alcalino. Así se explica la práctica de las cocineras al poner en remojo los garbanzos duros introduciendo en el agua una muñequilla con ceniza (carbonato potásico).

También deben desecharse para la bebida las aguas turbias que pueden ser clarificadas por medio del alumbre, sal que precipita la arcilla y otras materias terrosas, quedando luego en condiciones para aplicarla á los demás usos domésticos. Los mayores peligros del agua destinada á beberse se hallan en los microbios, gérmenes y diversas materias orgánicas que llevan en suspensión. Se reconoce la presencia de las materias orgánicas haciendo hervir el agua, añadiendo unas gotas de cloruro áurico, pues queda reducido el metal tomando una coloración parda característica. Cuando es preciso usar de semejantes aguas se recomienda hervirlas previamente haciendo con ellas una ligera infusión de te ó café. Algunos proponen también la filtración por el carbón y la arena ó bien á través de piedras porosas. Parece ha dado excelentes resultados el filtro de Chamberland en que el agua atraviesa un cilindro poroso por efecto de la presión del líquido en la misma cañería ó uniendo el grifo, mediante un tubo de goma elástica, al depósito del agua que se coloca á dos ó tres metros de altura sobre el aparato de filtración.

**124. Aguas minerales.**—Se designan con este nombre todas las aguas que por su temperatura ó por su composición química ejercen una acción favorable para la curación de algunas enfermedades.

Dividense en *acidulas*, si contienen ácido carbónico libre; *alcalinas*, caracterizadas por la presencia del bicarbonato ó silicato alcalinos en cantidad conveniente; *ferruginosas*, cuando llevan en disolución carbonato ó sulfato de hierro; *salinas*, si contienen sales diversas, y *sulfurosas*, caracterizadas por la presencia del sulfhídrico ó un sulfuro alcalino. *Las aguas termales*, cualquiera que sea su composición, ofrecen al salir del manantial una temperatura superior á la media del lugar y suele estar comprendida entre 25 y 100°. Al hablar de los diferentes cuerpos que encierran las aguas minerales indicaremos las reacciones que los caracterizan, pues su análisis completo es una de las operaciones químicas más delicadas que forman el objeto de tratados especiales.

En el grupo de las aguas salinas cloruradas deben com-



prenderse las aguas del mar, que encierran una cantidad de cloruro de sodio de 2,5 á 2,7 por 100, en unión de los cloruros de magnesio y de potasio, y de sulfato magnésico. La proporción de estas sales varía según los mares, siendo poco menor en las aguas del Mediterráneo que en las del Atlántico: 37<sup>gr</sup>,7 y 38<sup>gr</sup>,4 respectivamente por un litro de agua es la cantidad de materias fijas halladas mediante el análisis; adquiriendo la enorme proporción de 278<sup>gr</sup>,1 en las aguas del Mar Muerto, tomadas á 300 metros de profundidad.

## CAPÍTULO XII.

### *Aire atmosférico.*

**125. El aire es una mezcla.**—Hay muchas razones para convencernos de que el aire es una mezcla de oxígeno y nitrógeno, á pesar de la constancia de la proporción en que entran dichos gases, á cualquier altura de la atmósfera á que se recoja para analizarle.

En primer lugar, siempre que se combinan los gases guardan entre sí una relación muy sencilla los volúmenes de los componentes, y si éstos son desiguales hay condensación, de modo que nunca alcanza el volumen del gas formado la suma de los elementos que le constituyen, lo contrario precisamente de lo que sucede en la mezcla de 20,8 de oxígeno por 79,2 de nitrógeno que componen el aire. Por otra parte, ningún fenómeno característico de la combinación, desprendimiento de calor y luz, se observa al formar artificialmente aire por la simple mezcla de oxígeno y nitrógeno, los cuales conservan su coeficiente propio de solubilidad en términos de ser más abundante en oxígeno el aire disuelto en el agua que al estado de libertad en la atmósfera, pues alcanza la proporción de un 32 por 68 en el primer caso, mucho mayor que la relación antedicha de 21 por 79 del aire atmosférico.

**126. Proporción de los componentes.**—Siendo de tanto interés la exacta determinación de todos los elementos constitutivos del aire, se ha repetido por varios procedimien-



tos su análisis en volumen y peso, privándole antes del ácido carbónico y del vapor de agua, y hase hallado siempre, en 100 volúmenes, de 20,8 á 21 de oxígeno y el resto de 79,2 á 79 de hidrógeno. En peso la proporción es 23 por 77, lo cual puede determinarse conocida la densidad de los gases que componen el aire, comprobándose este resultado por análisis directos.

**127. Vapor de agua y ácido carbónico.**—*La cantidad de vapor de agua* varía de un momento á otro en cada localidad y su determinación forma el objeto de la Higrometría, pudiendo marcarse como límites extremos para un tiempo frío y seco unas 0,0005, y en regiones muy cálidas y húmedas 0,05 del peso total del aire, y según los cálculos de Dalton, considerada en su conjunto la atmósfera, contendría una cantidad de vapor acuoso que no baja por término medio de las 0,014 partes de su peso. La proporción de ácido carbónico es mucho menor, pues no pasa de 0,0005 en peso ó 0,0003 en volumen, aumentando algo en las grandes ciudades á causa de la combustión y la respiración, y con un ligero aumento durante la noche con relación al día, sobre todo en los bosques y donde abunda el arbolado.

**128. Amoníaco y otros gases.**—Todavía existen en el aire mínimas proporciones de amoníaco al estado de carbonato y de nitrato que se forma en las tempestades, de un carburo de hidrógeno, y según algunos químicos de alcohol, oxígeno al estado de ozono, y aun de agua oxigenada, con diversos corpúsculos sólidos suspendidos en la atmósfera y arrastrados por los vientos, entre los cuales existen gérmenes de vegetales y animales microscópicos, en especial de los microbios que determinan las fermentaciones y la putrefacción.

**129. Métodos de análisis.**—El problema se considera dividido en dos partes: 1.<sup>a</sup> la determinación del oxígeno y del nitrógeno del aire en que se han eliminado el vapor de agua y el ácido carbónico; 2.<sup>a</sup>, la determinación de estos dos últimos tomando como es consiguiente un volumen mayor de aire con el fin de apreciar mejor pequeñas cantidades.

1.<sup>o</sup> DETERMINACIÓN DEL OXÍGENO Y NITRÓGENO.—Todos los métodos de análisis referentes al primer caso se reducen á los dos primeros procedimientos de obtención del nitrógeno (103), es decir, en un volumen conocido de aire absorber por com-



pleto el oxígeno, midiendo con exactitud el nitrógeno ó pesando el oxígeno absorbido.

Si se emplea el fósforo como materia absorbente del oxígeno, nos valdremos de una campana puesta sobre el mercurio en la cual introducimos una barra de fósforo que se oxida lentamente, subiendo el líquido al cabo de algunas horas hasta ocupar 0,21 del volumen total. También pudiera inflamarse una pequeña cantidad de fósforo si se quiere operar con rapidez.

Hay quien produce la absorción echando con una pipeta primero potasa cáustica y luego ácido piroagálico. Se agita tapando con el pulgar la campana ó tubo estrecho que contiene la mezcla; destapándola de nuevo debajo del mercurio: todo el oxígeno es rápidamente absorbido, ennegreciéndose la disolución alcalina.

Puede combinarse el oxígeno del aire con el hidrógeno poniendo 100 volúmenes de uno y otro gas en el eudiómetro y haciendo saltar la chispa eléctrica; observando luego cuánto se eleva el mercurio en el eudiómetro, se averigua de este modo que han desaparecido 62,79 volúmenes de la mezcla gaseo-

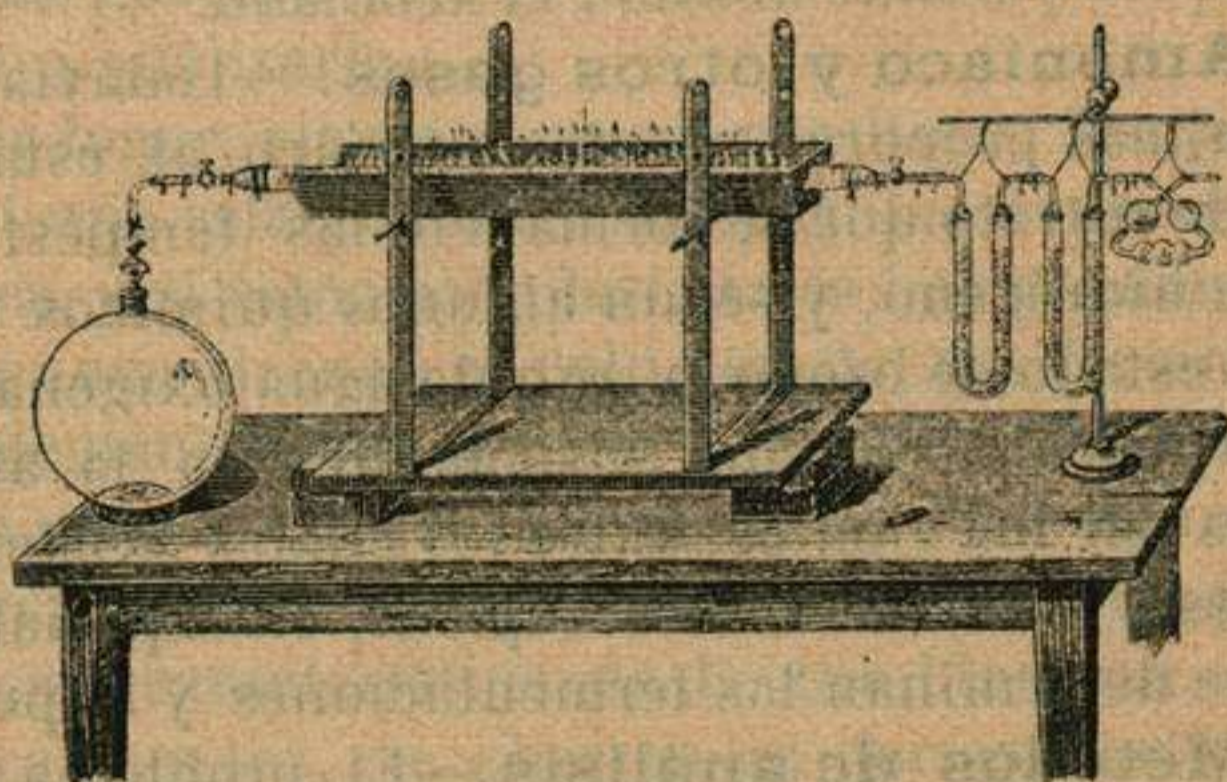


Fig. 25.—Análisis del aire en peso.

sa, correspondientes al agua formada. Un tercio de dicha porción, ó sea 20,93 volúmenes, corresponden á todo el oxígeno del aire y los dos tercios los ocupaba el hidrógeno que formó el agua.

Por último, se ha determinado el peso del oxígeno absorbido por el cobre calentado al rojo (*fig. 25*) haciendo pasar la corriente de aire por los tubos en U, llenos de potasa los unos



(el primero en el grabado es de bolas) y con pómez impregnada de ácido sulfúrico los otros, para absorber respectivamente el ácido carbónico y el vapor de agua, pasando el nitrógeno puro á un globo de 15 á 20 litros de capacidad, de donde se había extraído el aire. El peso del oxígeno se halla por el aumento que experimenta el cobre al oxidarse, y el del nitrógeno por el aumento de peso del globo, y aun se tiene en cuenta el nitrógeno que queda en el tubo donde se pone el cobre para mayor exactitud en los resultados.

2.º VAPOR DE AGUA Y ÁCIDO CARBÓNICO.—La determinación del vapor de agua y del ácido carbónico se consigue haciendo pasar el aire á un aspirador de 50 ó más litros de capacidad, graduándose la velocidad de la corriente que atraviesa una serie de tubos en U por medio del agua que se vierte. El aumento de peso de los tubos que tienen la potasa da el ácido carbónico, y los que llevan la piedra pómez empapada en ácido sulfúrico, el del vapor de agua contenido en el volumen de aire correspondiente al aspirador.

**130. Aire confinado.**—La respiración y la combustión utilizada para calentar las habitaciones ó en el alumbrado, son las causas principales que impurifican el aire por la disminución de oxígeno y producción de ácido carbónico, gas que desprenden también las plantas y flores, las cuales no conviene por esta causa acumular con excesiva abundancia en los dormitorios. El aire espirado contiene próximamente el mismo nitrógeno, 79,3 por ciento, que el introducido en nuestros pulmones: en cambio aumenta hasta 4,3 la proporción de ácido carbónico, disminuyendo el oxígeno á 15,4 por ciento: de modo que se calcula en 60 metros cúbicos de aire por hora lo que necesita un adulto para ejercer sus funciones con desahogo y bienestar, no debiendo bajar de 9 metros cúbicos el minimum de renovación del aire por hora y por persona, si en algo estimamos nuestra salud. Condensando el vapor acuoso y recogiendo el líquido se ha encontrado en él un verdadero veneno pulmonar, que produce la muerte de un conejo inyectado en la dosis de 20 á 25 gramos. Esta acción no se debe á los microbios, puesto que hervido el líquido conserva sus propiedades tóxicas.

**131. Experimento.**—Continuamente observamos en el invierno la precipitación del vapor acuoso expelido por la



respiración, el cual se deposita en estado líquido sobre cualquier cuerpo frío, y aun le vemos condensarse en forma de vaho en el acto de la espiración cuando es muy baja la temperatura del ambiente. Para demostrar la presencia del ácido carbónico en el aire espirado, se sopla por un tubo de vidrio introducido en el agua de cal contenida en una copa; enturbándose el líquido por haberse formado carbonato cálcico insoluble.

Habiendo tantas causas de impurificación del aire pudiera recelarse que disminuya la cantidad de oxígeno; pero no hay temor de que tal suceda por la gran cantidad del *gas respirable* que encierra nuestra atmósfera, el poder difusivo de los gases, los vientos que facilitan su mezcla y el desprendimiento de oxígeno por la asimilación de los vegetales mediante la influencia de la luz (549 F.).

**132. Ventilación.**—El medio más natural de renovar el aire consiste en abrir puertas y balcones que son preferibles á las ventanas porque la ventilación es más completa. En los hospitales, salones de espectáculo, etc., se recurre á ventiladores y otros medios apropiados para conseguirla, á fin de no ocasionar enfriamientos peligrosos.

**133. Desinfectantes.**—La putrefacción de las materias orgánicas en las salas de disección, los miasmas procedentes de enfermedades contagiosas, emanaciones palúdicas, etc., aunque no puede apreciarlos el análisis químico, así como las mínimas porciones de amoniaco, sulfhídrico y otros gases que como éstos tienen mal olor, determinan enfermedades graves si no se procura destruirlos cuando se producen en un recinto habitado, sin perjuicio de guardar las precauciones ordinarias de ventilación. Las substancias empleadas para destruir los miasmas reciben el nombre de *desinfectantes*, y se consideran como los más eficaces: *los vapores nitrosos* producidos al atacar una moneda de cobre por el ácido nítrico, *el cloro*, y *los hipocloritos* cuyo empleo tiene la ventaja de producir un desprendimiento de cloro, que se puede regular mejor, evitando los inconvenientes que los otros presentan por su olor desagradable y acción destructora del aparato respiratorio si no se toman mayores precauciones al usarlos. Pueden considerarse en cierto modo como desinfectantes los cuerpos *antisépticos*, ó que se oponen á la putrefacción de las



materias orgánicas, é impiden por lo tanto el desprendimiento de gases nocivos. Actualmente se usan de preferencia, por ser inofensivos, el cloruro y sulfato aluminico, el cloruro de zinc, el ácido fénico y la creosota, empleando el disolvente apropiado que es el agua, el alcohol ó la glicerina, según los casos.

## CAPÍTULO XIII.

### *Metaloides halógenos.*

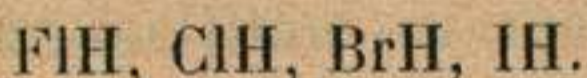
**134. Analogías.**—Los metaloides monodinamos *hidrógeno, fluor, cloro, bromo, yodo*, constituyen una familia muy natural si prescindimos del hidrógeno que por su carácter electro-positivo y otras particularidades debe formar él solo un grupo aparte y figurar á la cabeza de los cuerpos simples en todas las clasificaciones. Los elementos restantes suelen llamarse *halógenos* (84) y presentan un conjunto de caracteres físicos y químicos dignos de atención, porque han servido de fundamento á generalizaciones del mayor interés, según expondremos al estudiar los metales. Desde luego observaremos que en estos cuerpos simples, como en todo los de dinamicidad impar excepto el oro y algún otro, el equivalente está expresado por el mismo número que el peso atómico, lo contrario que sucede á los elementos de dinamicidad par, los cuales tienen por equivalente un número mitad del peso atómico; y concretándonos á la familia actual, á medida que aumenta el peso atómico aparece una gradación de caracteres que resaltan por la simple inspección del siguiente cuadro:

PESO ATÓMICO. (Densidad del vapor).	ESTADO á la temperatura ordinaria.	DENSIDAD líquido ó sólido.	PUNTO de ebullición.
Fl = 19	Gas incoloro	—	—
Cl = 35,5	Gas verdoso	1,33 (líquido)	- 50°
Br = 85	Líquido rojo	3,0 (líquido)	63°
I = 127	Sólido gris acero	5,0 (sólido)	126°.



En primer lugar los pesos atómicos van creciendo, de modo que á partir de 19 (correspondiente al Fl) aproximadamente valen:  $\text{Cl} = 19 + 16$ ;  $\text{Br} = 19 + 2,5 \times 16$ ;  $\text{I} = 19 + 6,5 \times 16$ ; es decir, números correspondientes á la fórmula general  $a + nd$ . 2.º A medida que crece el peso atómico y casi en la misma proporción, aumentan la densidad y la coloración y disminuye la volatilidad. En efecto, la razón de los pesos atómicos del cloro al bromo es 0,44, la misma que las densidades de ambos cuerpos en el estado líquido; la del bromo al yodo respectivamente 0,62 y 0,6.

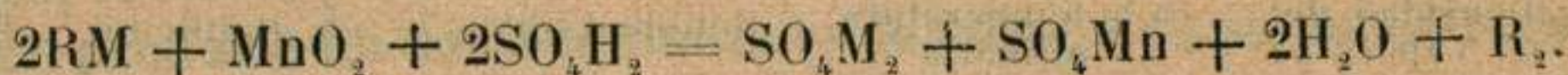
Los cuatro cuerpos simples se combinan átomo por átomo con el hidrógeno, formando los hidrácidos



No solamente gozan los elementos de un olor fuerte irritante característico, sino que los hidrácidos son todos gaseosos á la temperatura ordinaria; fumantes, es decir, que producen una especie de vaho al ponerlos en contacto del aire (1), muy solubles en el agua y contraen con ella combinaciones definidas, propiedad que también tienen el cloro y el bromo, únicos cuerpos simples en que se ha observado esta particularidad.

Las sales haloideas, alcalinas, cloruros, bromuros, yoduros, etc., son isomorfas y las que forman con la plata todas insolubles y alterables por la acción de la luz. Más adelante veremos la correlación entre los compuestos oxigenados que forman.

**135. Obtención.**—En virtud de la analogía de las reacciones que presentan los cuerpos halógenos puede establecerse un procedimiento común de obtención; representando por R el radical monodínamo y por M el metal, basta tratar la sal halóidea correspondiente, RM, por el ácido sulfúrico y el bióxido de manganeso, produciéndose sulfato alcalino y de manganeso, más agua, y queda en libertad el halógeno.



(1) Al destapar los frascos que encierran algunos líquidos se observan *humos blancos*, ó verdadero vaho, á causa de combinarse el vapor ó gas transparente con el vapor de agua que existe en el aire, produciendo un compuesto hidratado que á la misma temperatura alcanza el punto de saturación por ser menor la fuerza elástica de su vapor, precipitándose en la forma visible.



Sustituyendo en esta fórmula general R por Cl, Br tendríamos la ecuación para obtener cada uno de dichos cuerpos.

## CLORO.

Peso atómico Cl. . . . .	35,5.
Peso molecular (2 volúmenes). . . . .	71.

**136. Particularidades del cloro.**—Es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte é irritante que excita la tos, liquidable á 15° con una presión de cuatro atmósferas, lo cual se consigue mediante el tubo de Faraday en donde se introduce hidrato de cloro: apareciendo en la rama fría el cloro líquido, de un color amarillo obscuro, cuando calentamos la otra en el baño de María. La composición del expresado hidrato, que se solidifica á 0°, corresponde á la fórmula  $\text{Cl}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$ ; si bien el agua disuelve 3 veces su volumen de cloro á 8°. Se combina este halógeno con algunos cuerpos, como el arsénico y el antimonio, con tanta energía que, triturándolos previamente, se inflaman al espolvorearlos en una campana que contenga dicho gas. El fósforo arde espontáneamente en una atmósfera de cloro seco, produciéndose pentacloruro de fósforo  $\text{PhCl}_5$ .

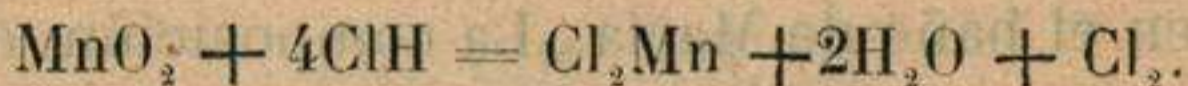
También es notable la afinidad del cloro para el hidrógeno, pues mezclados ambos gases en volúmenes iguales se combinan con explosión al aproximar la llama de una bujía, ó exponiendo la mezcla detonante á la acción de los rayos solares, experimento que debe hacerse tomando algunas precauciones para evitar el riesgo de ser herido por los cascotes de la vasija. La combinación se efectúa asimismo, aunque lentamente á la luz difusa, produciéndose en todos los casos ácido clorhídrico.

**137. Aplicaciones.**—Se fundan en la poderosa afinidad del cloro para el hidrógeno, en cuya virtud se apodera de dicho elemento cualquiera que sea la combinación en que se halle empeñado, excepto el  $\text{FlH}$  y el  $\text{ClH}$ , auxiliando sobre todo la influencia de la luz solar. El agua misma se descompone en tales circunstancias, formándose clorhídrico con desprendimiento de oxígeno. El hidrógeno del sulfhídrico se une igualmente al cloro con depósito del azufre en cuyo caso obra este cuerpo como *desinfectante*, pues destruye el mal olor procedente de dicho gas y otros que se desprenden en las fermentaciones pútridas.



Se emplea asimismo el cloro como *descolorante* al apoderarse del hidrógeno de las materias orgánicas que á veces sirven para los tintes; lo cual puede hacerse patente poniendo en un tubo de ensayo un poco de tintura de tornasol ó de tinta común, y vertiendo algunas gotas de agua de cloro, por cuyo medio desaparece su color característico y toman un tinte amarillo pardusco. En virtud de esta propiedad se utiliza el cloro para blanquear las telas de hilo y los trapos en la fabricación del papel.

**138. Observación.** — Algunas veces se simplifica el método general de obtención añadiendo á la manganesa el ácido clorhídrico, según expresa la ecuación



Como el desprendimiento del cloro se produce con irregularidad, conviene adaptar al matraz A un tubo de seguridad encorvado, por donde se añade el ácido sulfúrico (*fig. 26*) ó el

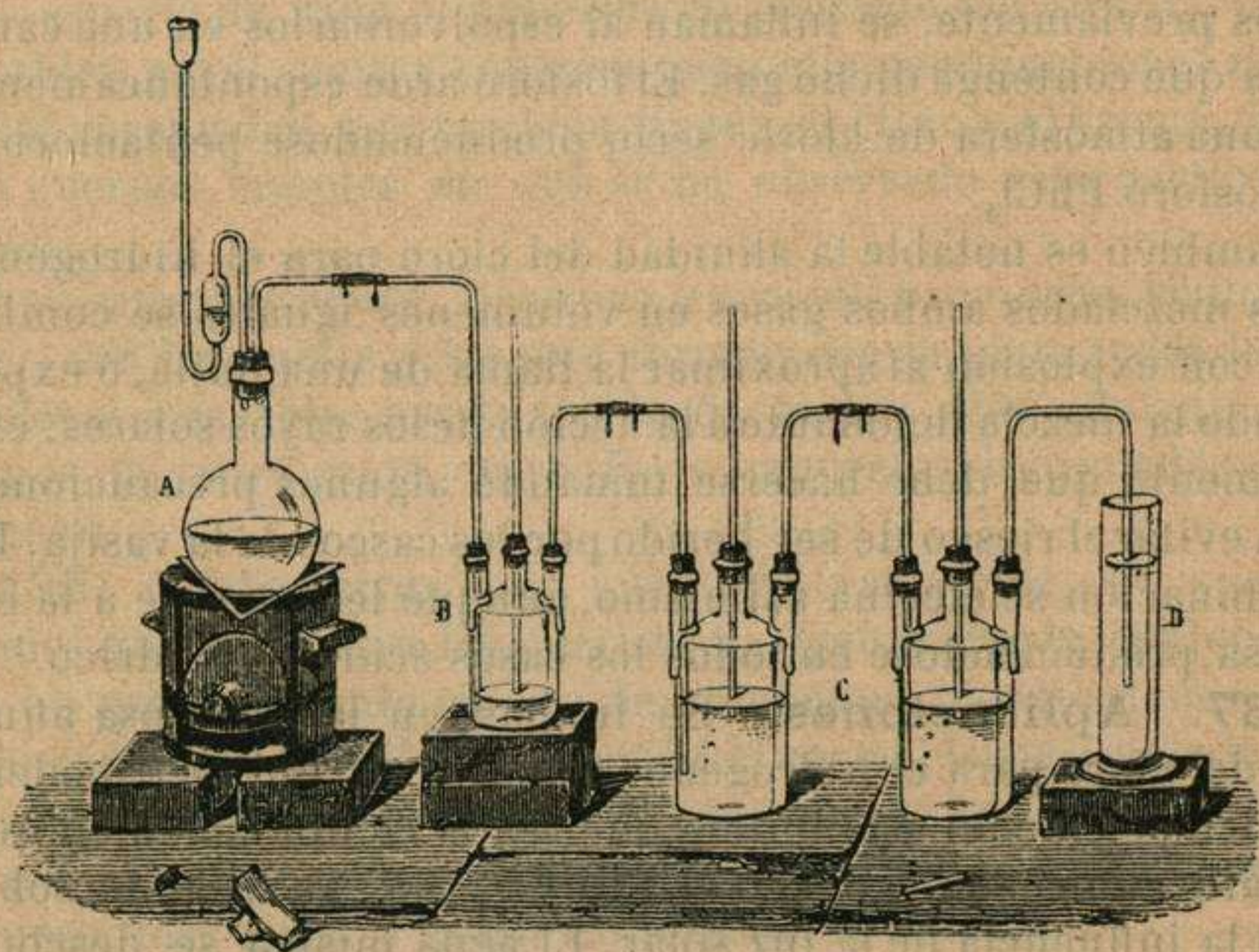


Fig. 26.—Aparato para obtener el cloro en disolución.

clorhídrico á medida que se necesita. Si se prepara el cloro seco, el tubo de desprendimiento debe terminar cerca del fondo del frasco recipiente, que está abierto para que el aire sea desalojado por el cloro al ocupar éste la parte inferior á causa



de su mayor densidad. No deben emplearse las cubas de agua ni de mercurio, porque dicho metal es atacado por el cloro que también se disuelve en gran cantidad en aquélla. Para obtener el agua clorada se emplea el aparato de Woulf, representado en la figura 26, siendo L el frasco lavador y C los que sirven para recoger la disolución.

**139. Bromo.**—Además de las propiedades que de estos cuerpos dejamos expuestas, diremos del bromo que emite vapores rojos á la temperatura ordinaria, de un olor desagradable característico, siendo altamente venenoso; tiñe la piel de amarillo y la corroe: es considerable su afinidad para el hidrógeno, pero no tanta como la del cloro; poco soluble en el agua, siendo sus disolventes el sulfuro de carbono, el cloroformo y el éter.

Para reconocer la presencia de un bromuro se pone en un tubo de ensayo la substancia, añadiendo unas gotas de agua de cloro y éter, é invirtiendo varias veces el tubo; el cloro desaloja al bromo que tiñe el éter de un color rojo anaranjado. Tiene algunas aplicaciones médicas, especialmente los bromuros que se utilizan también en fotografía.

**140. Yodo.**—El yodo se encuentra combinado con los metales, formando los yoduros alcalinos parte de las materias que tienen disueltas las aguas del mar y algunas aguas minerales. Se encuentra al estado de yodato sódico en el nitro del Perú, así como existen yoduros en las cenizas de las algas marinas de donde suele extraerse. Al efecto se disuelven, añadiendo bastante agua, tanto los yoduros alcalinos y de magnesio que contienen, como las otras sales solubles que se depositan luego cuando se concentra el líquido, al que denominan entonces las *aguas madres de las sosas*, haciendo pasar por los yoduros disueltos en ellas una corriente de cloro que deposita el yodo pulverulento; después se deja secar y se destila en vasijas de arcilla (*fig. 27*).

El yodo sublimado se presenta en láminas de color gris de

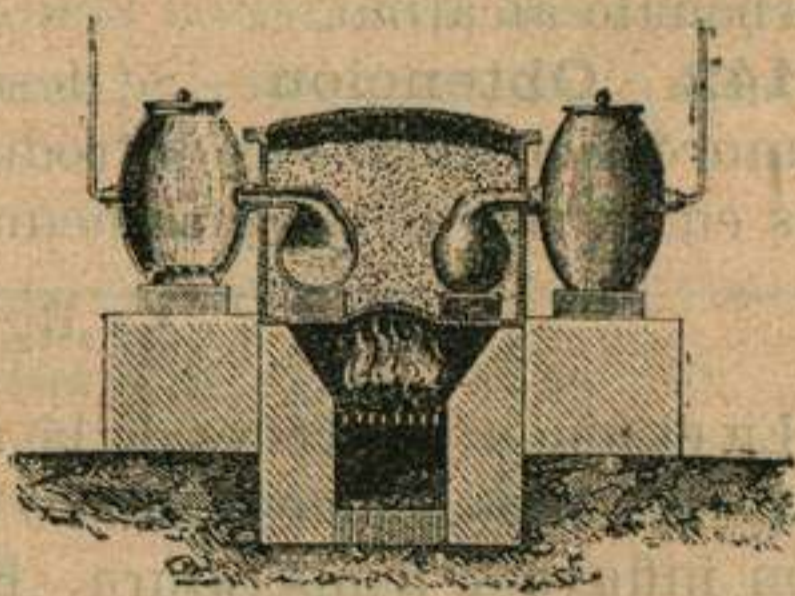


Fig. 27.—Aparato para la sublimación del yodo.



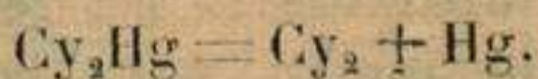
acero que manchan la piel de amarillo desprendiendo vapores de un hermoso color violado, característico, cuando se calienta, sin observarse signos de fusión.

La reacción más importante del yodo consiste en teñir de color azul intenso el engrudo de almidón. Tiene muchos usos medicinales, especialmente la tintura *alcohólica* de yodo, pues se disuelve en dicho líquido así como en el éter, la bencina y el sulfuro de carbono.

**141. Cianógeno:**  $Cy = CN = 26$ .—Es un verdadero radical halógeno como el cloro, aunque se halla constituido por un átomo de carbono combinado á otro de nitrógeno para formar un volumen ó media molécula, pues aislado siempre contiene dos y su fórmula debe ser  $Cy_2$  ó  $C_2N_2$ , así como el  $Cl_2$  en estado de libertad. Gas á la presión y temperatura ordinaria se liquida fácilmente el cianógeno producido dentro del tubo de Faraday cuando se enfría á  $-20^\circ, 1$ . y también á  $15^\circ$  con la presión de 4 atmósferas: es bastante soluble en el agua (4 vol.) y unas 6 veces más en el alcohol. Le caracterizan el olor de almendras amargas y la propiedad de arder con llama purpúrea.

No se halla libre en la Naturaleza; pero sí combinado, formando ácido cianhídrico, en las hojas del laurel cerezo, en las almendras amargas y en las semillas de varios frutos, v. gr., melocotón, albaricoque, etc. Se halla entre los gases que se desprenden durante la combustión de los *altos hornos*; puesto que se forma al pasar una corriente de aire ó de amoníaco entre las ascuas en presencia de un carbonato alcalino.

**142. Obtención.**—Se descompone por la acción del calor el cianuro mercúrico seco introducido en una retorta y se recoge el gas en la cuba hidrargiro-neumática (*fig. 15*)



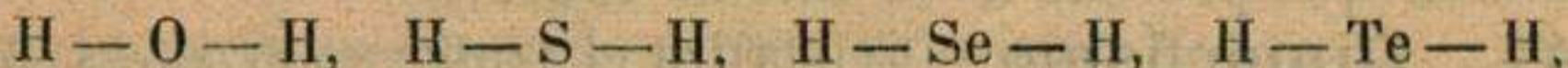
En el fondo y paredes de la retorta queda un sólido pardusco, el *paracianógeno*, que es *isómero* del cianagógeno y en cuya producción influye la temperatura. El estudio de la *transformación* del cianógeno en paracianógeno, y viceversa, viene á confirmar la influencia de la energía sobre las modificaciones químicas de la materia (**39**); pues se ha visto por su medio la analogía que presentan con la vaporización, no sólo la *disociación* ó descomposición lenta de los cuerpos, sino también las *transformaciones alotrópicas é isoméricas*; habiendo una *tensión de transformación* propia de cada temperatura y creciente con ella, lo mismo que sucede en la vaporización.



## CAPÍTULO XIV.

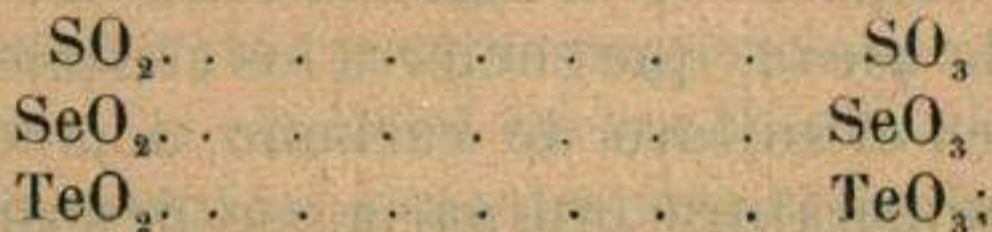
*Familia de los anfígenos.*

**143. Analogías.**—Los metaloides didínamos, oxígeno, azufre, selenio y telurio, forman un grupo ó familia muy natural, sobre todo separando un tanto el oxígeno que ya hemos estudiado (92). Un volumen de vapor de estos cuerpos se combina con dos volúmenes de hidrógeno para formar dos volúmenes del compuesto, gaseoso y electro-negativo excepto el agua que es indiferente, según se expresan los fórmulas



ó simplemente  $\text{H}_2\text{O, H}_2\text{S; H}_2\text{Se, H}_2\text{Te.}$

La misma analogía presentan los anhídridos que forman el S, Se, y Te uniéndose al oxígeno



observándose aún en los cuerpos simples una gradación de caracteres parecida á la que hicimos constar en los cuerpos halógenos y puede deducirse fácilmente inspeccionando el adjunto cuadro.

PESO ATÓMICO. (Densidad del vapor).	ESTADO á la temperatura ordinaria.	DENSIDAD del sólido.	PUNTO de fusión.	PUNTO de ebullición.
O = 16	Gas incoloro. . . . .	"	"	"
S = 33	Sólido amarillo. . . . .	2,03	111°	400°
Se = 79,5	Sólido rojo pardo	4,8	217°	700°
Te = 129	Sólido de aspecto metálico. . . . .	6,26	350°	Calor rojo vivo.

Los números que expresan las densidades de los metaloides didínamos se prestan á repetir las consideraciones hechas



al tratar de los halógenos (134). Se les dió el nombre de anfígenos teniendo en cuenta la naturaleza de los cuerpos que originan (18).

#### AZUFRE.

Peso atómico.. . . . .	32.
Peso molecular. . . . .	64.

El azufre es sólido, de color amarillo de limón, quebradizo, insoluble en el agua y soluble en el sulfuro de carbono; se electriza negativamente por la frotación, y su mala conductibilidad del calor explica la rotura de los cilindros en que suele presentarle el comercio cuando se introducen en agua caliente, oyéndose, con sólo oprimirlos con la mano, un crujido particular que procede de la misma causa.

**144. Dimorfismo.**—Cristaliza el azufre en *prismas oblicuos rombales*, sistema monoclinico, mediante la fusión, efectuada en un crisol de barro donde se deja enfriar la masa líquida hasta formar una costra sólida en la superficie, que se rompe para verter parte de la materia fundida, quedando una cavidad, llamada *geoda*, que encierra los cristales prismáticos. Por disolución en el sulfuro de carbono, dejando evaporar el líquido á la temperatura ordinaria, se depositan octaedros pertenecientes al sistema rombale ortogonal con una densidad 2,05 poco mayor que la ordinaria. Esta misma forma tienen los cristales naturales, siendo muy renombrados los de Conil en la provincia de Cádiz.

En prueba de que el dimorfismo del azufre depende de la temperatura á que se efectúa la cristalización, hase observado que el azufre prismático pierde su transparencia al cabo de algún tiempo, á causa de formarse pequeños cristales octaédricos que le hacen quebradizo. Por el contrario, los cristales octaédricos se vuelven opacos exponiéndolos durante algún tiempo á la temperatura de 111°, en cuyo caso la opacidad resulta asimismo á consecuencia del sinnúmero de primas que se forman en el interior de la masa cristalina.

**145. Estados alotrópicos.**—Además del *azufre ordinario*, puede obtenerse este cuerpo *amorfo*, pardusco, trasluciente y elástico, parecido al caucho, de apariencia completamente distinta del primero y en cuyo estado sólo puede reco-



nocerse por sus caracteres químicos que no sufren alteración. Se prepara el azufre amorfo fundiendo en una cápsula ó matraz el azufre ordinario y calentando hasta la temperatura de  $220^{\circ}$ ; el líquido amarillo se va espesando y adquiere al principio un color rojo cada vez más obscuro, y cuando corre con dificultad se vierte en una vasija con agua fría en donde se solidifica tomando el aspecto de la goma elástica. Al cabo de algún tiempo se endurece, vuelve á ser frágil, opaco, y recobra las demás propiedades del azufre ordinario. Algunos químicos han hallado que el azufre blando contiene una parte soluble y otra insoluble en el sulfuro de carbono.

**146. Peso atómico.**—El azufre hierve á  $440^{\circ}$  y la densidad de su vapor á esta temperatura es triple de la que teóricamente le corresponde; pero determinada á  $860^{\circ}$  adquiere la misma de 32 con respecto al hidrógeno, número que desde luego hemos asignado á su peso atómico.

**147. Caracteres químicos.**—El azufre arde en el oxígeno del aire con llama de color azulado, produciéndose el característico olor de pajuela quemada debido al anhídrido sulfuroso. Ya hemos dicho que el azufre puede combinarse con el mismo elemento en otras proporciones é igualmente se une al hidrógeno, al cloro, al carbono, etc.

**148. Preparación.**—Se prepara el azufre calentando en vasijas de barro las tierras donde se halla interpuesto, en cuyo caso se funde ocupando la parte superior, y de este modo se recoge mezclado con parte de las sustancias que le acompañaban. En algunos puntos disponen pareados los vasos de barro: unos con la tierra azufrada, dentro de un horno, y otros vasos análogos, que se hallan al exterior y comunican con los primeros por medio de un tubo lateral, adonde pasa el azufre por destilación. La materia impura así obtenida se refina mediante el procedimiento indicado en la figura 28, que sirve para la preparación de la *flor de azufre* y el *azufre en canutillo*, formas ordinarias en que le ofrece el comercio. El fuego actúa por la parte inferior de un gran cilindro de hierro en donde cae por un tubo lateral, que se ve en el grabado, el azufre fundido desde un depósito colocado á bastante altura.

Volatilizándose el azufre que hay en el cilindro pasa á una gran cámara y allí se condensa en estado pulverulento de *flor de azufre*, siendo necesario de vez en cuando dejar entrar el



aire frío del exterior para que no se calienten las paredes al condensarse el vapor de azufre; pues manteniendo cerrada la puerta de la cámara, cuyo suelo está inclinado, la temperatu-

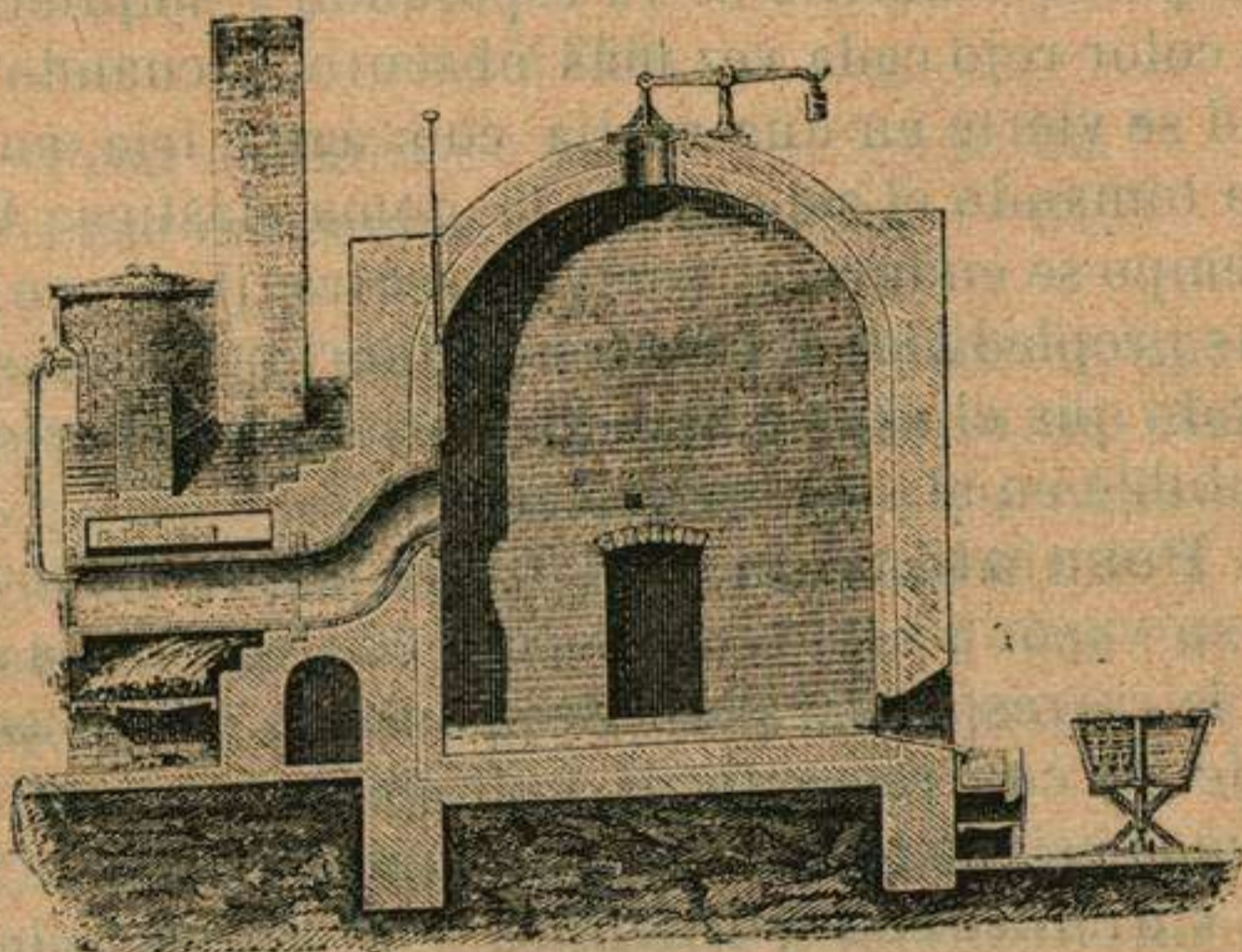


Fig. 28.—Horno para refinar el azufre.

ra no baja de  $111^{\circ}$  y el azufre líquido puede correr hasta unos moldes de madera sumergidos en agua fría para que tome la forma de cañutillo.

La flor de azufre suele dar reacción ácida y es preciso lavarla para ciertos usos médicos, y purificarla eliminando el arsénico que algunas veces contiene, sobre todo cuando procede de las piritas.

**149. Aplicaciones.**—El azufre se emplea con frecuencia en Medicina; sirve para la fabricación de la pólvora, el azufrado de los toneles, la preparación del caucho, el blanqueo de las telas de lana y seda, la destrucción del oídium en las vides y en otras varias industrias.

**150. Selenio y telurio.**—Estos cuerpos anfígenos son raros en la naturaleza y por el conjunto de sus propiedades (143) aparecen como si constituyeran un estado de condensación superior al del azufre. De un color rojo el primero y con brillo metálico el segundo se encuentran formando seleniuros y telururos metálicos (1), de donde se extraen el sele-

(1) El selenio se extrae modernamente de la zorgita, seleniuro doble de plomo y de cobre, que se halla con relativa abundancia en Cachenta en la cordillera de los Andes.



nio y el telurio disolviendo los minerales respectivos y precipitándose espontáneamente el anfígeno, ó bien haciendo pasar por la disolución una corriente de anhídrido sulfuroso. Ambos metaloides arden como el azufre con llama azulada, lívida la del selenio y verdosa en los bordes la del telurio, dando respectivamente como productos los anhídridos selenioso y teluroso de composición análoga al gas sulfuroso.

Hasta hace poco no tenían aplicación alguna estos elementos; pero el selenio, que se presenta en dos estados alotrópicos, vítreo y amorfo ó metálico, posee la notable propiedad de ser mal ó buen conductor de la electricidad respectivamente bajo las dos modificaciones citadas, *variando su resistencia al paso de la corriente según la intensidad de la luz que recibe*, lo cual ha servido de fundamento *al fotófono de Graham Bell*, y ha dado gran importancia científica al selenio.

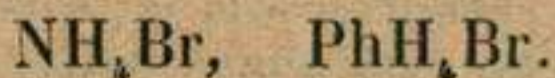
## CAPÍTULO XV.

*Metaloides tridinamos. Fósforo. Arsénico, antimonio, bismuto.*

**151. Analogías y diferencias.**—La propiedad fundamental que permite constituir una familia natural con el *nitrógeno, fósforo, arsénico y antimonio* consiste en las combinaciones de estos metaloides con el hidrógeno, puesto que un volumen de vapor de cada uno de dichos elementos tridinamos se combina con tres volúmenes de un nuevo gas que en algunos casos tiene propiedades básicas ó es susceptible de combinarse con un hidrácido, como sucede al amoníaco, de este modo:



y los dos primeros se unen al BrH engendrando



Todos forman con el cloro tricloruros correspondientes:





Asimismo los compuestos oxigenados ofrecen idéntica composición:

Anhídrido nitroso. . . .	$N_2O_3$	Anhídrido nítrico. . . .	$N_2O_5$
» fosforoso. . . .	$Ph_2O_3$	» fosfórico. . . .	$Ph_2O_5$
» arsenioso. . . .	$As_2O_3$	» arsénico. . . .	$As_2O_5$
Óxido de antimonio. . . .	$Sb_2O_3$	» antimónico. . . .	$Sb_2O_5$

Estas analogías se extienden á diversos compuestos que se indicarán más adelante. Como elementos de dinamicidad impar el equivalente se expresa por el mismo número que el peso atómico, siendo precisos dos átomos para representar el mismo peso que en las fórmulas dualistas entra constituyendo un equivalente (27). Respecto á los metaloides que componen esta familia ofrecen, considerados en estado de libertad, un conjunto de propiedades correlativas con las ya señaladas para los monodínamos y didínamos á medida que aumenta su peso atómico; debiendo separarse el nitrógeno, que no se combina directamente con el oxígeno, de los demás cuerpos que forman el grupo, los cuales presentan la propiedad contraria. He aquí el cuadro abreviado de sus principales caracteres:

PESO ATÓMICO. Densidad del vapor.	ESTADO á la temperatura ordinaria.	DENSIDAD del sólido.	PUNTO de fusión.	PUNTO de ebullición.
N=14—14,1	Gas	»	»	»
Ph=31—61	Sólido trasluciente	1,8 á 1,9	44°	290°
As=75—150	Sólido de aspecto metálico	5,6	se volatiliza	rojo oscuro
Sb=120—»	Sólido metálico	6,7	430°	rojo blanco

#### FÓSFORO.

Peso atómico Ph. . . . .	31.
Densidad del vapor. . . . .	61.

**152. Propiedades.**—El fósforo recién preparado es un sólido amarillento y transparente, bastante flexible para que pueda doblarse sin que se rompa, y tan blando que se deja



rayar por la uña; pequeñas cantidades de otros cuerpos que le impurifiquen, como el azufre y el plomo, le convierten en fósforo metálico ó negro, así denominado por su brillo y color. La densidad del fósforo puro es 1,84; se funde á 44° y hierve á 290, produciendo un vapor cuya densidad es 61,1 y presenta la anomalía de tener el peso atómico mitad de este número; es decir, que un volumen encierra dos átomos.

El nombre de fósforo proviene de  $\phi\omega\varsigma$ , *luz*, y  $\phi\acute{\epsilon}\rho\omega$ , *llevo*, habiéndosele dado á este cuerpo á causa de las ráfagas luminosas que emite en la obscuridad, si se halla en contacto del aire ó de un gas mezclado con el oxígeno. Esta fosforescencia se atribuye ordinariamente á la oxidación, no produciéndose sin embargo en una atmósfera de oxígeno puro á la presión ordinaria: expuesto al aire húmedo se oxida lentamente resultando una mezcla de mucho ácido fosforoso con menor cantidad de ácido fosfórico; al mismo tiempo se forma ozono, agua oxigenada y, según algunos químicos, nitrito amónico. Calentándole á 60° (1) arde en el aire con una luz viva, que aumenta de brillo en el oxígeno puro, envuelta en vapores blancos de anhídrido fosfórico,  $\text{Ph}_2\text{O}_5$ ; y aun metido debajo del agua caliente á la misma ó mayor temperatura, puede inflamarse cada vez que llega una burbuja de oxígeno y se pone en contacto del fósforo. En el cloro arde espontáneamente produciendo pentacloruro de fósforo.

**153. Estados alotrópicos.**—Algunos químicos consideran cuatro estados alotrópicos del fósforo que distinguen por su color: *el fósforo ordinario ó amarillo, el rojo, el blanco y el negro*, si bien los dos primeros son los más importantes y merecen un estudio más detenido; pues ninguna aplicación tiene el *fósforo blanco*, debido á la separación de partículas que forman una costra en la superficie de las barritas de fósforo que se conservan en frascos llenos de agua, ni tampoco el *fósforo negro* que contiene algo de plomo y se prepara calentando al rojo en tubos cerrados el fósforo con dicho metal

(1) Esta propiedad nos explica las precauciones con que debe manejarse el fósforo; no cogiéndole con la mano cuando haya de partirse algún trozo de una barrita de fosforo, y conservándole por eso en frascos llenos de agua, debajo de la cual precisa fundirle y volatilizarle en una atmósfera de nitrógeno ó de otro gas inerte. Las quemaduras de fósforo son muy dolorosas y conviene lavarlas con agua ligeramente amoniacal.



donde se disuelve mientras está fundido, abandonándole luego por enfriamiento en forma de cristales negros cuya densidad es 2,34.

El fósforo ordinario expuesto á la acción de la luz durante mucho tiempo, pierde su transparencia y se vuelve rojo, experimentando la misma alteración cuando se mantiene constante la temperatura de 240°, y está fuera del contacto del aire, durante algunos días. Sus propiedades difieren entonces por completo del primero y se tendrían por dos cuerpos distintos si no pudieran transformarse mutuamente. He aquí un estado comparativo de los caracteres de ambos fósforos:

FÓSFORO ROJO.	FÓSFORO ORDINARIO.
Color rojo. Inodoro. Densidad 1,96. Calor específico 0,1698. Insoluble en el sulfuro de carbono; puede disolverse en el plomo fundido á 410°, y cristalizar por enfriamiento. No es luminoso en la obscuridad. No es venenoso. Arde á 260° como el azufre.	Color amarillento ó incoloro. Olor aliáceo. Densidad 1,83. Calor específico 0,1887.  Soluble en el sulfuro de carbono.  Luminoso en la obscuridad. Venenoso. Arde á 60°.

**154. Estado natural.**—Se encuentran varios fosfatos naturales, como el de plomo, siendo el más abundante la fosforita ó fosfato de cal de que tenemos en Extremadura importantes criaderos. También forma parte de los seres orgánicos, habiéndose extraído primeramente de la orina que le contiene al estado de fosfato amónico, y se prepara en la actualidad por medio de los huesos calcinados cuyas cenizas se hallan constituídas principalmente por el fosfato tricálcico.

**155. Obtención.**—Las cenizas de los huesos son atacadas por el ácido sulfúrico, formándose sulfato de calcio insoluble y fosfato soluble monocálcico, que pasa por filtración á través de un lienzo y después de desecado se calienta al rojo en una caldera de hierro colado para que pierda agua hasta convertirse en metafosfato, el cual mezclado con carbón se





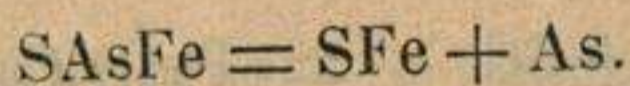


fuerte para formar la cabeza de la cerilla; no siendo posible su inflamación á no producirse el frotamiento contra el rascador que lleva la caja, en el cual existe el fósforo amorfo mezclado con bióxido de manganeso y sulfuro de antimonio.

El fósforo tiene varios usos en Química y en Farmacia.

**157. Arsénico.**—Además de las propiedades que se indicaron (**151**) sólo insistiremos al hablar de este cuerpo en la propiedad curiosa de volatilizarse sin fundirse cuando se calienta á  $360^{\circ}$ ; pero aumentando la presión en vasija cerrada (**494 F.**) puede obtenerse en estado líquido y transparente á dicha temperatura. Ofrece dos modificaciones alotrópicas: *el arsénico gris* de acero y *el blanco brillante*, teniendo como el fósforo un peso atómico mitad que la densidad de su vapor. Al aire húmedo se oxida y toma un color pardo y mate siendo característico el fuerte olor de ajos que desprende cuando se proyecta sobre las ascuas, debido á la formación del ácido arsenioso, ó mejor el anhídrido  $\text{As}_2\text{O}_3$  que se produce siempre que arde el arsénico en el aire, ó en el oxígeno, con una llama lívida y dando abundantes humos blancos. En el cloro se inflama espontáneamente produciendo clórico arsenioso  $\text{AsCl}_3$ . Todos los compuestos de arsénico son muy venenosos.

**158. Obtención.**—Se extrae del sulfoarseniuro de hierro, *mispickel*, calentando al calor rojo, produciéndose sulfuro de hierro:



**159. Reconocimiento del arsénico.**—Pueden apreciarse pequeñas cantidades de arsénico en los casos de envenenamiento mediante el aparato de Marsh (*fig. 30*) que está reducido á un frasco de dos bocas para producir el hidrógeno y al tubo horizontal por donde sale este gas, que ofrece una disposición especial: hay primero una parte ancha llena de algodón en rama para filtrarle, y antes del extremo terminado en punta la otra porción del tubo de vidrio, poco fusible ó rodeado de una hoja metálica, se calienta fuertemente valiéndose de un hornillo, conforme representa el grabado. El experimento se reduce á quemar el hidrógeno obtenido con el zinc y el ácido sulfúrico químicamente puros, en cuyo caso no habrá nada de particular hasta añadir en el frasco la materia sos-



pechosa, y si contiene ácidos arsenioso ó arsénico, en presencia del hidrógeno naciente se producirá arseniuro de hidrógeno  $AsH_3$ , que al pasar por el tubo caliente se descompone y deja un anillo negro brillante de arsénico libre; la llama toma el color lívido y cortándola con una cápsula de porcelana ú otro

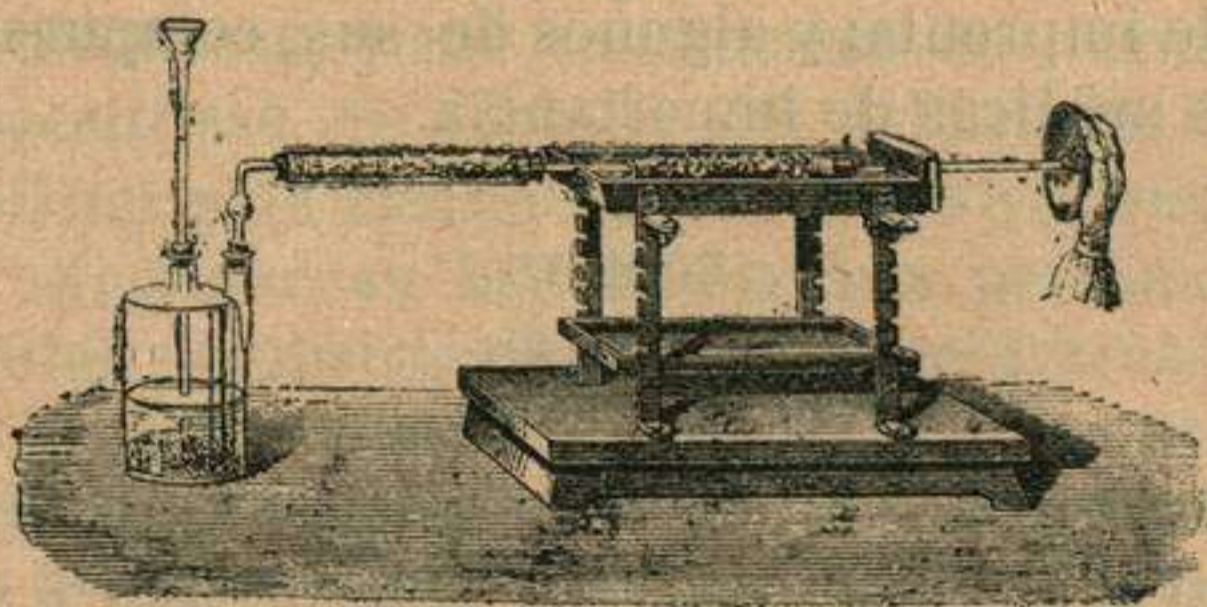


Fig. 30.—Aparato de Marsh para reconocer el arsénico.

cuerpo frío deposita una mancha arsenical cognoscible por diversos reactivos. Los compuestos de antimonio producen en el aparato de Marsh, anillos, manchas y los demás efectos citados, pero se distinguen con facilidad de los que origina el arsénico estudiándolos comparativamente.

**160. Antimonio.**—El antimonio (1) tiene el aspecto metálico y forma aleaciones sustituyendo al hidrógeno en los ácidos como todos los elementos comprendidos en el grupo de los metales; sin embargo, en la mayoría de los compuestos tiene caracteres electro-negativos y es en un todo análogo al arsénico, presentando como él dos estados alotrópicos: el blanco brillante, cristalino, y el gris obscuro, amorfo.

El mineral más abundante de antimonio es la *estibina*  $Sb_2S_3$ , conocida de los antiguos, de donde se extrae *el régulo de antimonio* tostando el mineral al aire libre para formar óxido antimónico y gas sulfuroso, reduciendo aquél por el carbón impregnado de hidrato sódico; ó bien fundiendo la es-

(1) La mayor parte de las obras francesas atribuyen este nombre á las voces *anti moine*, contra monje, por la circunstancia de haberse producido el envenenamiento de algunos monjes, que habían tomado con exceso una preparación antimonial. Es, no obstante más probable que proceda de la palabra *antimonia* ó *antimonias* usada en la antigua metalurgia española para designar ciertas sustancias de aspecto metálico que repugnan á la amalgamación y acompañan á los minerales de plata.



tibina con hierro que se apodera del azufre y deja en libertad el antimonio. Ya hemos indicado (136) que este cuerpo se combina con el cloro á la temperatura ordinaria y con el oxígeno, produciendo unos humos blancos de  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , cuando se calienta en contacto del aire.

La aleación de antimonio y plomo se usa para formar los caracteres de imprenta; y algunos de sus compuestos tienen aplicaciones médicas de importancia.

#### BISMUTO.

Bi = 120.

**161. Bismuto.**—El bismuto es otro elemento tridínamo muy análogo al antimonio por sus combinaciones con el cloro, oxígeno y azufre:

$\text{BiCl}_3$ ,  $\text{SbCl}_3$ ;— $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ;— $\text{Bi}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ;— $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ; etc. Debería estudiarse entre los metales con los cuales tiene las mayores analogías, porque aun cuando forma anhídrido bismútico  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ , y el ácido y la sal potásica correspondiente, de ordinario sustituye al hidrógeno de los ácidos para formar sales. Esto prueba la imposibilidad de formar con los cuerpos simples dos grupos bien definidos; pero algunos químicos, ateniéndose á la propiedad que tiene el cloruro bismútico de descomponerse en el agua fría, como los cloruros de los demás metaloides, se apoyan en este carácter para colocarle entre ellos.

El bismuto difiere de los otros metaloides tridínamos que dejamos descritos en que no forma compuestos con el hidrógeno. Se presenta cristalizado en romboedros que parecen cubos, de un color blanco amarillento ó rosáceo, fácil de pulverizar: de una densidad 9,9, se funde á  $267^\circ$ , flotando los trozos sólidos en el líquido por una rara excepción que comparte con el hielo y algunos otros cuerpos, los cuales presentan mayor densidad, es decir, sufren contracción cuando se liquidan. El bismuto se halla nativo, sirviéndole de ganga el cuarzo, y basta fundir el mineral para su extracción; si bien suele estar acompañado de azufre, arsénico y otros metales más oxidables, de los que puede separarse fundiéndole con el nitro.

Prepáranse hermosas geodas de bismuto, cuyos cristales



irisados se agrupan en tolva, mediante la fusión del metal (144). Su mejor disolvente es el ácido nítrico que forma nitrato bismútico.

**162. Usos.**—Las aleaciones del bismuto con otros metales tienen un punto de fusión inferior á veces á 100°, empleándose para válvulas de seguridad; libre ó aleado en las pilas termo-eléctricas, y sus compuestos en varias preparaciones farmacéuticas. Se abusaba del subnitrato de bismuto (*blanco de afeitte*) para embadurnarse el rostro, queriendo por este medio aumentar su belleza algunas personas, quienes sólo conseguían recubrirle de arrugas prematuras, con la exposición de cambiar instantáneamente la blancura artificial de su cara en un color negro, debido al sulfuro metálico que se forma en los sitios donde se producen emanaciones sulfhídricas: la Higiene y el buen sentido proscriben semejantes cosméticos.

## CAPÍTULO XVI.

### .I. Boro.—II. Silicio y estaño.

#### I.

#### BORO.

Peso atómico Bo. . . . . 11.

**163. Generalidades acerca del boro.**—Este metaloide *tridínamo* ocupa un lugar intermedio entre la familia de los *tridínamos* y de los *tetradínamos* á los cuales se parece más por sus propiedades físicas. El *boro*, lo mismo que el *carbono* y que el *silicio*, no ha podido volatilizarse sometiendo á las temperaturas más elevadas: de ellos únicamente el silicio se funde al calor rojo.

Los tres cuerpos se presentan en *estado amorfo*, en el cual son poco coherentes y fácilmente alterables, y en *estado cristalino ó de diamante*, en que tienen mucha dureza y resisten

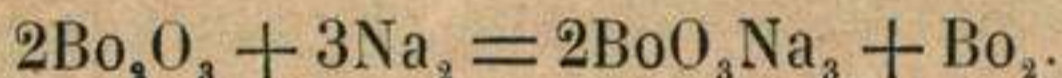


á la mayor parte de los agentes químicos. Los únicos disolventes de estos cuerpos son los metales fundidos, de donde á veces se separan en forma *grafitoidea*.

El boro presenta la misma particularidad que el carbono de unirse al nitrógeno dando un compuesto muy estable; pero difiere de éste y de todos los elementos incluidos en la 4.<sup>a</sup> familia en que el susodicho metaloide funciona como trivalente en todas sus combinaciones mientras los compuestos de CySi revelan una tetradinamicidad no dudosa para los cuerpos simples.

**164. Boro amorfo.**—Forma un polvo pardusco verdoso; calentado á 300° arde en el aire transformándose en anhídrido bórico  $\text{Bo}_2\text{O}_3$ ; al calor rojo absorbe el nitrógeno con producción de nitruro de boro  $\text{BoN}$ .

Siendo el compuesto de boro más abundante en la Naturaleza el anhídrido bórico, de él se extraerá el boro amorfo absorbiendo el oxígeno por el sodio, con producción de borato sódico:



**165. Boro diamantino.**—El boro cristaliza en octaedros de base cuadrada, del segundo sistema; raya á los cuerpos más duros, pues el mismo diamante puede ser tallado con el polvo de este metaloide. Su densidad es 2,7; y resiste á los agentes químicos en términos que sólo le atacan el cloro y el bromo á una temperatura muy elevada.

Se obtiene de un modo análogo que en la forma anterior, empleando el aluminio en vez del sodio. Al fundirse dicho metal con el ácido bórico, produce borato alumínico dejando en libertad el boro.

## II.

### SILICIO.

Peso atómico Si. . . . . 28.

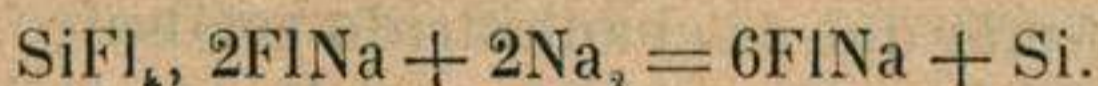
**166. Analogías.**—Además de las analogías que existen entre este cuerpo y el carbono (**163**) cuando se hallan aislados ambos metaloides, estableceremos un verdadero paralelismo



mo entre algunos de los compuestos que forman, lo cual pudiera deducirse de su tetradinamicidad (1), una vez admitida para dichos elementos: hay un siliciuro de hidrógeno  $\text{SiH}_4$ , como el carburo de hidrógeno  $\text{CH}_4$ ; el anhídrido silícico  $\text{SiO}_2$  es de composición análoga al  $\text{CO}_2$ , y así continuaríamos citando otras combinaciones con el cloro y diversos metaloides que justifican la agrupación del silicio y aun del estaño en la familia del carbono.

**167. Silicio amorfo.**—Se presenta en la forma de polvo pardusco más denso que el agua en la cual es insoluble, que tizna los dedos, arde en el cloro á la temperatura ordinaria y en el aire calentándole un poco, convirtiéndose en sílice ó anhídrido silícico.

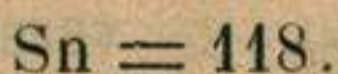
Se prepara fundiendo el fluosilicato sódico con la mitad de su peso de sodio:



**168. Silicio diamantino.**—Cristaliza en octaedros opacos, negros, lustrosos, y raya al vidrio; tiene una densidad de 2,5; resiste al calor rojo sin combinarse con el oxígeno; pero se une en estas condiciones al cloro formando cloruro de silicio  $\text{SiCl}_4$ . También reacciona con el carbonato potásico descomponiéndole y produciendo una luz muy viva al transformarle en silicato, dejando el carbono en libertad.

Se obtiene como el silicio amorfo, añadiendo algo de zinc para facilitar la cristalización del silicio.

#### ESTAÑO.



**169. Propiedades.**—El estaño es un verdadero metal tetradínamo del cual podemos decir lo mismo que del bismuto (161), puesto que sus dos compuestos oxigenados, el óxido estannoso  $\text{SnO}$  y el anhídrido estánnico  $\text{SnO}_2$ , funcionan el primero como básico y el segundo como ácido cuando se hi-

(1) En rigor la tetradinamicidad es la que se deriva de la composición que presentan las combinaciones originadas por el C, el Si y Sn, ya con los elementos monodínamos H, Cl; ya con los didínamos O, S, Cl.



dratan, y de los dos cloruros el estannoso  $\text{SnCl}_2$ , se descompone en mucha agua, y el  $\text{SnCl}_4$  se disuelve en ella sin descomposición. Por su brillo y color el estaño se parece á la plata; pero tiene menor densidad, 7,37; funde á  $228^\circ$ , lo cual puede conseguirse, gracias á su conductibilidad, sobre una hoja de papel sin que éste se quememe; es maleable al martillo y no al laminador, y bastante dúctil; produciendo un *crujido* particular cuando se dobla una barrita de este metal en razón á su estructura cristalina. No se oxida á la temperatura ordinaria y únicamente fundido se recubre de una película de protóxido. El ácido nítrico no le disuelve; pero le transforma en anhídrido con desprendimiento de vapores rutilantes. Su mejor disolvente es el ácido clorhídrico con producción de cloruro estannoso y se desprende el hidrógeno.

**170. Extracción.**—El mineral más importante del estaño es la *casiterita* que es el anhídrido estánnico, de donde se extrae, después de separar la *ganga* ó las materias minerales que le acompañan, reduciendo el metal por medio del carbón; es decir, por el óxido de carbono que éste forma al quemarse:

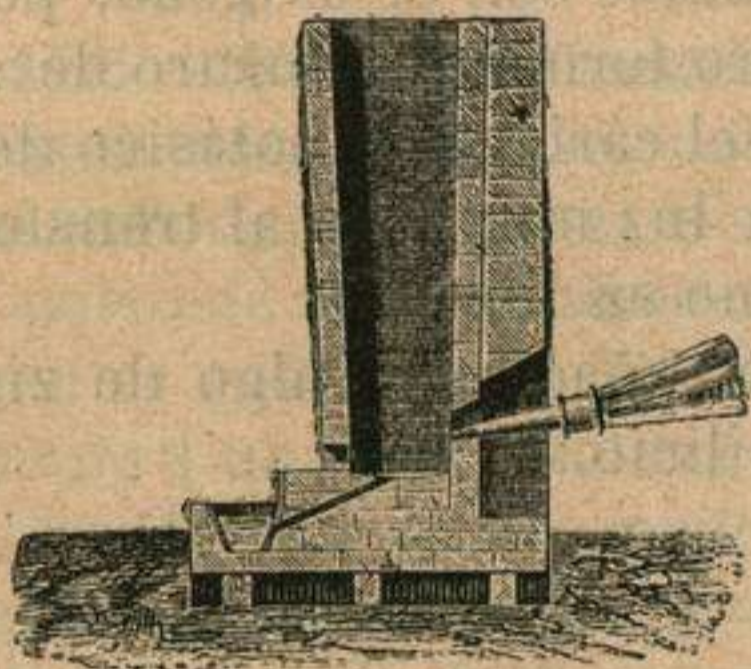


Fig. 31.—Extracción del estaño.

dirígese al efecto la corriente de aire producida por un gran fuelle (*fig. 31*) á la parte inferior de un horno prismático cargado con capas alternas de carbón y de mineral.

**171. Usos.**—Se emplean las hojas delgadas ó *papel de estaño* para envolver muchas substancias alimenticias y diversos objetos; el metal de-

retido sirve para *estañar* ó recubrir la superficie interna de las vasijas de cobre; para fabricar la hoja de lata, y tiene otros usos fundados en su poca alterabilidad. Los espejos comunes llevan aplicada á la cara posterior del vidrio una amalgama de estaño que da la opacidad necesaria para la formación de las imágenes.

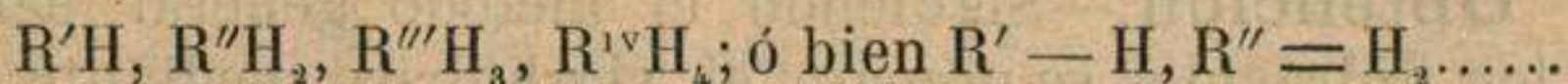


## CAPÍTULO XVII.

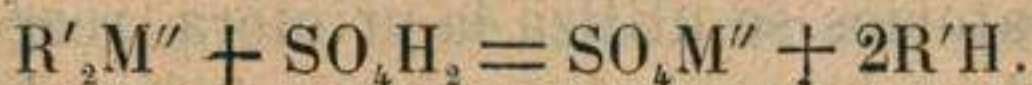
*Combinaciones del hidrógeno con los metales monodínamos y didínamos.*

## I.

**172. Combinaciones del hidrógeno.**—El hidrógeno se combina con la mayor parte de los metaloides, necesiándose uno, dos, tres ó cuatro átomos del mismo para cerrar las moléculas según que éstos sean monodínamos, didínamos, tridínamos ó tetradínamos, siendo las fórmulas respectivas



**173. Hidrácidos.**—Los compuestos de los halógenos con el expresado metaloide han recibido el nombre de *hidrácidos* (1), porque presentan las reacciones características de los oxácidos enrojando la tintura de tornasol y su hidrógeno es sustituible por un metal para formar las sales haloideas. Los hidrácidos son gaseosos, excepto el  $FlH$ , líquido que hierve á  $19^\circ$ , y muy solubles en el agua; resultan de la combinación de un volumen de gas ó vapor del metaloide con otro volumen de hidrógeno sin haber condensación, obteniéndose en general atacando la sal haloidea correspondiente por un ácido poco oxidante como el sulfúrico:



ÁCIDO CLORHÍDRICO.

$ClH$ .

Peso molecular... . . . . . 36,5.

(1) Algunos químicos proponen llamarlos *ácidos hidrácidos*; mas nos parece una redundancia, si bien en la teoría unitaria admitamos que sean *hidrogenados* todos los ácidos; pues basta la terminación hídrico para distinguirlos de los oxácidos.

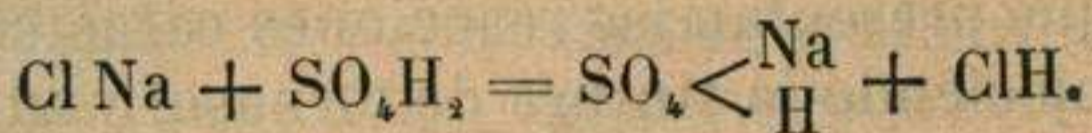


**174. Propiedades.**—Es un gas incoloro, de olor picante, que esparce humos espesos al ponerse en contacto del aire (134: nota). Un volumen de agua disuelve 500 volúmenes de gas á la temperatura de 0° y 480 á la temperatura ordinaria.

Suele ejecutarse un experimento que prueba la gran solubilidad del gas introduciendo en el agua una probeta llena de clorhídrico, cogida con un paño, produciéndose la absorción del gas con tal rapidez que el líquido, en virtud de la presión de la atmósfera, penetra en la vasija y choca con fuerza contra sus paredes; así que muchas veces la rompe y podría herirnos las manos si no fuera por el lienzo que las preserva.

Se reconoce el ácido clorhídrico aproximando una tira de papel de tornasol humedecido que se enrojece por el contacto del gas, ó bien una varilla mojada en disolución amoniacal, porque forma á su alrededor una nubecilla blanca debida al cloruro amónico.

**175. Obtención.**—Siguiendo el método general para obtener los hidrácidos se prepara el clorhídrico mediante el cloruro de sodio ó sal común previamente fundida y el ácido sulfúrico concentrado:



Resulta de este modo *sulfato monosódico* (ácido ó monobásico); pero á una temperatura muy elevada, reacciona el ácido sulfúrico con dos moléculas de cloruro sódico, produciéndose el sulfato neutro, *bimetálico*, y doble cantidad de clorhídrico:



En los laboratorios se utiliza la primera reacción echando en un matraz la sal común previamente fundida y añadiendo el ácido por un tubo encorvado de seguridad. El clorhídrico se recoge en la cuba de mercurio si se quiere gaseoso, y empleando el aparato de Woulf para obtener la disolución, que cuando está saturada tiene mayor densidad que el agua, 1,21, y puede destilarse reteniendo gran parte del hidrácido.

La preparación industrial del ácido clorhídrico se efectúa poniendo la sal en grandes cilindros de hierro (*fig. 32*) calentados directamente por la llama en hornos á propósito. El



ácido sulfúrico se vierte por un embudo que se ve á la izquierda del grabado, pasando el gas clorhídrico á los botijones con agua, conforme se indican en la misma figura. Esta

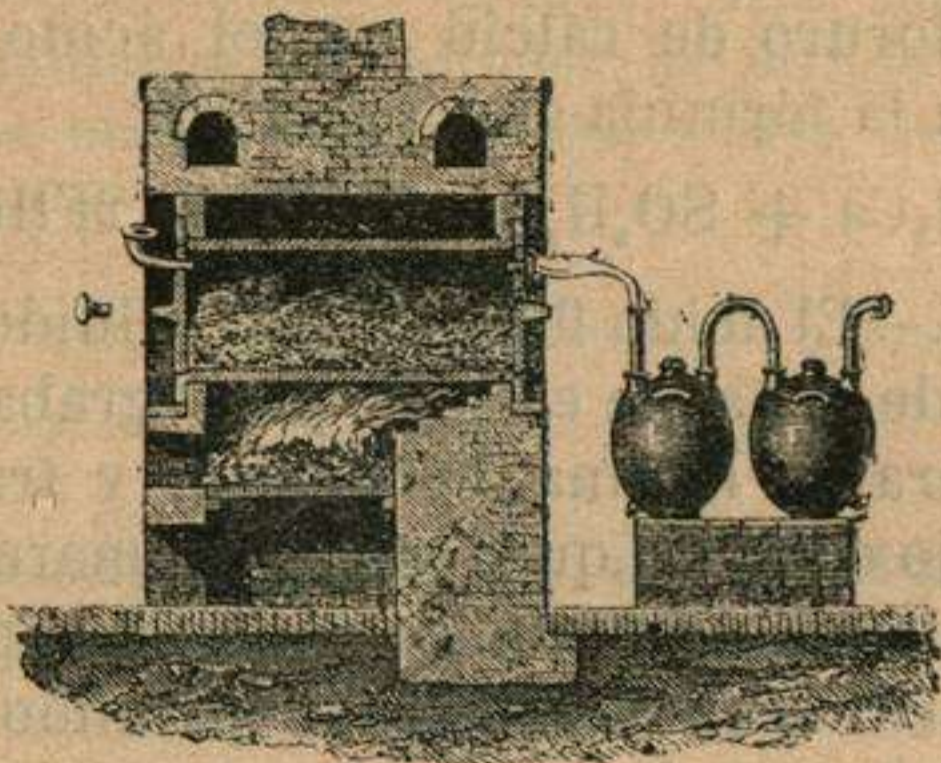


Fig. 32.—Preparación industrial del clorhídrico.

disolución de ácido clorhídrico se conoce comúnmente con el nombre de *ácido muriático* ó *espíritu de sal*, y tiene muchos usos industriales. En los laboratorios químicos se emplea como reactivo, para la extracción del cloro y la preparación de otros cuerpos.

#### FLUORHÍDRICO.

#### FIH.

Peso molecular. . . . . 20.

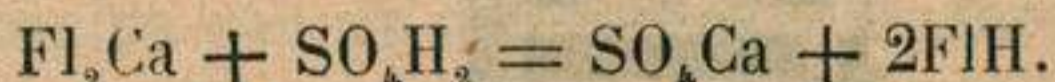
**176. Obtención.**—Desde luego advertiremos que no tomando precauciones, debe considerarse como operación de laboratorio muy peligrosa *la obtención del ácido fluorhídrico*, porque este cuerpo es tan ávido del agua que destruye inmediatamente los tejidos orgánicos corroyendo la mayor parte de los metales y las vasijas de vidrio (1). Emplease al efecto un aparato especial formado por una retorta de plomo compuesta de dos piezas que ajustan perfec-

(1) Suele guardarse en frascos de gutapercha ó de plomo, aunque este metal es algo atacado. El platino, el oro y la plata resisten mejor á la acción corrosiva del fluorhídrico.



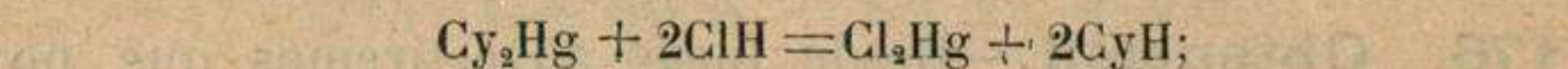
tamente y cuyo cuello enchufa en un tubo en U del mismo metal que se introduce en una mezcla frigorífica para condensar el hidrácido.

La reacción que origina el desprendimiento de fluorhídrico al atacar el fluoruro de calcio con el ácido sulfúrico está comprendida en la fórmula general (173):



**177. Usos.**— El ácido fluorhídrico diluído en un tercio de su volumen de agua, se emplea para grabar el vidrio, recubriendo de cera la lámina ó el frasco, y trazando con un punzón el dibujo ó rótulo que se desea marcar. Basta pasar un pincel mojado en el líquido para que las partes que quedan al descubierto sean corroídas, separando después la cera (1) con sólo calentar ligeramente el vidrio y lavarlo con aguarrás: el dibujo obtenido es transparente. Si se quiere que sea opaco, preparada como anteriormente la lámina se expone á los vapores del fluorhídrico, tapando con ella una caja de plomo en donde se echa la fluorina y el ácido sulfúrico, y calentando dulcemente para activar el desprendimiento.

**178. Acido cianhídrico:**  $\text{CyH} = 27$ . El *ácido prúsico* ó *cianhídrico* es la combinación en volúmenes iguales del radical compuesto cianógeno —  $\text{C} \equiv \text{N}$  monodínamo con el hidrógeno: este hidrácido ofrece los caracteres generales de los *demás* del grupo: se obtiene por análogos procedimientos, v. gr. empleando el cianuro mercúrico y el ácido clorhídrico,



y en presencia de las bases puede dar *cianuros*, como forma cloruros el clorhídrico; pero siendo fácilmente descomponible origina otras sustancias orgánicas con sólo aumentar la cantidad de álcali y ejerce funciones diversas de los restantes hidrácidos en determinadas circunstancias.

El ácido prúsico anhidro es un líquido transparente muy fluido, su peso específico no pasa de 0,70, tiene olor de almendras amargas (puesto que existe formado en ellas y les presta su olor), hierve á  $26^\circ$  y su vapor arde con llama pálida violácea; pero lo más notable

(1) El barniz se obtiene fundiendo cuatro partes de cera por una de esencia de trementina.

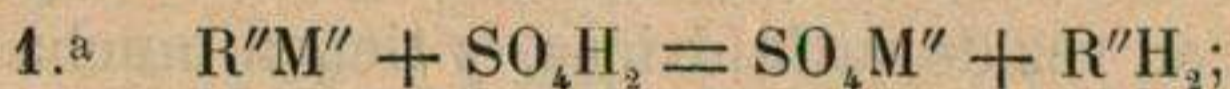


y que le hace realmente temible es su acción destructora del organismo: basta una gota puesta en la lengua ó en los ojos de un perro para que el animal perezca en medio de horribles convulsiones: su vapor respirado en pequeña cantidad produce vértigos y la absorción del cianhídrico anhidro en muy corta cantidad ocasiona la muerte casi instantánea del operador; así es que raramente se prepara como no sea muy diluído, en cuyo caso tiene algunas aplicaciones médicas.

## II.

**179. Combinaciones de un anfígeno con el hidrógeno.**—Tienen estos compuestos la misma constitución molecular del agua: *un volumen del vapor del metaloide didinamo se combina con dos volúmenes de hidrógeno*, formándose *dos volúmenes de un compuesto gaseoso*, de olor repugnante, que puede arder en el aire dando productos oxigenados también análogos.

Se obtienen tratando el sulfuro, seleniuro ó telururo metálico por el ácido sulfúrico ó clorhídrico, según expresan las ecuaciones generales



## SULFHÍDRIC.



Peso molecular. . . . . 34.

**180. Propiedades.**—Es un gas deletéreo, de olor á huevos podridos; el agua disuelve tres volúmenes del sulfhídrico á la temperatura ordinaria; arde en el aire con una llama azulada, produciendo agua y gas sulfuroso; forma sulfuros insolubles con muchos metales: tiene una reacción ligeramente ácida, dando un color rojo vinoso á la tintura de tornasol (1).

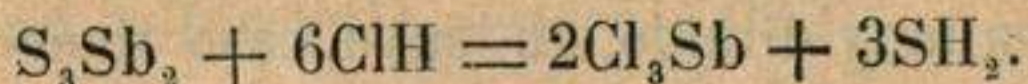
(1) Por esta razón algunos le dan el nombre de *hidrácido*, aunque nos parece impropio, pues no es comparable á los anteriores y sólo por su carácter negativo le corresponde el de *sulfido hídrico*, según Berzelius, de donde resulta por contracción *sulfhídrico*.



**181. Obtención.**—Se obtiene por el sulfuro de hierro y el ácido sulfúrico



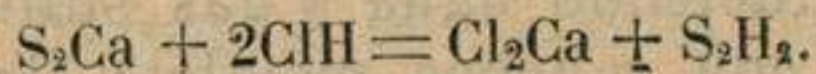
ó por la estibina y el clórico hídrico



**182. Aplicaciones.**—Se emplea como reactivo en los laboratorios para precipitar los metales, ya dirigiendo una corriente de gas, sirviéndose al efecto de aparatos especiales que le producen á voluntad, ó bien se utiliza la disolución la cual ofrece el inconveniente de alterarse al cabo de algún tiempo.

Como este gas se desprende de las letrinas y donde quiera que haya materias orgánicas sulfuradas en putrefacción, suelen emplearse como desinfectantes el sulfato ferroso ó el de zinc, cuyos metales se apoderan del azufre para formar sulfuro, ó bien el cloro y los cuerpos oxidantes que se combinan con el hidrógeno y depositan el azufre destruyendo por cualquiera de estos medios el mortífero gas. Las aguas minerales que le llevan en disolución se llaman impropriamente *sulfurosas*, en vez de sulfhídricas, y tienen mucha virtud curativa para los herpes y otras enfermedades.

**183. Bisulfuro de hidrógeno:**  $S_2H_2$ —En comprobación de las analogías que existen entre el oxígeno y el azufre citaremos no sólo al sulfhídrico, cuya composición en volumen es idéntica á la del agua, sino también al bisulfuro de hidrógeno  $S_2H_2$ , líquido comparable en un todo al agua oxigenada  $O_2H_2$  por su estructura molecular, por el conjunto de sus propiedades químicas, su fácil descomposición y hasta por la ecuación (116) que expresa el procedimiento seguido para obtenerle:





## CAPÍTULO XVIII.

*Combinaciones del hidrógeno con los metaloides tridínamos y tetradínamos.*

## I.

**184. Generalidades.**—Los compuestos de los metaloides tridínamos con el hidrógeno presentan entre sí menos analogías que los hidrácidos constituídos por los halógenos y anfígenos. Todos ofrecen no obstante la misma composición: *un volumen del radical se une á tres volúmenes de hidrógeno para formar dos volúmenes del gas hidrogenado*, cuya fórmula general es  $R'''H_3$ , que nunca tiene reacción ácida y sí básica como el amoníaco, ó neutra; presentando igualmente todos un olor desagradable.

## AMONÍACO.



Peso molecular. . . . . 17.

Densidad referida al hidrógeno. . . . . 8,6.

**185. Propiedades.**—Gas incoloro, de olor fuerte que excita el lacrimo, muy soluble en el agua, pues á  $15^\circ$  absorbe este líquido 740 veces su volumen, cuya disolución tiene una densidad de 0,85 y suele designarse impropriamente con el nombre de *amoníaco líquido ó álcali volátil*. En efecto, el amoníaco se liquida verdaderamente absorbiéndole por el cloruro argéntico que se coloca luego en el tubo de Faraday (30), bastando un frío de  $10^\circ$  bajo cero con una presión de 6 atmósferas para producir el cambio de estado. A  $-75^\circ$  se solidifica bajo la forma de cristales transparentes que apenas desprenden olor.

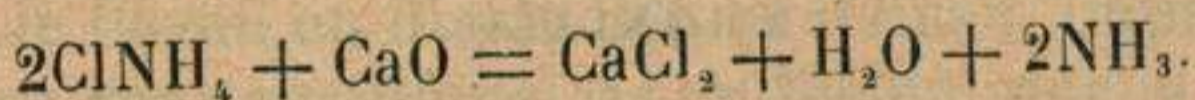
**186. Experimentos.**—1.º Suele repetirse el mismo experimento que indicamos al estudiar las propiedades del clorhídrico (174), para probar la solubilidad del amoníaco; ó



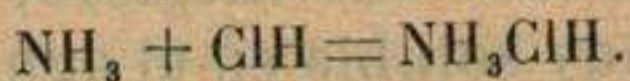
bien se llena de este gas un frasco cuyo tapón está atravesado por un tubo é introduciendo su extremo exterior en el agua se reproduce el experimento de la fuente en el vacío.—2.º Reconocemos el amoniaco por su carácter básico, pues devuelve el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido, y como se encuentra ordinariamente formando sales amónicas, ya resultantes de la descomposicion de la orina (carbonato amónico), ya en las aguas que sirven para lavar y purificar el gas del alumbrado (carbonato y cloruro amónico), y algunas veces en el reino mineral al estado de sulfato, basta añadir la cal ó la potasa á la substancia que encierra la sal amónica, para que se desprenda amoniaco.

**187. Obtención.**—Su fundamento estriba en lo dicho en el párrafo anterior. Pónese sobre un hornillo un matraz con la mezcla, en partes iguales de cal hidratada y sal amoniaco en polvo. En frío empieza ya la reacción; enlazando el tubo abductor con una probeta desecante y la cuba hidrargiro-neumática si se quiere recoger el gas, y con el aparato de Woulf (77) para obtener la disolución.

La teoría se expresa de este modo:



**188. Teoría del amonio.**—Hasta ahora hemos considerado al nitrógeno como trivalente; pero en ocasiones funciona cual si fuera pentavalente. Tal sucede poniendo el amoniaco en presencia del clorhídrico, en cuyo caso se unen directamente ambos gases:



El compuesto  $\text{NH}_3\text{ClH}$  se llama clorhidrato de amoniaco y mejor cloruro amónico si admitimos el radical  $\text{NH}_4$  electro-positivo, análogo á un metal monodinamo, que ha recibido el nombre de *amonio*, el cual forma sales haloideas combinándose con el cloro, el bromo, y sustituye al hidrógeno de los ácidos para formar oxisales, nitrato, sulfato, carbonato amónico, etc.

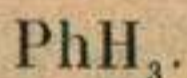
La existencia del amonio se prueba descomponiendo el cloruro amónico por la corriente eléctrica; pues habiendo mercurio en el polo negativo se forma la amalgama de amonio sólida, blanda y tan ligera que flota en el agua, aunque conserva el brillo del mercurio. Suele servir de voltámetro un tubo corto de vidrio cuyos dos tapones están atravesados por alambres de platino, llevando dentro el mercurio y la disolución concentrada de sal amoniaco.



El amonio no puede aislarse, pues la misma amalgama se destruye espontáneamente abandonando amoniaco más hidrógeno libre; pero las sales que forma son isomorfas con las del potasio y tienen muchos reactivos comunes ambos radicales metálicos. Se comprende la monovalencia del  $\text{NH}_4$  admitiendo, como hemos dicho antes, que el nitrógeno es pentadinamo.

**189. Aplicaciones.**—Se utiliza el frío producido por la volatilización del amoniaco en el aparato de Carré; para fabricar el hielo; en algunos motores de dicho gas; en la fabricación de la sosa, y tiene aplicaciones médicas para combatir los síncope, la embriaguez, etc., si bien puede ser tóxico empleado en gran cantidad. Las sales amoniacaes son de mucho interés y constituyen un abono de suma importancia en la Agricultura.

#### FOSFURO DE HIDRÓGENO.

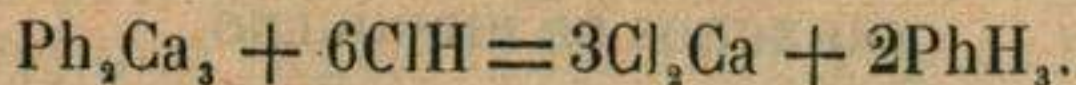


Peso molecular (2 vol.).. . . . 34.

**190. Propiedades.**—Este gas cuya composición es análoga á la del amoniaco, tiene olor aliáceo; apenas se disuelve en el agua y presenta la particularidad de combinarse con el ácido yodhídrico para formar un yodhidrato de *fosfamina*  $\text{PhH}_3\text{IH}$  que puede considerarse como un *yoduro de fosfonio*,  $\text{IPhH}_4$ , análoga al yoduro de amonio. Ordinariamente ofrece la particularidad de ser espontáneamente inflamable, que debe á otro fosfuro líquido  $\text{PhH}_2$  (1), así que se pone en contacto de la atmósfera.

A este gas, producido por la putrefacción cadavérica, especialmente de la masa encefálica que contiene mucho fósforo, se deben los fuegos fatuos observados en los cementerios.

**191. Preparación.**—Si se quiere obtener pura la *fosfamina* ó fosfuro trihídrico; basta tratar el fosfuro de calcio por el ácido clorhídrico,



(1) La luz le descompone en fosfuro gaseoso y en otro fosfuro sólido  $\text{Ph}_2\text{H}$  de escaso interés.



Proyectando trozos del mismo fósforo en el agua se desprenden burbujas del gas inflamable, que al arder en el aire

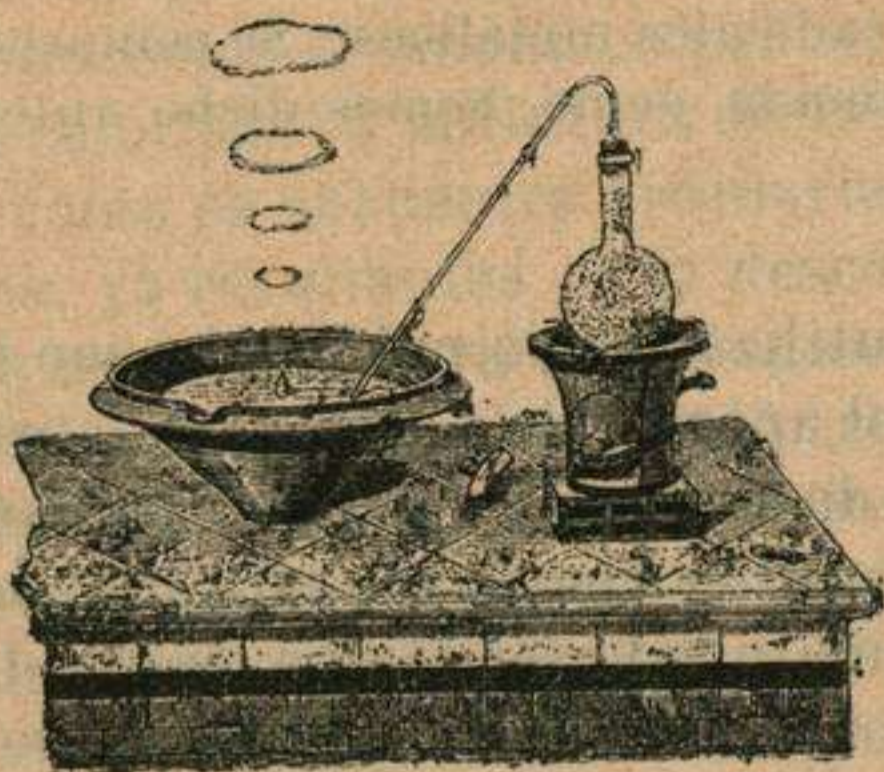


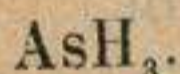
Fig. 33.—Aparato para producir el fósforo de hidrógeno.

forman unos anillos ó aureolas blancas que se dilatan á medida que se elevan.

Si no hubiera fósforo se ejecuta el experimento llenando un matraz de cal humedecida, mezclándola con algunos trocitos de fósforo y sumergiendo en el agua el tubo de desprendimiento (fig. 33). En vez de la cal suele emplearse la disolu-

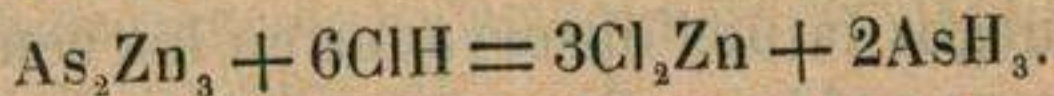
ción concentrada de potasa, produciéndose hipofosfito además del *hidrógeno fosforado*.

#### ARSENIURO DE HIDRÓGENO.



Peso molecular (2 vol.).. . . . 78.

**192. Propiedades y obtención.**—El arseniuro de hidrógeno es un gas muy deletéreo, en términos que produce la muerte con sólo respirar algunas burbujas; arde con llama lívida y tiene las propiedades que se indicaron al hablar de los medios seguidos para reconocer el arsénico, puesto que se produce aquel gas siempre que exista este cuerpo en presencia del hidrógeno naciente. Para obtenerle en mayor cantidad se ataca el arseniuro de zinc por el ácido clorhídrico, según expresa la reacción



#### II.

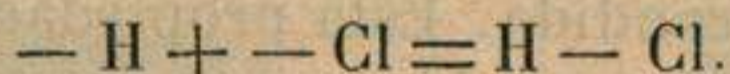
#### CARBUROS DE HIDRÓGENO.

**193. Generalidades.**—Después de bien establecida la tetravalencia del carbono y del silicio, es natural que formen

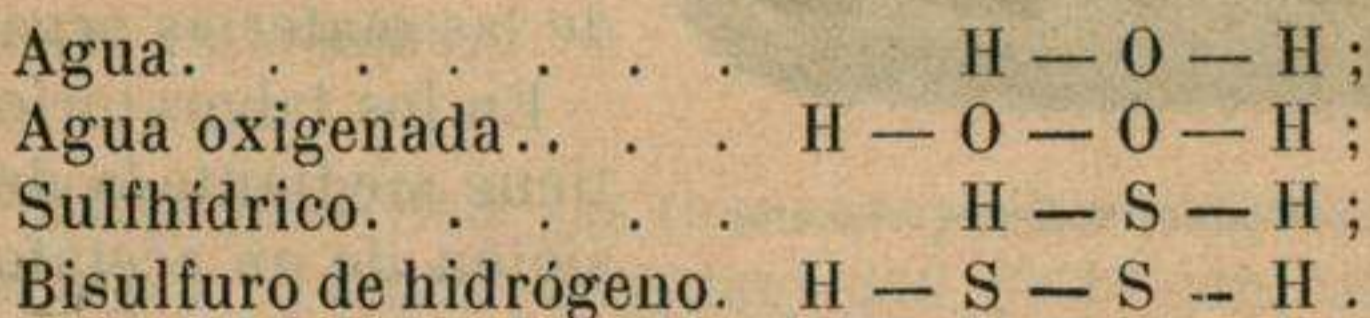


los compuestos hidrogenados  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$  (**166**). Este último cuerpo, gaseoso como el primero, arde espontáneamente en contacto del aire, y se prepara por el método general expuesto al hablar de otros hidruros, es decir, tratando el siliciuro de magnesio por el clorhídrico: sólo tiene importancia teórica para agrupar el silicio al lado del carbono. En cambio son tantas las combinaciones del carbono con el hidrógeno y dan origen á tal número de derivados que sería imposible enumerarlos siquiera en una obra de índole puramente elemental; constituyendo su estudio la parte principal de la Química Orgánica.

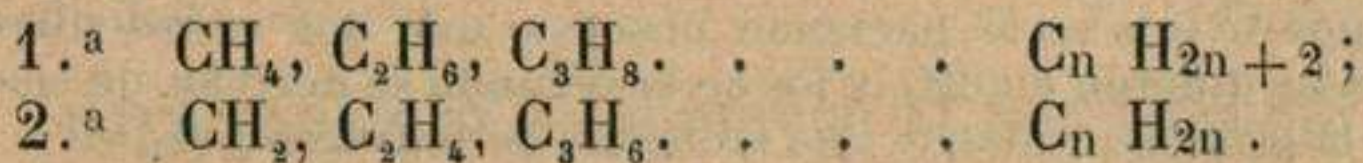
**194. Series de hidrocarburos** —Al combinarse entre sí dos átomos monodínamos, la molécula que originan ha de ser necesariamente saturada é idéntica para el compuesto que forman dos elementos determinados. Ejemplo:



Si consideramos un átomo bivalente, no sólo puede saturarse con dos átomos monodínamos ú otro didínamo, sino que también permite la formación de moléculas complejas que resultarían del encadenamiento, por decirlo así, de varios átomos didínamos que neutralizaran una de sus valorías al unirse entre sí, dejando libres las otras dos que requieren la agrupación de igual número de átomos monovalentes para constituir molécula cerrada. Tal sucede al oxígeno y al azufre, pues combinándose con el hidrógeno forman los compuestos



Se comprende por lo dicho que un elemento de dinamicidad superior, como el carbono, admita diversas series de combinaciones con el hidrógeno, según que las moléculas resulten constituídas por uno, dos, tres ó más átomos de carbono, los cuales á su vez vayan neutralizando para su mutuo enlace una, dos y teóricamente hasta tres de sus valorías. Por consiguiente podrán existir entre otras y efectivamente se estudian en Química Orgánica las dos series de hidrocarburos.





En rigor el término primero de la segunda serie sólo puede considerarse como un radical didínamo, puesto que tiene dos centros libres su átomo de carbono tetradínamo; y lo mismo pudiera decirse de los restantes si sólo cambiaran una de sus valorías por *concatenación*; no obstante, es posible en ellos suponer neutralizadas dos en los hidrocarburos respectivos cuando se hallen aislados (1). Aquí sólo debemos ocuparnos del primer término  $\text{CH}_4$ , conocido con el nombre de *formeno* ó *gas de los pantanos*, y del  $\text{C}_2\text{H}_4$  que ocupa el segundo lugar de la otra serie llamado *etileno* ó *bicarburo de hidrógeno*.

**195. Formeno.** — Es un gas transparente, incoloro, inodoro é irrespirable, cuyo peso molecular (2 vol.) es 16; arde con llama pálida y detona mezclado con el aire al aproximar una cerilla encendida. Esta propiedad es la causa de las explosiones ocurridas en las minas de carbón en las cuales suele desprenderse el gas, llamado por los franceses *grisú*, así como en los terrenos volcánicos por cuyas grietas brota

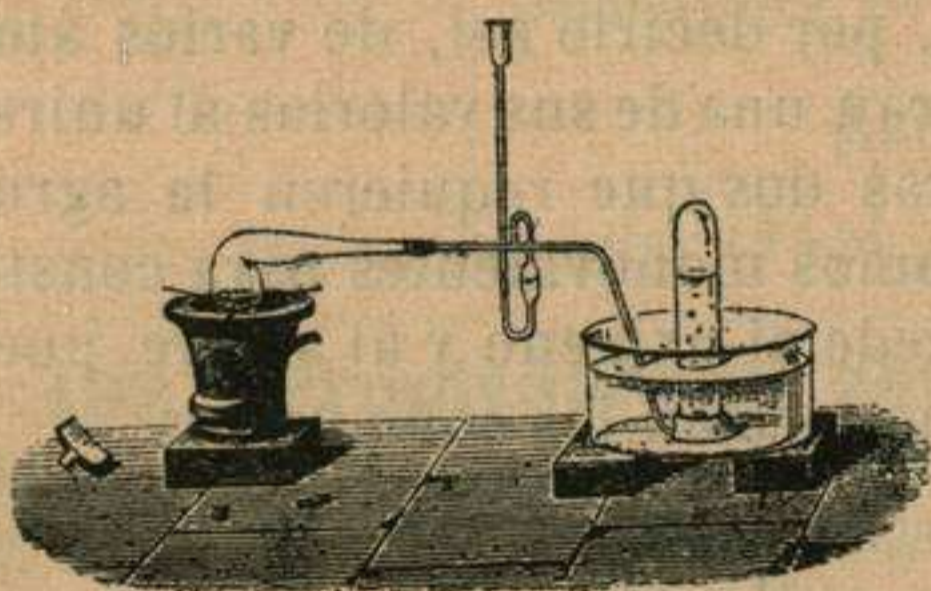
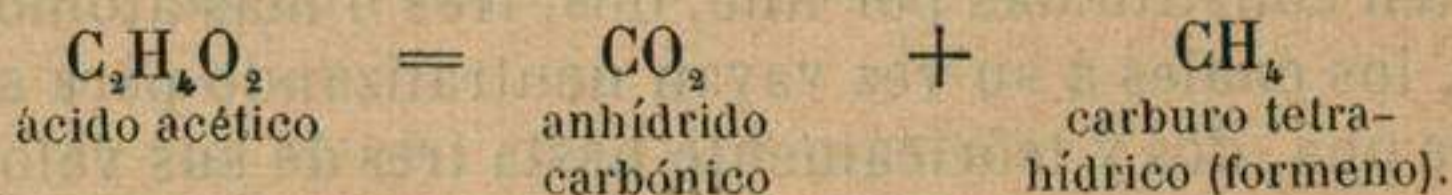


Fig. 34.—Preparación del formeno.

en algunos parajes y puede inflamarse formando *manantiales de fuego*. También se desprenden burbujas de este gas removiendo el cieno del fondo de los pantanos, pues resulta de la descomposición de las materias orgánicas.

En los laboratorios se obtiene mediante la descomposición de un acetato (*fig. 34*)

alcalino por la acción del calor, formándose carbonato de la misma base. Se comprenderá esta reacción atendiendo á que el ácido acético, que da su sabor al vinagre, puede considerarse formado de ácido carbónico y formeno:



(1) El Profesor deberá desarrollar alguna de las fórmulas correspondientes á los términos de esta serie, haciendo observar que dos consecutivos de cualquiera de ellas difieren en  $\text{CH}_2$ , y los de la segunda se derivan de sus correspondientes en la primera quitando una molécula de hidrógeno,  $\text{H}_2$ .



**196. Lámpara de Davy.**—Disponiendo encima de una larga llama una tela metálica T (*figura 35*) el cono luminoso deja de ser visible por encima, á causa de que al atravesar sus mallas el gas se enfria, conforme puede comprobarse aplicando una cerilla encendida, con lo cual reaparece la parte superior de la llama. Esta propie-

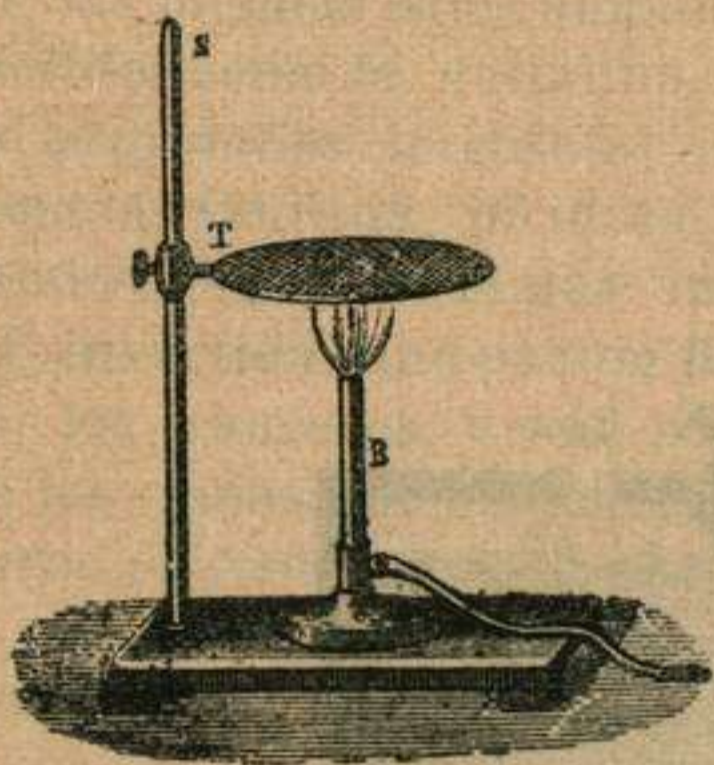


Fig. 35.—Propiedad de la telas metálicas.

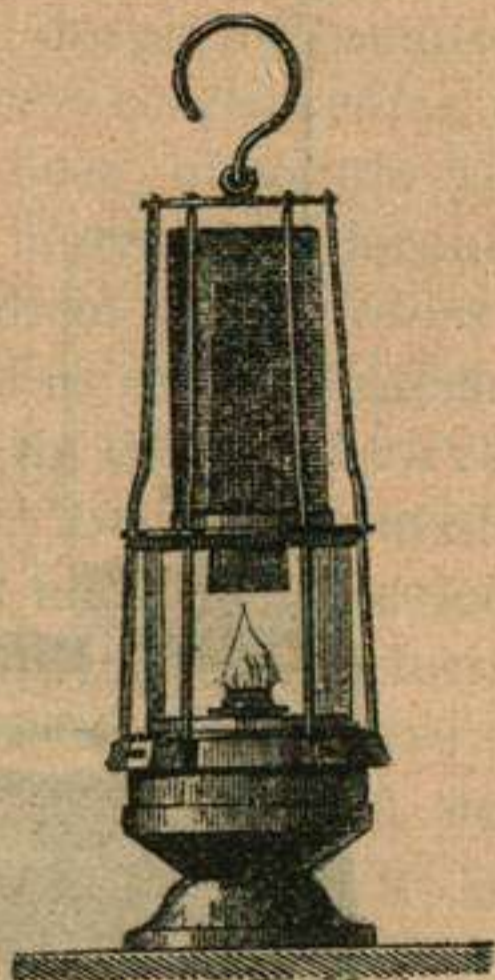
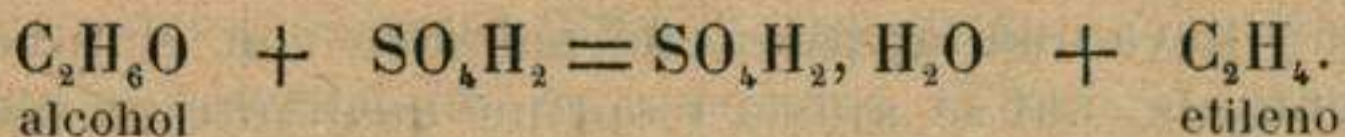


Fig. 36.—Lámpara de Davy.

dad de las telas metálicas fué utilizada por Davy para construir su lámpara destinada á evitar las explosiones en las minas de carbón de piedra. Dicha lámpara (*fig. 36*) viene á ser una especie de farol con una chimenea cilíndrica de tela metálica dispuesta para enfriar los gases que constituyen la llama, y de este modo se impide la detonación de la mezcla formada con el aire y los hidrocarburos que se desprenden en la mina.

**197. Etileno.**—Este gas tiene un peso molecular (2 vol.) igual á 28 y por lo tanto una densidad de 14 con respecto al hidrógeno, casi igual á la del aire: detonante como el anterior, arde con llama de mucho brillo, produciendo ácido carbónico y agua.

Suele desprenderse en los manantiales de petróleo y se obtiene (*fig. 37*) descomponiendo el alcohol por el ácido sulfúrico concentrado que se apodera de los elementos que forman el agua según expresa la reacción siguiente:



**198. Importancia.**—Es mucha la importancia de estos



gases como primeros términos de las series indicadas de los carburos de hidrógeno y se prestan á la sustitución del citado metaloide por el cloro y otros radicales monodinamos, dando lugar á derivados de mayor importancia en Química Orgánica,

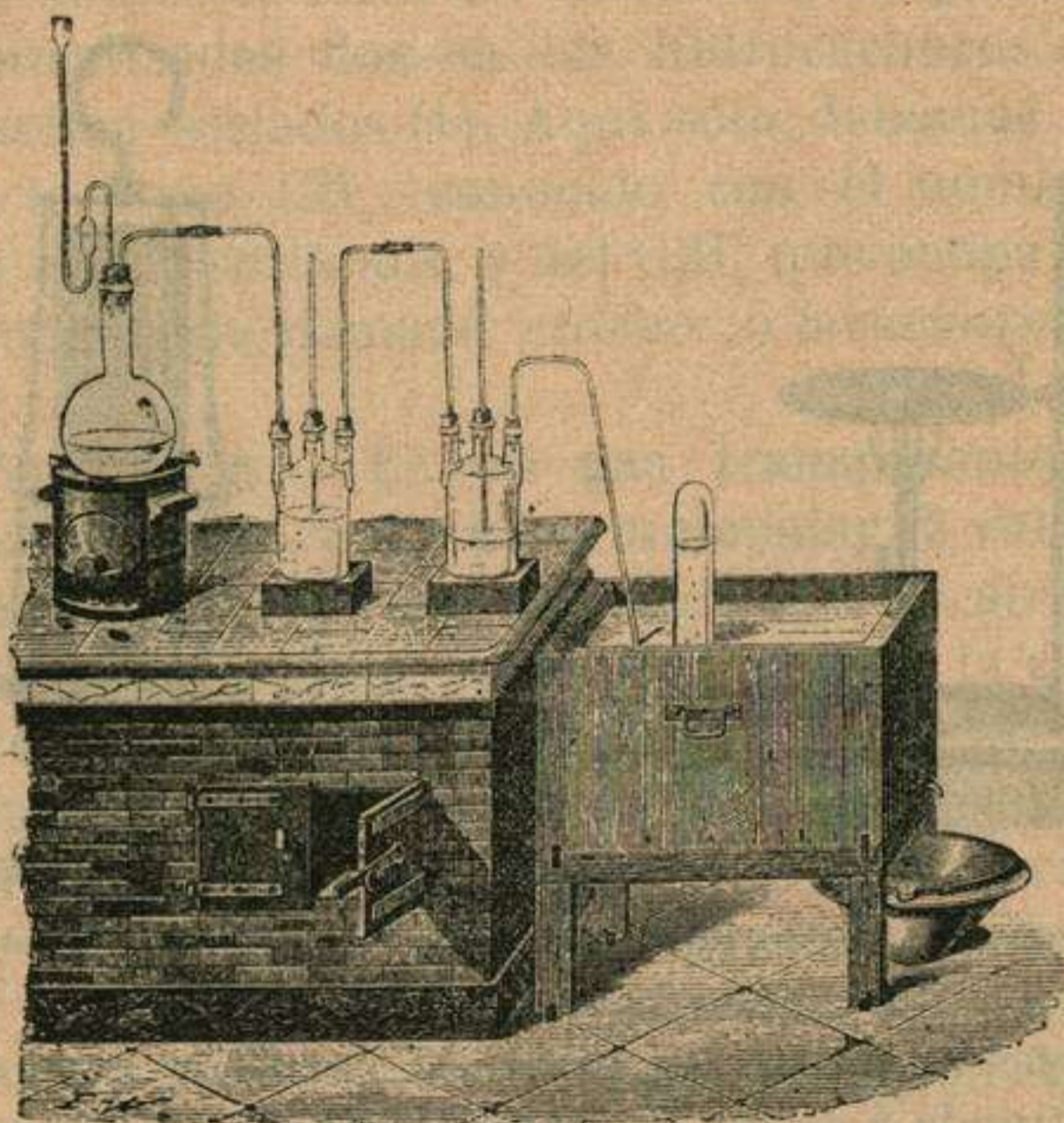


Fig. 37.—Aparato para la obtención del etileno.

según puede colegirse de los cuerpos que nos han servido para su obtención; pero considerados como productos del reino mineral y teniendo en cuenta que su mezcla constituye el gas del alumbrado, ofrecen un interés especial y no era posible dejar de mencionarlos.

**199. Gas del alumbrado.**—*Es una mezcla de hidrógeno, formeno, etileno y otros gases* obtenidos ordinariamente por la destilación de la hulla; aunque también pudieran emplearse con el mismo objeto, la madera, la resina, el aceite y diversas materias orgánicas. La operación se efectúa echando el carbón de piedra en grandes cilindros de arcilla elípticos, dispuestos en un horno por series horizontales de 6 hasta 13, de modo que la boca de cada *retorta* quede al exterior y lleva una tapadera de palastro con el tubo de desprendimiento, la cual se ajusta y oprime mediante un tornillo, pudiendo separarse para renovar la hulla cada 5 horas. Además de la mezcla de gases combustibles resultan otros productos que deben



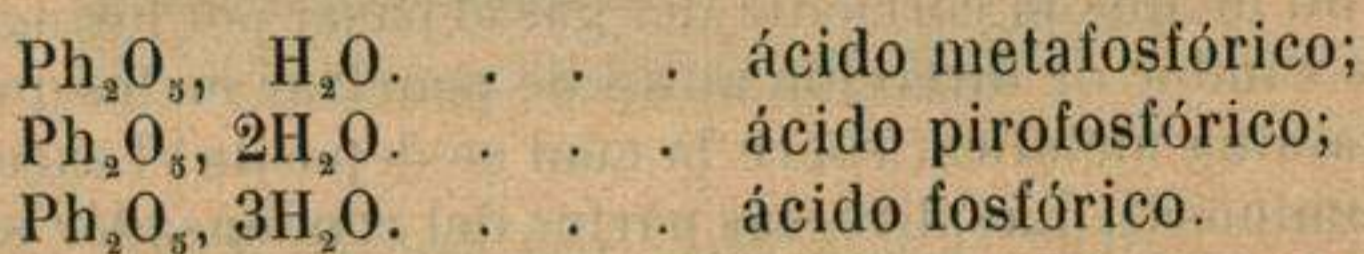
eliminarse y entran en proporción variable según la calidad de los diferentes carbones. Cuéntanse entre dichas substancias: 1.º *Cuerpos solubles en el agua*, principalmente sales amoniacales (cloruros, sulfuro y carbonato amónico), que son retenidos en un gran cilindro horizontal de hierro colado, lleno hasta la mitad de aquel líquido y adonde van á parar los tubos de desprendimiento correspondientes á todas las retortas. 2.º *Productos condensables*, que son el agua, las mismas sales amónicas, y la brea, habiendo *hidrocarburos sólidos* como la naftalina, *líquidos* (bencina), diferentes *compuestos oxigenados* (creosota, ácido rosólico) y *alcaloides* ó bases nitrogenadas (anilina, piridina, etc. Todas estas substancias se van liquidando al recorrer el gas una serie de tubos encorvados en forma U invertida, que parten del *cilindro lavador* llamado *barrilete* por los franceses, y son recogidas en un depósito colocado debajo de las ramas abiertas de los tubos condensadores; terminando la *depuración física* en un ancho cilindro vertical de hierro dividido en dos compartimientos llenos de cok humedecido con agua que fluye en sentido contrario del gas que los recorre sucesivamente, y aun se añade en algunas *fábricas* modernas un filtro especial formado por varias hojas de palastro, dispuestas paralelamente en una gran caja, con orificios á modo de criba; pero que no se corresponden á fin de que la corriente del gas al pasar por los agujeros de la primera cambie de dirección antes de penetrar en los que tiene la segunda lámina metálica, sobre la cual se deposita el exceso de materias bituminosas. Las diversas partes del condensador se mantienen á baja temperatura regándolas con agua fría. 3.º *Gases perjudiciales*. Por último, escapan á la *depuración física* diversos gases irrespirables (ácido carbónico y sulfhídrico libres), con restos de productos amoniacales y de alcaloides que es indispensable absorber por substancias que ejerzan una verdadera acción química. Empleóse al efecto la cal hidratada y se le agrega actualmente sulfato ferroso, interponiendo la mezcla entre serrín de madera con el objeto de aumentar mucho las superficies de contacto; el sulfato ferroso y la cal se remueven á menudo en presencia del aire antes de usarlos, é igualmente para devolver al *depurador* sus cualidades absorbentes. Se reconoce que está en punto cuando toma un color pardo rojizo que acusa la formación del óxido férrico, capaz de retener entonces el  $\text{CO}_2$  y el  $\text{SH}_2$ . El gas del alumbrado experimenta esta última depuración en un compartimiento con tablas horizontales formando estantería donde se extiende el serrín. Desde esta caja el tubo de salida se dirige al gasómetro (351 F.), y el gas ya utilizable tiene aproximadamente *una mitad de hidrógeno*, *el tercio de formeno*, y la otra *sexta* parte está formada de etileno y otro carburo hidrico, óxido y ácido carbónico más nitrógeno libre.



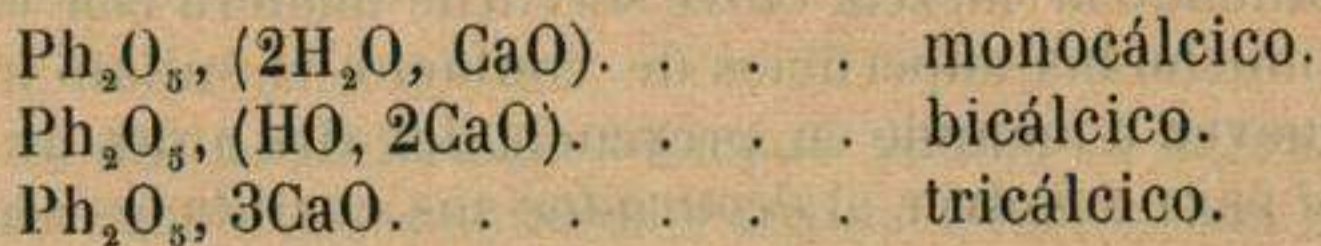
## CAPÍTULO XIX.

*Oxácidos de los metaloides monodinamos.*

**200. Oxácidos.**—Cualquiera que sea la hipótesis que se acepte para explicar la estructura molecular de los ácidos se los considera como verdaderas sales en que el hidrógeno ocupa el lugar del metal de la molécula salina; pero los dualistas (1) consideran ésta formada del ácido y el óxido, v. gr. el carbonato de cal  $\text{CO}^2 + \text{CaO} = \text{CO}^2, \text{CaO}$ ; que simplemente se adicionan al combinarse y pueden separarse luego (como sucede en este caso mediante la acción del calor) los dos componentes binarios de la sal. En su virtud, el ácido fosfórico, por ejemplo, era para ellos el mismo anhídrido  $\text{Ph}_2\text{O}_5$ , el cual da origen combinándose con el agua á tres ácidos hidratados



Precisamente en este ejemplo puede comprobarse la sustitución de una, dos, tres moléculas de agua por las de una base metálica en el ácido ortofosfórico sin que se alteren las reacciones características del mismo y se tendrán los ortofosfatos:



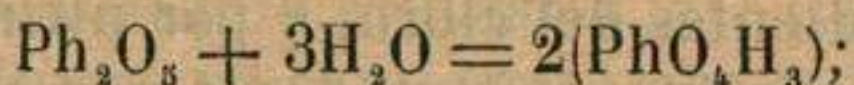
Siguiendo la teoría unitaria el anhídrido fosfórico no es áci-

---

(1) Acaso parezca ocioso en un libro dirigido á principiantes hablar de dos teorías; mas hallándonos en una época de verdadera transición entre el dualismo y el unitarismo ya dominante en el mundo científico, creemos necesario dar idea del primero siquiera sea para consultar las obras clásicas, y otras modernas de algunos autores eminentes, acérrimos partidarios de la teoría sostenida por el gran Berzelius.



do, pero se convierte en tal cuando reacciona con el agua. De este modo,



donde existen tres átomos de hidrógeno sustituibles por un metal para transformar el ácido ortofosfórico en fosfato, al paso que en la molécula de ácido sulfúrico  $\text{SO}_4\text{H}_2$  solamente hay dos, y en la de ácido nítrico  $\text{NO}_3\text{H}$  no más que un átomo de hidrógeno reemplazable.

Esta propiedad característica de las moléculas ácidas de recibir uno ó varios átomos metálicos monovalentes en reemplazo de su hidrógeno se denomina su basicidad; y en tal concepto el ácido nítrico será *mono*-básico, el sulfúrico *bi*-básico y el ortofosfórico *tri*-básico: no pudiendo engendrar más que *sales neutras* los de la primera clase; neutras y *ácidas*, según que se sustituyan los dos ó un solo átomo de hidrógeno, los ácidos bibásicos, y por último los tribásicos ofrecerán en general dos especies de sales ácidas, monometálicas y bimetálicas. Al hablar de los hidratos ú óxidos metálicos hidratados veremos la correspondencia entre la generación expuesta de las sales ácidas con la admitida modernamente para las llamadas sales básicas.

**201. Halogénos.**—Los compuestos oxigenados del cloro son los anhídridos y ácidos que á continuación se expresan:

#### ANHÍDRIDOS.

Anhídrido hipocloroso. . . . .	$\text{Cl}_2\text{O}$ .
Anhídrido cloroso. . . . .	$\text{Cl}_2\text{O}_3$ .
Peróxido de cloro. . . . .	$\text{Cl}_2\text{O}_4$ .

No existen los anhídridos clórico  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  ni el perclórico  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

#### ÁCIDOS.

Ácido hipocloroso. . . . .	$\text{ClOH}$ .
» cloroso. . . . .	$\text{ClO}_2\text{H}$ .
» clórico. . . . .	$\text{ClO}_3\text{H}$ .
» perclórico. . . . .	$\text{ClO}_4\text{H}$ .



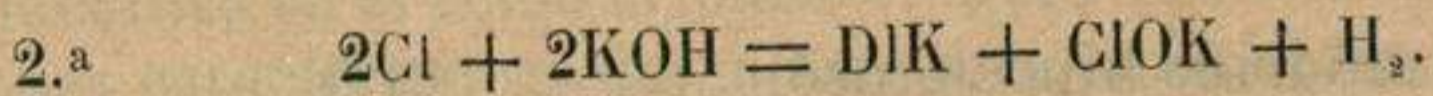
Del *bromo* sólo se conocen tres ácidos: el hipobromoso, el brómico é hiperbrómico cuyas fórmulas son análogas á los ácidos correspondientes del cloro; y por último el yodo origina los cinco compuestos oxigenados á que antes hicimos referencia hablando del cloro, si bien los mejor conocidos son los anhídridos, yodoso, yódico y peryódico, produciendo al reaccionar con el agua sus ácidos respectivos.

**202. Inestabilidad.**—En general estos ácidos y sus sales, como están formados de oxígeno y un metaloide muy electro-negativo, son poco estables, desprendiendo fácilmente el oxígeno, algunas veces con detonación; y observándose entre ellos particularidades notables, como sucede, en contra de su relativa ordinaria energía química, al desalojar el yodo al cloro del ácido clórico para formar ácido yódico, compuesto más estable por lo tanto que el primero; siéndolo también el ácido perclórico cuya molécula es más compleja que en los demás oxácidos del cloro. Los ácidos de todos los halógenos son monobásicos.

**203. Obtención.**—Hay dos reacciones generales que dan origen á los principales ácidos del cloro y aun del bromo:

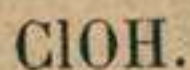


La disolución de potasa ha de ser concentrada para que se produzca la reacción anterior al dirigir sobre ella la corriente de cloro. Empleando el bromo se forma bromato y bromuro potásicos en vez del clorato y cloruro.



Esta ecuación indica el modo de producirse hipoclorito potásico y en general es aplicable á la formación de cualquier hipoclorito, debiendo hallarse el óxido correspondiente, ó con más propiedad el hidrato metálico, muy diluído en el agua. De un modo análogo se produce el ácido hipobromoso.

#### ÁCIDO HIPOCLOROSO.



**204. Caracteres.**—El verdadero ácido hipocloroso es un líquido incoloro; mas el anhídrido  $\text{Cl}_2\text{O}$  tiene color amari-

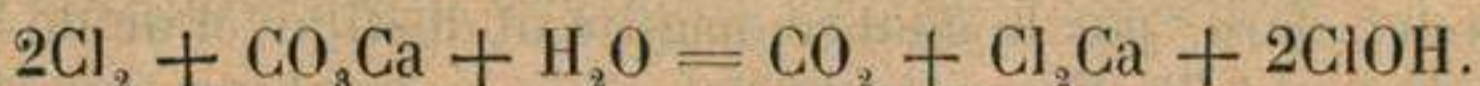


llo obscuro, con olor fuerte de cloro, y como hierve á 9°,9 se presenta en forma de vapores rojizos que detonan espontáneamente á la temperatura ordinaria.

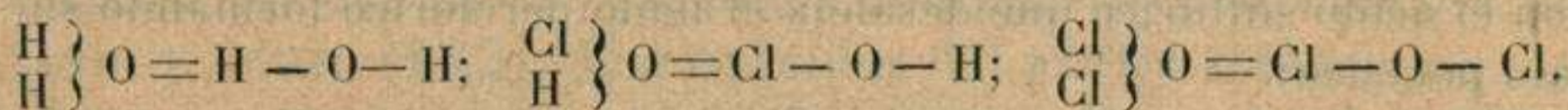
El ácido hipocloroso se caracteriza por su gran poder desinfectante y descolorante de las materias orgánicas; pues equivale á un volumen de cloro doble del correspondiente al que contiene: es muy corrosivo y desorganiza la piel. Tratándole por el ácido clorhídrico desprende agua y cloro:



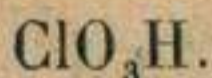
**205. Preparación.**—La ecuación 2.<sup>a</sup> (203) indica el medio general de formarse los hipocloritos, pero como el ácido se descompone con facilidad, sería difícil desalojarle si desde luego no quedara en estado libre. De aquí la modificación del procedimiento seguido para obtenerle puro, haciendo pasar la corriente de cloro sobre el carbonato cálcico (recientemente precipitado y en suspensión en el agua), según expresa la ecuación:



La fórmula del ácido hipocloroso es la misma del agua en donde un átomo de hidrógeno ha sido sustituido por uno de cloro: si se reemplaza el segundo átomo de hidrógeno por otro de cloro, resulta el anhídrido hipocloroso, por cuya razón naturalmente estos cuerpos tienen una estructura molecular *del mismo tipo* que la del agua, lo cual se indica por las fórmulas



ÁCIDO CLÓRICO.



**206. Propiedades.**—Es un líquido amarillento que ofrece la consistencia de jarabe: se descompone á los 40° desprendiendo oxígeno, y si está concentrado puede inflamar el azufre, el fósforo, el alcohol y otras materias á la temperatura ordinaria. También puede oxidar el sulfhídrico con depósito de S, y el clorhídrico desprendiendo mucho cloro.

**207. Obtención.**—Se prepara en virtud de la reacción



primera (203) el clorato bórico, y añadiendo ácido sulfúrico se forma sulfato bórico insoluble y queda en el líquido el ácido clórico, que después de filtrado, evaporando en el vacío para concentrarle, se evita su descomposición.

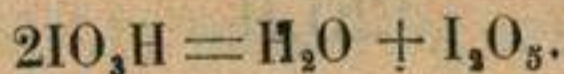
**208. Aplicaciones.**—Los oxácidos del cloro tienen pocos usos en estado de libertad por las dificultades que presenta su preparación; pero son muy importantes algunas de sus sales, como el *clorato potásico* para la obtención del oxígeno, y se emplea también en Medicina.

Los *hipocloritos*, especialmente el de cal, tienen las mismas aplicaciones del cloro (137); pues tratándole por el ácido clorhídrico se desprenderá en gran abundancia dicho gas, pudiendo conservarle y transportarle de este modo con suma facilidad para la desinfección, descoloración de telas, y demás usos á que se destina.

**209. Ácido perclórico:**  $\text{ClO}_4\text{H}$ .—Privado del agua es un líquido amarillo, muy movable, el más estable de todos los compuestos oxigenados del cloro, por lo cual se origina al destilar el ácido clórico: su densidad es 1,78. En contacto del agua se combina con ella produciendo un ruido particular, como cuando se introduce en dicho líquido un cuerpo candente. El ácido perclórico monohidratado (1)  $\text{ClO}_4\text{H} + \text{H}_2\text{O}$  se presenta cristalizado y funde á la temperatura de  $50^\circ$ . El ácido puro produce una combustión tan enérgica que detona al ponerle en contacto con el papel, la madera ó el carbón.

Se prepara transformando el clorato potásico en perclorato por la acción del calor, según indicamos (94, 5.º) y destilando este último con el ácido sulfúrico que desaloja el ácido perclórico formando sulfato potásico.

**210. Ácido yódico:**  $\text{IO}_3\text{H}$ .—El ácido yódico cristaliza en tablas hexagonales, se funde á  $170^\circ$  convirtiéndose en anhídrido yódico con desprendimiento de agua:



Solamente á la temperatura del rojo llega á descomponerse en yodo y oxígeno, siendo por lo tanto el cuerpo más estable de este grupo; sin embargo, abandona el yodo con facilidad en presencia del ácido sulfuroso y de otras materias oxidables, en lo cual se

(1) La fórmula dualista de este ácido sería  $\text{Cl}_2\text{O}_7, 2\text{H}_2\text{O}$  y corresponde el ácido bihidratado.



funda la extracción de dicho metaloide valiéndose del yodato sódico natural que se encuentra en el nitro del Perú.

**211. Obtención.**—Puede obtenerse tratando el yodo por el ácido nítrico muy concentrado ú otro cuerpo oxidante. De ordinario se opera añadiendo yodo al clorato potásico y ácido nítrico diluido, produciéndose según hemos indicado anteriormente yodato potásico. Éste se transforma en yodato bórico por la adición del nitrato de esta base y luego se descompone el yodato bórico mediante el ácido sulfúrico que precipita el bario al estado de sulfato.

## CAPÍTULO XX.

### *Anhidridos y oxácidos de los anfígenos.*

**212. Compuestos oxigenados.**—El azufre forma cuatro compuestos al combinarse con el oxígeno:

Sesquióxido de azufre.. . . . .	$S_2O_3$ .
Anhídrido sulfuroso. . . . .	$SO_2$ .
» sulfúrico. . . . .	$SO_3$ .
» persulfúrico. . . . .	$S_2O_7$ .

Los más importantes son los anhídridos sulfuroso y sulfúrico á los cuales corresponden compuestos análogos del selenio y telurio (**143**). Los oxácidos del azufre serán

$SOH_2$ .. . . .	(desconocido) hidruro de thionilo.
$SO_2H_2$ .. . . .	ácido hidrosulfuroso (hidruro de sulfurilo).
$S_2O_3H_2$ .. . . .	ácido hiposulfuroso.
$SO_3H_2$ .. . . .	ácido sulfuroso.
$SO_4H_2$ .. . . .	ácido sulfúrico.
$S_2O_8H_2$ .. . . .	ácido persulfúrico.

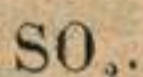
De todos ellos ofrecen mayor interés por las sales á que dan origen los ácidos sulfuroso y sulfúrico, teniendo sus correspondientes en los ácidos selenioso y teluroso, selénico y telúrico. Finalmente existen otros cuatro ácidos que forman la



llamada serie thiónica, difiriendo cada uno del anterior por un átomo más de azufre.

$S_2O_6H_2$	. . . . .	ácido dithiónico (hiposulfúrico).
$S_3O_6H_2$	. . . . .	ácido trithiónico.
$S_4O_6H_2$	. . . . .	ácido tetrathiónico.
$S_5O_6H_2$	. . . . .	ácido pentathiónico.

#### ANHÍDRIDO SULFUROSO.



Peso molecular (2 vol.)	. . . . .	64.
Densidad con respecto al hidrógeno (1 vol.)	..	32.

**213. Propiedades.**—El ácido sulfuroso anhidro es incoloro, de un olor sofocante, dicho *de pajuela* (1), que se liquida sin dificultad cuando el recipiente es un tubo en U ro-

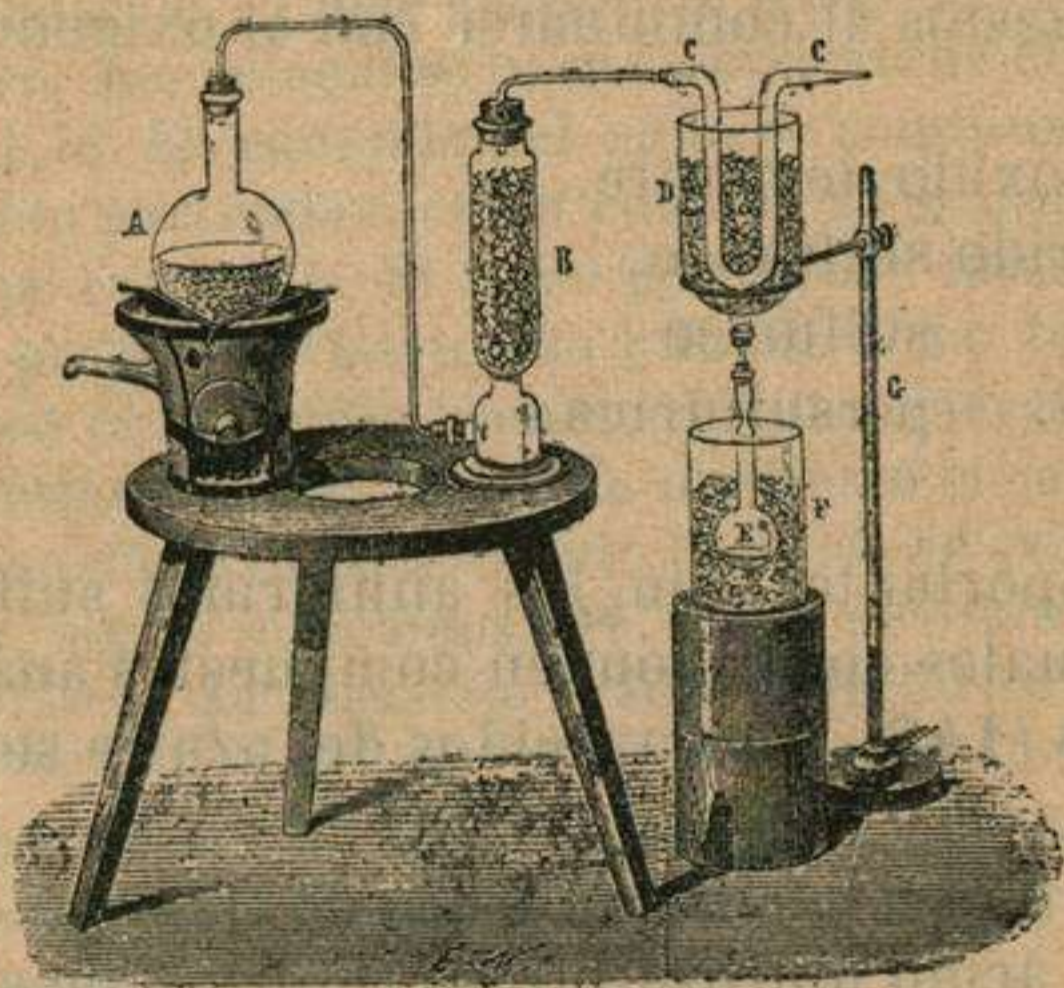


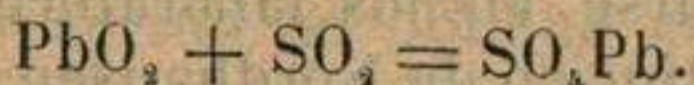
Fig. 38.—Aparato para liquidar el ácido sulfuroso.

deado de una mezcla frigorífica formada de hielo y de sal (*figura 38*): líquido tiene una densidad de 1,45; hierve á 10° bajo cero, produciendo al evaporarse un descenso de temperatura

(1) Antes de haberse generalizado las cerillas fosfóricas se procuraban el fuego con la piedra de chispas, aplicando una mecha azufrada, *pajuela*, á la yesca encendida.

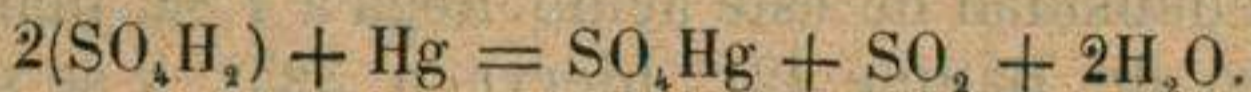


capaz de congelar al mercurio; el agua á 0° disuelve 80 veces su volumen de gas sulfuroso y próximamente la mitad á 20°: fácilmente se apodera de un átomo de oxígeno, aun en seco por medio de la esponja de platino, convirtiéndose en anhídrido sulfúrico. Su disolución en el agua se transforma asimismo, mas poco á poco, en ácido sulfúrico, y puede combinarse directamente con el bióxido de plomo produciendo el sulfato plúmbico:



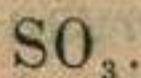
Por la acción directa del sol el gas sulfuroso se combina con un volumen igual de cloro y da origen al compuesto  $\text{Cl}_2(\text{SO}_2)$  *cloruro de sulfurilo*, considerando  $\text{SO}_2$  como un radical didinámico, que al unirse con el oxígeno formaría  $(\text{SO}_2)''\text{O}$  óxido de sulfurilo ó anhídrido sulfúrico.

**214. Obtención.**—Este gas se produce cuando se quema el azufre en contacto del aire, pero saldrá mezclado con otros gases; y en los laboratorios se obtiene puro desoxidando el ácido sulfúrico por medio de un metal, generalmente el cobre ó el mercurio, y también valiéndose del carbón ó el azufre:



**215. Usos.**—Las propiedades descolorante y desinfectante que posee el gas sulfuroso tienen aplicaciones de mucho interés que se indicaron al hablar del azufre, habiéndose utilizado el poder reductor de dicho gas (150) que igualmente citaremos en otros casos.

#### ANHÍDRIDO SULFÚRICO.



Peso molecular. . . . . 80.

Densidad (1 vol.). . . . . 40.

**216. Propiedades.**—Es sólido á la temperatura ordinaria, de aspecto fibroso como el amianto, pues tiene color blanco y lustre parecido á la seda: hierve á la temperatura de 33°; presenta una afinidad tal para el agua que forma humos blancos al ponerle en contacto del aire, y echándole en aquel



líquido produce el mismo ruido que un hierro hecho ascua, dando origen al ácido sulfúrico.

Se combina directamente con el azufre para constituir el sesquióxido  $\text{SO}_3 + \text{S} = \text{S}_2\text{O}_3$ , que es un cuerpo sólido cristalizabile, de color verde azulado.

**217. Obtención.**—El anhídrido sulfúrico se forma, como hemos dicho anteriormente, por la unión directa del gas sulfuroso con el oxígeno en presencia de la esponja de platino; y suele prepararse en los laboratorios calentando suavemente el ácido sulfúrico de Nordhausen (1):



ÁCIDO SULFÚRICO.



Peso molecular.. . . . . 98.

**218. Propiedades.**—Es líquido incoloro, de consistencia oleaginosa, á lo cual debe su nombre vulgar de *aceite de vitriolo*. La densidad de este ácido llega á 1,84, marcando 65° el areómetro de Baumé (2); hierve á 325°, y se solidifica á —34° abandonando una parte líquida que decantada, después de repetir varias veces la operación, deja un sólido fusible á 10° sobre cero, cuya composición corresponde exactamente á la fórmula  $\text{SO}_4\text{H}_2$ . Se combina el agua en dos proporciones distintas para formar primero el *ácido sulfúrico monohidratado*  $\text{SO}_4\text{H}_2, \text{H}_2\text{O}$ , y luego el *dihidratado*, produciéndose una elevación de temperatura y contracción muy notables. Su afinidad para el agua determina la carbonización del corcho, el azúcar y otras materias orgánicas, que pierden su hidrógeno y su oxígeno, ennegreciéndose por el contacto con el ácido que á su vez se diluye en el agua formada por dichos elementos.

(1) Recibe este nombre de la pequeña ciudad de Alemania en donde se fabrica por destilación del sulfato férrico básico.

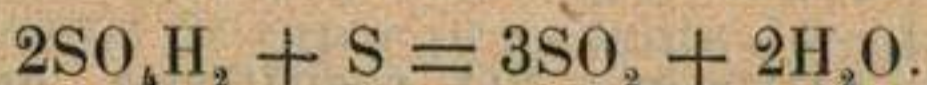
(2) Según Marignac, el verdadero ácido sulfúrico no hierve hasta 338°; si bien á 40° ya emite algunos vapores el ácido sulfúrico concentrado ordinario, que contiene un pequeño exceso de agua. Á 290 comienza á hervir; pero elevándose luego el punto de ebullición á los 338°.



**219. Reacciones.**—1.<sup>a</sup> Al calor rojo el ácido sulfúrico se descompone produciendo gas sulfuroso, oxígeno y agua (94,—4.<sup>o</sup>):

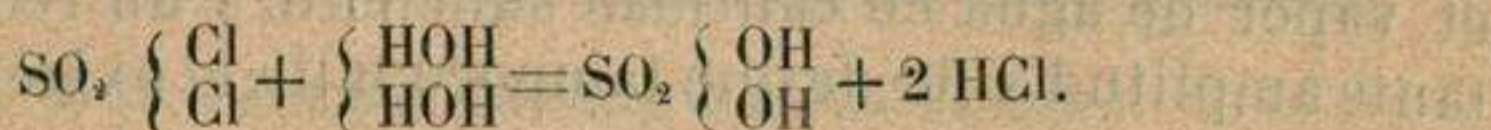


2.<sup>a</sup> Según dijimos al hablar de la obtención del gas sulfuroso, (214), el ácido sulfúrico cede parte de su oxígeno á varios metales desprendiéndose el primero con producción de agua y análoga reacción se obtiene con otros elementos, v. gr. el azufre:

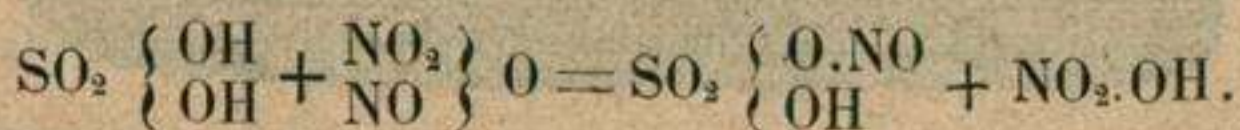


Algunos metales como el hierro y el zinc sustituyen al hidrógeno que se desprende (88—3.<sup>a</sup>) formándose el sulfato correspondiente.

Ya hemos dicho (200) que este ácido es bibásico y puede originar sulfatos ácidos ó neutros; valiéndose algunos químicos para representar la estructura de su molécula de la reacción que ejerce el agua sobre el cloruro de sulfurilo, engendrándole y produciendo ácido clorhídrico:



Considerando así los ácidos, formados por un radical y el residuo OH, en este caso duplicado por ser el ácido bibásico, *dicha molécula de agua en que falta un átomo de hidrógeno*, se designa con el nombre de *oxhidrilo*. Compruébase tal manera de estar constituido el ácido sulfúrico por la existencia del clorhidrato de sulfurilo  $\text{SO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Cl} \\ \text{OH} \end{array} \right.$  en donde un oxhidrilo, *monodínamo*, ha sido reemplazado por un átomo *equivalente* de cloro. También se confirma por la composición de los cristales de *ácido nitrosilo-sulfúrico* que se forman en *las cámaras de plomo* al ponerse en contacto el ácido sulfúrico concentrado con los vapores nitrosos:

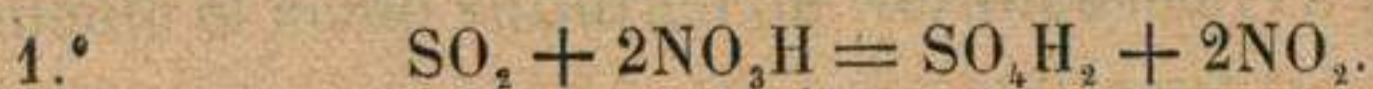


**220. Preparación.**—Aun cuando se presenta el ácido sulfúrico natural diluido en las aguas del río Vinagre, y en otras riberas procedentes de terrenos volcánicos, de nada ser-

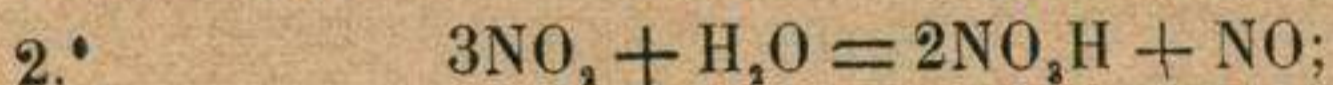


virían estas pequeñas cantidades de ácido para las crecientes necesidades de la industria que consume anualmente más de un millón de toneladas métricas del susodicho ácido en estado de concentración.

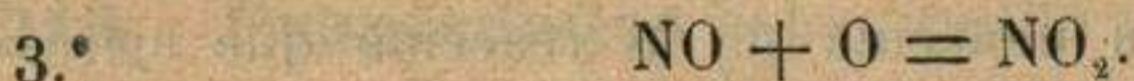
El fundamento de las reacciones utilizadas para prepararle, estriba en la oxidación del gas sulfuroso mediante el oxígeno del aire, sirviendo de agentes intermedios el ácido nítrico y el vapor de agua, cuyas reacciones podemos detallar de este modo:



El peróxido de nitrógeno  $\text{NO}_2$  resultante, en presencia del agua regenera el ácido nítrico con producción de bióxido de nitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_2 = 2\text{NO}$ , y tendremos



mas como el bióxido de nitrógeno se convierte en peróxido apoderándose del oxígeno del aire:



No cesará la oxidación del gas sulfuroso si hacemos llegar el vapor de agua en cantidad suficiente á un recinto de bastante amplitud á fin de que tampoco falte el oxígeno necesario.

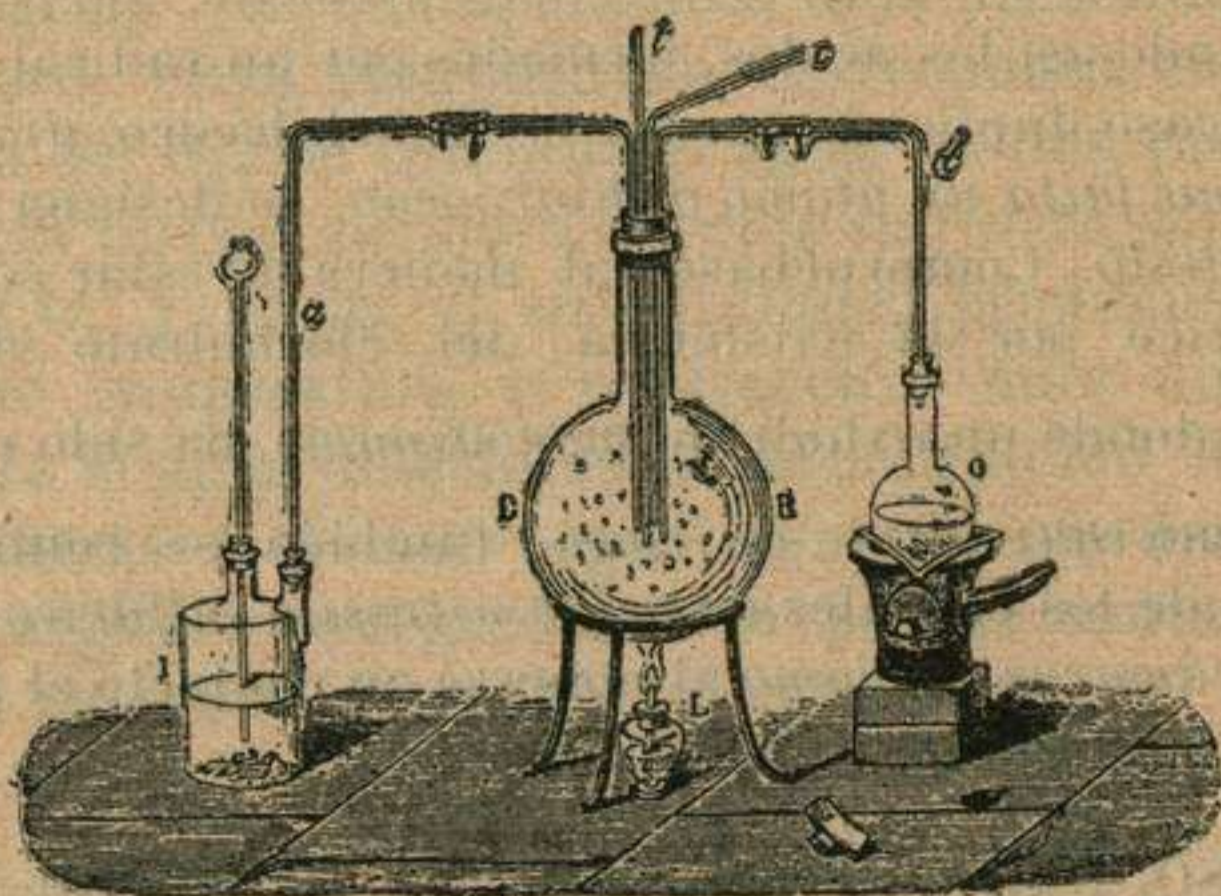


Fig. 39.—Aparato para demostrar la formación del ácido sulfúrico.

Para ejecutar el experimento en los laboratorios suele emplearse un matraz de gran capacidad B (*fig. 39*) adonde vienen á parar el tubo *d* que conduce el ácido sulfuroso y el *a*,



abductor del bióxido de nitrógeno que se produce en el frasco I. El agua se echa previamente en el matraz B, y hacemos llegar el aire mediante un fuelle por el tubo *c*, habiendo otro *t* dispuesto para la salida de los gases.

**221. Preparación industrial.**—La preparación industrial del ácido sulfúrico se efectúa quemando el azufre, y mejor la pirita de hierro (1) que es el bisulfuro de este metal, en hornos á propósito, llegando el gas sulfuroso producido á unos grandes departamentos, O, A, I, E (*fig. 40*), cuyas paredes están recubiertas de una chapa de plomo, metal poco atacable por los ácidos. A estas *cámaras* se dirigen chorros de vapor procedente de calderas V, V' llenas

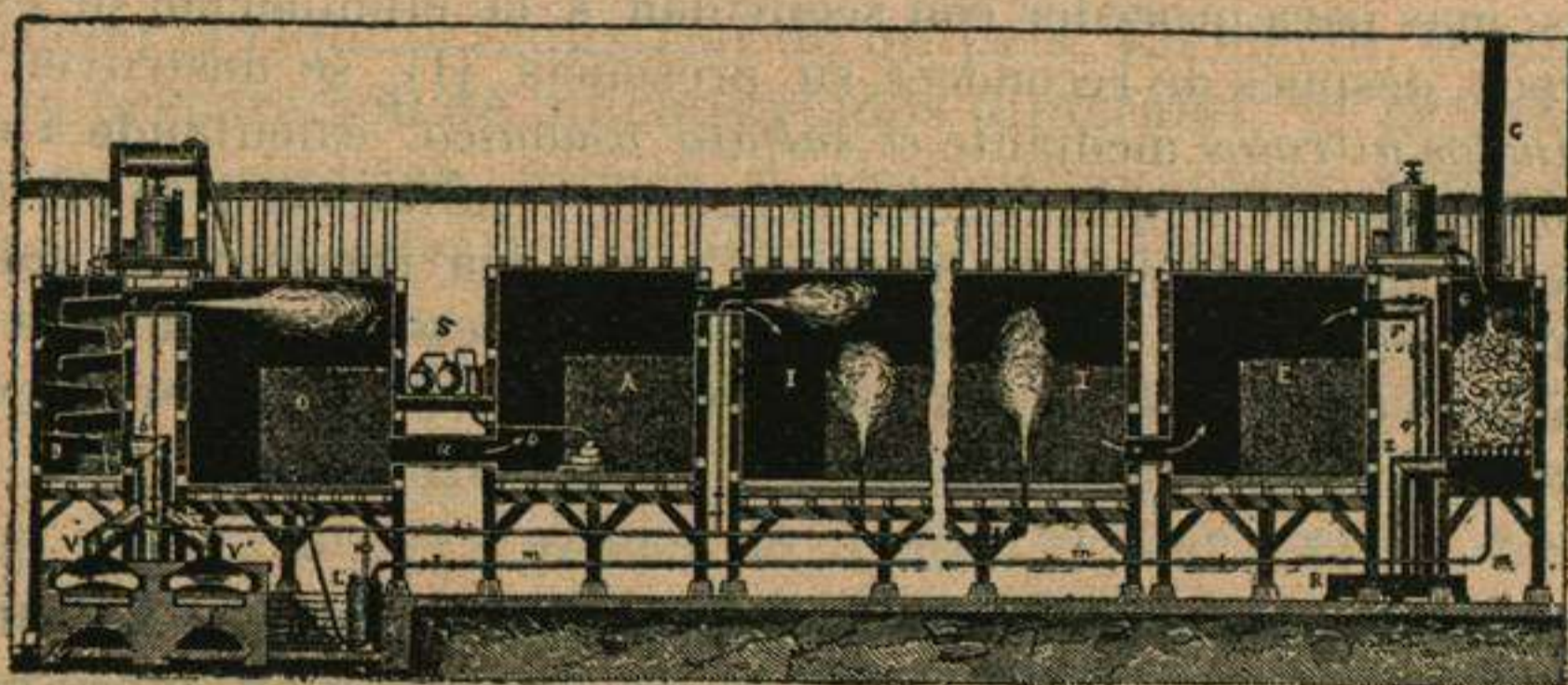


Fig. 40.—Preparación industrial del ácido sulfúrico.

de agua calentada en el mismo horno por la combustión del azufre que se echa sobre una plancha de palastro puesta debajo de cada caldera. El ácido nítrico viene del depósito S á la cámara A cayendo sobre una especie de pedestal en forma de gradería, para que se extienda el liquido en láminas que presentan mucha superficie de contacto al gas sulfuroso. Pasa éste de los hornos F, F' por el ancho tubo *b* á la capacidad B impregnándose de los vapores nitrosos contenidos en el ácido sulfúrico que procedente del depósito T baja en cascada, conforme puede verse por la mera inspección del grabado. El anhídrido sulfuroso recorre las cámaras, según indican las flechas, hasta entrar en el tubo *r*, condensándose el ácido sulfúrico arrastrado por los gases en el depósito R; y antes de escapar los

(1) En la actualidad se explotan en grande las piritas de Riotinto y de otros puntos de la Península que figuran en primera línea para proveer del azufre necesario en la fabricación del ácido sulfúrico. Los hornos especiales donde se queman las piritas permiten aprovechar el calor desarrollado en la combustión del mineral, con lo cual hay una gran economía de carbón.



vapores nitrosos por la chimenea C son absorbidos por el sulfúrico que moja el cok del *desnitrador* G, á cuya base llegan por el conducto z. Dicho ácido nitrado se dirige á L' por el tubo *m m*, y desde allí por la presión del vapor acuoso puede elevarse hasta T.

El ácido así obtenido contiene mucha agua, y se concentra primero en calderas de plomo, y luego en un alambique de platino hasta que marca 66° del areómetro.

**222. Purificación.**—El ácido sulfúrico del comercio suele contener productos nitrosos, arsénico procedente de las piritas, y sulfato de plomo formado en las cámaras donde se produce. Puede obtenerse puro por medio de la destilación, no recogiendo las primeras ni las últimas porciones que arrastran casi todas las impurezas; mas para proceder con seguridad á la eliminación de estos cuerpos, después de reconocer su presencia (1), se destruyen los *productos nitrosos* mediante el *sulfato amónico*, calentando á más de 100° para que se desprendan los gases resultantes, y se precipitan el plomo y el arsénico haciendo pasar una corriente de sulfhídrico sobre el ácido impuro, diluido en su peso de agua; una vez decantado ó filtrado con ciertas precauciones, se procede á la destilación.

**223. Destilación.**—La destilación del ácido sulfúrico ofrece serias dificultades como no se opere con cuidado; pues si calentáramos la retorta por el fondo, á causa de la viscosidad del líquido y la dificultad de formarse una atmósfera li-



Fig. 41.—Aparato para la destilación del ácido sulfúrico

bre en su interior, ni en las paredes, se proyectaría en masa el ácido muy caliente contra la bóveda de la retorta rompiéndola y casi de seguro no resiste el choque al caer de nuevo,

(1) Los vapores nitrosos mediante un cristal de sulfato ferroso que pardea, y los metales por el sulfhídrico.



con riesgo inminente para el operador. De aquí el haberse ideado un hornillo especial G (*fig. 41*) donde se ponen los carbones lateralmente, sin tocar el vidrio, para que la evaporación sea superficial: Además se recubre la parte C de la retorta por un casquete metálico D (1) que impide la condensación de los vapores hasta entrar en el cuello de la retorta, á partir del cual descienden pequeñas esferas líquidas cuando destila el ácido puro. En vez de enchufar directamente en el matraz B, conforme indica el grabado, suele interponerse una alargadera de vidrio que facilita la operación.

**224. Aplicaciones.**—La importancia del ácido sulfúrico es tanta que su consumo puede servir de barómetro para apreciar la riqueza industrial de un país. En efecto, se emplea en la preparación de muchos ácidos minerales, v. gr., el sulfuroso, clorhídrico, nítrico, y algunos orgánicos, como el cítrico, acético, esteárico, fabricación de bujías esteáricas y jabones. Sirve para extraer el hidrógeno, el cloro, el fósforo y otros elementos; para obtener los sulfatos sódico, cúprico, de quinina, etc. Se utiliza en las pilas eléctricas; para la fabricación de la glucosa ó azúcar de fécula, el éter y en la disolución de algunas materias tintóreas, como el índigo; para la preparación de abonos minerales, transformando la fosforita en fosfato soluble, y en diferentes usos químicos y farmacéuticos. El reactivo que sirve para reconocer el ácido sulfúrico libre, ó formando un sulfato soluble, es *la barita* y el *cloruro ó nitrato de bario*, que dan un precipitado blanco de sulfato bórico, insoluble en el agua y en los ácidos. Recíprocamente para descubrir la presencia del bario en una disolución se empleará el ácido sulfúrico como reactivo.

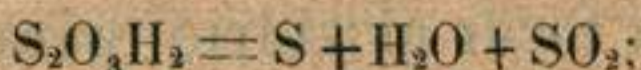
**225. Ácido hiposulfuroso:**  $S_2O_3H_2$ . — Puede considerarse derivado del  $SO_3H_2$  en que S reemplaza á un átomo de oxígeno: de aquí el nombre de ácido *sulfosulfúrico* ó *thiosulfúrico* (2) con que algunos le designan.

(1) Cuando no la tiene el aparato, se recubre la retorta con un trapo ó papel llamado *camisa*, que impide el enfriamiento.

(2) Las palabras *thiosulfúrico* y *thiosulfato*, por el equívoco á que se prestan, difícilmente tomarán carta de naturaleza en nuestro idioma; como ha sucedido con los famosos *azotatos* y *azotitos*, en vez de *nitratos* y *nitritos*, que usan todavía algunos traductores. Acaso conviniera denominarle *ácido sulfothiónico*.



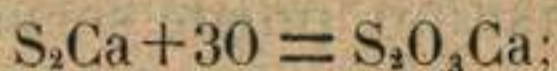
Se descompone con suma facilidad en agua y  $\text{SO}_2$  formando un depósito de S que enturbia inmediatamente la disolución



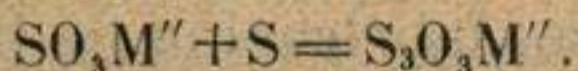
habiéndose propuesto como el mejor medio de prepararle dirigir una corriente de sulhídrico sobre el hiposulfito de plomo:



Los *hiposulfitos* tienen bastante importancia, especialmente el *sódico*, empleado en fotografía como disolvente de las sales de plata, sirviendo para fijar las imágenes. Dichas sales se preparan oxidando los polisulfuros



ó reduciendo los sulfitos por el azufre, que á veces basta poner en digestión con una lejía alcalina,



## CAPÍTULO XXI.

*Compuestos oxigenados del nitrógeno, fósforo y arsénico.*

### I.

**226. Compuestos oxigenados.**—El nitrógeno forma cinco compuestos con el oxígeno cuya denominación y fórmulas son las siguientes:

Óxido nitroso. . . . .	$\text{N}_2\text{O}.$
Oxido nítrico. . . . .	$\text{NO}.$
Anhídrido nitroso. . . . .	$\text{N}_2\text{O}_3.$
Peróxido de nitrógeno (ácido hiponítrico). . . . .	$\text{N}_2\text{O}_4.$
Anhídrido nítrico. . . . .	$\text{N}_2\text{O}_5.$

Los anhídridos nitroso y nítrico tienen sus correspondientes formados por la combinación del fósforo, arsénico

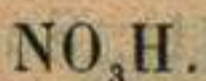


y antimonio con el oxígeno en la misma proporción, originando

Anhídrido fosforoso.. . . . .	$\text{P}_2\text{O}_3$ .
» arsenioso.. . . . .	$\text{As}_2\text{O}_3$ .
Óxido de antimonio.. . . . .	$\text{Sb}_2\text{O}_3$ .
Anhídrido fosfórico.. . . . .	$\text{P}_2\text{O}_5$ .
» arsénico.. . . . .	$\text{As}_2\text{O}_5$ .
» antimónico.. . . . .	$\text{Sb}_2\text{O}_5$ .

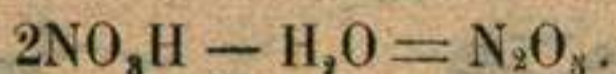
Dichos anhídridos originan ácidos, algunos de los cuales estudiaremos.

#### ÁCIDO NÍTRICO.

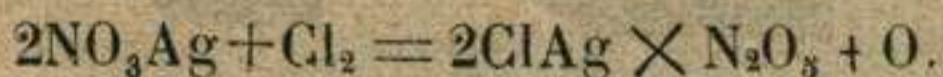


Peso molecular.. . . . .	63.
Densidad del vapor.. . . . .	31,5.

**227. Anhídrico nítrico:**  $\text{N}_2\text{O}_5$ .— El ácido nítrico anhidro es un sólido que cristaliza en prismas rombales: se descompone con facilidad y únicamente se extrae como objeto de curiosidad científica. Basta para ello quitar el agua al ácido nítrico mediante el anhídrido fosfórico:



Puede también dirigirse una corriente de cloro sobre el nitrato argéntico desecado formando cloruro de plata:



Este anhídrido reacciona, por el contrario con el agua para formar el verdadero ácido cuyo estudio ofrece grande interés.

**228. Caracteres.**— El ácido nítrico en estado de pureza, es un líquido incoloro, pero toma color amarillento exponiéndole á la acción de la luz; su peso específico es 1,52: se congela á  $-50^\circ$ , siendo su punto de ebullición de  $86^\circ$ .

El ácido nítrico parece formar un *hidrato* de la fórmula  $2\text{NO}_3\text{H}, 3\text{H}^2\text{O}$  cuyo peso específico es 1,42 y su punto de ebullición  $123^\circ$ , observándose elevación de temperatura al unirse



con el agua, á pesar de lo cual niegan algunos químicos que constituya una verdadera combinación.

Ejerce reacción ácida enérgica con las tinturas azules, y tiñe de amarillo la piel, la seda y otras materias orgánicas, destruyéndolas por una acción prolongada. Al calor rojo se descompone en peróxido de nitrógeno, agua y oxígeno, cediendo, aun á la temperatura ordinaria, una parte del que contiene á los cuerpos oxidables como el fósforo, el arsénico y la mayor parte de los metales.

Atacando el cobre por el ácido nítrico se produce nitrato cúprico y óxido nítrico que en contacto del aire se convierte en peróxido de nitrógeno, caracterizado por los vapores rutilantes. El ácido diluído, *agua fuerte*, ataca al hierro de una manera análoga; pero si está concentrado se recubre el metal de una capa de óxido que impide la reacción ulterior al sumergirle en el agua fuerte (1). Suele expresarse este hecho diciendo que *el hierro se ha vuelto pasivo*.

**229. Obtención.**—En la Naturaleza se forma el ácido nítrico por la combinación directa del nitrógeno y del oxígeno del aire mediante la chispa eléctrica, hallándose pequeñas porciones de nitrato amónico en las lluvias de las tormentas.

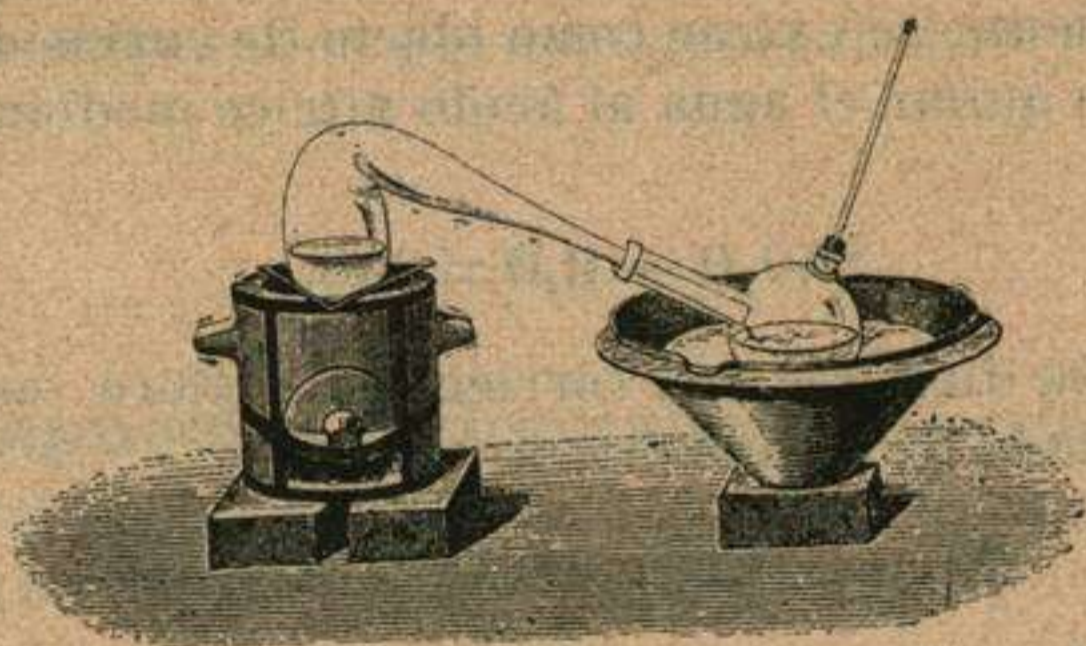


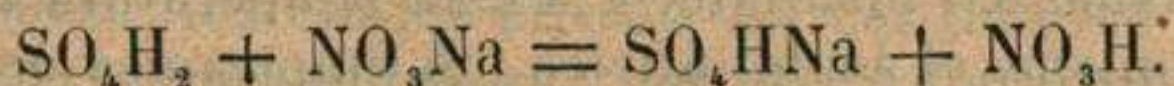
Fig. 42.—Obtención del ácido nítrico.

También se encuentran los nitratos potásico, sódico y cálcico resultantes de la oxidación lenta de las materias orgánicas nitrogenadas al descomponerse en presencia de los hidratos alcalinos. Obtiénese el ácido nítrico de dichos *nitratos*, espe-

(1) En el ácido nítrico concentrado marca el areómetro de Baumé 51° y en el agua fuerte 36°.



cialmente del *sódico*, llamado nitro del Perú, desalojándole por medio del ácido sulfúrico que es más fijo:



Esta reacción se utiliza en los laboratorios empleando al efecto el aparato (*fig. 42*). Échase el nitro granoso en una retorta y después por un embudo largo el ácido sulfúrico sin que quede mojado el cuello de la misma, la cual se introduce en el de un matraz que sirve de recipiente. El tubo estrecho que éste lleva permite la salida de los gases á medida que se condensa el ácido nítrico.

El procedimiento industrial se indica en el grabado (*fig. 43*). En una gran caldera de hierro colado metida dentro de un horno, se ponen partes casi iguales de nitro y ácido sulfúri-

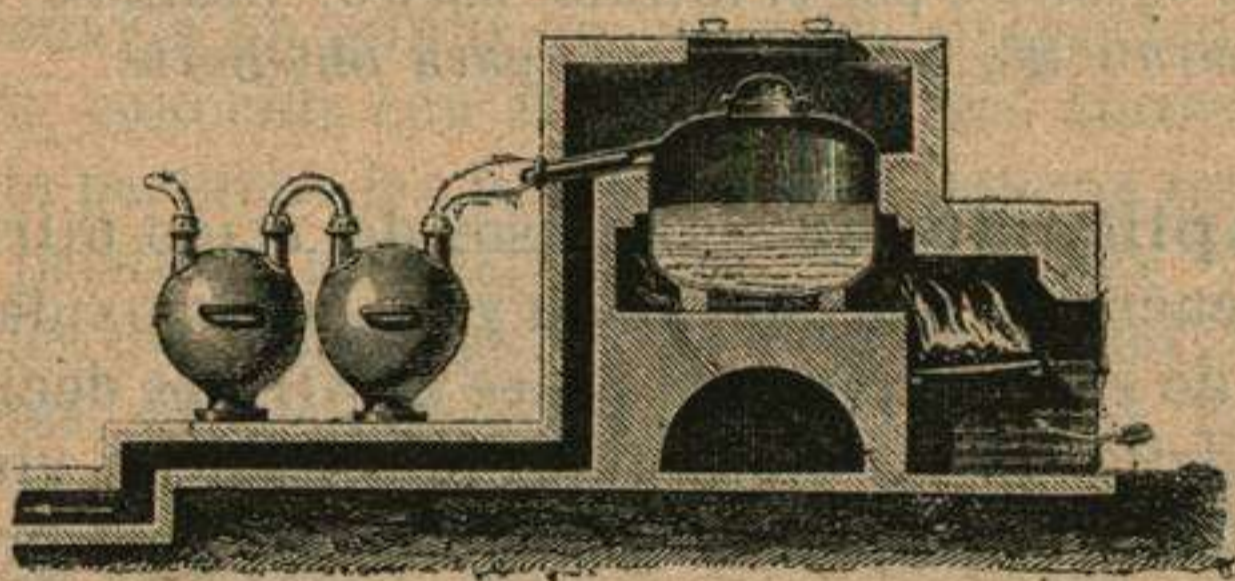
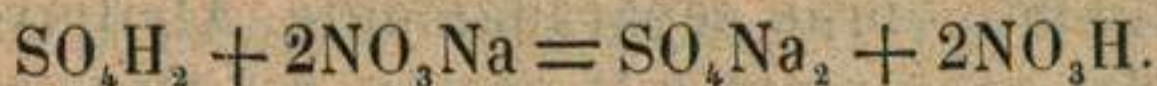


Fig. 43.—Procedimiento industrial en la preparación del ácido nítrico.

co. El cuello de la retorta lleva una alargadera de vidrio que va á parar al primero de una serie de botijones que comunican entre sí en donde se condensa el ácido; pero á causa de la elevada temperatura reacciona el bisulfato sódico, formado según expresa la ecuación anterior, con el resto del nitrato, quedando por residuo sulfato sódico neutro y desprendiéndose, teóricamente, doble cantidad de ácido nítrico para el mismo ácido sulfúrico que reaccione:



En rigor siempre hay pérdida de ácido nítrico, pues al principio y al fin de la operación se observa el desprendimiento de vapores nitrosos; resultando los primeros de que el exceso de ácido sulfúrico concentrado actúa sobre las pequeñas cantidades del nítrico

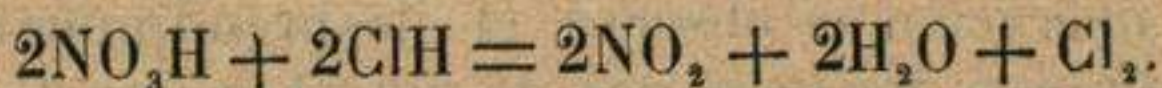


apoderándose de su agua, en cuyo caso no puede subsistir sin descomponerse. La última aparición de vapores rojos proviene de que empieza la fusión del bisulfato, y á esta temperatura (228) se descompone asimismo el ácido nítrico. Si empleamos ácido sulfúrico diluído no hay producción de vapores al principio, como no la hay empleando el ordinario cuando se normaliza la reacción á causa de ceder el sulfúrico su agua á medida que se apodera del sodio y en estas circunstancias solo se desprenden los vapores diáfanos del producto que buscamos.

**230. Purificación.**— Los cuerpos que impurifican ordinariamente el ácido nítrico son los vapores nitrosos, un poco de ácido sulfúrico arrastrado al destilar el primero y algo de cloro resultante de los cloruros que acompañan al nitro. Se eliminan los primeros calentando con cuidado ó arrastrándolos por medio de una corriente gaseosa (de aire ó ácido carbónico): el cloro se precipita con el nitrato argentino; decantando y diluyendo en agua se precipita luego el sulfúrico por el nitrato bórico. Destilase entonces en el mismo aparato (*fig. 42*) que sirvió para obtenerle.

**231. Aplicaciones.**— Los usos del ácido nítrico se fundan en su enérgica reacción ácida y su poder oxidante y en la propiedad de sustitución que posee el  $\text{NO}_2$ , es decir, el ácido sin el oxhidrilo, en las moléculas orgánicas. En virtud de estas propiedades se emplea en grande escala para grabar sobre acero y cobre, ó en la piedra litográfica; para teñir de amarillo la lana y la seda; en la fabricación del ácido sulfúrico, nitrato argéntico, de mercurio y de otros metales, así como en la preparación de materias explosivas, v. gr., el algodón pólvora, la dinamita (nitroglicerina), é igualmente la nitrobencina y los colores de anilina (fuchsina).

**232. Agua regia.**— Una de las aplicaciones del ácido nítrico como reactivo disolvente de la plata y de los metales pudo extenderse uniéndole con el clorhídrico, cuya mezcla disuelve el oro (el rey de los metales), el platino y otros minerales insolubles en los demás ácidos, lo mismo que en los antedichos cuando obran separadamente. Atribúyese esta particularidad del *agua regia* á la acción del cloro naciente que se produce al calentar el líquido, conforme expresa la ecuación

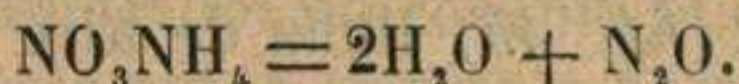


Algunos químicos admiten no obstante que los principales

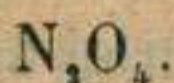


agentes de cloruración del oro y del platino son los gases  $\text{NOCl}$  y  $\text{NOCl}_2$ , formados asimismo por la reacción de los expresados ácidos, los cuales entran en cantidades diversas según convenga, y generalmente en la proporción de 1 del nítrico por 4 del clorhídrico cuando el agua regia se utiliza para las necesidades de la metalurgia.

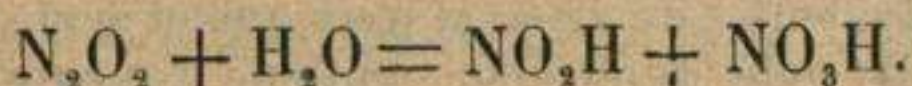
**233. Compuestos oxigenados.**—Los demás compuestos oxigenados de nitrógeno ofrecen poco interés práctico, aun cuando algunos gozan de propiedades muy curiosas y tienen bastante importancia en la Química teórica. *Los óxidos nitroso y nítrico* son gases, no habiendo podido liquidarse el último hasta hace poco tiempo, pues se le consideraba como un gas permanente lo mismo que á sus elementos constitutivos: ambos óxidos mantienen la combustión á la manera del oxígeno, si bien el bióxido no vuelve á encender una cerilla que conserva todavía un punto en ignición, propiedad que tiene el *protóxido*, conocida con el nombre de gas *hilarante* porque al respirarle perturba las funciones del sistema nervioso y se creyó que producía una especie de embriaguez. La reacción característica del *bióxido* es transformarse en peróxido, vapores rutilantes, en presencia del oxígeno del aire. El protóxido se obtiene mediante la descomposición del nitrato amónico por la acción del calor:



PERÓXIDO DE NITRÓGENO.



**234. Caracteres.**—Es un líquido muy movable hasta la temperatura de  $22^\circ$  á que hierve, con la particularidad de aparecer diáfano bajo  $0^\circ$  y aumentar su coloración á medida que sube la temperatura, llegando á ser rojo pardo á  $15^\circ$ . En la proximidad á su punto de ebullición la densidad del vapor corresponde á la fórmula  $\text{N}_2\text{O}_4$ , es decir, que 2 volúmenes de nitrógeno más 4 volúmenes de oxígeno se condensan en 2 volúmenes. Calentando hasta  $70^\circ$  se reduce su densidad á la mitad, ó como suele decirse, *se disocia* el vapor ocupando 4 volúmenes: el agua le descompone en ácido nitroso y nítrico:





**235. Obtención.** — Se prepara calentando el nitrato

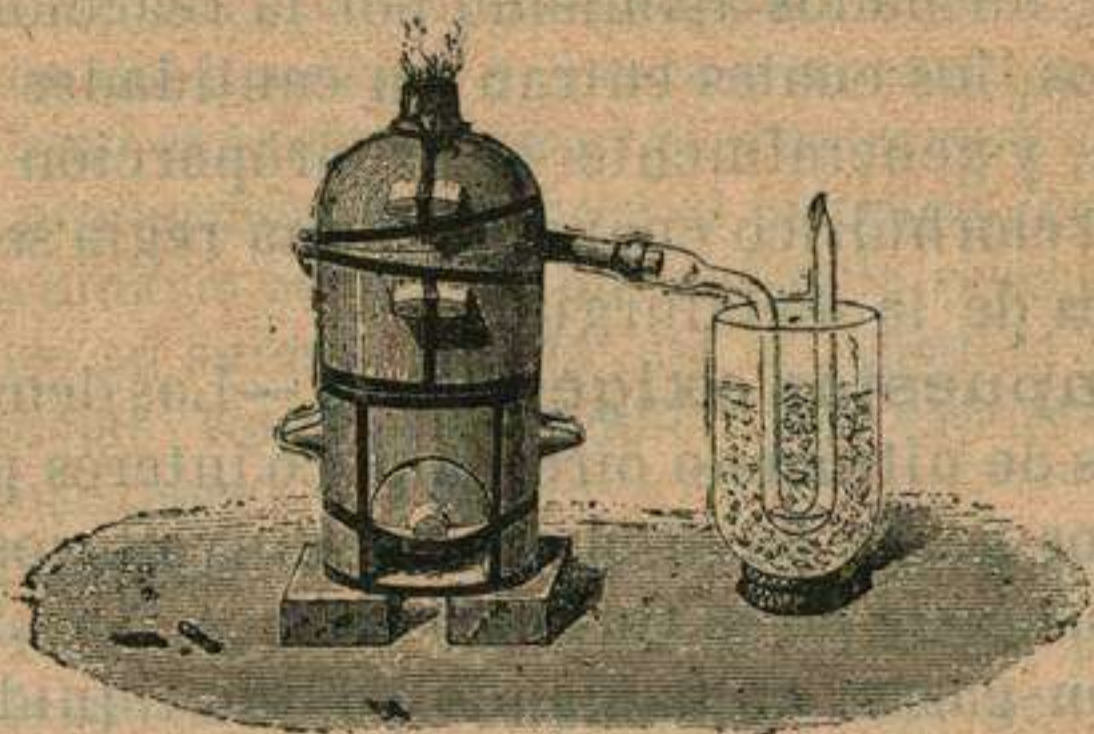
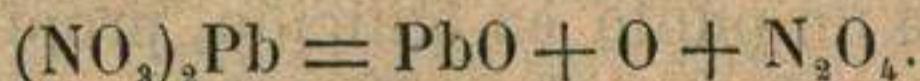


Fig. 44. — Preparación del peróxido de nitrógeno.

plúmbico en una retorta (*fig. 44*) sirviendo de recipiente un tubo en U introducido en una mezcla frigorífica:



## II.

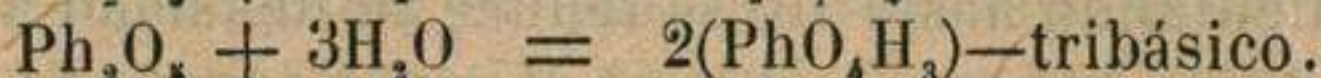
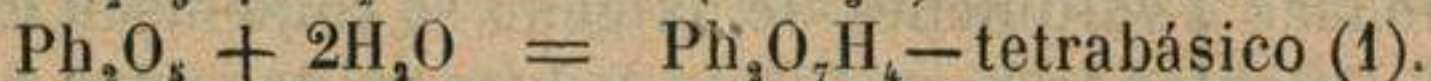
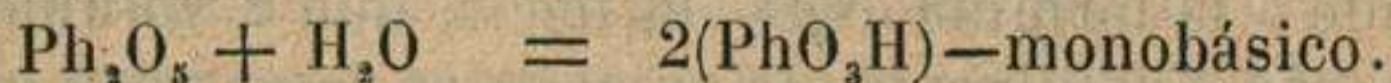
### ANHÍDRIDO FOSFÓRICO.



**236. Obtención.** — Cuando se quema el fósforo en una campana ó matraz (*fig. 45*) llena de aire seco, se producen unos humos blancos que se condensan en las paredes de la vasija y son debidos al anhídrido fosfórico. Este cuerpo, volátil á una temperatura muy elevada, es indescomponible por el calor, y tiene tal afinidad con el agua, que produce al proyectarle en dicho líquido el mismo ruido que los cuerpos candentes; empleándose por esta causa, origen de su delicuescencia, para la desecación de los gases. Al reaccionar sobre el agua puede fijar una, dos ó tres moléculas engendrando hasta tres ácidos diferentes:

Anhídr. fosf.

Ácido fosfórico.



(1) Este ácido es considerado como bibásico por los químicos dualistas porque encierra dos equivalentes de agua; al paso que el ácido fosfórico ordinario, cuya fórmula molecular debe duplicarse, contiene tres equivalentes.



**237. Ácido fosfórico:**  $\text{PhO}_4\text{H}_3$ .—Suele prepararse oxidando el fósforo rojo por medio del ácido nítrico. Concentrando el líquido en cápsula de platino y dejándole evaporar en una atmósfera seca, deposita cristales diáfanos delicues-

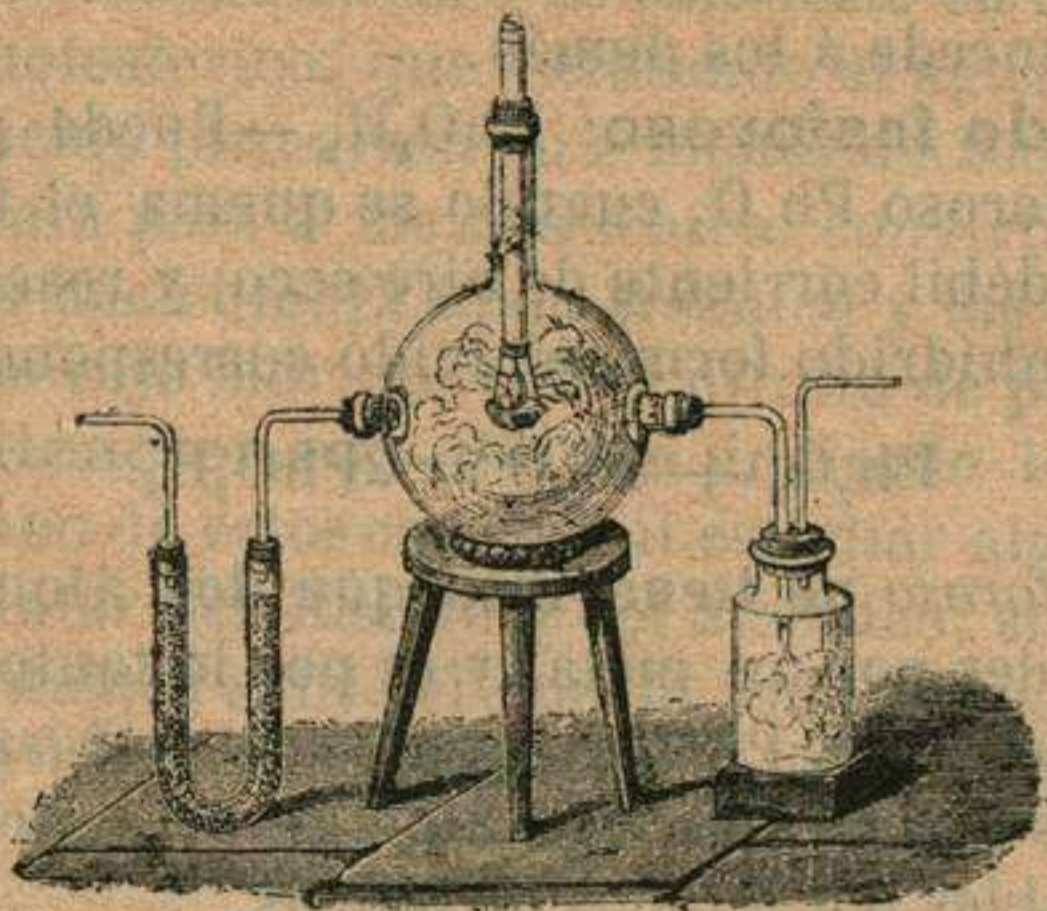
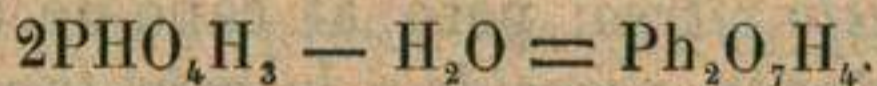


Fig. 45.—Aparato para la obtención del anhídrido fosfórico

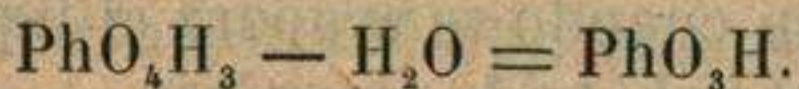
centes en el aire. Se caracteriza este ácido porque su disolución acuosa da un precipitado con el sulfato magnésico, después de haber añadido amoníaco; y en las mismas condiciones con el nitrato de plata precipita el fosfato triargéntico  $\text{PhO}_4\text{Ag}_3$  de color *amarillo*: no coagula la clara de huevo.

Calentando durante algún tiempo á  $213^\circ$  el ácido fosfórico, dos moléculas del mismo pierden una molécula de agua convirtiéndose en ácido pirofosfórico:



También se produce la reacción inversa: calentando el ácido pirofosfórico con el agua se regenera el ortofosfórico. La disolución de nitrato argéntico produce un precipitado *blanco* de pirofosfato de plata.

El ácido fosfórico puede abandonar una molécula de agua por molécula de ácido que se transforma en metafosfórico:



Este ácido precipita *en blanco* el nitrato de plata y *coagula la albúmina*, por lo cual se distingue de los anteriores.

Los diferentes oxácidos de fósforo que dejamos indicados



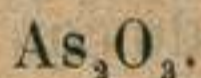
dan origen á fosfatos correspondientes, con la particularidad de que los átomos de hidrógeno podrán ser reemplazados total ó parcialmente por un metal sin que se cambien las reacciones características de cada uno. Así pues, el ácido fosfórico ordinario engendra fosfatos *mono*, *bi*, y *trimetálicos*; y una cosa análoga sucede á los demás.

**238. Ácido fosforoso:**  $\text{PhO}_2\text{H}_3$ .—Puede prepararse el anhídrido fosforoso  $\text{Ph}_2\text{O}_3$  cuando se quema el fósforo dejando pasar una débil corriente de aire seco; y reaccionando con el agua este anhídrido forma el ácido correspondiente:



El *ácido fosforoso* no tiene más que dos átomos de hidrógeno sustituibles por un metal y es por lo tanto *bibásico*; así como el *hipofosforoso*,  $\text{PhO}_2\text{H}_3$ , es sólo *monobásico*, quedando siempre en los *hipofosfitos* dos átomos de hidrógeno que no son reemplazables por átomos metálicos.

#### ANHÍDRIDO ARSENIOSO.



**239. Caracteres.**—El ácido arsenioso anhidro, conocido con el nombre de *arsénico blanco*, es un cuerpo muy venenoso que se volatiliza sin fundirse á una temperatura muy elevada dando un olor característico de ajos, y se presenta en dos *estados isoméricos*. Recientemente sublimado aparece transparente y de *aspecto vítreo*; pero al cabo de algún tiempo se vuelve opaco y blanco *parecido á la porcelana*, á causa de la cristalización que se verifica en la masa vítrea y amorfa. La densidad del primero es 3,74; la del segundo algo menor 3,70; disolviéndose respectivamente, aquél en 25 partes de agua y éste necesita 80 á la misma temperatura de 13°. La expresada disolución acuosa enrojece débilmente el papel de tornasol y algunos autores suponen que contiene ácido arsenioso normal  $\text{AsO}_3\text{H}_3$ ; si bien cuando se evapora el líquido no deja otro residuo más que el anhídrido arsenioso.

**240. Obtención.**—Se prepara para sus diversas aplicaciones médicas é industriales tostando al aire libre los minerales que contienen arsénico, como el mispickel. Los demás



óxidos metálicos son fijos, y el anhídrido arsenioso que se volatiliza puede recogerse condensado en una extensa cámara dividida en compartimientos en donde se deposita.

**241. Ácido arsénico.**—Calentando el ácido arsenioso con el ácido nítrico se oxida y se convierte en ácido arsénico, análogo al ortofosfórico, que perdiendo el agua puede transformarse en ácido piro-arsénico á menos de  $200^{\circ}$ , y llegando á esta temperatura pasa á meta-arsénico; convirtiéndose en anhídrido al rojo naciente. El ácido arsénico y los arseniatos dan un precipitado rojo ladrillo, con el nitrato de plata.

**242. Aplicaciones.**—Se han indicado los principales usos de cada uno de estos cuerpos al estudiar algunos de ellos, así como al tratar del fósforo y del arsénico; sin embargo de lo cual insistiremos sobre el mismo asunto cuando nos ocupemos de las sales correspondientes que ofrezcan especial interés.

## CAPÍTULO XXII.

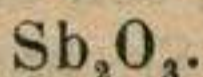
### *Compuestos oxigenados del antimonio, bismuto y boro.*

**243. Generalidades.**—Los compuestos oxigenados de antimonio y bismuto,  $Sb_2O_3$ ,  $Bi_2O_3$ , vienen á corroborar lo ya dicho (161) acerca de la gradación que existe en los elementos tridínamos metaloideos, aproximándose á ser verdaderos metales cuando alcanzan un peso atómico suficiente. En efecto, el óxido primero al reaccionar con el agua unas veces obra como anhídrido que se convierte en ácido, el metantimonioso  $SbO_2H$ , pues se disuelve en los álcalis formando antimonitos solubles, mientras que en la mayoría de los casos parece una base: así al tratar el último por el ácido sulfúrico desempeña la función de un verdadero hidrato, supuesto que origina el sulfato de antimonio. El óxido de bismuto en contacto del agua produce constantemente el hidrato  $BiO_2H$ , incapaz de reaccionar como ácido; lo cual prueba el carácter metálico dominante del bismuto.



Los anhídridos  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  y  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  siempre funcionan como ácidos, de cualquier modo que se hayan hidratado; aun cuando hasta ahora sólo han podido obtenerse el *ácido metantimónico*  $\text{SbO}_3\text{H}$  y el *parantimónico*  $\text{Sb}_2\text{O}_7\text{H}_4$  (1), con el primero; y el *metabismútico*  $\text{BiO}_3\text{H}$ , con el segundo. Resulta de lo dicho que los principales ácidos de estos metaloides son monobásicos y de composición análoga al ácido nítrico.

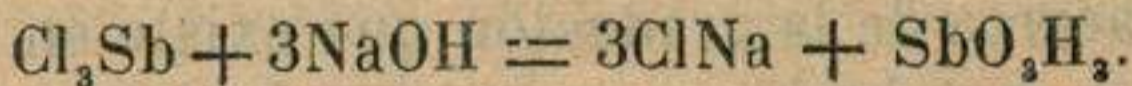
#### ÓXIDO DE ANTIMONIO.



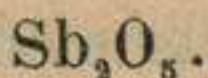
**244. Propiedades.**—Es un cuerpo sólido, blanco, nacarado, con un tinte amarillento; fácilmente fusible; *isodimorfo* con el anhídrido arsenioso, pues ambos cuerpos cristalizan en las mismas formas de dos sistemas diferentes (agujas prismáticas rombales y octaedros regulares).

**245. Preparación.**—Se obtiene oxidando el antimonio por la acción del aire con cuyo objeto se superponen dos crisoles, habiendo practicado varios orificios simétricamente hacia el borde del que ocupa la parte inferior y otra perforación en el fondo del crisol invertido que está encima, á fin de establecer la corriente de aire cuando se introducen en un horno calentado al rojo. De este modo se obtenían las llamadas *flores argentinas de antimonio*.

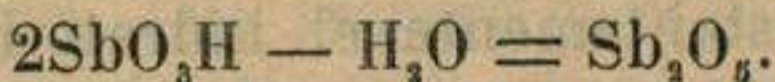
El hidrato se prepara precipitando el tricloruro de antimonio mediante el hidrato ó carbonato sódico:



#### ANHÍDRIDO ANTIMÓNICO.



**246. Obtención.**—El anhídrido antimónico es un polvo blanco amarillento, insoluble en el agua, que se prepara calentando hasta el rojo obscuro el ácido metantimónico, perdiendo agua, según indica la reacción



(1) Análogos á los ácidos *meta* y *piro-fosfórico*.



A su vez se forma *el ácido metantimónico* oxidando el antimonio pulverulento por medio del ácido nítrico en caliente y lavando el precipitado blanco hasta que no presente reacción ácida.

**247. Óxido de bismuto:**  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .—El color amarillo de este sólido se vuelve más intenso por la acción del calor, lo cual sirve de carácter para reconocer el bismuto á la llama del soplete. Tiene una densidad de 8,3 y se disuelve fácilmente en los ácidos para formar sales.

Se obtiene oxidando el metal, ó bien calentando el hidrato ó subnitrate bismútico. El hidrato se precipita vertiendo una disolución de amoníaco en otra de una sal bismútica.

**248. Anhídrido bismútico:**  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .—Se prepara calentando el ácido metabismútico; y resulta al terminar la operación un cuerpo amorfo pardusco, mientras que era rojizo y pulverulento el expresado ácido metabismútico, que á su vez se obtiene oxidando el hidrato de bismuto por el ácido nítrico.

#### ÁCIDO BÓRICO.



**249. Propiedades.**—Se presenta en forma de escamas nacaradas, suaves y como untuosas al tacto, aunque alguna vez cristaliza en prismas: poco soluble en el agua fría, lo es mucho más en el agua hirviendo, y la disolución enrojece un poco el papel azul de tornasol y pardea el amarillo de cúrcuma, lo cual prueba en el primer caso que obra como ácido y en el segundo como base débil. En razón de su fijeza puede desalojar, sin embargo, de sus combinaciones á los ácidos más enérgicos operando á temperaturas muy elevadas.

El ácido bórico es tribásico y forma boratos mono, di y trimetálicos. Calentado á  $100^\circ$  pierde una molécula de agua y se transforma en ácido metabórico  $\text{BoO}_2\text{H}$ . Puesto en un crisol de platino se hincha á medida que va perdiendo el agua, convirtiéndose por último en anhídrido bórico  $\text{Bo}_2\text{O}_3$  antes de alcanzar la temperatura del rojo obscuro y se vuelve pastoso; pero calentando más adquiere cierta fluidez y puede estirarse en hilos á la manera del vidrio.

El ácido bórico resiste mucho á los agentes químicos y no



le reduce el carbón aun á la temperatura del rojo, y únicamente en estas condiciones se combina con el cloro.

Se reconoce fácilmente el ácido bórico por ser algo soluble en el alcohol á cuya llama comunica una coloración verde. Fundido disuelve diferentes óxidos metálicos, produciendo una masa vítrea cuyos diversos colores caracterizan á los metales.

**250. Estado natural.**—En la naturaleza existe el ácido bórico en estado de libertad en los cráteres de algunos volcanes y disuelto en las aguas de algunas charcas de Toscana, llamadas *lagoni* por los italianos, las cuales se forman amontonando tierra alrededor de ciertos surtidores de vapor natu-

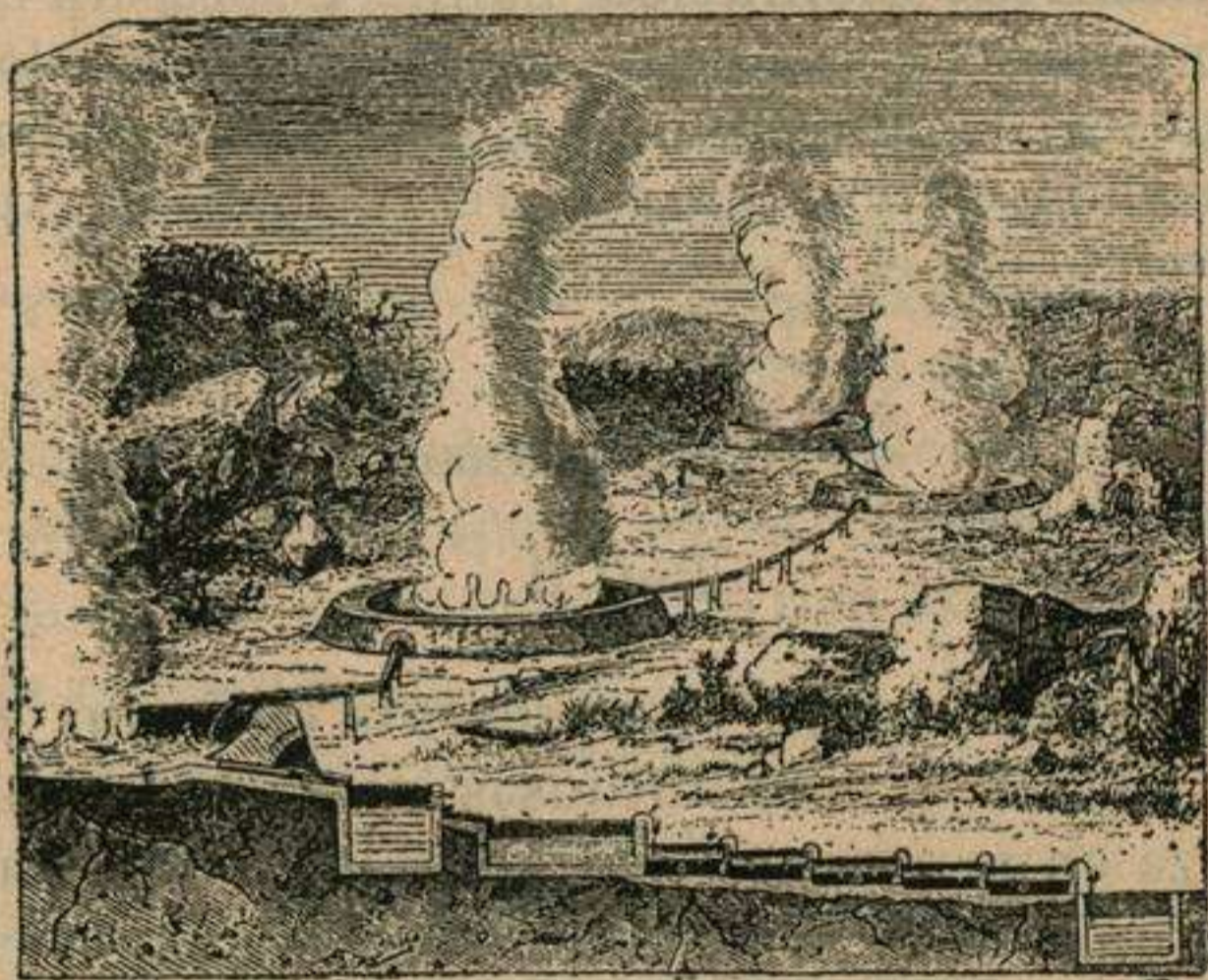


Fig. 46.—Obtención del ácido bórico.

rales, *suffioni*, que escapan por las grietas del suelo volcánico y están constituidos por el vapor acuoso, el sulfhídrico y otros gases (*fig. 46*), arrastrando pequeñas porciones de ácido bórico. El agua de los *lagoni* contiene cada vez más ácido bórico, dada la disposición que se da á los estanques según puede observarse en nuestro grabado. La evaporación se termina en grandes cajas de plomo, calentadas por los mismos *suffioni*, de las cuales se recoge el ácido bórico que contiene una cuarta parte de materias extrañas. También se extrae del borato cálcico, transformándole primero en borato sódico, lo mismo que el anterior para purificarle.



**251. Obtención.**—En los laboratorios se prepara por medio del biborato sódico disuelto en agua caliente, añadiendo ácido clorhídrico, ó sulfúrico diluido, que le depositan cristalizado por enfriamiento.

**252. Aplicaciones.**—El ácido bórico libre forma parte de algunos vidrios y barnices para la porcelana, así como para preparar un color verde muy usado en la industria. También se emplea disuelto en agua acidulada para mojar las mechas de las bujías esteáricas á fin de que se encorven durante la combustión y no den mucho humo ni oscile tanto la llama; utilizándose también en los ensayos al soplete para formar *perlas* de diferentes colores. Los boratos, especialmente el bórax, tienen aplicaciones de mayor importancia.

## CAPÍTULO XXIII.

### *Compuestos oxigenados del carbono, silicio y estaño.*

**253. Generalidades.**—Demostrada también la tetravalencia del *carbono, silicio y estaño*, por los compuestos oxigenados que forman estos elementos, para constituir molécula cerrada resulta la fórmula general  $R^{IV}O_2$ . Así pues, estudiaremos *los anhídridos carbónico, silícico y estánnico*, cuya molécula está formada por un átomo del metaloide respectivo combinado con dos de oxígeno. Estos anhídridos engendran ácidos, algunos no bien estudiados, sin que hasta ahora haya podido demostrarse la existencia del ácido tetrabásico  $R^{IV}O_4H_4$  originado por alguno de estos elementos, conforme deja prever la teoría, y sí otros que indicaremos oportunamente.

Respecto á los óxidos, el silicio no forma ninguno; del carbono se conoce uno, el CO, y del estaño el  $Sn_2O_3$ . La molécula de este último, que contiene *el átomo duplicado*  $= Sn = Sn =$ , tetradínamo, pudiera creerse saturada; pero está abierta como la del óxido de carbono dejando dos centros de dinamicidad libres, y de aquí resulta la facilidad con que ambos arden en el aire pasando á formar el anhídrido correspondiente.



## ANHÍDRIDO CARBÓNICO.

Peso molecular (2 vol.).. . . .	44.
Densidad referida al hidrógeno (1 vol.)..	22.

**254. Caracteres.**—El anhídrido carbónico, que se le designa ordinariamente con el nombre de ácido, es un gas incoloro, de olor algo picante, cuya disolución tiene un sabor agrio agradable. Este gas pesa poco menos que el doble del aire en igualdad de volúmenes: es liquidable á una presión de 36 atmósferas cuando se mantiene la temperatura á 0°; siendo su punto crítico 31°,1 (512 F.); fácilmente se congela el líquido, formando una masa blanca parecida á la nieve, la cual una vez diluída en el éter produce un descenso de temperatura de — 90°, por cuyo medio puede congelarse el mercurio.

El recipiente especial donde se recoge y maneja la *nieve de ácido carbónico* está formado (*fig. 47*) de dos piezas de hoja de

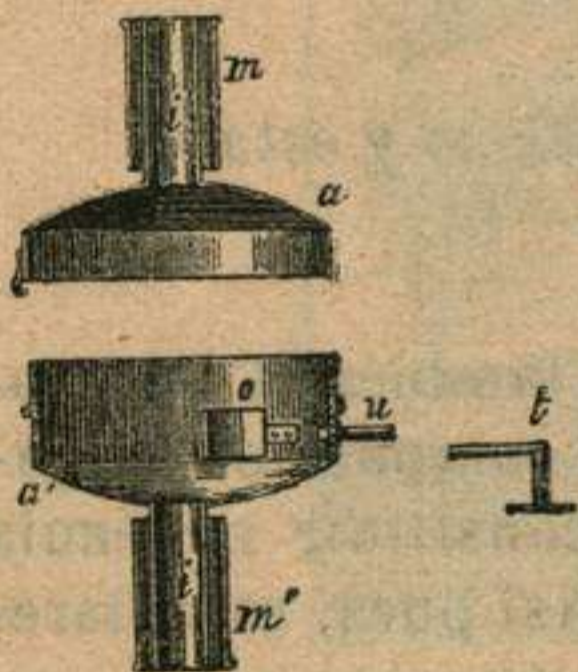


Fig. 47.—Aparato para recoger la nieve de gas carbónico.

lata *a, a'* que encajan para cerrar la cavidad como si una que tiene menor diámetro fuera la tapa: el tubo *t*, fijado al aparato donde se liquidó el gas, se introduce en otro *u* por el cual llega el chorro de anhídrido carbónico tomando una dirección tangencial en virtud de su choque contra la laminilla *o*: escapa en estado gaseoso por *i*, pues son huecos los asideros *m, m'*, á tiempo que se congela en el interior de la caja á causa del enfriamiento consiguiente á ceder el mismo líquido las calorías

necesarias para la vaporización: los mangos están rellenos alrededor de los tubos *i* y como forrados de paño, para evitar el contacto de la masa sólida á — 90° que produciría en la piel el efecto de una quemadura.

El ácido carbónico es impropio para la respiración y la combustión, lo cual puede demostrarse volcando una campana llena de este gas (*fig. 48*) sobre otra donde se tiene una bujía encendida, la cual se apaga á medida que va cayendo el gas carbónico más denso que el aire.

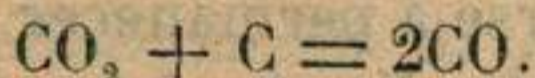
Se reconoce este gas por la propiedad anterior, la de ser in-



combustible y la de dar un precipitado blanco con el agua de cal ó de barita.

El coeficiente de solubilidad del ácido carbónico es 1; lo cual significa que un volumen de agua disuelve otro de ácido carbónico, cualquiera que sea la presión á que esté sometido (31). Algunos químicos pretenden que en esta disolución del anhídrido se forma el verdadero ácido meta-carbónico  $\text{CO}_3\text{H}_2$ , supuesto que funciona como bi-básico para formar carbonatos.

El anhídrido carbónico parece disociarse en  $\text{CO} + \text{O}$  á  $1300^\circ$ , aunque muy poco, y se le considera casi indescomponible por la acción del calor; pero auxiliando ésta con la de otro cuerpo ávido de oxígeno, v. gr. el hidrógeno y el carbón, puede reducirse á óxido de carbono:



### 255. Estado natural.—

Existe el ácido carbónico en la atmósfera como producto de la respiración, de la combustión y de las fermentaciones: algunas veces acompaña á las erupciones volcánicas, y se acumula en determinados parajes donde se desprende, como en el *valle de la Muerte*, isla de Java, en la *Gruta del Perro*, cerca de Nápoles, etc : forma parte de varios carbonatos muy abundantes, especialmente el de calcio.

**256. Obtención.**—Se prepara tratando un carbonato por un ácido. En los laboratorios se colocan trocitos de mármol en un frasco bitubulado, como para la obtención del hidrógeno, añadiendo ácido clorhídrico por el tubo de seguridad. Eligense estos cuerpos por la baratura, por su pureza y fácil reacción, pues será soluble el cloruro cálcico formado, lo que no sucedería si empleáramos el ácido sulfúrico que produce sulfato insoluble:

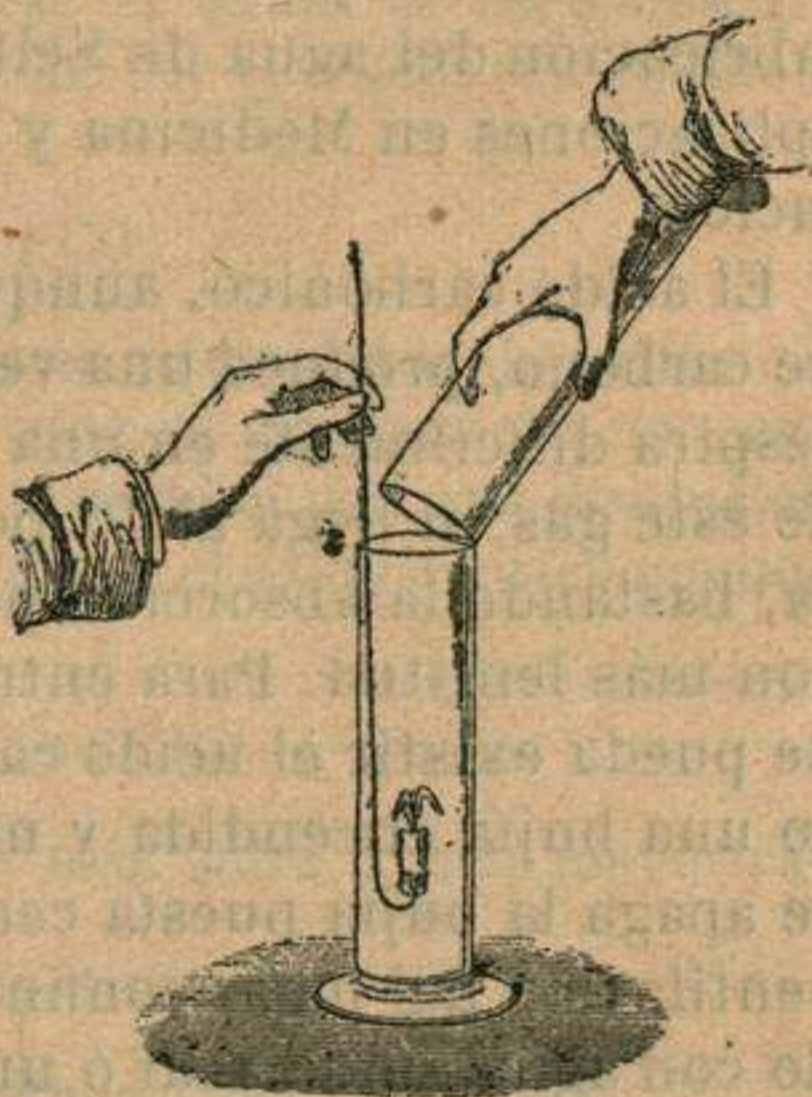
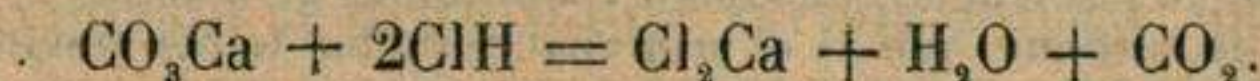


Fig. 48.—Demostración de las propiedades del ácido carbónico.



**257. Usos.**—Se utiliza en la industria el ácido carbónico para la elaboración del pan, con el objeto de suprimir la fermentación y el amasado; en la fabricación del azúcar, para precipitar la cal empleada en la defecación del zumo; para obtener diferentes carbonatos, y sobre todo se usan como bebida estomacal y digestiva *las aguas acídulas ó carbónicas*, ya naturales ó bien artificiales, cuyo consumo es tan general que constituye una industria de primera importancia la fabricación del agua de Seltz (1). El gas carbónico tiene otras aplicaciones en Medicina y es el principal agente de la vegetación.

El ácido carbónico, aunque no tan deletéreo como el óxido de carbono, produce una verdadera intoxicación. El hombre respira difícilmente en una atmósfera que encierre 1 por 100 de este gas; si llega al 10 por 100 la muerte es rápida y segura, bastando la absorción por la piel para producirla, aunque con más lentitud. Para entrar en una bodega ó caverna donde pueda existir el ácido carbónico, debe introducirse primero una bujía encendida y no arriesgarse á permanecer allí si se apaga la bujía puesta cerca del suelo. No siendo posible la ventilación del lugar confinado se purifica el ambiente rocian-do con agua amoniacal ó una lechada de cal para precipitar el ácido carbónico en forma de carbonato.

**258. Óxido de carbono:** CO.—Este gas que alcanza casi la misma densidad que el aire, 0.97, era uno de los que se creían permanentes, pues tiene su punto crítico á  $-139^{\circ}$ , liquidándose á esta temperatura sometido á una gran presión: no tiene olor, ni color; es casi insoluble en el agua, y tan deletéreo que produce la muerte de un hombre al respirar una atmósfera que tenga desde 0,002 á 0,01 del expresado gas. Se produce en las combustiones incompletas del carbón y constituye el verdadero *tufo* de los braseros mal encendidos.

Los caracteres químicos propios para reconocerle se reducen á dos: 1.º arder con llama azulada convirtiéndose en ácido carbónico, y 2.º el ser absorbido por una disolución amoniacal de cloruro cuproso (2). También se combina directamente con el cloro bajo la in-

(1) Solamente en Francia se consumen 106 millones de botellas.

(2) El óxido de carbono, que es el principal reductor de los metales á temperaturas elevadas, reduce asimismo en frío los cloruros de oro y de paladio.



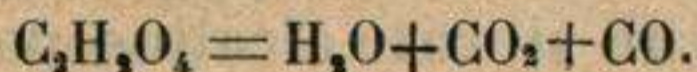
fluencia de la luz dando origen al compuesto  $\text{CO Cl}_2$  que se designa con la denominación de gas *cloroxicarbonico* ó *cloruro de carbonilo*, en cuyo caso el ácido carbónico sería el óxido del mismo radical carbonilo; puesto que las dos dinamicidades del oxígeno en este último quedarían reemplazadas por los átomos de cloro:



**259. Obtención.**—Puede obtenerse el óxido de carbono oxidando de un modo incompleto el carbón; por ejemplo, calcinándole con el óxido de zinc:

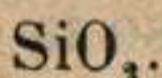


2.º Deshidratando el ácido oxálico por medio del ácido sulfúrico, en cuyo caso se desdobla en agua, de que se apodera el ácido sulfúrico, el anhídrico carbónico, que es absorbido por una disolución de potasa contenida en un frasco lavador y el óxido de carbono que se desprende:



Este procedimiento da el producto más puro y con mayor rapidez.

#### ANHÍDRIDO SILÍCICO.



**260. Propiedades físicas.**—La sílice, ó ácido silícico anhidro, se encuentra esparcida por todos los terrenos: unas veces se halla cristalizada, *cuarzo hialino* (ordinariamente se presenta en prismas hexagonales apuntados por pirámides del sistema romboédrico), y se conoce con el nombre de *crystal de roca*, *amatista*, *jacintos* y *topacios* de inferior calidad; otras es amorfa, *cuarzo litoideo*, y constituye las *ágatas* y *ónices* cuando es translúcida, ó bien el *pedernal*, *jaspes* y otras variedades opacas. Se presenta en granos aglutinados formando rocas como *la arenisca*, ó disgregados constituyendo arenas, y también unido al agua en el *ópalo* y en algunos depósitos abandonados por las aguas que le llevan en disolución, como en los géiseres de Islandia.

De lo expuesto se deduce que varían mucho los caracteres físicos de la sílice; pero cuando es pura y anhidra se recono-



ce por su dureza, puesto que raya el vidrio, por su infusibilidad al soplete (1), y por resistir á la acción disolvente y corrosiva de los ácidos, excepto el fluorhídrico. Los álcalis y los carbonatos alcalinos á una temperatura elevada producen los silicatos, que tienen el aspecto del vidrio y son fusibles, y el de potasio soluble en el agua. Ni el carbón, ni el potasio, pueden reducir el anhídrido silícico apoderándose de su oxígeno.

**261. Ácidos silícicos.**—El ácido silícico normal  $\text{SiO}_2\text{H}_4$  no ha podido aislarse; pero sí el metasilícico  $\text{SiO}_3\text{H}_2$  que resulta de quitarle una molécula de agua.

Se admite que el primero existe disuelto en las aguas termales y aun en las de fuente y de río. Algunos creen haberle obtenido tratando el ortosilicato potásico por el ácido clorhídrico; el segundo constituye el ópalo, la resinita y la sílice de los géiseres, etc.

La llamada *sílice gelatinosa* se prepara tratando la disolución concentrada de un silicato alcalino por el ácido clorhídrico, pudiendo separarse del cloruro formado, por medio de la diálisis (285 F.).

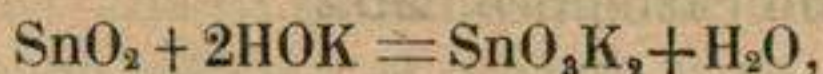
**262. Aplicaciones.**—El cristal de roca sirve para la construcción de lentes, y como piedra fina las amatistas y otras variedades, igualmente de cuarzo hialino que del litoideo, pues tienen el mismo uso la calcedonia, cornalina, ágatas, ónices y el ópalo. En Química se emplean los morteros de ágata por su dureza; el pedernal sirve para el empedrado y como piedra de chispas; el jaspe para confeccionar objetos de lujo; el sílex molar, para ruedas de molino, y finalmente las arenas cuarzosas, según su pureza, son más ó menos buscadas para la fabricación del vidrio y de la porcelana.

**263. Anhídrido estánnico:**  $\text{SnO}_2$ .—Es conocido en Mineralogía con el nombre de *casiterita* y se presenta cristalizado en octaedros del 2.º sistema, de color pardo ó negro lustroso, con un peso específico cerca de 7 veces mayor que el del agua; en ocasiones se halla bajo la forma de prismas rombales del 3.º sistema, ó amorfo, y tiene un color amarillento casi blanco. Al contrario que sucede al anhídrido silícico, el hidrógeno y el carbón reducen al  $\text{SnO}_2$  en cuya propiedad se funda la extracción del estaño (170).

(1) El cuarzo se funde á la llama del soplete oxhídrico.



Como es insoluble en el agua no reproduce el verdadero ácido estánnico tetrabásico  $\text{SnO}_4\text{H}_4$ ; y únicamente fundido ó con una base alcalina produce *metastannatos bibásicos*,



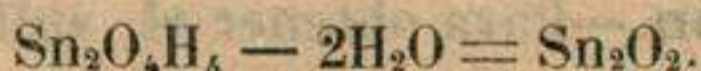
los cuales tratados por el ácido clorhídrico dejan en libertad el *ácido metastánnico* que se precipita en estado gelatinoso y se disuelve en la potasa y en los ácidos desempeñando alternativamente el papel de ácido ó el de base. He aquí la reacción:



Calcinado el ácido metastánnico desprende agua y queda convertido en anhídrido amorfo.

**264. Óxido estánnico.**—Se presenta bajo la forma de pequeños cristales ó láminas de color obscuro y comúnmente en polvo gris ó rojizo.

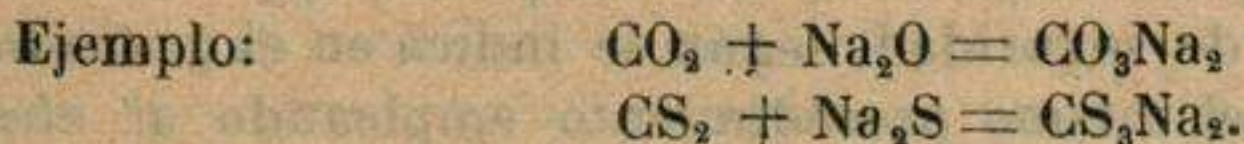
Es fácilmente reducido, como la casiterita, y arde en el aire al calentarlo para producir anhídrido estánnico. Se obtiene precipitando el cloruro estannoso por la potasa, añadiendo amoníaco en exceso y calentando; lo cual transforma el hidrato  $\text{Sn}_2\text{O}_4\text{H}_4$  producido, en el óxido:



#### OTROS COMPUESTOS DE LOS METALOIDES.

**265. Compuestos importantes.**—Además de las combinaciones que forman el hidrógeno y el oxígeno con los metaloides, tienen bastante importancia diferentes *cloruros* que guardan analogía de composición con los hidruros: así como algunos *compuestos del azufre* cuyo paralelismo con los óxidos y anhídridos es evidente. En la imposibilidad de describir cada una de estas especies químicas, sin salir de los límites que nos hemos propuesto, nos contentaremos por vía de ejemplo, con citar el *bisulfuro de carbono* ó *sulfido carbónico* de composición análoga al anhídrido carbónico.

**266. Sulfuro de carbono.**—Es un líquido incoloro, transparente, de olor fétido, cuya densidad es 1,27: hierve á  $46^\circ$ , y arde con llama azulada produciendo anhídrido sulfuroso y carbónico. No solamente son análogos por su composición el sulfido y el anhídrido carbónicos; sino porque engendran sales ánfidas combinándose respectivamente con los óxidos y sulfuros alcalinos.





Resulta, por lo tanto, un sulfocarbonato sódico, al cual corresponde el ácido sulfocarbónico  $CS_3H_2$ , bibásico, habiendo conseguido los químicos prepararle en estado de libertad, lo cual no han realizado con el ácido carbónico (252).

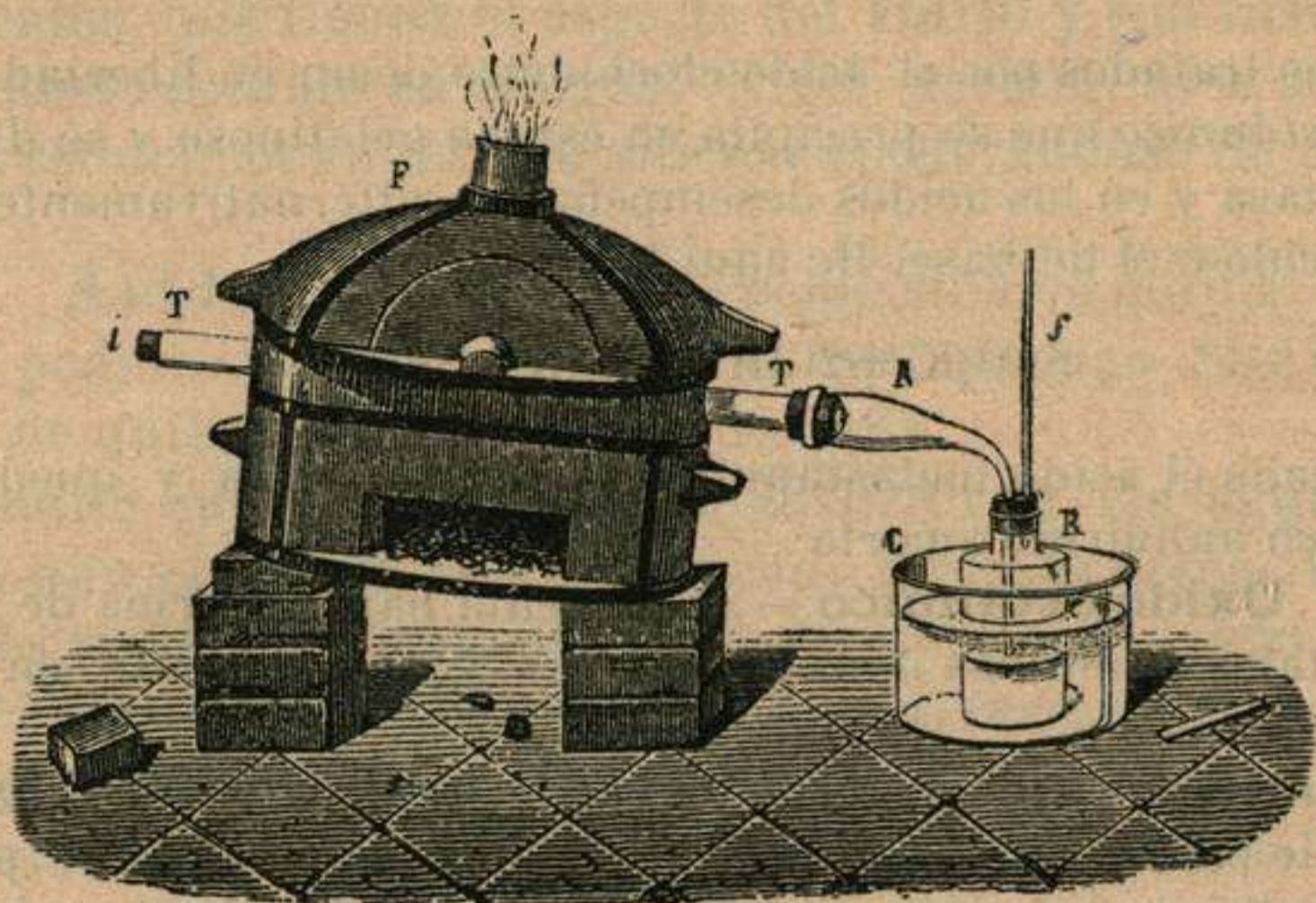


Fig. 49.—Obtención del sulfuro de carbono.

**267. Preparación.**—Para obtener el sulfuro de carbono en los laboratorios, se dispone algo inclinado un horno de reverbero (*fig. 49*) dentro del cual hay un tubo de porcelana con menudas brasas, y cuando está enrojecido se echan de vez en cuando peda-

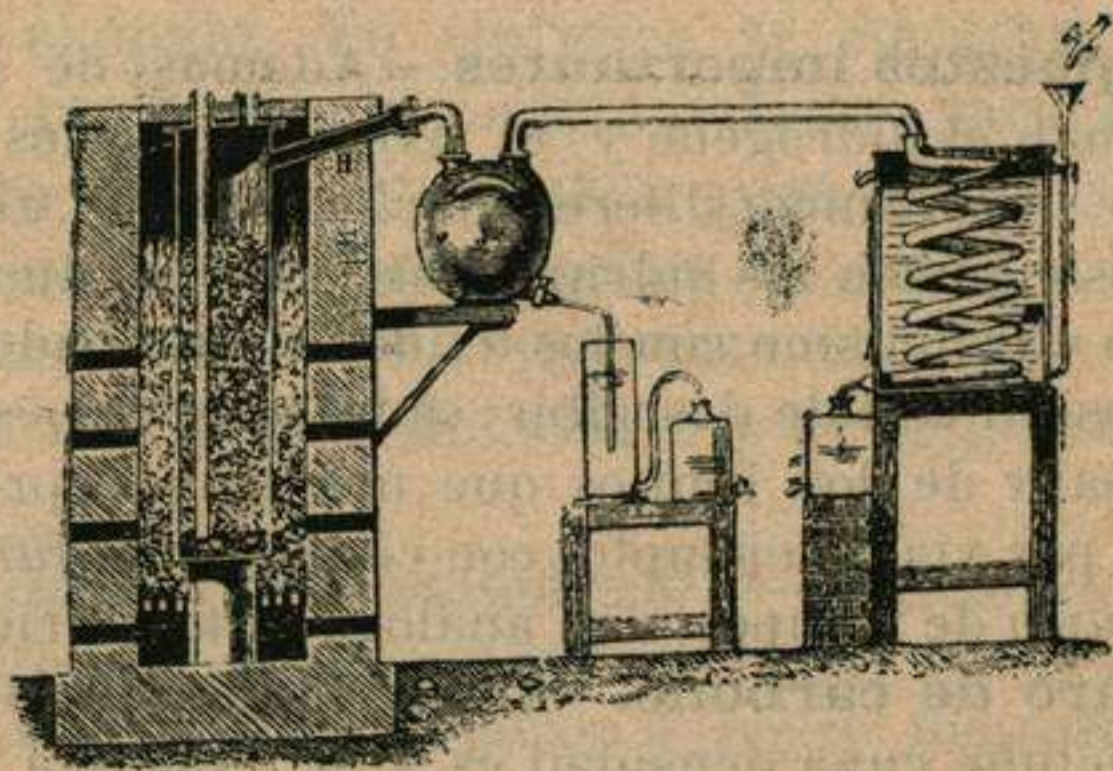


Fig. 50.—Preparación industrial del sulfuro de carbono.

zos de azufre, teniendo cuidado de tapar el tubo para que se efectúe la reacción. El líquido fluye hasta un recipiente que contiene agua y lleva un tubo de seguridad, según se indica en el grabado.

La industria sigue el mismo procedimiento empleando al efec-



to un gran cilindro de palastro (*fig. 50*) donde se verifica la reacción. Tiene en su tapadera dos aberturas, una para introducir el carbón ligero ó muy poroso y la otra con un tubo que llega hasta cerca del fondo para añadir el azufre cuando conviene. El vapor del sulfuro de carbono sale por el tubo H, y se condensa en gran parte en el recipiente ó botijón de barro del que se va extrayendo, como se deduce de la mera inspección del grabado. Los vapores que escapan sin condensarse en el botijo van á parar á un serpen- tín de donde se recogen en estado líquido.

**268. Aplicaciones.**—El sulfuro de carbono es un disolvente del fósforo, del yodo, de las resinas y cuerpos grasos, del caucho, etc., y se emplea mucho en las artes para la fabricación del caucho vulcanizado, para hacer impermeables las telas extendiendo en ellas una disolución de goma elástica. En la actualidad se utiliza para combatir la filoxera, ya libre ó al estado de sulfocarbónatos, y también para la extracción del aceite, cuya industria parece haberse establecido con éxito en Sevilla, é igualmente en otros centros productores del extranjero.



# METALES.

## GENERALIDADES ACERCA DE LOS METALES Y SUS COMPUESTOS.

### CAPÍTULO XXIV.

I. Metales y aleaciones.—II. Óxidos metálicos.

#### I.

**269. Metales.**—Dijimos (6) que *los metales son cuerpos simples, que tienen un brillo característico, buenos conductores del calor y de la electricidad, y engendran óxidos, ó anhídridos de las bases, y cloruros indescomponibles por el agua.*

**270. Caracteres físicos.**—Cuando los metales se presentan muy divididos carecen del brillo que les es propio, recuperándole sin embargo al comprimirlos en un mortero de ágata para que adquieran cierta cohesión. Son opacos, pero reducidos á hojas muy delgadas se vuelven traslucientes, tienen un *color* gris más ó menos obscuro, excepto el oro que es amarillo y el cobre rojo, cuando se examinan por una simple reflexión de la luz; pero después de haber experimentado ésta varias reflexiones, el oro aparece rojo, el zinc azul obscuro y la plata, amarilla. *La densidad* varía desde 23 que presenta el platino á 0,59 que tiene el litio; y *la dureza* desde 0 en el mercurio que es líquido, la del potasio muy blando á la temperatura ordinaria y del plomo que se deja rayar por la uña, hasta



7 en el cromo que raya el vidrio. El más *dúctil* y *maleable* de los metales (58 F.) es el oro, y el más tenaz el hierro. La *potencia conductora del calor* en la plata representada por 1000, se reduce á 736 para el cobre, á 119 para el hierro, y 84 para el platino. Entre los metales se encuentran los cuerpos más refractarios, como el iridio y el platino, mientras el potasio y el sodio se funden á temperaturas inferiores á 100° y el mercurio á — 39°.

**271. Caracteres químicos.**—Los metales pueden combinarse entre sí y con los metaloides, unas veces á la temperatura ordinaria, otras calentándolos, como sucede con el oxígeno y el cloro que forman óxidos y cloruros de distinta composición, y en cambio ocurre también que se descomponen algunos óxidos con sólo elevar la temperatura. Reaccionan casi todos los metales con los ácidos para formar sales: hasta el oro y el platino se transforman en cloruros atacados por el agua regia.

**272. Estado natural.**—Algunos metales llamados *preciosos*, como el oro, la plata y el platino, se hallan puros ó nativos en la Naturaleza; otros formando óxidos, v. gr. el hierro, y muy principalmente al estado de sulfuros, y aun al de carbonatos, sulfatos, fosfatos y otras sales.

**273. Extracción.**—Sin perjuicio de ampliar este punto diremos de un modo general que de *los óxidos* se extrae el metal reduciéndolos por *el carbón* á una temperatura elevada. *Tostando los sulfuros* en contacto del aire, el azufre se separa al estado de gas sulfuroso y el metal se transforma en óxido que es luego reducido como anteriormente. *El sodio* se apodera del cloro en muchos *cloruros* metálicos, por cuyo medio queda libre el metal.

La metalurgia de *los carbonatos* es análoga á la de los óxidos y la de los sulfatos y otras sales se estudiará en cada caso particular.

**274. Clasificaciones.**—Una de las clasificaciones más seguidas hasta hace poco y que todavía aceptan los químicos dualistas se funda en la propiedad que tienen los metales de absorber el oxígeno del aire y descomponer el agua, unas veces á la temperatura ordinaria, como los metales llamados alcalinos, potasio, sodio, etc.; ó bien calentándolos, cual sucede al hierro, al cobre, y por último, la inalterabilidad de otros



que nunca se oxidan por la acción del calor, y desprenden en cambio el oxígeno cuando se hallan con él combinados, como el oro y la plata (1).

Otro sistema de mucha aplicación en la Química analítica está basado en la propiedad de precipitar ó no las disoluciones salinas mediante el sulfhídrico ó el sulfuro amónico, teniendo en cuenta la naturaleza del precipitado que originan, y la solubilidad ó insolubilidad del sulfuro cuando añadimos un exceso de reactivo.

**275. Clasificación adoptada.**—La clasificación de los metales adoptada por los modernos se funda, lo mismo que la de los metaloides, en la dinamicidad; es decir, en el número de átomos de cloro ú otro elemento monodínamo que necesite el metal para constituir molécula cerrada.

En su virtud, dividiremos los metales en cuatro grupos con varias secciones:

1.º METALES MONODÍNAMOS cuyos cloruros se representan por la fórmula general $ClM'$ .	{ 1.ª SECCIÓN.—Potasio K, Sodio Na, Litio Li.—APÉNDICE: Radical amonio $NH_4$ . 2.ª Plata Ag.
2.º METALES DIDÍNAMOS Fórmula de los cloruros $Cl_2M''$	{ 1.ª SECCIÓN.—Bario Ba, Estroncio Sr, Calcio Ca. 2.ª Magnesio Mg, Zinc Zn, Cadmio Cd 3.ª Plomo Pb, Cobre Cu; Mercurio Hg. 4.ª Níquel Ni, Cobalto Co, Hierro Fe, Manganeso Mn, Cromo Cr, Aluminio Al.
3.º METALES TRIDÍNAMOS Cloruros $Cl_3M'''$ .	{ Oro Au.
4.º METALES TETRADÍNAMOS Cloruros $Cl_4M''''$ .	{ Platino Pt.

**276. Aleaciones.**—*Las aleaciones son las combinaciones de unos metales con otros; si bien parecen formar simples mezclas cuando se unen en cualquiera proporción, constituyendo*

(1) Este sistema ideado por Thenard no deja de ofrecer ventajas de carácter práctico; pero carece de las condiciones exigidas al verdadero método natural, puesto que prescinde de las principales analogías existentes entre los metales.



un cuerpo de bastante homogeneidad al enfriarse rápidamente después de fundido. En rigor, las mezclas así obtenidas están formadas por diferentes aleaciones; pues si elevamos lentamente la temperatura, la combinación más fusible se liquida primero separándose de las otras. El sólido restante se calienta más, y llegaremos á un segundo punto de fusión, y aun pueden aislarse de este modo varios compuestos metálicos en proporción definida.

Si operamos por vía de fusión á temperatura muy elevada, pueden asimismo separarse y aun cristalizar sucesivamente al enfriarse la masa, diversas aleaciones de combinación definida. Las aleaciones son en general *más duras* que los metales que las forman; así *las monedas* de plata, v. gr. el duro, contienen 900 partes de plata por 100 de cobre, lo mismo que *la liga de oro* (1), y estas aleaciones se desgastan menos que los metales puros. Suelen ser *más sonoras*: por ejemplo, *el bronce de las campanas*, que contiene 78 de cobre por 22 de estaño. Otras veces adquieren un color, una densidad y otras propiedades intermedias á las correspondientes de los metales aleados; como *el latón*, constituido por 65 de cobre con 35 de zinc, que es amarillo y se deja limar mejor que ninguno de sus componentes. *Los tipos de imprenta* están formados por el plomo y antimonio en la proporción de 80 á 20 y tienen la consistencia y dureza necesarias para el objeto á que se destinan, circunstancia que tampoco se halla en ningún metal.

Otro carácter notable presentan las aleaciones, el ser *más fusibles* que ninguno de los metales que entran á constituir las. Ejemplo: *La aleación de Wood* se funde entre 66 y 71° y consta de los

Metales.	Proporción.	Punto de fusión.
Cadmio. . . . .	1 á 2 partes. . . . .	360°.
Estaño.. . . .	2 » . . . . .	228°.
Plomo.. . . .	4 » . . . . .	335°.
Bismuto. . . . .	7 á 8 » . . . . .	264°.

La temperatura de fusión del estaño es 228° más baja que para los otros metales y muy superior al punto de fusión de su liga.

(1) Por eso se dice que la ley de la moneda en España es de 900 milésimas.



**277. Amalgamas.**—*Son las aleaciones del mercurio con los demás metales.* Según que predomine el mercurio ó el metal son líquidas ó sólidas, de brillo metálico, con estructura cristalina y fácilmente fusibles, existiendo algunas *amalgamas* en que los metales entran en proporciones definidas, carácter propio de toda combinación química, así como la elevación de temperatura observada, v. gr. al amalgamar el potasio: el calor las descompone volatilizándolo el mercurio.

Generalmente se preparan por la acción directa del mercurio sobre los metales á una temperatura conveniente, y algunas veces valiéndose de la amalgama de potasio y una disolución salina que precipita el metal en forma de amalgama.

Tienen pocas aplicaciones, si bien hay algunas como *la de estaño*, empleada en el azogado de los espejos; otra de *zinc y estaño*, para recubrir las almohadillas de las máquinas eléctricas; *la de cobre y la de cadmio* para empastar los dientes.

## II.

**278. Óxidos metálicos.**—Los *óxidos metálicos* sin excepción se presentan sólidos á la temperatura ordinaria; carecen de brillo metálico y conducen mal el calor y la electricidad, siendo inodoros menos el anhídrido ósmico. Su *peso específico* en general es inferior al de los metales correspondientes, excepto los óxidos de potasio, sodio y litio. Su *color* cambia en muchas ocasiones según el método de preparación, como sucede al óxido mercúrico que es rojo cuando se prepara calcinando el nitrato, y amarillo precipitándole de una disolución salina. También suele cambiar el color de los óxidos cuando se convierten en hidratos y viceversa; por ejemplo, el hidrato cúprico es azul y se vuelve negro al perder el agua.

**279. Clasificación.**—Los óxidos pueden clasificarse atendiendo á las funciones que desempeñan y á la dinamicidad del metal:

**PRIMERO. Óxidos básicos, susceptibles de convertirse en hidratos.** Si el metal es monovalente tienen por fórmula general  $M'O$ . *Ejemplos:*  $K_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $Ag_2O$ .

Si el metal es didínamo corresponden á la fórmula  $M''O$ . *Ejemplos:*  $BaO$ ,  $SrO$ ,  $HgO$ ,  $FeO$ .



Además de estos *protóxidos*, ordinariamente *básicos*, hay algunos *sesquióxidos* que gozan de la misma propiedad: tal sucede al óxido férrico  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; y al mangánico  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ; si bien existen algunos óxidos de fórmula varia que, como otros sesquióxidos, v. gr. la alúmina  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , *juegan indistintamente el papel de bases ó el de ácidos* y se les designa con el nombre de *óxidos indiferentes*.

**SEGUNDO.** *Óxidos singulares.* Reciben esta denominación porque no reaccionan ni con los ácidos ni con las bases; necesitando en el primer caso perder oxígeno, y absorbiéndole para convertirse en anhídrido de ácidos en el segundo. Suelen ser bióxidos de la forma  $\text{MO}_2$ , v. gr.  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ .

**TERCERO.** *Anhídridos metálicos*; de la fórmula general  $\text{MO}_3$  que poseen un carácter ácido bien pronunciado. Ejemplo: Los anhídridos mangánico  $\text{MnO}_3$  y férrico  $\text{FeO}_3$ . Hay otros como el anhídrido ósmico  $\text{OsO}_4$  que contiene cuatro átomos de oxígeno.

**CUARTO.** Por último *los óxidos salinos* pueden considerarse como una combinación de los anteriores con los primeros, tales son:

El óxido manganoso mangánico. . . . .	$\text{Mn}_3\text{O}_4 = \text{Mn}_2\text{O}_3, \text{MnO}$
El óxido magnético (ferroso férrico). . . . .	$\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{FeO}$
El minio (plumbato plúmbico). . . . .	$\text{Pb}_3\text{O}_4 = \text{PbO}_2, 2\text{PbO}$

**280. Obtención.** Los óxidos pueden obtenerse por diversos procedimientos, debiendo citarse en este lugar los más generales: 1.º *Calentando el metal en contacto del aire*, por cuyo medio se formarán los óxidos más estables de algunos metales, aunque es método poco usado. Se preparan así el óxido de cobre, el de zinc y los de plomo. 2.º *Por calcinación de las sales.* Al efecto se emplean los carbonatos, los sulfatos, y principalmente los nitratos, aplicables á la obtención de todos los óxidos, exceptuando los álcalis, con la ventaja de dar un producto de mayor pureza que descomponiendo por el calor las demás sales. 3.º *Por precipitación.* Los óxidos insolubles se precipitan de las disoluciones salinas por medio del amoníaco en la forma de hidratos y después se calcinan.

**281. Estadó natural.**—Hasta hace algunos años no se había conseguido reproducir en los laboratorios algunos óxi-



dos cristalizados, como la alúmina (zafiro), el rubí espinela,  $\text{Al}_2\text{O}_3\text{MgO}$ , y otros que presenta la Naturaleza (1); pero en la actualidad diferentes químicos han ideado procedimientos especiales con un éxito tan completo como sorprendente.

**282. Acción del calor.**—El calor reduce, conforme se ha indicado anteriormente, los óxidos de plata, oro, platino y aun el de mercurio (94, 1.º), y otras veces transforma los bi-óxidos en un óxido inferior, como el de manganeso, el de bario (94, 2.º) y el de plomo. Por el contrario, la generalidad de los protóxidos son indescomponibles por este agente, y calentados en contacto del aire muchos absorben el oxígeno: por ejemplo, los óxidos de manganeso, de hierro, de bario (95), etcétera.

**283. Hidrógeno y carbono.**—Quedó indicada la acción reductora de estos cuerpos sobre los óxidos al hablar de la extracción de los metales, y puede operarse dicha reducción por el hidrógeno empleando el aparato (fig. 51) en don-

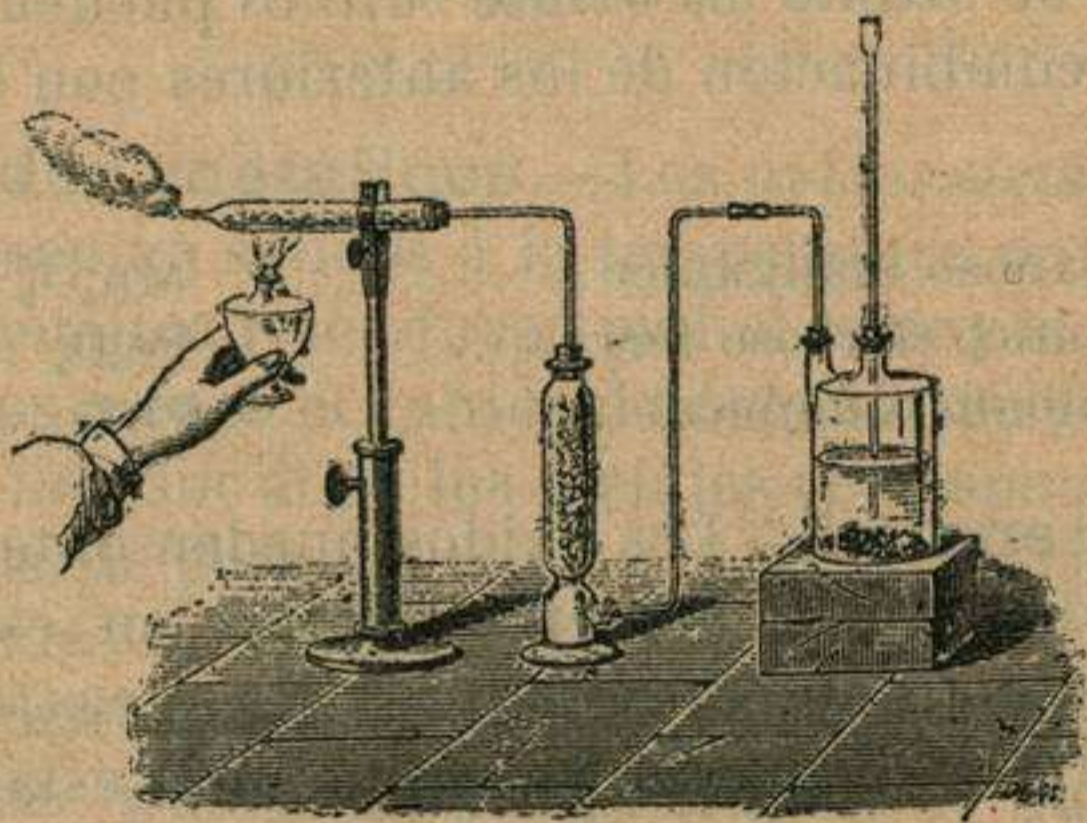


Fig. 51.—Aparato para la reducción de los óxidos mediante el hidrógeno.

de se desprende el gas, que se deseca al pasar por una campana vertical llena de cloruro de calcio. Calentando el tubo que contiene el óxido férrico, cúprico, etc., allí queda reducido el metal y se desprende el agua, según indica el mismo grabado.

**284. Cloro.**—El cloro actúa sobre la mayor parte de los

(1) El procedimiento de Ebelmen para obtener estos óxidos cristalizados se reduce á disolver los óxidos en ácido bórico fundido dentro de un crisol de platino, evaporando luego el ácido en un horno de porcelana.



óxidos, expuestos al calor rojo dentro de un tubo de porcelana (*fig. 52*), desalojando el oxígeno y produciendo un cloruro del mismo metal:



Algunos óxidos indescomponibles por el carbón, como la alúmina, y que también resisten á la acción del cloro seco, se convierten en cloruros cuando obran á un tiempo los dos agen-

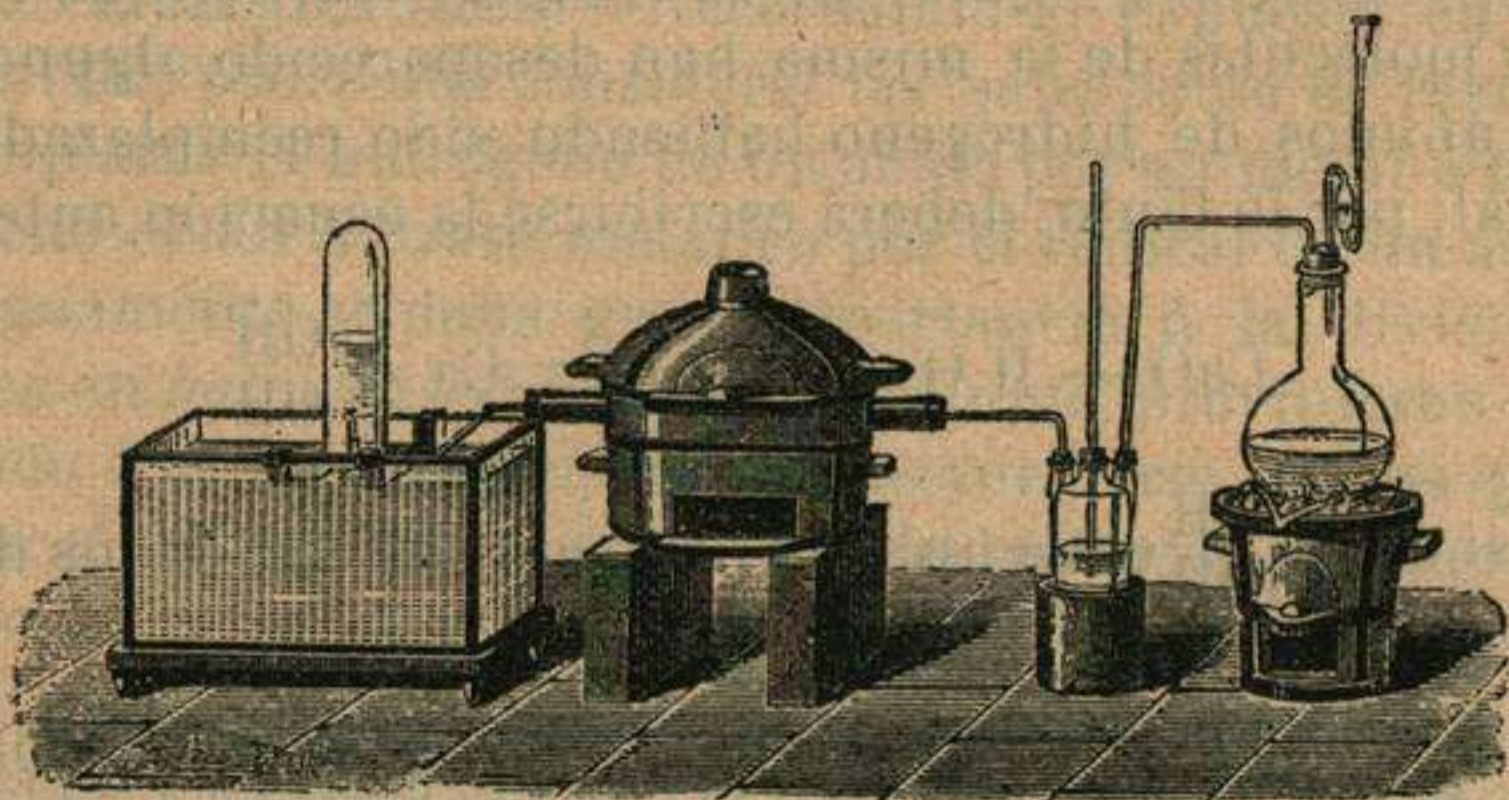


Fig. 52.—Acción del cloro seco sobre los óxidos.

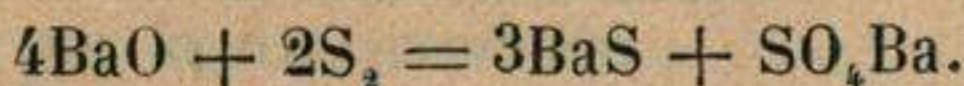
tes; es decir, empleando el mismo aparato que desprende el cloro para reaccionar sobre el óxido mezclado con el carbón á una temperatura elevada.

La disolución de cloro ejerce una acción oxidante sobre algunos hidratos convirtiendo los óxidos ferroso, manganeso, etc., en óxidos superiores, que pueden aislarse, añadiendo un álcali que absorba el ácido clorhídrico formado por la reacción.

**285. Azufre.**—El azufre transforma todos los óxidos, excepto la alúmina, el óxido crómico y otros análogos, operando á una temperatura bastante elevada, y los convierte en sulfuro con desprendimiento de anhídrido sulfuroso,



ó bien se produce un sulfuro y un sulfato:



**286. Hidratos.**—Análogas consideraciones á las expues-



tas (200) respecto de los oxácidos pudieran repetirse cuando se estudia la acción del agua sobre los óxidos alcalinos. El dualismo admite una combinación directa por simple adición molecular,

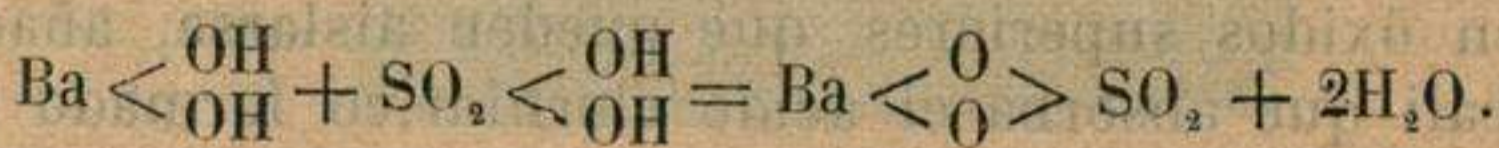


mientras que en la teoría unitaria debemos considerar una reacción más íntima originándose el hidrato metálico que es una verdadera sal, cuyo ácido es el agua; esto es, que en una ó más moléculas de la misma han desaparecido alguno ó algunos átomos de hidrógeno habiendo sido reemplazados por el metal; por lo tanto, deberá escribirse la ecuación anterior



como si en  $\left\{ \begin{array}{c} \text{HOH} \\ \text{HOH} \end{array} \right\}$  el Ca hubiera ocupado el lugar de los dos primeros átomos de hidrógeno.

Resulta de lo dicho que el hidrato potásico KOH tendrá un átomo de hidrógeno reemplazable por un radical ácido monobásico; por ejemplo el nitrilo  $\text{NO}_2$  convirtiéndose en nitrato potásico  $\text{KONO}_2$ ; y si el hidrato corresponde á un metal didinámico, como el de calcio en el ejemplo anterior, ó bien en el hidrato bárico  $\text{BaO}_2\text{H}_2$ , los dos átomos de hidrógeno podrán ser sustituidos por dos nitrilos ó un sulfurilo  $\text{SO}_2$  para formar sal neutra. Así pues, se forma el sulfato bárico á partir del hidrato, conforme expresa la ecuación



Los hidratos alcalinos y alcalino-térreos son solubles en el agua y devuelven el color azul á las tinturas de tornasol enrojecidas. Los demás hidratos son insolubles y se obtienen precipitando las sales correspondientes por la potasa ó el amoníaco.

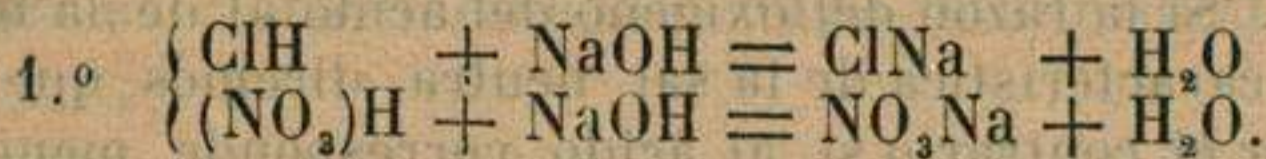


## CAPÍTULO XXV.

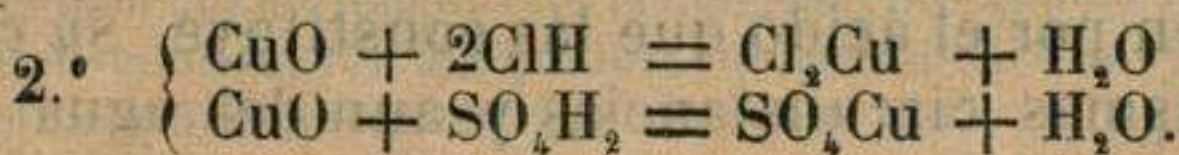
*Estudio de las sales en general.*

**287. Definiciones** —Recordando lo expuesto en otros lugares (10) podremos considerar las sales como el resultado de reemplazar el hidrógeno de un ácido por un metal ó bien el hidrógeno de un hidrato metálico por el radical de un ácido.

Antiguamente se daba gran importancia á la división de las sales en *haloideas* y *ánfidas*, según que provinieran de un *hidrácido* ó de un *óxácido*; pero la mayor parte de los químicos conceden hoy muy poca á la circunstancia de que el hidrógeno en el primer caso esté unido á un radical simple como el cloro, y en el segundo á un grupo constituido por un metaloide combinado con el oxígeno (residuo halogénico). El resultado será el mismo y lo que nos interesa conocer es el número de átomos de hidrógeno reemplazables por el metal, por cuyo medio determinan la basicidad del ácido, para distinguir las sales *neutras*, de las *ácidas* y de las *básicas*. En su virtud, los mismos fenómenos se observan al reaccionar un *hidrácido* ó un *óxácido* sobre un hidrato y sobre un óxido metálico: hay desprendimiento de calor, producción de agua y de un compuesto ordinariamente *soluble* y *cristalizable*, *neutro*, si los componentes entran en la proporción debida, en una palabra, se forma *la sal* correspondiente. Ejemplos:



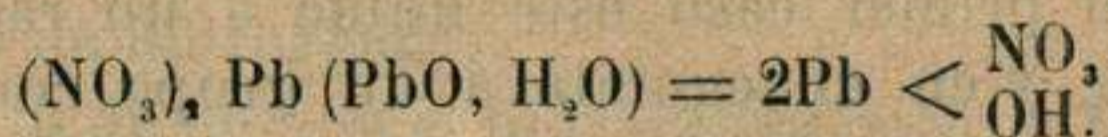
La neutralidad del cloruro sódico resultante de la primera reacción, la solubilidad y los demás caracteres físicos y químicos de las sales pueden considerarse como típicos en dicho compuesto, llamado *sal común*, y no existen diferencias racionalmente establecidas entre ella y el *nitrato sódico* ó *nitro cúbico* obtenido por la otra reacción:





Aquí se produce la combinación con los óxidos anhidros; y se obtendrían las mismas sales atacando directamente el cobre que reemplaza de igual modo al hidrógeno en el clorhídrico y en el sulfúrico, sin distinción de la naturaleza del radical del ácido.

**288. Neutralidad de las sales.**—*Una sal es neutra si todo el hidrógeno básico del ácido ha sido reemplazado por un metal; ácida cuando una parte del hidrógeno queda por sustituir, y por último la sal es básica siempre que un hidrato se combina con una sal neutra, ó bien existe en ella por cualquier causa un exceso de base.* Muchos químicos unitarios pretenden que la sal básica resulte de la sustitución de algún oxhidrilo por un radical ácido en los hidratos de los metales multivalentes. Así el nitrato básico de plomo puede considerarse, conforme á estas dos maneras de ver, tal cual expresan los miembros de la ecuación



Es difícil en la práctica determinar la exacta neutralidad de las sales. Por regla general si el ácido es enérgico se neutraliza mediante otra base poderosa, v. g., el ácido sulfúrico y la potasa, teniendo cuidado de que la tintura de tornasol no cambie de coloración, y anotando los pesos de ácido y base que producen la sal neutra á los reactivos. Los dualistas dedujeron para el sulfato potásico que la cantidad de oxígeno en el ácido es *triple* del que tiene la base y por tanto generalizan á todos los sulfatos neutros aun cuando enrojezcan las tinturas azules, la razón 3 á 1; para los nitratos la de 5 á 1; en los carbonatos 2 á 1, y así para cada género de sal. Si la razón del oxígeno del ácido al de la base es mayor que la característica de la sal neutra, diremos que la sal es *ácida*, y por el contrario si al ácido corresponde menor proporción de oxígeno que para la neutralidad, ó predomina el del óxido, la sal debe considerarse como *básica*.

**289. Propiedades físicas.**—Todas las sales á la temperatura ordinaria se presentan en el estado sólido con una *densidad* mayor que 1 variando principalmente según el metal y también por el ácido que las constituye. *Su color* depende de las mismas circunstancias y aun del agua de hidrata-



ción, habiendo observado Ampere que los ácidos incoloros producen sales coloradas con los metales *infusibles*, tomando por límite inferior el cobre, y que los metales *fusibles* originan sales sin coloración. El color caracteriza el metal contenido en la sal, cualquiera que sea el ácido incoloro del compuesto. Ejemplos: las sales de cobre son azules ó verdes; las ferrosas verdes y las férricas amarillo rojizas; las de oro y platino de color amarillo y anaranjado respectivamente, siendo rosado el de las sales de manganeso y cobalto. (Véase el *Apéndice*.)

También *el sabor* de las sales depende del metal, siendo saladas las de sodio, dulces las de plomo y glucinio, amargas las de magnesio, etc.

**290. Solubilidad.**—El agua se une con algunas sales anhidras produciendo un cuerpo nuevo con desprendimiento de calor y en proporciones definidas, en una palabra, con todas las circunstancias que caracterizan á las verdaderas combinaciones químicas: ésta es el *agua de constitución* (1) *de la sal hidratada*. Otras veces operando á diferentes temperaturas varía el número de moléculas necesarias para la cristalización, de modo que enfriando ó evaporando el líquido en exceso donde se hallan disueltos los cristales no pierden la susodicha agua; pero cambia la forma que toman según el número de moléculas que retienen.

En la mayoría de los casos el agua obra como un simple disolvente neutro que produce la liquidación de la sal (487 F.) originándose un descenso de temperatura, y aumentando en general la solubilidad á medida que el líquido se calienta: tal sucede con el nitro, el alumbre y muchas sales; pero hay algunas como el cloruro de sodio cuya solubilidad es casi la

(1) Los químicos dualistas distinguían *el agua de interposición*, retenida en cantidad variable entre las capas de los cristales aun de las sales anhidras, del *agua de cristalización* que la sal abandona con más ó menos facilidad y la recobra igualmente al disolverse de nuevo; y por último consideraban *el agua de constitución* que sólo á la temperatura del rojo pierden las moléculas salinas, v. gr. el fosfato sódico ordinario pasando á pirofosfato, cambiando por completo su naturaleza. Nosotros llamamos al *agua de cristalización* de dichos autores indistintamente, *agua de constitución*, porque admitimos que ésta simplemente se adiciona á los elementos de la molécula anhidra; al paso que se destruye la combinación del hidrógeno con el oxígeno y los átomos de estos elementos separadamente contribuyen al equilibrio molecular del nuevo cuerpo (pirofosfato) en donde el dualista ve todavía subsistir al agua.



misma á todas las temperaturas, habiendo otras sales, v. gr. el yeso (sulfato de cal) que es menos soluble en caliente que en frío.

**291. Curvas de solubilidad.**—Ofrece mucho interés determinar el *coeficiente de solubilidad* de una sal; es decir, *el peso de sal que disuelve un kilogramo de agua á una temperatura determinada*; y como varía este coeficiente con la temperatura del líquido, suele representarse gráficamente la marcha del fenómeno mediante las *curvas de solubilidad*. Trázanse éstas considerando como *abscisas* las temperaturas y como *ordenadas* los correspondientes pesos de sal disuelta, suponiendo el *líquido saturado*; es decir, *cuando contiene el máximo de sal en disolución* á la temperatura á que se opera; únense luego los extremos de las ordenadas por una línea continua y resulta la curva pedida, del mismo modo que se procede en todos los casos análogos.

**292. Sobresaturación.**—Respecto á *la sobresaturación* de las sales una vez disueltas á temperatura elevada, se consigue mantener un exceso enfriándolas lentamente en un tubo cerrado, como dijimos se practicaba con el sulfato sódico (487 F.).

**293. Delicuescencia y eflorescencia.**—Una sal es *delicuescente* si absorbe la humedad del aire y se disuelve en ella y es *eflorescente* cuando pierde parte del agua de cristalización y se reduce á polvo. Algunas veces retienen agua interpuesta los cristales, que al proyectarlos en las ascuas se reduce á vapor, y estallando con ruido se dice que *decrepitan*.

**294. Doble descomposición.**—Cuando se mezclan varias sales se dice que hay *doble descomposición* siempre que se produce el cambio mutuo de los metales y en general de los radicales electro-positivos y negativos. Supongamos que la mezcla esté constituida por *sulfato de hierro y acetato sódico*. La disolución contiene, según puede hacerse constar por los reactivos, *acetatos de sodio y de hierro, y sulfatos de hierro y de sodio*. Hase efectuado, por consiguiente, *una doble descomposición parcial* que origina las cuatro sales mencionadas; y sería *total* si cambiando los metales de radical negativo el sodio ocupara el lugar del hierro y viceversa resultando *acetato de hierro y sulfato de sodio*. Puede admitirse la doble descomposición entre un ácido y una sal, puesto que el hi-



drógeno del primero equivale á un metal, y también entre un hidrato y una sal suponiendo que el residuo halogénico de ésta y el oxhidrilo de la base cambien sus metales (1).

**295. Leyes de Berthollet.**—Las leyes de Berthollet referentes á las causas físicas que influyen poderosamente y aun determinan la doble descomposición de las sales, considerándolas en toda su generalidad pueden reducirse á dos: PRIMERA: *Habrá doble descomposición entre dos sales disueltas siempre que por el cambio mutuo de los metales se produzca una sal insoluble ó menos soluble.* SEGUNDA: *Sometiendo dos sales á la acción del calor habrá doble descomposición si puede originarse un compuesto más fusible ó más volátil mediante el cambio recíproco del radical positivo.* Ejemplos:

PRIMERA LEY DE BERTHOLLET.

Cuerpos mezclados.	Sal soluble.	Insoluble.	Reacciones.
1.º $\text{Cl}_2\text{Ba} + \text{SO}_4\text{K}_2$	$= 2\text{ClK}$	$+ \text{SO}_4\text{Ba}$	} para reconocer el ácido sulfúrico.
2.º $\text{NO}_3\text{Ag} + \text{ClH}$	$= \text{NO}_3\text{H}$	$+ \text{ClAg}$	
3.º $\text{SO}_4\text{Cu} + 2\text{KOH}$	$= \text{SO}_4\text{K}_2$	$+ \text{Cu} \begin{matrix} \text{OH} \\ \text{OH} \end{matrix}$	} para la obtención de hidratos.
4.º $\text{SnO}_3\text{K}_2 + 2\text{ClH}$	$= 2\text{ClK}$	$+ \text{SnO}_3\text{H}_2$	
5.º $\text{CrO}_4\text{K}_2 + 2\text{NO}_3\text{Ag}$	$= 2\text{NO}_3\text{K}$	$+ \text{CrO}_4\text{Ag}_2$	} para la obtención de sales.

SEGUNDA LEY.

Cuerpos mezclados.	Sal fija.	Volátil.	Reacciones.
1.º $2\text{ClNH}_4 + \text{CaO}$	$= \text{Cl}_2\text{Ca}$	$+ 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	} para obtener alcaloides.
2.º $\text{CO}_3\text{Ca} + \text{SO}_4\text{H}_2$	$= \text{SO}_4\text{Ca}$	$+ \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
3.º $\text{SO}_4\text{Hg}_2 + 2\text{ClNa}$	$= \text{SO}_4\text{Na}_2$	$+ \text{Cl}_2\text{Hg}_2$	} para obtener sales.

(1) La acción de un hidrato sobre un ácido, que se ha estudiado anteriormente (287), puede considerarse como una doble descomposición que da origen á la formación de la sal y del agua.



Estas leyes resumen, como puede colegirse de los ejemplos citados, la mayor parte de las reacciones características de los cuerpos que se fundan en la insolubilidad del producto obtenido por doble descomposición, precipitado químico fácil de distinguir por su color y otras propiedades.

En las mismas leyes radican los procedimientos para obtener ácidos, hidratos y sales menos solubles ó más volátiles que los agentes de la reacción.

**296. Ley general.**—Las leyes de Berthollet están comprendidas en otra más general de la Termoquímica, *ley del trabajo máximo* (71), que ha sido comprobado por Berthelot en todos los casos mediante numerosos y concienzudos trabajos experimentales.

**297. Acción del calor.**—Al calentar las sales hidratadas se funden en el agua de cristalización y la pierden á la temperatura de 100°: en tal caso se dice que experimentan la *fusión acuosa*. Aumentando la temperatura la sal anhidra puede fundirse de nuevo ó sufrir la *fusión ígnea*; y en ocasiones las sales se volatilizan.

El calor determina la *disociación* ó separación del ácido y del óxido, v. gr. el carbonato cálcico, fenómeno que guarda mucha analogía con la evaporación, pues aumenta la *tensión disociadora* ó fuerza descomponente con la temperatura, y se facilita asimismo la separación de los elementos combinados arrastrando el gas desprendido, á la manera que sucede en el fenómeno físico correlativo; originándose también la *descomposición* rápida ó total como se produce la ebullición á una temperatura determinada en cada caso. Únicamente puede indicarse de un modo general que la sal tendrá una fijeza tanto mayor cuanto más estables sean el ácido y el óxido, dependiendo asimismo la estabilidad de su afinidad mutua.

En su virtud *los nitratos y los cloratos*, son fácilmente *descomponibles* por la acción del calor; *no lo serán los sulfatos alcalinos* por la mucha afinidad del ácido con estas bases, resistiendo á la descomposición *los carbonatos* de los mismos metales, á pesar de ser gaseoso el anhídrido carbónico.

**298. Acción de la electricidad.**—La corriente eléctrica descompone las sales dirigiendo el metal al polo negativo y el residuo halogénico al positivo (908 F.).



## CAPÍTULO XXVI.

*Caracteres de los compuestos de un metaloide y de un metal.*

**299. Sulfuros.**—Los sulfuros metálicos guardan mucha analogía con los óxidos correspondientes, lo cual se deduce de las íntimas relaciones que nos han servido para asignar al oxígeno y al azufre la misma cuantivalencia y agrupar estos metaloides en una familia natural (143). Suelen tener brillo metálico, y son opacos todos, menos algunas variedades de sulfuro de zinc (blenda) y sulfuro de mercurio (cinabrio cristalizado); quebradizos, y medianos conductores del calor y de la electricidad: presentan un color pardo ó negro cuando se obtienen por precipitación, exceptuando *el sulfuro de zinc que es blanco, el sulfuro de cadmio, amarillo, y el sulfuro de manganeso, de color de carne* (1).

*El oxígeno se une algunas veces á los sulfuros para formar sulfatos y otras veces origina el desprendimiento de ácido sulfuroso dejando en libertad el metal. La reacción exige una temperatura elevada; pero á veces hay producción del sulfato aun á la temperatura ordinaria si se favorece con la humedad. El cloro transforma los sulfuros en cloruros, y el agua disuelve únicamente los sulfuros alcalinos y alcalinos-térreos, siendo los demás insolubles. El hidrógeno sulfurado, gas sulfhídrico, se combina con algunos sulfuros formando sulfhidratos.*

**300. Obtención.**—1.º Muchos sulfuros se forman por la unión directa del metal con el azufre (267) auxiliando la acción del calor. 2.º Reduciendo los sulfatos por el carbón á una temperatura elevada. 3.º Precipitando las disoluciones salinas por el sulfhídrico ó un sulfuro alcalino.

4.º *Los polisulfuros alcalinos se preparan haciendo hervir*

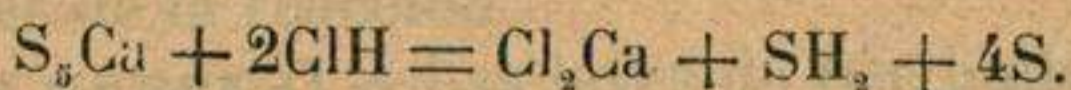
---

(1) También dan sulfuros amarillos al precipitar por el sulfhídrico las sales de estaño, y los compuestos solubles de arsénico, y los de antimonio que tienen un tinte anaranjado.

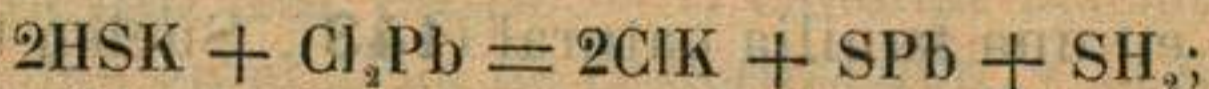


el azufre en cantidad conveniente con la disolución concentrada del hidrato, ó fundiéndole con el carbonato respectivo.

**301. Reacciones características.**—Los sulfuros en general tratados por *un ácido* no oxidante, desprenden *sulfhídrico*, distinguiéndose *los polisulfuros alcalinos* de los *mono-sulfuros* en que los primeros dan un precipitado de azufre que no se observa en los últimos, además de la reacción general:



Un sulfhidrato se distingue de un sulfuro soluble añadiendo cloruro de plomo que da precipitado negro con desprendimiento de sulfhídrico en los primeros y sin él en el último caso:



Puestos en la llama de oxidación del soplete los sulfuros despiden olor de pajuelas.

**302. Cloruros.**—Los cloruros metálicos participan de los caracteres de las verdaderas sales: son todos sólidos (1) y solubles en el agua, excepto *los cloruros de plata, mercurioso y de talio*, y muy poco soluble el *de plomo* y algún otro de escaso interés. Por esta causa pueden servir de reactivo para reconocer dichos metales, el clorhídrico ó un cloruro soluble, y viceversa; el reactivo del cloro es el nitrato argéntico.

La composición de los cloruros corresponde á la dinamicidad de los metales (271) pudiendo formarse cloruros dobles como el platínico potásico  $PtCl_4, 2ClK$ , que algunos denominan *cloro-platinato potásico* considerando como electro-negativo el *clórido platínico* y electro-positivo el *cloruro alcalino*.

**303. Obtención.**—1.º Por la acción del cloro sobre los metales ó bien sobre los óxidos, facilitando la reacción en algunos casos la presencia del carbón, conforme hemos indicado oportunamente. Del mismo modo obran el agua regia y el cloruro mercúrico que ceden su cloro á gran número de metales libres ó en combinación.

(1) El pentacloruro de antimonio y los tetracloruros de estaño y titano son líquidos, pero estos elementos aunque tienen caracteres metálicos los hemos agrupado entre los metaloides.



2.º Por el ácido clorhídrico actuando sobre los metales, los óxidos, los carbonatos y aun sobre los sulfuros, no siendo indiferente para el mejor resultado de la operación someterlos á la acción de una corriente de gas clorhídrico ó emplear la disolución acuosa del mismo (1), en especial si no está muy concentrada.

**304. Reacciones.**—Para reconocer la presencia de un cloruro, el *ácido sulfúrico* concentrado produce un desprendimiento de gas clorhídrico. El mismo ácido, mezclando el cloruro con *bióxido de manganeso* determina el desprendimiento del cloro que se reconoce por su olor y demás caracteres. Los cloruros solubles dan con *el nitrato de plata* un precipitado de cloruro argéntico, insoluble en los ácidos; pero soluble en el amoníaco.

**305. Bromuros.**—Los bromuros, en presencia del *ácido clorhídrico concentrado*, ó el sulfúrico, originan un desprendimiento de bromhídrico, acompañado de vapores pardo-rojizos de bromo, único cuerpo que se separa si á la mezcla con el último ácido se añade previamente peróxido de manganeso. Poniendo unas gotas de nitrato de plata hay precipitado de bromuro que se distingue del cloruro argéntico por ser ligeramente amarillo y porque expuesto á la luz el primero pardea inmediatamente, mientras el segundo sólo adquiere un color violeta. El cloro desaloja al bromo de sus combinaciones y echando un poco de *éter* ó *sulfuro de carbono* le disuelven colorándose el líquido de rojo (139).

**306. Yoduros.**—Las reacciones de los yoduros son análogas á las de los bromuros; pues al tratarlos por el *ácido sulfúrico* aparecen los vapores de color violado característicos y un depósito de yodo, lo mismo que haciendo pasar la corriente de cloro. El yodo colora en azul intenso el engrudo de almidón (140).

**307. Fluoruros.**—No precipitan por *el nitrato* de plata, y *el ácido sulfúrico* produce un desprendimiento del fluorhídrico que tiene la notable propiedad de corroer el vidrio (176).

(1) En una Memoria presentada por el Profesor de esta Universidad Dr. Bonet, al Congreso Farmacéutico, celebrado en Barcelona 1888, se exponen con detenimiento las ventajas de atacar la estibina granosa por el *gas* clorhídrico, en vez del ácido comercial, para la preparación del tricloruro de antimonio.



**308. Cianuros.**—No podemos detallar *los seleniuros, telururos* ni otros compuestos binarios, por salir fuera del cuadro que nos hemos trazado; pero sí debemos citar los *cianuros* que son verdaderas sales haloideas del radical compuesto cianógeno CN, cuyo carácter más saliente es dar olor de almendras amargas (*ácido prúsico*) cuando echamos unas gotas de clorhídrico. Los cianuros insolubles calentados con carbonato sódico se convierten en cianuro de sodio que se disuelve, y agregando al líquido una mezcla de sal ferrosa y férrica más ácido clorhídrico, dará un precipitado de *azul de Prusia*.

## CAPÍTULO XXVII.

### *Caracteres de las principales oxisales.*

**309. Cloratos.**—Se obtienen los *cloratos alcalinos* dirigiendo una corriente de cloro por una disolución concentrada de hidrato potásico (**203, 1.<sup>a</sup>**), y los de otros metales neutralizando el ácido por la base correspondiente. Todos son solubles en el agua y atacándolos por el ácido sulfúrico desprenden un gas amarillo, el peróxido de cloro, que detona fácilmente y tiene un olor particular. Por la acción del calor los cloratos alcalinos dejan en libertad el oxígeno (**94, 5.<sup>o</sup>**) transformándose en cloruros que se reconocen conforme antes se indica: los demás cloratos metálicos dan una mezcla de oxígeno y cloro. En virtud de lo dicho los cloratos son comburentes enérgicos; cuando se pulverizan interponiendo el carbón ó el azufre, detonan con violencia al calentarlos.

**310. Hipocloritos.**—Se preparan los de potasio, sodio y calcio, únicos bien estudiados, por medio de los respectivos hidratos muy diluïdos en agua adonde llega una corriente de cloro (**203, 2.<sup>a</sup>**). Desprenden un olor particular estas sales y su disolución destruye el color de las tinturas vegetales; los ácidos producen un desprendimiento del gas hipocloroso que obra como un oxidante enérgico, p. ej. convirtiendo el anhídrido sulfuroso en ácido sulfúrico.



**311. Yodatos.**—Toman origen en virtud de una reacción análoga á la de los cloratos, transformándose por la acción del calor los yodatos alcalinos en yoduros, y desprenden vapores violeta los demás yodatos metálicos. El ácido sulfúrico en presencia de un cuerpo reductor precipita el yodo.

**312. Sulfatos.**—*Los sulfatos* son ordinariamente solubles en el agua, menos los *de bario, estroncio y plomo* que son *insolubles*, y poco solubles los sulfatos *cálcico, argéntico y mercurioso*. Los sulfatos alcalinos y alcalino-térreos son indescomponibles por la acción del calor: los demás desprenden gas sulfuroso y oxígeno, y algunos, como el férrico, anhídrido sulfúrico. En presencia del carbón se descomponen todos, dejando los sulfatos alcalinos como residuo un sulfuro que se reconoce fácilmente. El ácido sulfúrico no ejerce reacción sobre los sulfatos, y *la disolución de estas sales precipita por el nitrato ó cloruro bárico en un polvo blanco, insoluble en los otros reactivos.*

**313. Nitratos.**—Todos los nitratos se disuelven en el agua, exceptuando algunos subnitratos que son poco solubles. Se preparan directamente tratando con el ácido nítrico los metales ú óxidos respectivos, menos los alcalinos que existen nativos y solamente se purifican; á veces se obtiene el de potasio por doble descomposición de los nitratos cálcico ó sódico más abundantes en la Naturaleza, y sirven para la preparación del ácido nítrico (229). El calor descompone los nitratos en productos muy ricos en oxígeno, abandonando este gas puro y transformándose en nitritos los alcalinos, los cuales desprenden, por último, el nitrógeno y el oxígeno elevando más la temperatura y dejan por residuo el álcali. Calentados con el *ácido sulfúrico y limaduras de cobre* desprenden vapores rutilantes, siendo más sensible todavía la coloración pardusca que toma un cristal de *sulfato ferroso* en las mismas condiciones.

**314. Fosfatos.**—Los fosfatos son insolubles en el agua, á excepción de los alcalinos; pero todos se disuelven acidulando el líquido: el ácido sulfúrico no produce otra reacción aparente. Cualquier fosfato metálico se convierte en fosfato sódico haciéndole hervir en la disolución del carbonato alcalino. Un fosfato se reconoce porque no enturbia su disolución



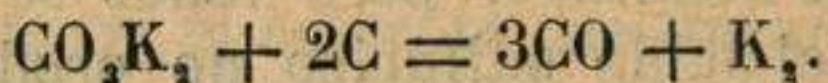
el cloruro de bario si previamente se acidula el líquido con el clorhídrico, apareciendo el precipitado cuando neutralizamos con el amoníaco. En estas condiciones precipitan las sales de plomo, y también *el sulfato magnésico* da un peso blanco de fosfato sódico magnésico.

**315. Arseniatos.**—De un modo análogo á los fosfatos se disuelven en los ácidos y pueden reconocerse fácilmente por el arsénico de que se componen, mediante el aparato de Marsh (159), y porque dan un *precipitado rojo ladrillo* con el *nitrate argéntico*, y *amarillo*, de pentasulfuro de arsénico, haciendo pasar una corriente de *sulfhídrico*.

Los arseniatos se distinguen de los *arsenitos* en que éstos dan un *precipitado amarillo* con el *nitrate de plata*, y verde con las sales de cobre, habiendo neutralizado previamente el líquido, porque los arsenitos formados se disuelven en los ácidos.

**316. Boratos.**—Los únicos boratos solubles son los alcalinos: todos se funden á una temperatura elevada formando una especie de vidrio transparente, coloreado ó no, según los metales que los constituyen. El ácido sulfúrico y el clorhídrico desalojan el ácido bórico de los boratos solubles que aparece en escamas nacaradas, y es reconocido fácilmente por el color verde que comunica á la llama del alcohol.

**317. Carbonatos.**—Pueden ser neutros ó bimetálicos y monometálicos como los sulfatos, puesto que ambos ácidos carbónico y sulfúrico son bibásicos: insolubles todos los carbonatos en el agua, excepto los alcalinos, se disuelven en los ácidos y en el agua cargada de ácido carbónico. Los carbonatos alcalinos neutros y aun los monometálicos ó carbonatos ácidos, llamados impropriamente *bicarbonatos*, devuelven el color azul al papel rojo de tornasol, lo mismo que los hidratos solubles. El calor descompone los carbonatos desprendiendo anhídrido carbónico; pero los carbonatos alcalinos son indecomponibles si no se les agrega el carbón que á una temperatura muy elevada reduce el metal:



Se reconocen fácilmente los carbonatos por medio del ácido sulfúrico que produce una efervescencia debida al des-



prendimiento del gas carbónico, el cual se distingue por sus propiedades físicas y porque precipita el agua de cal.

**318. Silicatos.**—No hay más silicatos solubles que los alcalinos con un exceso de base; pero todos pueden transformarse en silicato soluble, fundiéndolos en un crisol de platino con tres ó cuatro veces su peso de carbonato sódico.

*El ácido clorhídrico* agregado á la disolución de un silicato, precipita la sílice gelatinosa calentando el líquido.

**319. Observaciones.**—PRIMERA. Además de las sales cuyas generalidades y principales reacciones se han indicado en el presente capítulo, todavía quedan muchas por estudiar, algunas correspondientes á varios ácidos como el perclórico, brómico, hipofosforoso, arsenioso, que han sido descritos, siquiera sea abreviadamente y cual conviene á estas «Elementos de Química», y otras se refieren á diversos ácidos metálicos, v. gr. el crómico, el permangánico y otros de que no hemos tratado hasta ahora.

SEGUNDA. Para las investigaciones analíticas suelen considerarse los cuerpos, en conformidad con el dualismo, compuestos de un *elemento electro-negativo* que representa el género, p. ej. *el cloro* en los cloruros, *el ácido nítrico* en los nitratos, y otro *electro-positivo* que determina *la especie*. El cuadro adjunto sirve para relacionar entre sí algunas de las reacciones estudiadas, con el fin de seguir cierto orden en el análisis cualitativo; mas por lo dicho en la observación primera se comprende que será preferible investigar previamente *la especie* de la sal para saber si existe ó no ácido metálico y con este dato hay otros procedimientos más exactos y completos que pueden darnos á conocer el género del compuesto.



DETERMINACIÓN DEL GÉNERO DE LAS SALES MÁS IMPORTANTES  
Y DE ALGUNOS COMPUESTOS BINARIOS.

ECHANDO EN LAS ASCUAS UNA PORCIÓN DEL CUERPO.

Deflagra; y poniendo con otra porción ácido sulfúrico diluido. . . .	Hay desprendimiento de vapores rojos. . .	NITRITOS.		
		Desprende oxígeno puro y queda por residuo un cloruro. . . . .	CLORATOS.	
	No se desprenden gases. Fundiendo la sal. . . . .	Oxígeno y vapores nitrosos: no queda cloruro. . . . .	NITRATOS.	
	Se desprenden vapores ácidos ó un gas. . . .	Vapores ácidos humeantes en el aire	Corroen el vidrio. . . . .	FLUORUROS.
		Ne le corroen y añadiendo $MnO_2$ se desprende cloro. . . . .	CLORUROS.	
		Inodoro, precipita el agua de cal. . . . .	CARBONATOS.	
		Gas no humeante. . . . .	Olor de pajuelas.	SULFITOS.
	No deflagra; y con el ácido sulfúrico concentrado y caliente. . . . .	Olor de huevos podridos. . . .	SULFUROS.	
		Gelatinoso, insoluble después de seco. . . . .	SILICATOS.	
Forma precipitado. . . . .		Escamas cristalinas por enfriamiento: algo soluble. . . .	BORATOS.	
No hay desprendimiento El ácido sulfúrico. . .	No hay precipitado; pero s con el cloruro bárico. . . . .	Soluble en el ácido nítrico. . .	FOSFATOS.	
	Insoluble. . . . .	SULFATOS.		



## ESTUDIO PARTICULAR DE LOS METALES.

## CAPÍTULO XXVIII.

*Estudio del potasio.*

**320. Metales monodinamos.**—Los principales metales de este grupo son *el potasio y el sodio* que se designan con el nombre de *alcalinos* por haberse extraído respectivamente de la *potasa y sosa, álcalis* conocidos desde la más remota antigüedad (1). Figuran reunidos dichos metales en todas las clasificaciones, por la perfecta analogía de sus propiedades y por la que existe igualmente entre sus compuestos. No sucede otro tanto con la plata que ofrece diferencias bastante notables, lo cual nos obliga á formar un grupo aparte con este metal monodínamo.

## POTASIO.

$$K = 39,1.$$

**321. Propiedades.**—El potasio es un metal que no se encuentra en la Naturaleza en estado de libertad y si combinado con la sílice en algunos feldespatos y otras rocas, siendo indispensable para el desarrollo de las plantas terrestres cuyas cenizas contienen hasta un 20 por 100 de carbonato potásico. En el comercio se presenta generalmente el metal en forma de pequeñas bolas encerradas en frascos llenos de nafta, porque se oxidaría inmediatamente al ponerle en contacto del

(1) Davy tuvo la gloria de haber sido el primero que separó en 1807 el potasio y el sodio, descomponiendo los hidratos respectivos por la corriente eléctrica.



aire y del agua. A la temperatura ordinaria es tan blando que se deja cortar fácilmente dejando una superficie brillante como la plata, pero se empaña al poco tiempo por la oxidación. Se funde á 62°; hierve á la temperatura del rojo produciendo unos vapores de color verde.

Fundándose en la circunstancia de que el potasio tiene un peso específico de 0,885, es decir, menor que el del agua, y que se combina con ella formando hidrato potásico, suele repetirse en todos los cursos el experimento muy instructivo de cortar un trozo del metal y proyectarle en el agua en donde flota y recorre la superficie del líquido, continuamente agitado por las burbujas de hidrógeno que se desprenden y se inflaman dando una llama de color violeta característico. Termina el experimento con una pequeña explosión que es debida al calor desarrollado y rápida producción de vapor subsiguiente al disolverse el hidrato potásico. El agua del vaso da una reacción alcalina que testifica la presencia de la potasa.

**322. Obtención.**—El potasio se extraía primeramente descomponiendo el hidrato potásico por el hierro, calentando al rojo blanco, pues en estas condiciones el hierro se apodera del oxígeno y el hidrógeno se desprende y queda libre el potasio; pero en la actualidad el medio empleado para extraerle con relativa economía se funda en la reacción indicada (317). La mezcla de carbonato potásico y de carbón se introduce en un frasco de hierro (1) que se calienta en un horno. El calor volatiliza el potasio reducido que se recoge en un recipiente de cobre, destilándole de nuevo para separar el carbón con que se halla mezclado, y poniendo nafta en el recipiente. Esta operación no deja de ser peligrosa, porque se forman también productos explosivos que detonan en contacto del aire.

**323. Potasa: KOH.**—El potasio puede formar dos óxidos, el  $K_2O$  y el  $K_2O_4$ . El primero dejando el metal al aire seco, y el segundo cuando se calienta en presencia del oxígeno; pero no tienen importancia á no ser por combinarse inmediatamente con el agua produciendo el hidrato potásico KOH. *La potasa cáustica recién fundida* se presenta en placas blancas, opacas, cuya densidad es 2,1 y en contacto del aire absorbe el vapor de

(1) Debe emplearse para el objeto el carbonato obtenido calcinando el tártaro impuro.



agua y el ácido carbónico, liquidándose por su mucha delicuescencia. Se disuelve en el agua y puede formar un hidrato que encierra dos moléculas de la misma, el cual ha llegado á cristalizarse. La potasa suaviza mucho la piel cuando se coge entre los dedos, y no sólo ablanda los tejidos, sino que los destruye, por cuya causa se emplea como piedra de cauterio, é igualmente en razón á su alcalinidad poderosa tiene aplicaciones como reactivo y enverdece mucho la tintura de malva.

**324. Preparación.**—El hidrato potásico se obtiene descomponiendo el carbonato por una lechada de cal, formándose carbonato cálcico insoluble en el agua y quedando libre la potasa.

Se disuelve en una caldera ó perol de hierro puesto al fuego una parte de carbonato potásico en 12 partes de agua, añadiendo poco á poco la lechada de cal hasta que se termina la reacción, sin dejar de hervir el líquido, el cual se reemplaza á medida que se evapora. Dejándole luego reposar y aclararse se decanta echándole en un perol de plata; se evapora luego rápidamente, y cuando toma una consistencia oleaginosa se vierte sobre una plancha de cobre ó de piedra, ó bien en moldes de hierro, *rielera*, para formar barritas, recibiendo el cuerpo así obtenido el nombre de *potasa por la cal*.

Además del hidrato potásico contiene varias impurezas este producto, cloruros y sulfatos que acompañan al carbonato potásico, y como dichas sales son insolubles en el alcohol pueden separarse por medio de este líquido decantando la parte superior donde se halla disuelto el hidrato potásico casi puro. Se destila para recoger el alcohol; terminando luego la evaporación, y fundiendo el residuo se obtiene *la potasa por el alcohol*.

#### SALES POTÁSICAS.

**325. Yoduro potásico: IK.**—Entre las sales haloideas de potasio las más notables son el cloruro y el yoduro, cristalizables en cubos y con sabor salado, análogos al cloruro de sodio.

*El cloruro potásico* se halla en pequeñas cantidades cerca de los volcanes, y en algunos depósitos salinos, ya libre, ya combinado con el cloruro magnésico, del cual se separa disolvién.



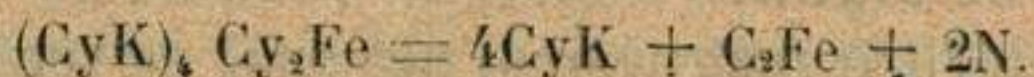
dole en agua hirviendo, que al enfriarse abandona la primera de dichas sales quedando en el líquido el cloruro de magnesio muy soluble.

*El yoduro* se prepara por medio de la potasa y del yodo que se añade por partes hasta que desaparece la alcalinidad; é hirviendo el líquido y calcinando el residuo, para convertir el yodato en yoduro, se disuelve después en agua hirviendo y cristaliza el yoduro potásico en hermosos cubos opacos, fácilmente solubles en el agua: tiene frecuentes aplicaciones en Medicina.

Como muy usado también, á causa de su acción terapéutica *alterante*, pudiera citarse el *bromuro potásico*, cuyos cristales cúbicos son diafanos, y ofrece un conjunto de propiedades análogas al yoduro con las diferencias características del género de ambas sales (**305 y 306**), sirviendo para su preparación el mismo método que dejamos indicado, sustituyendo el yodo por el bromo que añadimos ahora á la potasa, calcinando como antes, etc., hasta cristalizar.

**326. Cianuro potásico:** CyK. —Este cuerpo es incoloro y *cristaliza en cubos* ú octaedros como las demás sales haloideas de potasio; pero ordinariamente se presenta en placas nacaradas, muy solubles en el agua y delicuescentes, que se descomponen poco á poco en contacto del aire y con más rapidez su disolución, dando olor á cianhídrico y transformándose en carbonato. De aquí la necesidad de tapar perfectamente los frascos donde le guardan. El calor le funde, y resiste inalterable hasta el rojo blanco á cuya temperatura se descompone. Con los ácidos desprende *cianhídrico* (**178**) y disuelve los cianuros de plata, oro y otros metales, porque forma cianuros dobles cuya propiedad se utiliza en fotografía y para formar los baños que sirven en el dorado y plateado galvánico. También se le emplea en Medicina para usos externos; pero no debe olvidarse que el cianuro potásico es un veneno muy activo, casi tan temible como el ácido prúsico á que da origen, y que obra por absorción si hay cualquier rasguño en la piel ó bien ingiriéndole en el estómago.

**327. Obtención.**—Se descompone el ferrocianuro potásico (*prusiato amarillo*) por la acción del calor y queda en la retorta el cianuro, más un residuo carbonoso que contiene al hierro, habiendo abundante desprendimiento de nitrógeno según expresa la ecuación:





La masa fundida se purifica pasándola en tal estado por una tela metálica, sin disolverla en agua porque se descompone.

**328. Nitrato potásico:**  $\text{NO}_3\text{K}$ .—Esta sal conocida con el nombre de *nitro* ó *salitre* es una de las más importantes que forma el potasio. Cristaliza en prismas acanalados, y en la Naturaleza suele presentarse eflorescente sobre las paredes de las cuevas, en los estercoleros y en otros sitios húmedos donde haya materias nitrogenadas en descomposición. También se encuentra recubriendo el suelo en algunos países cálidos, como el Egipto, la India y en España en las llanuras de la Mancha, reconociéndose fácilmente por la forma estriada de sus prismas hexagonales, por su sabor salado fresco y porque deflagra al echarle en las ascuas.

**329. Obtención.**—Desde tiempo inmemorial se obtiene en España, recogiendo las tierras salitrosas y formando una lejía caliente que se filtra para separar el nitro disuelto, de las materias térreas. Después se refina por diferentes cristalizaciones y conviene agregar previamente carbonato potásico para convertir en nitro los otros nitratos que le acompañan. En Francia, y en las naciones del norte de Europa donde escasea el nitro, solía producirse en nitrerías artificiales, donde se formaban muros preservados de la lluvia con tierras calcáreas, cenizas y materias orgánicas en descomposición, humedeciendo de tiempo en tiempo con orines hasta que aparecen eflorescencias de nitro en las paredes expuestas al viento seco. Actualmente se prepara el nitrato potásico por doble descomposición del nitrato sódico y del carbonato ó cloruro de potasio.

**330. Purificación.**—Pueden separarse los cloruros que siempre impurifican al nitro disolviéndole en agua caliente (0,2 de su peso) á fin de que deje como residuo la mayor parte de aquellas sales que son menos solubles, concentrando el líquido y agitando sin cesar mientras cristaliza *en arenilla*, la cual se comprime dentro de una manga cónica de lienzo puesta sobre un embudo, y se va añadiendo agua destilada, ó una disolución de nitro puro, á fin de que arrastre los cloruros y sulfatos que son más solubles en frío. Cuando ensayadas las gotas que escurren por el embudo no precipitan por el nitrato argéntico ni por el cloruro bórico, queda terminada la opera-



ción. Un procedimiento análogo se sigue para la *refinación* industrial del salitre.

**331. Carbonato potásico:**  $\text{CO}_3\text{K}_2$ .—Además de este carbonato neutro existe otro monometálico que tiene por fórmula  $\text{CO}_3\text{HK}$ . El primero, mezclado con otras sales (sulfatos y cloruros), se halla en el comercio con el nombre de potasa de América, de Rusia etc., en cuyas regiones se obtiene por la incineración de los árboles, arbustos y matas, practicada en grandes fosos, recogiendo después las cenizas y haciendo con ellas una lejía. El agua caliente disuelve una parte que se separa por decantación, quedando en el fondo las materias terrosas. Evaporadas las lejías hasta sequedad resulta la potasa impura ó *salino*, del cual pueden separarse por disolución muy concentrada el sulfato y el cloruro potásico que son menos solubles que el carbonato. Si se quiere obtener puro debe calcinarse el bicarbonato. ó bien el tartrato ú oxalato monopotásicos.

El carbonato puro cristaliza en octaedros romboidales, que encierran dos moléculas de agua, si la disolución está muy concentrada. Es blanco, fusible é indescomponible por el calor, muy delicuescente, y tiene reacción alcalina.

**332. Reactivos.**—Las *sales de potasio* comunican á la llama un tinte violado, presentando un espectro con rayas características. El *cloruro platínico* al cabo de algún tiempo da un precipitado cristalino amarillo, de cloro-platinato potásico. También en disolución concentrada el *ácido perclórico* deja un precipitado blanco de perclorato, y el *ácido fluosilícico* le forma gelatinoso, de fluosilicato potásico.

**333. Pólvora.**—El nitro, antes muy usado en la preparación industrial del ácido nítrico, se utiliza principalmente ahora para la fabricación de la pólvora, invento que produjo una revolución en el arte de la guerra, facilitando la explotación de las minas y canteras, y la apertura de vías de comunicación en terrenos montañosos.

La pólvora es una mezcla de nitro, azufre y carbón, variando algo las proporciones de estos cuerpos según que se emplee para cargar los cañones, para la caza ó en los barrenos de minas. Obra la pólvora al inflamarse aumentando unas 800 veces su volumen, puesto que sus tres componentes sólidos dan origen á productos gaseosos, con una temperatura de  $1.200^\circ$ , según expresa la siguiente reacción:





De aquí pudiera deducirse la composición centesimal media de la pólvora (72) teniendo presente en los diversos usos de la misma que el azufre sirve para facilitar la combustión, y en cambio se acrecienta la fuerza explosiva aumentando la cantidad de carbón, por manera que deben conciliarse la rapidez de la inflamación con la duración necesaria para la descarga, supuesto que parece bien demostrado que la *mejor pólvora para un arma dada es aquella que arde por completo, mientras el proyectil recorre el cañón.*

Conviene que la pólvora sea granosa y no pulverulenta, pues el fuego se propaga así con más facilidad entre los huecos; variando convenientemente el tamaño de los granos á fin de que transcurra en verificarse la combustión el intervalo exigido por la longitud de la pieza, según expresa la condición antedicha. La pólvora de mina es más gruesa, porque en este caso no influye el tiempo; pero usada la del mismo tamaño en la carga de un fusil saldrían los granos sin haberse quemado, con notable pérdida de su fuerza impulsiva.

Hecha la mezcla de salitre purificado, azufre de canutillo en polvo y carbón vegetal ligero, se añade agua hasta formar pasta, que se reduce á una especie de tortas, y antes de la completa desecación se la obliga á pasar por una criba, comprimiendo con un disco de madera para que resulten los granos del diámetro conveniente. La pólvora debe conservarse en parajes secos, á fin de que no aparezcan eflorescencias de nitro y se pierda la homogeneidad de la mezcla.

## CAPÍTULO XXIX.

*Sodio. Amonio. Litio.*

SODIO.

Na = 23.

**334. Propiedades.**—El sodio presenta caracteres análogos á los del potasio: es blando como él, y muy oxidable, pero no tanto como el potasio. Tiene una densidad 0,97 y un punto de fusión 96°,5 algo superiores; descomponiendo también el agua en donde flota para formar hidrato sódico; pero



sin que se inflame el hidrógeno, como no se tenga la precaución de calentar el líquido, -ó darle más consistencia disolviendo goma ó azúcar, en cuyo caso arde dicho gas con llama amarilla, característica.

Su extracción se consigue, análogamente que la del potasio, por medio del carbonato sódico mezclado con carbón (1), empleando el mismo aparato y en virtud de la reacción indicada (317).

Forma también un protóxido  $\text{Na}_2\text{O}$ , un bióxido  $\text{Na}_2\text{O}_2$  en vez del tetraóxido de potasio, y un hidrato  $\text{NaOH}$ , *sosa cáustica*, que se prepara y purifica por los mismos procedimientos que la potasa cáustica.

#### SALES DE SODIO.

**335. Generalidades.**—La misma analogía que existe entre los metales hallamos en los compuestos de que forman parte, y cambiando el símbolo K por el Na, iguales fórmulas é idénticos procedimientos de obtención nos sirven por regla general en uno y otro caso.

El sodio es más abundante en la Naturaleza que el potasio y se halla al estado de *cloruro*, *sulfato*, *borato*. Forma también parte de algunas *plantas*, llamadas *barrilleras* porque en sus cenizas se encuentra *el carbonato sódico* en lugar del potásico. Aquí sólo debemos ocuparnos de algunas sales sódicas que ofrecen especial interés.

**336. Cloruro de sodio:**  $\text{ClNa}$ .—El cloruro de sodio, *sal común*, suele distinguirse con el nombre de *sal gema* si procede de grandes depósitos terrestres y *sal mara* ó *marina* cuando se obtiene evaporando las aguas del mar. Uno de los criaderos más famosos de sal gema se halla en Wieliczka (2) (Polonia Austriaca), y en España es célebre por su abundan-

(1) En la actualidad se extrae el sodio en mayor cantidad en grandes cilindros de hierro que deben recubrirse exteriormente con barro refractario, siendo esencial para el buen resultado de la operación añadir un poco de caliza á la mezcla de carbonato potásico y carbón.

(2) Es muy notable el depósito de Stassfurt, cerca de Magdeburgo, de 300 metros de espesor y una superficie de 1.400 kilómetros cuadrados. Estudiando la formación de las capas que le constituyen han deducido los geólogos que era un antiguo lago salado que recibía agua del mar.



cia y hermosos cristales el de Cardona (provincia de Barcelona).

La sal común se caracteriza, por su sabor, la cristalización en cubos, la solubilidad que no aumenta con la temperatura, y porque decrepita en las ascuas. Se funde al calor rojo y aun se volatiliza sin descomponerse, y ofrece todas las reacciones de los cloruros solubles (302) dando á la llama el color amarillo característico del sodio.

**337. Obtención.**—Para proveer al gran consumo que se hace de la sal común no bastaría la explotación de los criaderos y abundantes manantiales que se hallan repartidos por toda la tierra. El origen inagotable del cloruro de sodio se encuentra en las aguas del mar, y reciben el nombre de *salinas* los lugares destinados á la evaporación del agua salada. En nuestras costas del Mediterráneo generalmente se establece una serie de estanques poco profundos, dispuestos á más bajo nivel que las aguas del mar, las cuales llegan por una zanja á la primer charca donde empieza la evaporación, pasando el líquido cada vez más concentrado á las inmediatas hasta los últimos estanques ó albercas de donde dejan correr el líquido sobrante, *las aguas madres*, para recoger del fondo por medio de palas el depósito salino, formado por cristales cúbicos que algunas veces se agrupan en *tolvas* (fig. 53), amontonando al aire libre la sal con el objeto de escurrir el agua. Como el cloruro de magnesio que acompaña al de sodio es muy delicuescente, se disuelve; va filtrando el líquido en el suelo y se purifica de un modo indirecto la sal con esta disposición de los montones en grandes pirámides cuadrangulares. Naturalmente se aprovecha el estío para facilitar la evaporación y en los países donde no favorece el clima es preciso terminarla al fuego.



Fig. 53.—Tolva formada por los cristales de sal común.

**338. Aplicaciones.**—La sal común es indispensable como condimento, usado hasta por los pueblos salvajes, y muy conveniente para la alimentación de los rumiantes. Se emplea también en la obtención de otras sales (sulfato y carbonato sódico); del ácido clorhídrico y del cloro; para la salazón de pescados; preparación de las pieles; en alfarería, y para formar una mezcla frigorífica con el hielo, usada en las



garapiñeras de los agualojeros, y últimamente para derretir pronto la nieve y facilitar el tránsito en las calles de las grandes ciudades. Solamente en España se explotan más de 700,000 toneladas métricas de cloruro sódico.

**339. Sulfato sódico:**  $\text{SO}_4\text{Na}_2$ .—Existe anhidro en la Naturaleza con el nombre de *thenardita*, y cristalizada en octaedros é hidratada con diez moléculas de agua, *sal de Glaubero*. España es uno de los países donde más abunda el sulfato sódico, siendo los principales criaderos: de la thenardita, Villanueva (Toledo), y de la glauberita, Alcanadre (Logroño) y Zaragoza.

Utilizanse estos sulfatos naturales, los que contienen las aguas madres de las salinas, etc.; pero no bastando para el consumo se preparan directamente por la reacción del ácido sulfúrico con el cloruro de sodio, tanto el sulfato monosódico  $\text{SO}_4\text{HNa}$ , como el disódico (229) que se transforma en carbonato para las múltiples necesidades de la industria. También tienen aplicaciones farmacéuticas.

**340. Hiposulfito sódico:**  $\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2$ .—Respecto al *hiposulfito*, que proponemos llamar *sulfotionato* en vez del *thiosulfato*, si fuera necesario cambiar de nombre, baste decir que cristaliza en gruesos prismas romboidales, transparentes y de sabor amargo fresco. A  $45^\circ$  experimenta la fusión acuosa, y aumentando la temperatura se endurece, y llega á descomponerse al rojo dando sulfato y penta-sulfuro sódico. De su obtención y aplicaciones, aun cuando quedaron indicadas al hablar del ácido hiposulfuroso (225), podemos recordar que se prepara primeramente el *sulfito*, dirigiendo una corriente de  $\text{SO}_2$  sobre la disolución de carbonato sódico, y luego se hierve la disolución de aquella sal con un exceso de azufre.

**341. Nitrato sódico:**  $\text{NO}_3\text{Na}$ .—Conocido con el nombre de *nitro cúbico*, por cristalizar en romboedros parecidos á cubos, y con los de *nitro del Perú* y *salitre de Chile* por su procedencia; es muy delicuescente, produciendo un notable enfriamiento al disolverse en el agua.

Se le extrae disolviendo *el caliche* (1) en agua caliente; hirviendo las lejías y cristalizando después de haber concentrado la disolución en grandes calderas. Se emplea en la preparación del ácido nítrico y del nitrato potásico, puesto que por su delicuescencia el nitro sódico no sirve para fabricar la pólvora.

**342. Borato sódico:**  $\text{Bo}_4\text{O}_7\text{Na}_2$ .—El *bórax* ó *borraj* se halla disuelto en las aguas de algunos lagos de Asia y América, explotán-

(1) Nombre dado á la roca del yacimiento ó criadero peruano.



dose en la actualidad principalmente de un extenso yacimiento descubierto en California. Se presenta en *prismas hexagonales* cuando contiene *diez moléculas* de agua de cristalización, siendo eflorescente, y en *octaedros* si encierra *cinco moléculas*, debe cristalizar en disolución muy concentrada é hirviendo, en cuyo caso es delicuescente. El bórax tiene un sabor jabonoso, más soluble en caliente que en frío; se hincha al fundirse en el agua de cristalización, y cuando la pierde por completo y queda expresado por la fórmula  $\text{Bo}_4\text{O}_7\text{Na}_2$ , experimenta la fusión ignea. Se emplea como fundente en la metalurgia y como reactivo para reconocer los óxidos metálicos, porque los disuelve presentando el aspecto de un vidrio de color característico.

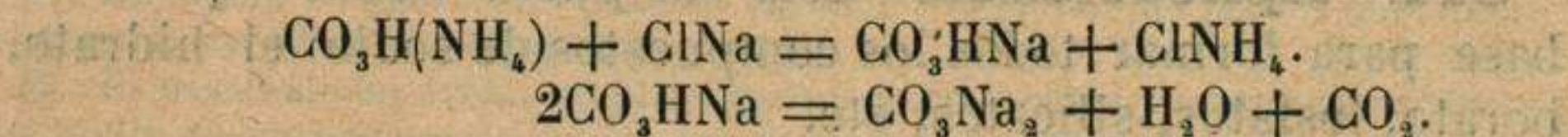
Puede considerarse el bórax formado por dos moléculas de anhídrido bórico y una de óxido de sodio  $(\text{Bo}_2\text{O}_3)_2\text{Na}_2\text{O}$  y será un *biborato*: los químicos modernos le llaman *tetraborato*, porque se necesitan 4 moléculas de ácido ortobórico  $4\text{Bo}(\text{OH})_3$  para que resulte el ácido *tetrabórico*  $\text{Bo}_4\text{O}_7\text{H}_2$  eliminando  $5\text{H}_2\text{O}$ .

Se obtiene evaporando las aguas que le llevan en disolución, y principalmente por la reacción del ácido bórico con el carbonato sódico.

**343. Carbonato sódico:**  $\text{CO}_3\text{Na}_2$ .—Esta sal se presenta en estado sólido, blanca y amorfa si es anhidra; forma diferentes hidratos, siendo el más notable el que contiene *diez moléculas de agua*, y entonces cristaliza en prismas romboidales, posee un sabor y reacción alcalinos y se obtenía hasta principios del siglo, quemando las *plantas barrilleras* (género *salsola*), con especialidad en nuestras provincias de Levante, constituyendo para España un verdadero monopolio el comercio de la *barrilla*. En la actualidad se prepara por dos procedimientos: 1.º Transformando el sulfato sódico en carbonato, según indica la reacción



2.º Por doble descomposición del cloruro sódico y del bicarbonato amónico, resultando bicarbonato sódico que se transforma en carbonato neutro someténdole á una temperatura elevada:





El primer procedimiento ideado por Leblanc comprende tres operaciones: la transformación del cloruro de sodio en sulfato por medio del ácido sulfúrico; la del sulfato en carbonato, y por último la evaporación de la lejía formada después de calcinado el producto para recoger *los cristales de sosa*.

Nuestro grabado (*fig. 34*) representa una sección vertical y la proyección horizontal de un horno para transformar el sulfato sódico en carbonato. La mezcla de sulfato sódico con el carbonato cálcico y el carbón se amontona en la parte superior, dejándola caer por dos aberturas hasta el suelo del horno elíptico por don-

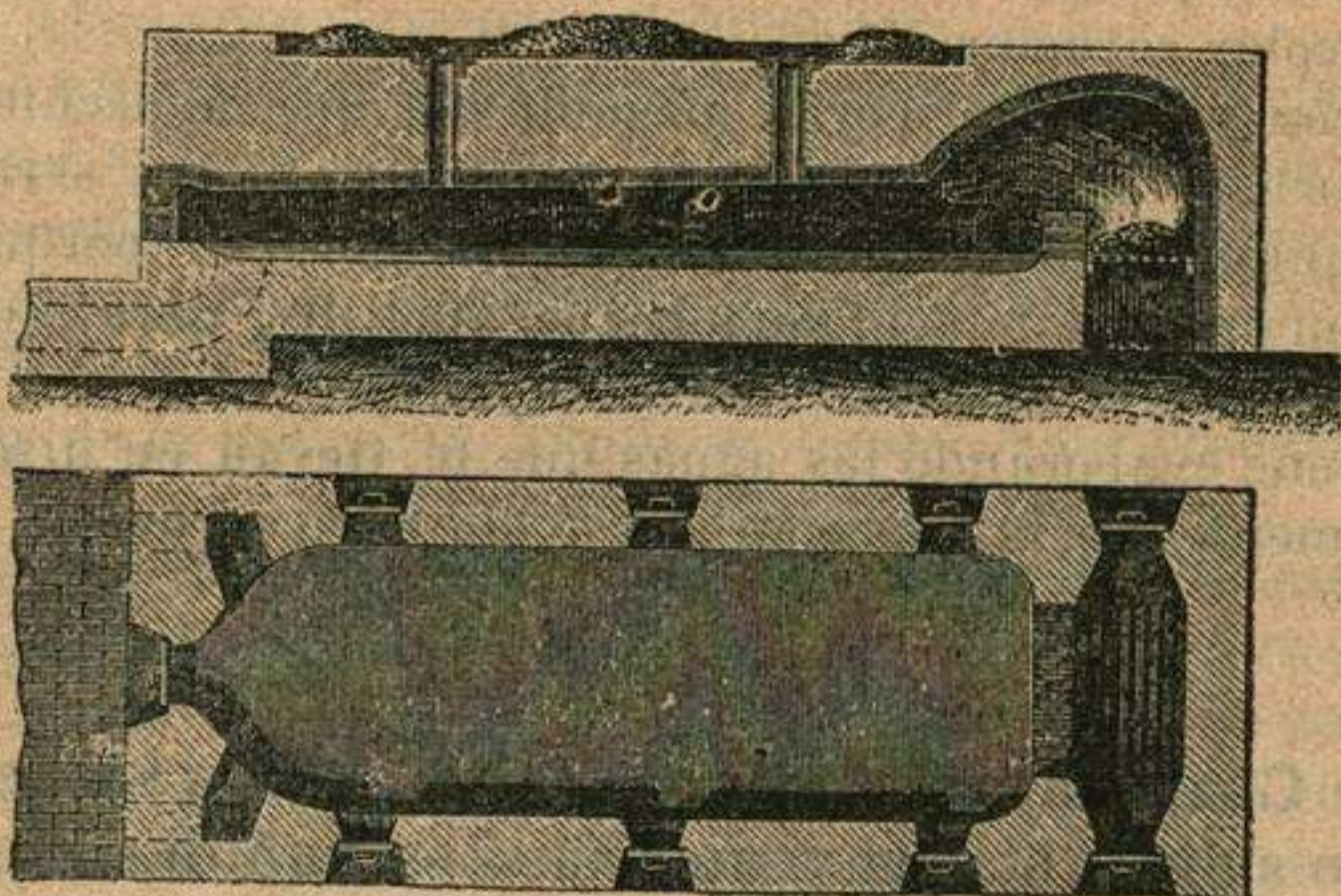


Fig. 34. — Preparación de la barrilla artificial.

de se extienden las llamas: la mezcla se ablanda, hay un abundante desprendimiento de gases, siendo preciso removerla continuamente para facilitar la reacción. En algunos hornos se utilizan las llamas antes de su salida para concentrar las lejías puestas en grandes calderas. También se disponen cilindros de palastro de suficiente capacidad, giratorios para remover continuamente la mezcla que llevan en su interior, lo cual es una operación penosa cuando se ejecuta á mano por medio de largas estacas á modo de atizadores en el caso ordinario.

El segundo procedimiento se va generalizando á causa de la gran economía de combustible y de personal; resulta menos impura la sal, ofreciendo sin embargo como principal inconveniente la pérdida del amoniaco.

**344. Aplicaciones.**—Esta sal puede decirse que es la base para formar todos los compuestos de sodio: el hidrato, borato, fosfatos, silicatos, etc.



Sirve en la industria para la fabricación del vidrio y del jabón, y tiene aplicaciones medicinales, especialmente el bicarbonato  $\text{CO}_3\text{HNa}$ , que se prepara haciendo pasar una corriente de ácido carbónico sobre la disolución de carbonato disódico (1).

**345. Reactivos.**—Las sales de sodio se distinguen por *no precipitar por el cloruro platínico* ni por ninguno de los otros reactivos generales, sulfhídrico, sulfuro amónico, carbonato sódico, y si por el *antimoniato potásico*, siendo el medio más fácil de reconocer el sodio en pequeñas cantidades la *coloración amarilla que dan á la llama* sus compuestos y la *raya característica* observada con el espectroscopio.

#### SALES AMÓNICAS.

**346. Cloruro amónico:**  $\text{ClNH}_4$ .—Al estudiar el amoníaco expusimos la teoría del *amonio*  $\text{NH}_4$  (188) cuya amalgama y las sales que forma este radical, isomorfas con las del potasio, permiten compararle á un verdadero metal monodínamo.

La sal amoníaco se obtenía quemando los excrementos de los camellos (2) donde se encuentra en abundancia; pero en la actualidad se preparan principalmente todos los compuestos amoniacaes, utilizando los que contienen las aguas de loción del gas del alumbrado y las orinas en putrefacción. El mejor medio para formar el cloruro y cualquier otra sal amónica consiste en añadir cal á dichas aguas, con el fin de originar un desprendimiento de gas amoníaco cuando se calienta el líquido, recibiendo los gases en una disolución de ácido clorhídrico, ó del correspondiente á la sal que se prepara, cristalizando después el producto.

En el comercio generalmente se presenta el cloruro amónico en forma de tortas de estructura fibrosa, que se obtienen volatilizandó dicha sal, ó la mezcla de sulfato amónico con cloruro sódico, en vasijas de barro que se rompen para extraer la substancia.

(1) En Vichy se aprovecha el ácido carbónico desprendido por los manantiales para operar esta transformación.

(2) Es frecuente en Arabia emplear dichos excrementos como combustible y del hollín de sus hogares se obtuvo primeramente la sal amoníaco.



La sal amoníaco cristaliza en cubos; es transparente, de sabor salado picante, volátil, y disociable con facilidad. Tiene varios usos: para la extracción del amoníaco en los laboratorios; se emplea en algunas pilas eléctricas; para formar mezclas frigoríficas; como reactivo, etc.

**347. Otros compuestos.**—Entre los compuestos de que forma parte el amoníaco son de aplicación bastante común *el sulfhidrato*  $\text{SH}(\text{NH}_4)$  y *el sulfuro amónico*  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$ , que se distinguen por su olor repugnante. Al prepararlos se invierte la marcha ordinaria indicada en el párrafo anterior: hacemos llegar el sulfhídrico á la disolución amoniacal; cuando ésta queda saturada de gas SH tenemos el sulfhidrato, y añadiéndole otra parte igual de amoníaco se convierte en sulfuro:



*Los carbonatos*  $\text{CO}_3\text{H}(\text{NH}_4)$  y  $\text{CO}_3(\text{NH}_4)_2$  se preparan de igual modo por ser gaseoso el ácido carbónico.

El *nitrato*, análogo al salitre, pero delicuescente y muy soluble, se obtiene por el procedimiento general, lo mismo que los *sulfatos* y *fosfatos*. El nitrato amónico sirve para obtener el óxido nítrico y para producir mezclas frigoríficas; pues basta disolverle en su peso de agua para que la temperatura baje 26°.

**348. Reactivos.**—*Las sales amónicas* dan con *el cloruro platínico* un precipitado *amarillo* de cloruro doble platínico amónico, como sucede con las de potasio y presentan las mismas reacciones, excepto la característica de producirse un desprendimiento de amoníaco cuando se añade á las primeras potasa ó cal calentando el tubo de ensayo (186—2.º).

**349. Litio:** Li=7.—El litio forma parte de algunos silicatos naturales, *petalita*, *lepidolita*, y también acompaña en mínimas porciones al potasio en las cenizas de las plantas. Es el sólido de menor peso específico, 0,59; de color blanco, cuya superficie se empaña inmediatamente expuesto al aire, aunque es inoxidable en el aire seco á la temperatura ordinaria. Fúndese á 180° y se quema con llama brillante á una temperatura más elevada. Se combina desde luego con el cloro, el bromo, el azufre, é igualmente sustituye al hidrógeno de los ácidos para formar las sales correspondientes, análogas á las del potasio.



Se obtiene por la electrolisis del cloruro de litio fundido,  $\text{ClLi}$ .

**350. Reacciones.**—Los compuestos de litio se distinguen de los otros metales alcalinos, potasio y sodio, porque precipitan de sus disoluciones concentradas por el carbonato y por el fosfato sódico produciéndose estas mismas sales de litio insolubles. También coloran de rojo púrpura la llama del alcohol.

## CAPÍTULO XXX.

### Segundo grupo de metales monodínamos.

#### PLATA.

$\text{Ag} = 108.$

**351. Propiedades.**—La plata es un metal blanco, muy brillante (270); el más dúctil y maleable después del oro; que tiene un peso específico de 10,5, y alcanza su punto de fusión á unos  $1,000^{\circ}$ , con la particularidad de absorber 22 veces su volumen de oxígeno mientras se halla en estado líquido, abandonándole al solidificarse. También se volatiliza á una temperatura muy elevada.

La plata es inalterable en el oxígeno; pero el ozono húmedo se combina directamente con ella formando bióxido argéntico  $\text{Ag}_2\text{O}_2$  (1). Los hidrácidos la atacan débilmente y aun las emanaciones sulfhídricas la ennegrecen en la superficie. El mejor disolvente de la plata es el ácido nítrico produciéndose el nitrato con desprendimiento de vapores rutilantes.

**352. Estado natural.**—Algunas veces se encuentra la plata nativa filamentosa ó *dendrítica* y en escamas; aun cuando los minerales más importantes de donde se extrae son el sulfuro, *argirosa*, el sulfoarseniuro y el sulfoantimoniuro, *platas rojas*, que los mineralogistas designan con los nombres de *argiritrosa* y *miargirita*, y finalmente el cloruro, *plata*

(1) El agua oxigenada se descompone y descompone al mismo tiempo este bióxido cuando se ponen en contacto ambos cuerpos; más parece oxidar directamente el metal produciendo dos hidratos.



*córnea ó querargira*, acompañado á veces de pequeñas cantidades de yoduro y bromuro. Estos minerales y principalmente el sulfuro, se encuentran con bastante frecuencia acompañando á la galena y á las piritas, llamadas *argentíferas*, las cuales son explotables precisamente por la cantidad de plata que encierran.

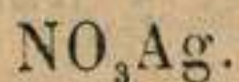
**353. Obtención.**—Pueden reducirse á dos los procedimientos empleados para beneficiar los minerales de plata, según que no contengan ó que contengan plomo. El primero, ó *de amalgamación*, se reduce á unir la plata con el mercurio volatilizándolo luego este metal: el segundo, llamado *de copelación*, estriba en agregar plomo que arrastre la plata, oxidando aquel metal cuando se funde la mezcla en la copela á fin de que desaparezca y quede aislada la plata. Este último procedimiento se emplea también en los ensayos de la plata, por la vía seca.

**354. Combinaciones de la plata.**—Además de los compuestos mencionados de plata que presenta la Naturaleza, pueden obtenerse algunos otros por doble descomposición del nitrato, y de ellos sólo debemos citar:

		Color.	Acción del calor.	Agente de la doble descomposición.
El protóxido. . . . .	Ag <sub>2</sub> O.	Verde aceituna.	Descomponible.	KOH.
Sulfuro. . . . .	Ag <sub>2</sub> S.	Negro. . . . .	Indescomponible.	SH:(S+2Ag). (forma sulfato).
Cloruro argéntico. . . . .	ClAg.	Blanco ó pardo.	Indescomponible.	ClNa.
Yoduro. . . . .	IAg.	Amarillento. . . . .	Indescomponible.	IK.
Carbonato. . . . .	CO <sub>3</sub> Ag <sub>2</sub> .	Blanco. . . . .	Descomponible. . . . .	CO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> .

El *sulfato argéntico* se prepara reaccionando directamente sobre la granalla de plata el ácido sulfúrico hirviendo. Estas combinaciones de la plata son isomorfas por regla general de las correspondientes del sodio, presentando fórmulas análogas, si bien la poca afinidad de la plata para el oxígeno coloca este metal entre los llamados preciosos.

#### NITRATO ARGÉNTICO.



**355. Propiedades.**—El nitrato de plata cristaliza en tablas del sistema romboidal, transparentes, de un peso específi-



co 4,4; fusible, inalterable á la luz si es puro y se halla fuera del contacto del aire, supuesto que las partículas orgánicas que contiene producen una reducción parcial de la sal ennegreciéndola, sobre todo cuando se halla en disolución. El agua hirviendo disuelve el doble de su peso de nitrato argéntico, y la mitad solamente á la temperatura ordinaria. Ennegrece la piel y los tejidos reduciéndose el metal, siendo soluble la mancha reciente en el hiposulfito de sodio.

**356. Obtención.**—Se prepara el nitrato argéntico disolviendo la plata pura en el ácido nítrico y se recogen los cristales después de concentrar el líquido al fuego. Atacando con el agua fuerte monedas de plata, por la dificultad de proporcionarse plata pura, el líquido toma un color azul, debido al nitrato de cobre que es preciso separar evaporando á sequedad y fundiendo el residuo, con lo cual queda descompuesto y reducido á óxido cúprico insoluble, permaneciendo inalterable el nitrato argéntico que se disuelve en el agua para cristalizarle como anteriormente.

Los pequeños cilindros de esta sal que se forman en la rielera toman color negro por reducirse la plata con la grasa del molde y reciben el nombre *de piedra infernal*. Se aplican en Cirugía, y la sal cristalizada como reactivo y en diversas operaciones del plateado galvánico y de la fotografía.

**357. Reactivos.**—Precipitan con el *sulfhídrico* dando un *sulfuro negro*; los *carbonatos* forman precipitado blanco, y los *ortofosfatos amarillo* (237); pero el reactivo principal de las sales argénticas, es el *clorhídrico* ó los *cloruros solubles*; pues originan abundante precipitado de cloruro argéntico, en cuajarones blancos como la leche cortada, insoluble en los ácidos, soluble en el amoníaco; si hubiera una cantidad mínima, el líquido se vuelve opalino. Una hoja de cobre introducida en la disolución se recubre de plata en polvo blanco.

**358. Metalurgia.**—Recibe este nombre la operación mediante la cual se extraen los metales de *sus minerales*. Algunos metales como *el oro* se hallan *nativos* y sólo es preciso separarlos del cuarzo ú otras sustancias, *la ganga*, que los acompañan; pero de ordinario están combinados con el oxígeno, el azufre, el cloro, ó formando sales de donde se extraen. Los óxidos, sulfuros, cloruros y carbonatos constituyen, pues, los *minerales* más comunes *de los*



*metales*, porque son los compuestos de los mismos más abundantes ó de más fácil explotación y *beneficio*.

La metalurgia abraza dos partes: 1.<sup>a</sup> *Separación de la ganga*, por medio de operaciones mecánicas, v. gr., la trituración, lavado, etcétera. 2.<sup>a</sup> *La reducción* ó extracción propiamente dicha del metal, aislándole de los demás elementos por reacciones químicas.

La última parte varía según la naturaleza de los minerales y los medios disponibles; pues no debe olvidarse que la minería y la metalurgia son verdaderas industrias; y de nada sirve la abundancia de mineral si resulta caro el producto, ya por la profundidad del filón, dureza de las rocas, dificultad del desagüe, aun cuando sea por falta de vías de comunicación, circunstancia que parece ajena por completo al objeto del minero. Por esta razón los *agentes reductores* han de ser económicos, empleándose al efecto *el carbón* bajo sus diferentes formas y modernamente *el óxido de carbono* producido en los *generadores Siemens*. También se utilizan *los fundentes* constituidos por materias calcáreas ó silícicas (1), y en algunos casos conviene el espato fluor, cuyo objeto es formar con la ganga un silicato de aspecto vitreo, fácilmente fusible, llamado *escoria*, que puede separarse por su menor densidad del metal fundido al que preserva de una oxidación ulterior.

Los carbonatos y sulfuros deben calcinarse, ó *tostarse* calentándolos al aire libre, con objeto de transformarlos en óxidos de una manera más ó menos completa; eliminanse de este modo las materias volátiles, ácido carbónico, azufre al estado de gas sulfuroso, y aun el arsénico y el antimonio de sus compuestos respectivos. Al hablar de cada metal indicaremos los medios de extraerle, ya sea por la acción del fuego, ya por la vía húmeda á la cual puede referirse el procedimiento de amalgamación, de que nos ocuparemos en breve, así como el empleo de la corriente eléctrica para la separación de los metales, ó sea *la electrometalurgia*, que en la actualidad se aplica con ventaja en *la afinación* de algunos, y está llamada á realizar mayores progresos.

**359. Operaciones mecánicas.**—Dentro de la mina se procede á *la primera clasificación* ó escogido á mano, empleando el martillo para separar el mineral puro, que desde luego se lleva al horno. de otra porción ó *clase mediana* que contiene bastante ganga y debe someterse á diversas operaciones, apartando la piedra que sólo tenga pintas de mineral y reservándola para las cons-

(1) Cuando tenemos mineral de dos procedencias, uno acompañado de sílice y otro de caliza, se suple con ventaja el fundente reduciendo una mezcla apropiada de dichos minerales.



trucciones necesarias al laboreo y á la conservación de pozos y galerías.

El mineral interpuesto en la ganga sufre una primera trituración ya en *el partididor americano*, formado por dos fuertes láminas de hierro erizadas de asperezas que tienen un gozne en su extremo que les permite girar á la manera de un cascanueces, ó bien mediante *el moledor de cilindros*. Consta de dos acanalados, que giran en sentido contrario (*fig. 55*), entre los cuales cae el mi-

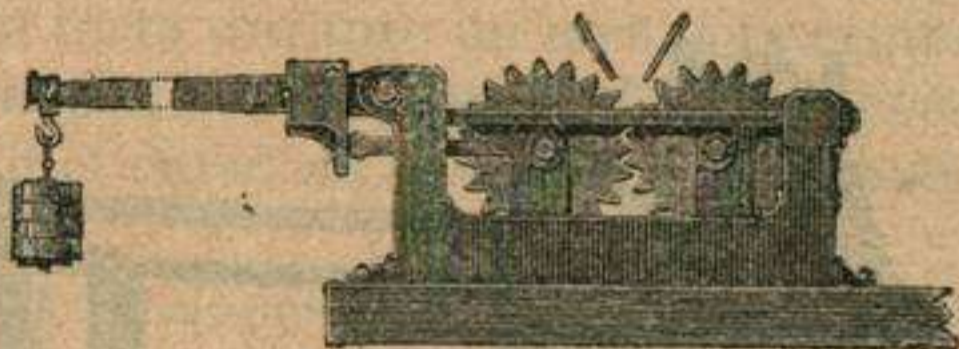


Fig. 55.—Cilindros para la trituración del mineral.

neral que se echa en una tolva, cuya sección está indicada en la parte superior de la figura por dos rayas oblicuas: los ejes de estos cilindros son paralelos; se hallan en el mismo plano horizontal, y su distancia puede arreglarse permaneciendo fijo el uno y siendo el otro movable, enlazado á una corredera de una palanca acodada, graduándose la presión por medio de pesas, según puede verse en

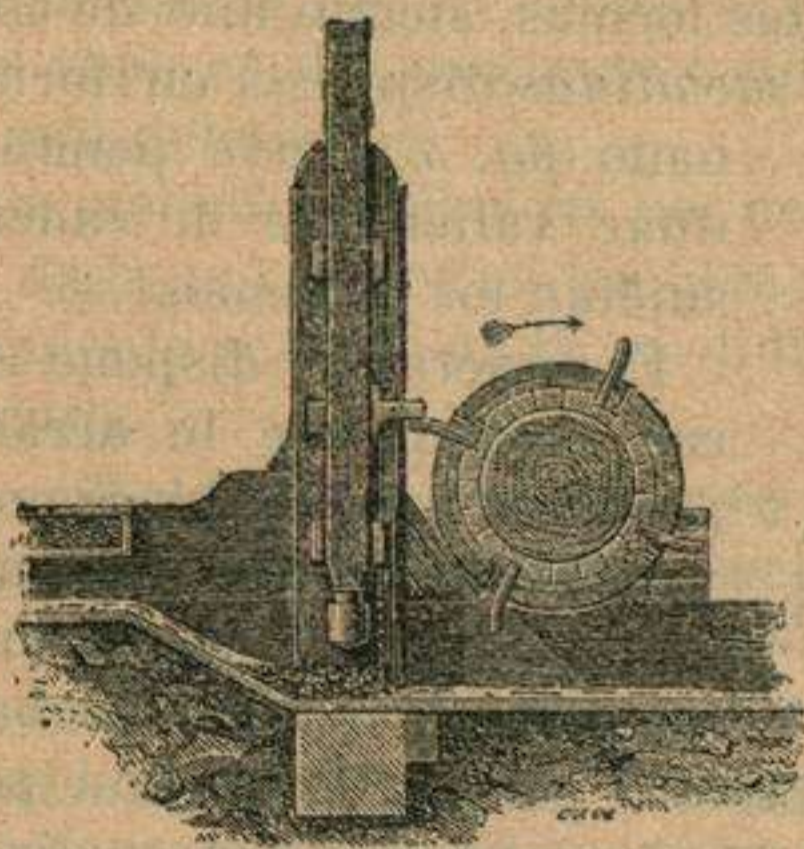


Fig. 56.—Sistema de pisones moledores.

el grabado. También se usa otro mecanismo, con objeto de separar el mineral de la ganga, el cual consiste en una *serie de mazas* verticales con cabeza de palastro (*fig. 56*) que se levantan á la altura de uno á tres decímetros por medio de varios travesaños ordenadamente dispuestos en la superficie de un torno ó cilindro horizontal, giratorio alrededor de su eje. El mineral es arrastrado por una



corriente de agua y sufre la trituración, al pasar bajo los pilones, sobre una gruesa placa de hierro que ocupa el fondo de una caja cuya pared tiene orificios para dar paso al líquido y á los granos menudos.

**360. Lavado.**—Después de triturado el mineral suele hacerse una *segunda clasificación* de los granos por medio de cribas, siendo preferidas las cilíndricas análogas á la de Pernollet para la separación de los granos de trigo y demás cereales. Elegidos los de un mismo tamaño se procede á lavarlos con el fin de separar de un

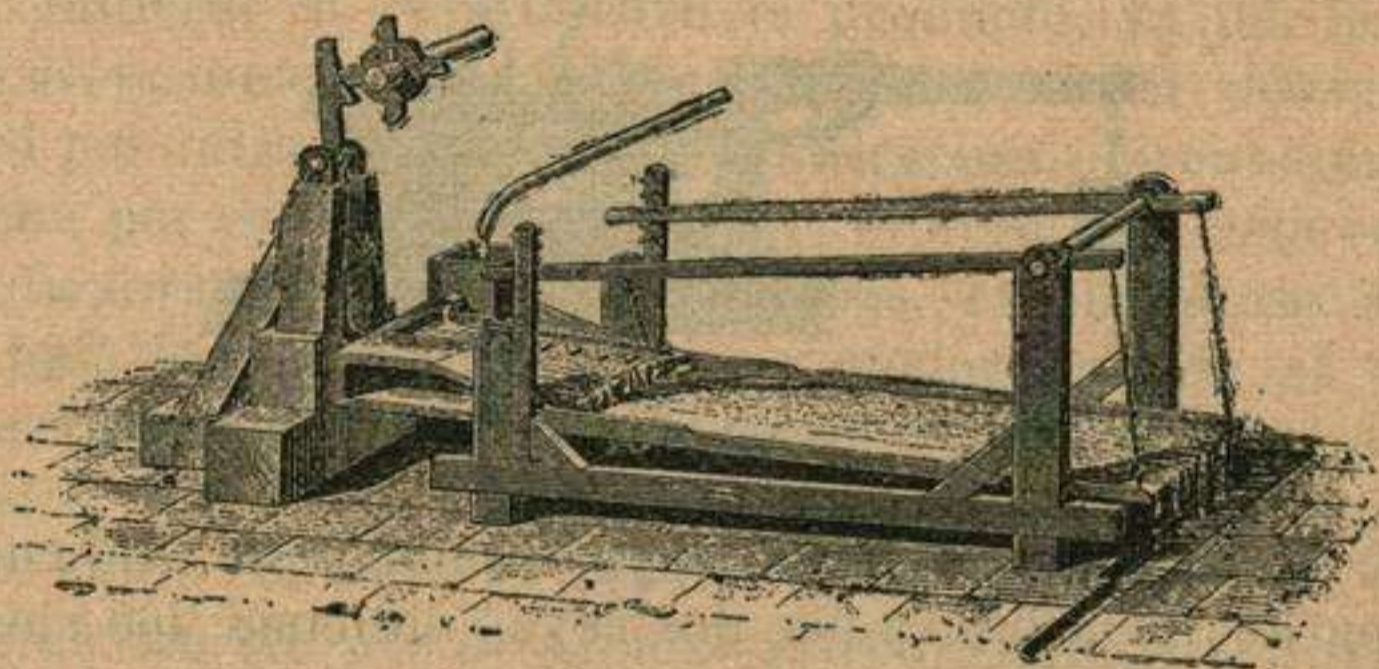


Fig. 57.—Tabla oscilante para lavar el mineral.

modo bastante completo la ganga ligera, del mineral que es más pesado y por esto el agua le arrastra con más dificultad. Existen aparatos de diferentes formas, siendo uno de los más usados, la *tabla oscilante ó de sacudidas* dispuesta en forma de plano inclinado (*fig. 57*) cuya pendiente se puede graduar valiéndose de cadenas verticales que sujetan los extremos.



Fig. 58.—Repartidor de la tabla oscilante.

El mineral se dispone en una caja donde cae el agua que le arrastra, repartiéndose por igual en el tablero por medio de los travesaños de la cabeza triangular ó parte superior del tablón, representada aparte en la (*fig. 58*). El mismo grabado (*fig. 50*) indica cómo se levanta el tablero por medio de una palanca de madera que lleva un escape donde se apoyan los cuatro salientes de una rueda cayendo luego por su propio peso.

**361. Metalurgia de la plata.**—1.º MÉTODO AMERICANO. Los españoles inventaron el método de amalgamación (1) seguido toda-

(1) Véase el «Tratado de Química General» pág. 614, del distinguido Catedrático y Decano de la Facultad de Ciencias de esta Universidad, Doctor D. José Ramón de Luanco, quien aduce con mucha erudición gran copia de datos en prueba de que Bartolomé de Medina introdujo en Nueva España este sistema de beneficio, llevado también á Alemania por Juan de Córdoba.



via en América para beneficiar los minerales de plata. Después de molido, el mineral se extiende en un *patio* sobre una era enlosada añadiéndole agua y sal marina hasta formar un barro blando, y al cabo de algunos días se *incorpora el magistral*, sulfatos de hierro y cobre obtenidos por la calcinación de la pirita de cobre, *repasando la torta* á modo de parva pisada por caballerías; y luego se va mezclando poco á poco el azogue, debiendo agregarse mayor cantidad de magistral ó de mercurio en los días sucesivos, según deduzca *el azoguero* por las pruebas ó *tentaduras* que verifica. Todos los días se pisa la torta durante un mes por término medio, y á lo último suelen ponerse, sobre todo en Méjico, torneaduras ó *cascaquilla* de cobre. En el curso de la operación algunas veces conviene añadir cal apagada.

Las principales reacciones que se originan pueden reducirse á dos: 1.º Transformación de los sulfatos de hierro y cobre en cloruros, así como por doble descomposición entre éstos y el mineral se produce *cloruro de plata*, el cual se disuelve en un exceso de sal común. 2.º Sustitución del mercurio á la plata en el cloruro, quedando ésta en libertad para amalgamarse con el azogue sobrante. La torta se lava en grandes pilas que arrastran las materias térreas y solubles, yendo al fondo el mercurio con la amalgama de plata; exprímese ésta en mangas de lona y se dispone en las cápsulas del *velón*, pie vertical que las sostiene, recubierto por un fanal ó *capellina* de hierro que descansa en un fondo agujereado para que al aplicar el fuego los vapores del azogue se condensen en una *pileta* llena de agua que está debajo.

La ventaja de este método consiste en no necesitar combustible para la reducción, dada su escasez en los lugares donde se emplea, y el mayor inconveniente se halla en la pérdida de mercurio que se transforma en cloruro.

2.º COPELACIÓN.—Sea que *el plomo* se haya añadido al mineral para *ligarle con la plata* ó que resulte la aleación de estos metales al beneficiar las galenas argentíferas, en cualquiera de estos casos, se consigue la separación de la plata por medio de *la copelación*, es decir, la oxidación del plomo, formándose en definitiva *litargirio*, que fundido corre por la parte superior, ó es absorbido por la copela, quedando en su fondo el *pellón* de plata pura. El horno de copela (*fig. 59*) es de los llamados de reverbero; tiene el suelo cóncavo en forma de casquete esférico, recubierto con una capa de ceniza y marga, en cuyo borde se practica la escotadura ó muesca para que corra fuera el litargirio fundido. La *copela* se recubre á veces por medio de una pantalla de palastro sostenida por cadenas que cuelgan del extremo de una grúa, según indica el grabado, en donde se ve asimismo la disposición del hogar á fin de



que la llama se extienda sobre el plomo y le derrita. La corriente de aire, debida á poderosos fuelles, llega por las toberas para activar la oxidación y se va recogiendo el litargirio aumentando la escotadura de la copela hasta que aparecen *los cambiantes* ó irisaciones formados por una capa delgada de óxido, terminándose á poco la operación en el momento preciso en que se observa *el re-*

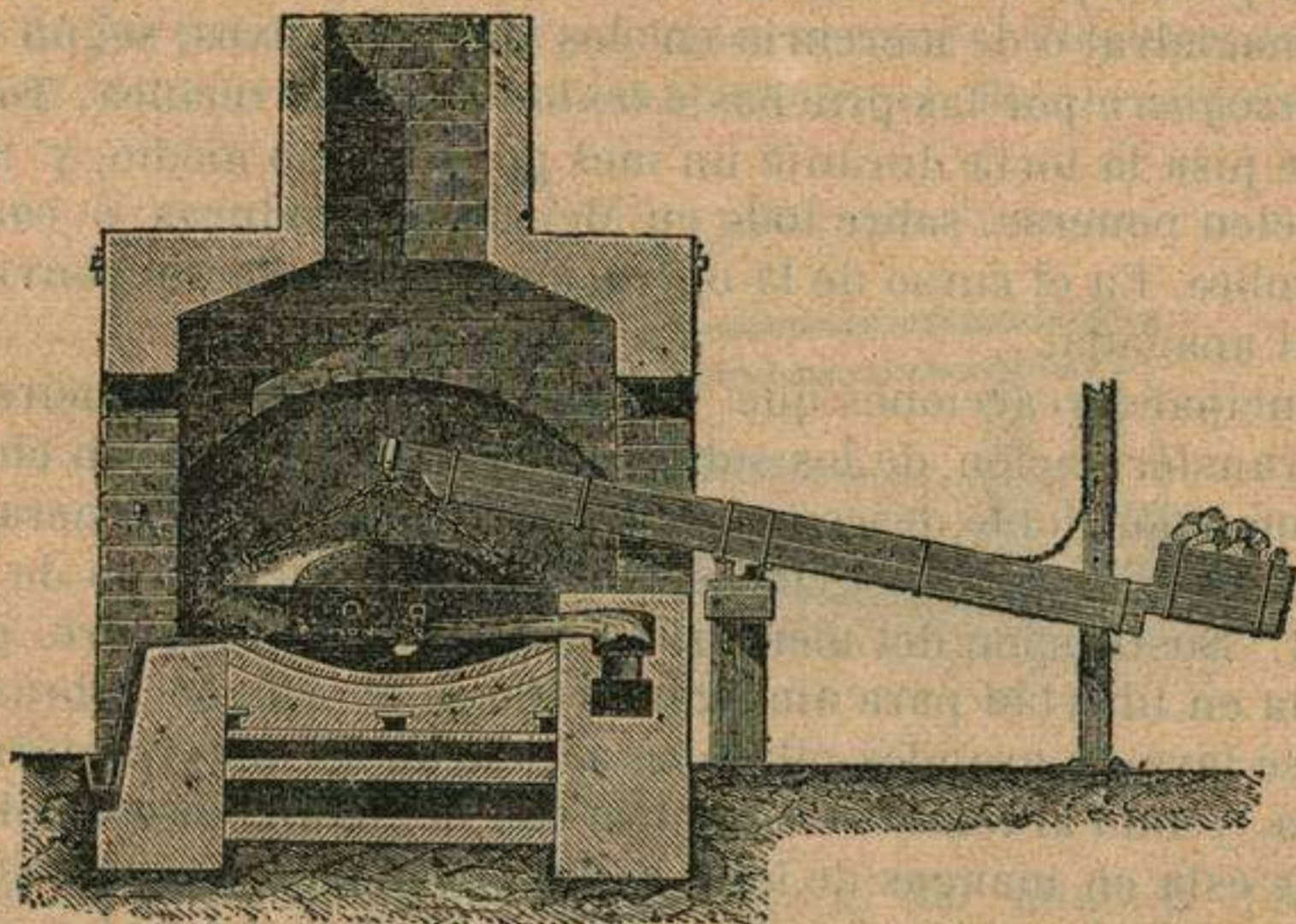


Fig. 59.—Horno de copela.

*límpago*; es decir, cuando se descubre la superficie blanca y brillante del pellón de plata, vertiendo entonces agua caliente sobre la copela para solidificarle y que pueda recogerse. Todavía suele refinarse la plata mediante una nueva copelación ó fusión con nitró para separar el plomo restante. El litargirio es un producto secundario que se entrega al comercio ó se reduce mediante el carbón en un horno de *manga* vertical como el empleado en la extracción del estaño (170).

Entre los diferentes procedimientos seguidos para aumentar la riqueza del plomo argentífero, antes de someterle á la copelación, el mejor consiste en agregar la cantidad conveniente de zinc (1), removiendo bien la masa fundida, y de este modo se forma una aleación poco fusible de plata, plomo y zinc, que retiene casi toda la plata, sobrenadando encima del *plomo pobre*, del cual fácilmente la separan.

**362. Ensayos.**—Para reconocer la cantidad de plata que con-

(1) Se determina en un ensayo previo la cantidad de plata, adicionando luego un peso décuplo de zinc.



tiene una liga de dicho metal, puede efectuarse una copelación en pequeño, valiéndose de un hornillo de reverbero donde se introduce la *mufla*, que es un semicilindro de barro abierto por un extremo y con orificios á los lados que faciliten el acceso del aire: en ella se colocan las copelas ó capsulitas hechas con cenizas de hueso. Debe tenerse el cuidado de enfriar lentamente la mufla para que el oxígeno absorbido por la plata fundida no sea expulsado con fuerza en el momento en que aparece *la fulguración*, á fin de que no lance algunas partículas, quedando rugosa la superficie del botón, en cuyo caso se dice que *gallea* y no ofrece seguridad el resultado obtenido. Ahora se practican casi todos los ensayos por la vía húmeda precipitando la plata al estado de cloruro con una disolución *titulada* de sal común.

## CAPÍTULO XXXI.

*Primer grupo de metales didinamos. Bario, estroncio y calcio.*

**363. Generalidades.**—Los metales didinamos se caracterizan porque sus cloruros tienen la fórmula general  $\text{Cl}_2\text{M}''$ ; pero comprenden elementos muy diferentes por sus propiedades, así como por las que ofrecen los compuestos de que forman parte, habiendo sido necesario distribuirlos en secciones de las cuales es muy natural el grupo del bario, estroncio y calcio, los cuales figuran reunidos en todas las clasificaciones con el nombre de metales *alcalino-térreos*. Los óxidos de dichos metales tienen el aspecto de tierras; pero todavía son algo solubles y gozan de reacción alcalina, son en cambio insolubles sus carbonatos y sulfatos, en lo cual difieren de los metales propiamente alcalinos.

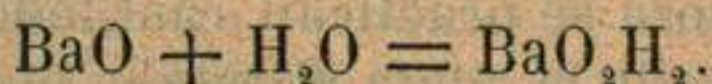
BARIO.

Ba = 137.

**364. Óxido de bario:**  $\text{BaO}$ .—Ninguna importancia tiene *el bario* que puede obtenerse por la electrolisis del cloruro



bárico resultando en el polo negativo (1) de la pila un metal de color blanco muy oxidable y que descompone el agua en frío. *La barita* ú óxido de bario es una materia porosa y de color gris que se prepara mediante la calcinación del nitrato bárico, ó bien del carbonato natural pulverizado, mezclándole previamente con el carbón, aunque en este caso resulta impura y de un aspecto negruzco. Añadiendo un poco de agua á la barita, forma el hidrato con mucho desprendimiento de calor, reduciéndose á un polvo blanco:



*El hidrato bárico* es soluble en el agua hirviendo, de donde se depositan cristales que contienen 8 moléculas de agua, y la disolución que es alcalina recibe el nombre de *agua de barita*, usada como reactivo.

El bario puede formar *un bióxido*  $\text{BaO}_2$  cuya producción y algunos de sus caracteres se han indicado (95 y 100).

**365. Sulfuro de bario:**  $\text{SBa}$ .—Este cuerpo se obtiene por la reducción del sulfato bárico mediante el carbón:



La operación se ejecuta pulverizando ambos cuerpos, y agregándoles aceite de linaza y un poco de resina; de la mezcla se hace una pasta para formar con ella esferitas que se calcinan al rojo dentro de un crisol tapado. Resulta una masa grisácea y porosa, soluble en el agua caliente, que contiene el sulfuro, con un poco de barita, susceptible de ser atacado por los ácidos, y sirve para obtener así las correspondientes sales, objeto principal á que se destina el sulfuro de bario.

#### SALES BÁRICAS.

**366. Cloruro bárico:**  $\text{Cl}_2\text{Ba}$ .—Las sales de bario más usadas como reactivos son *el cloruro* y *el nitrato bárico*  $(\text{NO}_3)_2\text{Ba}$ , y se preparan atacando el sulfuro por el ácido clorhídrico y el

(1) En rigor el alambre de platino se amalgama previamente, y se recoge de este modo la amalgama de bario que es preciso calentar en una atmósfera de hidrógeno para aislar el metal.



nítrico respectivamente. Ambas sales pueden cristalizar por el procedimiento ordinario.

**367. Sulfato bórico:**  $\text{SO}_4\text{Ba}$ .—Se halla muy abundante en la Naturaleza y se conoce con los nombre de *baritina* y *espato pesado*, pues tiene una densidad de 4,5; y sirve para la obtención del sulfuro con el cual se preparan, según queda dicho, las demás sales de bario; aunque también se utiliza con el mismo objeto el carbonato natural  $\text{CO}_3\text{Ba}$  llamado *witerita*.

**368. Reactivos.**—Las sales bóricas no precipitan por el hidrógeno sulfurado ni por el sulfuro amónico; pero sí con los carbonatos alcalinos y con el ácido sulfúrico ó los sulfatos solubles (224).

**369. Estroncio:**  $\text{Sr} = 87,5$ .—El estroncio es un metal cuyos compuestos y los que forma el bario guardan perfecto paralelismo en todos sus caracteres, siendo isomorfos muchos de ellos. El metal puro, que parece presentar un color amarillento, descompone también el agua en frío y se obtiene por la electrolisis del cloruro. Sus óxidos  $\text{SrO}$  y  $\text{SrO}_2$ ; el cloruro  $\text{Cl}_2\text{Sr}$ ; el nitrato  $(\text{NO}_3)_2\text{Sr}$ , usado en la pirotecnia, se corresponden con los mismos compuestos de bario, y se preparan de un modo análogo (1), siendo también la sal más abundante el sulfato de estroncio  $\text{SO}_4\text{Sr}$ , *celestina*, cuya densidad es 3,9, y el carbonato  $\text{CO}_3\text{Sr}$  ó *estroncianita*.

**370. Reactivos.**—Son los mismos que los del bario, aunque el sulfato estróncico es un poco más soluble que el bórico, distinguiéndose las sales de estroncio por el color rojo que dan á la llama y las rayas características del espectro; no precipitando por los cromatos solubles como las sales bóricas.

#### CALCIO.

$\text{Ca} = 40$ .

**371. Óxido de calcio:**  $\text{CaO}$ .—La *cal* ú *óxido de calcio* contiene también un metal análogo al estroncio que se obtiene lo mismo que éste por la electrolisis del cloruro cálcico, ó

(1) El bióxido de estroncio no se forma como el de bario y sí por la acción del agua oxigenada sobre la estroncianita.



mejor, descomponiendo por el sodio el yoduro. El *calcio* es de color amarillo en su fractura reciente y se oxida con la misma facilidad que el bario y el estroncio, careciendo de importancia.

*El óxido de calcio*, es por el contrario una materia del mayor uso desde la más remota antigüedad, sirviendo para formar la argamasa empleada en la construcción de edificios. No se encuentra libre en la Naturaleza por la facilidad con que se combina con el ácido carbónico, dando origen al carbonato ó caliza, que es uno de los minerales más abundantes. El comercio presenta la *cal viva* en trozos de buen tamaño, blanquecina, compacta y tenaz; pero rociándola con agua al cabo de un rato se calienta mucho y queda reducida á polvo blanco, *hidrato cálcico*  $\text{CaO}_2\text{H}_2$ , operación muy conocida de *apagar la cal*.

*La lechada de cal blanca*, se prepara poniendo en agua el hidrato que queda en suspensión en el líquido por ser poco soluble, y filtrando se obtiene el *agua de cal*, transparente, para los diversos usos de laboratorio. Una y otra deben conservarse en frascos bien tapados, porque la cal aun en el estado anhidro se carbonata dejándola expuesta al aire.

La cal, según queda dicho y explanaremos oportunamente, se emplea en la preparación *del mortero* ó argamasa usada en la albañilería; para la defecación de los zumos en las fábricas de azúcar; como depilatorio, y para hinchar las pieles en las fábricas de curtidos, y en Química para la preparación de la potasa, sosa y amoníaco.

#### SALES DE CALCIO.

**372. Cloruro cálcico:**  $\text{Cl}_2\text{Ca}$ .—*El cloruro cálcico* es un sólido amorfo, fusible y delicuescente. Cuando está *fundido* se disuelve rápidamente en el agua, produciendo una *elevación de temperatura* al combinarse con seis moléculas de la misma para cristalizar en prismas hexagonales. El agua disuelve tres veces su peso de *esta sal cristalizada* que origina entonces un *notable enfriamiento*. Se usa en los laboratorios para desecar los gases, y queda como residuo al preparar el ácido carbónico y el amoníaco (256 y 187).

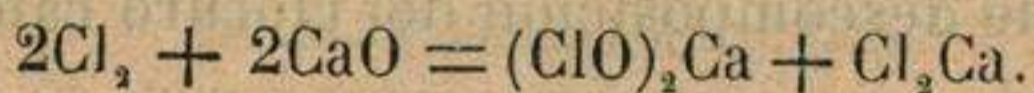
*El fluoruro de calcio*  $\text{Fl}_2\text{Ca}$ , llamado *fluorina* y *espato fluor*,



se presenta en la Naturaleza amorfo y cristalizado en cubos teñidos de varios colores, amarillo, violado y verde, y se emplea para obtener el ácido fluorhídrico y como fundente en la metalurgia.

También es muy abundante en España el *fosfato tricálcico* conocido con los nombre de *apatito* y *fosforita*, porque como el mineral anterior fosforece en las ascuas, y se encuentra en Logrosán (Cáceres) y en otras provincias. Sirve de base para la confección de los abonos minerales.

**373. Hipoclorito cálcico:**  $(\text{ClO})_2\text{Ca}$ .—Bajo la denominación de *cloruro de cal*, *polvos de blanqueo*, etc., es de un uso frecuente como desinfectante y descolorante una substancia que presenta el comercio en forma de polvo blanco soluble, en el agua y con un fuerte olor á cloro que se desprende en presencia de los ácidos, aun del carbónico del aire. Este cuerpo es una mezcla de hipoclorito y cloruro cálcico que se prepara haciendo llegar el cloro sobre la cal hidratada, según expresa la reacción



En la industria se produce una abundante corriente de cloro, preparado en grandes vasijas de barro, entrando el tubo abductor del gas por un agujero practicado cerca del techo en un departamento ó *cámara* donde se halla extendido el hidrato cálcico sobre varias tablas dispuestas horizontalmente á modo de estantería.

**374. Sulfato cálcico:**  $\text{SO}_4\text{Ca}$ .—*El sulfato cálcico anhidro es el yeso vivo*, que se halla en estado pulverulento, y cristalizado en la Naturaleza con el nombre de *anhidrita*; pero *el sulfato hidratado* con dos moléculas de agua es el verdadero *yeso de las canteras*, *espejuelo*, *alabastrites*, etc., cuyo peso específico no pasa de 2,3 y se deja rayar por la uña. Muy poco soluble en el agua y menos en alcohol, é infusible al soplete, se deshidrata con sólo calentar á unos  $100^\circ$  y queda en disposición de combinarse fácilmente de nuevo con el agua, trabando la masa al cristalizar el sulfato hidratado; cuya propiedad es el fundamento de las aplicaciones del yeso, tanto en albañilería, para el enlucido y el estucado, como en la fabricación de moldes, estatuas y otros objetos de adorno.

**375. Carbonato cálcico.**—*La caliza ó carbonato de cal*



forma uno de los materiales más importantes del globo terráqueo, constituyendo elevadas montañas y el suelo de extensas regiones. Se presenta este mineral cristalizado en romboedros, *espato de Islandia*, en los cuales se estudia la doble refracción, y también en prismas del sistema romboidal recibiendo entonces el nombre de *aragonito*. Compacto y de estructura granosa es *el mármol*; pulverulenta *la creta*, y existen otras variedades, como *el alabastro*, *la piedra litográfica*, *la caliza de construcción*, etc. En general tiene un color gris, aunque á veces se halla teñido con diferentes óxidos metálicos. No se deja rayar por la uña, y su peso específico oscila entre 2,7 y 2,9. Parece casi insoluble en el agua pura; mas le disuelve en mayor proporción si está acidulada por el gas carbónico, dando esta circunstancia origen á *las aguas inscrustantes* de ríos y manantiales que depositan carbonato cálcico sobre los objetos en ellos sumergidos, así como al filtrarse por las grietas de las cavernas producen las estalactitas y estalagmitas.

Si alguna vez conviniera preparar el carbonato cálcico, procédase por doble descomposición del cloruro cálcico y el carbonato sódico.

**376. Reactivos.**—*Las sales solubles de calcio no precipitan por el sulfhídrico ni por el sulfuro amónico, y únicamente en disolución concentrada con la potasa y la sosa se forma el hidrato cálcico. Precipitan por los carbonatos y sulfatos solubles; mas el primer precipitado desaparece con el agua carbónica y el segundo aumenta añadiendo alcohol.*

El reactivo más importante es *el oxalato amónico* que da un precipitado blanco y amorfo de oxalato cálcico. Las sales cálcicas comunican á *la llama* del alcohol un color purpúreo.

**377. Preparación del yeso vivo.**—Es una operación muy común la preparación del yeso vivo ó anhidro á cuyo efecto se disponen las piedras en el horno (*fig. 60*), de modo que formen las mayores una especie de bóvedas bajo las cuales se quema el ramaje. Las llamas atraviesan el montón de piedras menores puestas encima, y el calor produce la deshidratación del yeso. La práctica enseña por el aspecto que toma el material cuándo debe suspenderse la operación, porque si se calienta demasiado resulta un yeso que difícilmente se hidrata. Suele conservarse el yeso molido y cribado, procurando evitar el contacto del aire porque la humedad le hidrataría y pierde su cualidad principal.



La escayola que se emplea para moldear objetos artísticos se prepara eligiendo cristales de yeso puro que se calcinan en los hornos del pan. Para el estucado de las habitaciones se apaga el

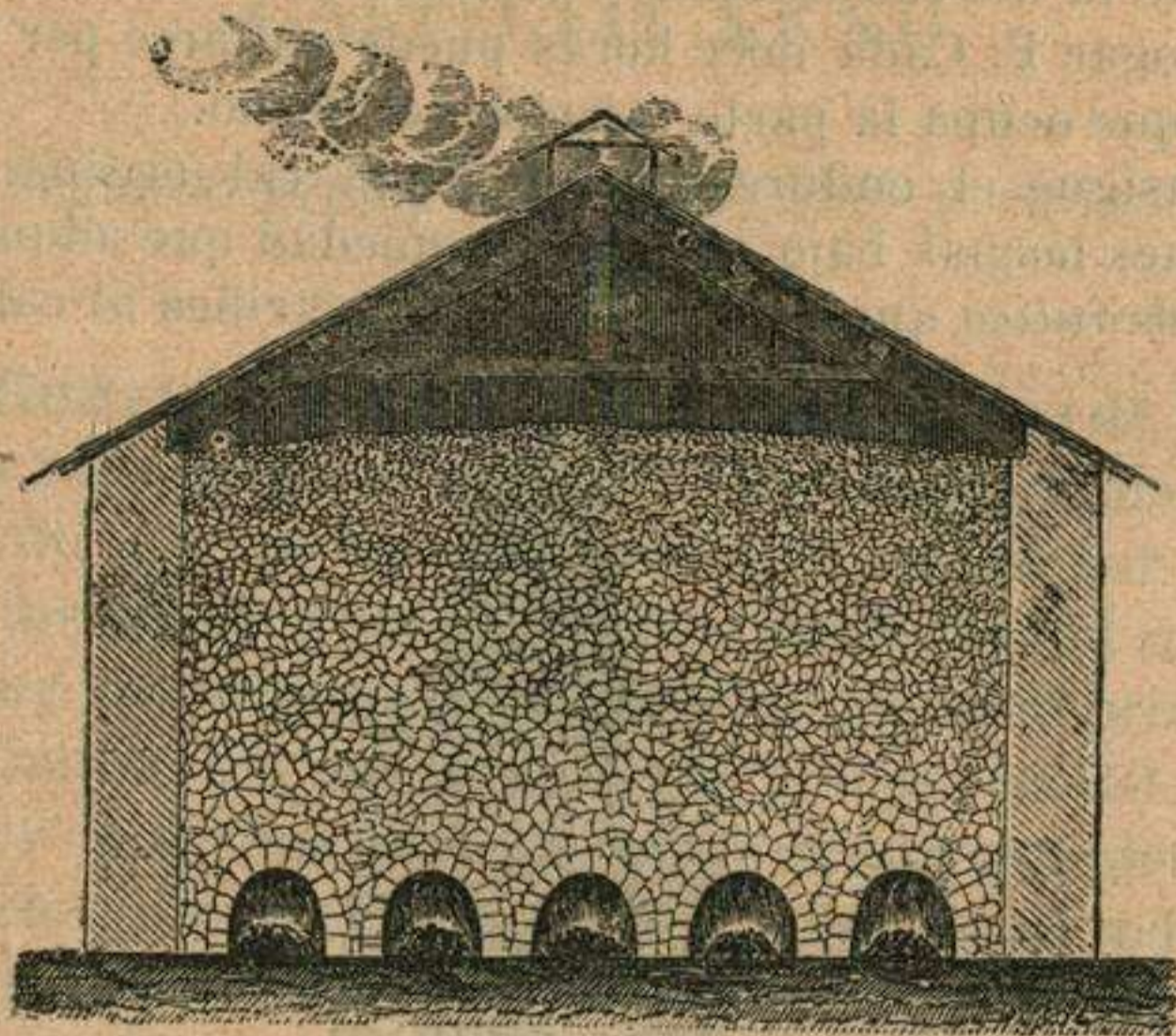


Fig. 60.—Preparación del yeso.

yeso vivo, agregándole una disolución de cola fuerte, y poniendo algunos óxidos metálicos si se quiere que el estuco presente vetas como el mármol. La masa tarda más en endurecerse que con el agua sola, en cambio es susceptible del pulimento que se le da después, frotándola con tripoli diluido en aceite. Si se quiere un estuco que resista los agentes atmosféricos es necesario calcinar el yeso mezclado con alumbre.

**378. Cal viva.**—Los hornos en que se prepara la cal viva son de dos clases: *intermitentes* (fig. 61), es decir, que exigen una carga cada vez que se verifica la calcinación, y *continuos* (fig. 62) que se cargan por arriba á medida que se van descargando por la parte inferior. Los primeros, recomendables por su sencillez, ofrecen el inconveniente de la pérdida de tiempo y de combustible, por lo cual son preferibles los hornos continuos.

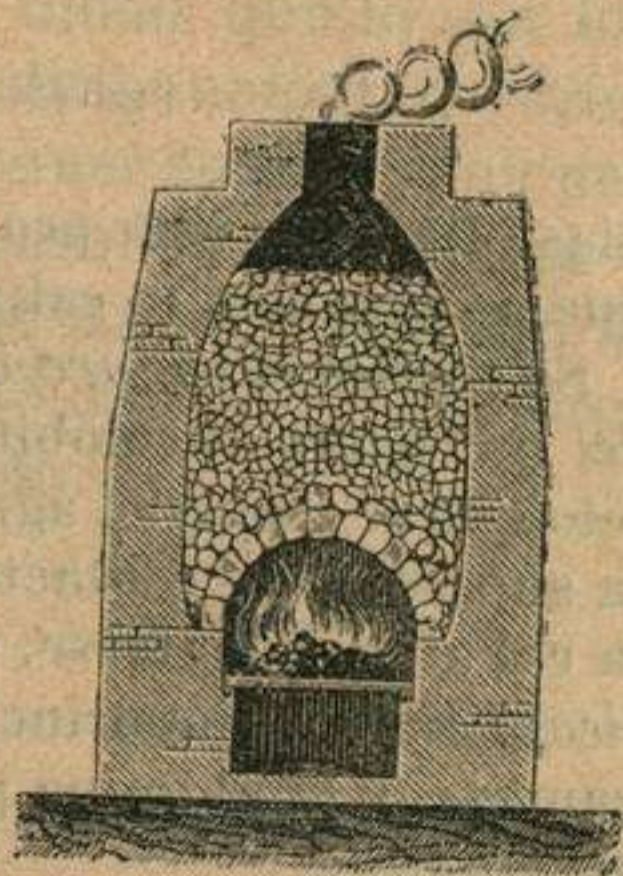


Fig. 61.—Horno de calcinación intermitente.

Alcanzan éstos una altura de 8 metros á lo menos y tienen tres boquetes laterales  $O, O'$ , (fig. 62), por donde entran los productos de la combustión del hogar  $F$ , abiertos en el mismo plano horizontal á



unos dos metros del suelo. Se empieza la operación quemando leña debajo de la base abovedada que se formó con las piedras más gruesas, y cuando se enrojecen todas hasta las aberturas O se quita el fuego de la bóveda inferior y se mantiene constantemente encendido el hogar F. Cada doce horas puede quitarse por la abertura C, la cal que ocupa la parte inferior del horno.

No se consigue el endurecimiento de la cal ordinaria en las construcciones hechas bajo el agua, propiedad que adquiere la llamada *cal hidráulica* que *agarra* bien y se petrifica al cabo de unos

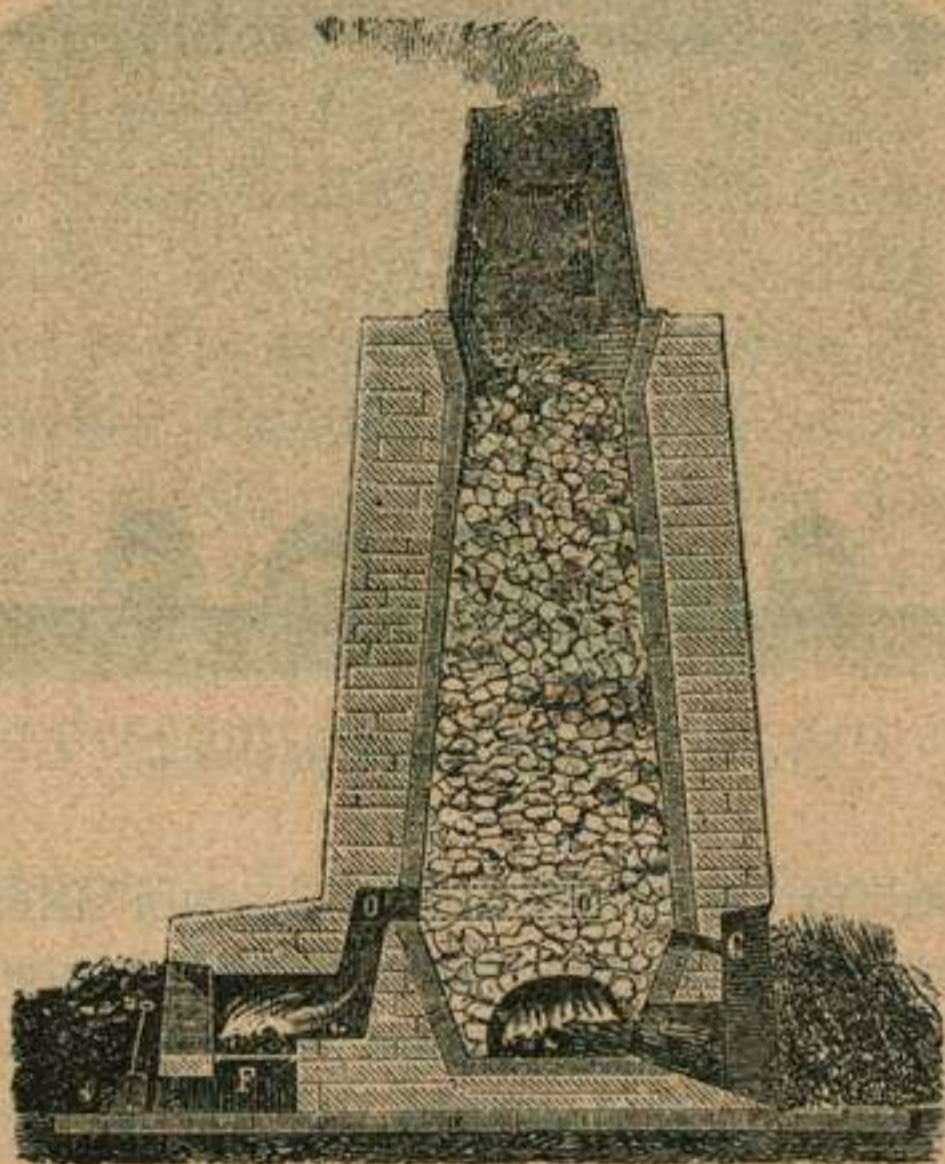


Fig. 62.—Horno de calcinación continua.

días. Depende esta propiedad de la arcilla, silicato de alúmina, que acompaña á la caliza en proporción de un 15 á 30 por 100.

Se explica el endurecimiento de la cal ordinaria por la formación del carbonato al combinarse con el ácido carbónico del aire. El objeto que se consigue agregando la arena es simplemente aumentar la superficie de contacto é impedir la contracción que experimenta la cal al carbonatarse. En la *cal hidráulica*, la sílice origina un silicato cálcico que principalmente da la tenacidad al mortero ó argamasa, y la alúmina parece formar asimismo su correspondiente aluminato.

Preséntanse en muchos terrenos abundantes criaderos de cal hidráulica natural, y si faltaren se prepara calcinando la creta y la arcilla en la proporción conveniente. Otro tanto sucede con los cementos, que traban como el yeso, en los cuales la cantidad de arcilla unida á la cal llega al 40 y al 50 por 100.



## CAPÍTULO XXXII.

*Segundo grupo. Magnesio, zinc y cadmio.*

**379. Generalidades.**—El segundo grupo de los metales didínamos comprende *el magnesio*, menos oxidable que el calcio, y *el zinc* que es un metal usual y resiste por lo tanto la acción de los agentes atmosféricos. Respecto del *cadmio*, sólo diremos que acompaña siempre al zinc, del cual principalmente se distingue por ser más denso y más volátil. Entre los compuestos de dichos metales se observan grandes analogías y la gradación de caracteres consignada en casi todos los grupos bien establecidos de la clasificación. *La magnesia*, blanca como *el óxido de zinc* (el de cadmio es amarillento), cuando se hidrata presenta todavía reacción alcalina lo mismo que *la cal*, siendo completamente insoluble el óxido zíncico. Las sales de estos metales son incoloras ó blancas y *los sulfatos* de zinc y de magnesio cristalizan con *siete* moléculas de agua; se unen con los sulfatos alcalinos para formar sulfatos dobles de composición idéntica é isomorfos, de igual modo que lo son los carbonatos; y así pudieran establecerse otras analogías y diferencias importantes, como sucede al exponer sus disoluciones á una corriente de sulfhídrico, en cuyo caso las sales magnésicas no precipitan, mientras que las de zinc lo efectúan al estado de sulfuro blanco y las de cadmio dan el mismo precipitado, pero de color amarillo de canario.

## MAGNESIO.

Mg = 24.

**380. Propiedades.**—El magnesio es un metal blanco, poco brillante y ligero, puesto que su densidad es 1,74. Apenas oxidable á la temperatura ordinaria; calentando á la llama de la lámpara de alcohol, ó con una cerilla el extremo de un alambre de este metal, arde así que se enrojece despidiendo



una luz muy viva, abundante en radiaciones violeta, y produce durante la combustión un polvo blanco de magnesia. También arde en el cloro y aun en el gas clorhídrico.

**381. Obtención.**—Se aísla de un modo análogo á los metales alcalino-térreos por la electrolisis del cloruro magnésico fundido, ó bien reduciendo éste por el sodio en una mezcla de sal común y cloruro de calcio, que obran como fundentes.

**382. Óxido de magnesio: MgO.**—La *magnesia* calcinada ú óxido de magnesio es un polvo blanco, ligero, muy refractario y apenas se disuelve en el agua; pero se hidrata produciendo alguna elevación de temperatura. La lechada ó papilla que se forma, devuelve el color azul al papel de tornasol enrojecido y neutraliza los ácidos más enérgicos, por lo cual se emplea contra los envenenamientos que los mismos producen y para combatir las acedías.

Se prepara por la calcinación del hidrocarbonato magnésico.

#### SALES MAGNÉSICAS.

**383. Cloruro magnésico: Cl<sub>2</sub>Mg.**—Las principales sales de magnesio, por su abundancia en la Naturaleza y porque sirven para la preparación de las demás, son *el carbonato* y *el sulfato*; pero citaremos también entre las sales haloideas *el cloruro* que comunica á la sal común su deliquesencia. Se presenta en una masa cristalina nacarada, muy soluble en el agua y deliquescente. Entra en combinación, para formar sales dobles, con los cloruros alcalinos; y se prepara disolviendo el carbonato de magnesio en el ácido clorhídrico, añadiendo cloruro amónico para formar el cloruro doble; evaporando luego á sequedad, y eliminando el cloruro amónico, á causa de su volatilidad, al calcinar después en un crisol. Disuelto en un exceso de ácido clorhídrico puede cristalizar con seis moléculas de agua; pero en tal caso al calcinarle se descompone formando magnesia y ácido clorhídrico.

**384. Sulfato: SO<sub>4</sub>Mg, 7H<sub>2</sub>O.**—*El sulfato magnésico* conocido con el nombre de *sal de la Higuera*, *ensomita*, *sal purgante*, etc., tiene un sabor salado amargo disolviéndose una cuarta



parte de su peso en el agua á 0°, aumentando proporcionalmente á la temperatura la cantidad de sal disuelta, 0,5 próximamente por cada grado. Produce diferentes combinaciones con el agua, según la temperatura á que cristaliza, si bien la sal ordinaria contiene 7 moléculas.

Se encuentra disuelta en las aguas del mar y en muchas aguas minerales, siendo muy usadas por sus propiedades purgantes. Abunda en Sedlitz (Bohemia), Epsom (Inglaterra), La Higuera y Calatayud en España.

En las salinas Stassfürth se halla la *kieserita*, sulfato magnésico cristalizado con una molécula de agua, en algunas capas del criadero, mezclada con el sulfato anhidro. El primer mineral puede producirse cuando se funde la sal de la Higuera á 132°, sin perder su última molécula de agua hasta los 212°.

Recogen el sulfato de magnesia evaporando las aguas que le llevan en disolución, y puede prepararse tratando *la dolomía*, carbonato magnésico cálcico, por el ácido sulfúrico. El sulfato de cal menos soluble se separa con facilidad.

**385. Carbonato de magnesio:**  $\text{CO}_3\text{Mg}$ .—Existe un *carbonato anhidro* natural, blanco, *la giobertita*, cristalizado en romboedros como la caliza, muy poco soluble en el agua y descomponible por el calor.

*La magnesia blanca* de los farmacéuticos es una combinación de carbonato é hidrato magnésicos que se prepara añadiendo un exceso de carbonato sódico á la disolución hirviente del sulfato magnésico.

**386. Reactivos.**—*No precipitan* las sales magnésicas *ni por el hidrógeno sulfurado, ni por el sulfuro amónico*; pero sí *dan precipitado blanco con los carbonatos alcalinos y con la potasa*. El reactivo característico es *el fosfato sódico* que agregando amoníaco forma *un precipitado cristalino granoso de fosfato sódico magnésico*.

## ZINC.

$$\text{Zn} = 65.$$

**387. Propiedades.**—*El zinc* es un metal de color blanco azulado, cuya densidad es de 7 por término medio, pues



varia este carácter en los metales, conforme los hayan preparado; ora fundiendo solamente, batiéndolos, ó laminando. Tiene el zinc fractura hojosa y brillante, siendo quebradizo á la temperatura ordinaria; aunque á 130° se vuelve maleable, propiedad que pierde cuando se calienta á 200° pudiendo pulverizarse á esta temperatura. El punto de fusión corresponde á 415° y se volatiliza á 1040°. Calentado al rojo en presencia del aire arden sus vapores con llama de color verde, produciendo óxido de zinc, designado antiguamente con los nombres de *lana filosófica*, *flores de zinc* y otros. A la temperatura ordinaria y en contacto del aire se oxida la superficie formando una capa de hidrogenocarbonato de zinc que preserva al metal de la oxidación; lo contrario de lo que sucede al hierro, en cuyo metal una vez iniciada marcha con mucha rapidez. Por esto suelen recubrir los alambres y chapas de hierro con una capa delgada de zinc (hierro galvanizado) que se prepara sumergiendo el objeto de hierro en un baño de zinc derretido.

El zinc del comercio va acompañado de plomo y otras impurezas, á lo cual debe el ser fácilmente atacable por el ácido sulfúrico; pero se disuelve con dificultad cuando es puro ó está amalgamado (386 F.). También es soluble en las lejías de potasa y de sosa hirviendo, en cuyo caso el hidrato de zinc formado parece servir de verdadero ácido, resultando un *zin-cato potásico*.

**388. Obtención.**—Los minerales de zinc son *la blenda*, sulfuro de zinc, y *la calamina*, carbonato acompañado algunas veces de silicato zíncico. La extracción de este metal se consigue calcinando los minerales para convertirlos en óxidos que se reducen luego por medio del carbón.

El zinc tiene muchas aplicaciones, ya libre, ya aleado con el cobre, constituyendo el latón, ó bien con otros metales.

#### COMPUESTOS DE ZINC.

**389. Óxido de zinc:**  $ZnO$ .—Es sólido, blanco, que puede cristalizar; pero ordinariamente se presenta en forma de copos, flotantes en la atmósfera durante su producción, aun cuando su peso específico está comprendido entre 5 y 6. Se prepara quemando el zinc en contacto del aire, resultando el



*óxido, blanco de zinc*, insoluble en el agua, que se usa mucho para la pintura en blanco en lugar del albayalde.

El hidrato de zinc  $ZnO_2H_2$  se deposita vertiendo una disolución de potasa sobre otra de sulfato zincico; pero se redissuelve el precipitado añadiendo un exceso de álcali con el cual se combina.

**390. Sulfuro de zinc:**  $SZn$ .—Existe un sulfuro de zinc correspondiente al óxido, que se encuentra en la Naturaleza cristalizado en octaedros regulares de un color gris (*blenda, falsa galena*), y que otras veces ofrece el aspecto de resina fundida ó de caramelo (*blenda, ojo de víbora*), y constituye el principal mineral de zinc. El peso específico es 4; se funde con dificultad al soplete, y cuando le tuestan se convierte primero en sulfato y por último en óxido.

El sulfuro amónico precipita en las disoluciones de las sales de zinc, un sulfuro hidratado, blanco.

**391. Cloruro de zinc:**  $Cl_2Zn$ .—Entre las sales haloideas de zinc debemos citar el cloruro que cristaliza en octaedros con una molécula de agua, aunque también puede obtenerse por sublimación anhidro y cristalizado. Se presenta en masas blancas muy delicuescentes y de sabor cáustico y repugnante.

Se prepara disolviendo el zinc en el clorhídrico.

**392. Sulfato de zinc:**  $SO_4Zn, 7H_2O$ .—También se forman diferentes sales ánfidas de zinc siendo la principal el sulfato, *vitriolo blanco*, cuyo peso específico es 2, y cristaliza en prismas transparentes del sistema romboidal, lo mismo que el sulfato de magnesia. Tiene un sabor estíptico muy desagradable y es venenoso. Es bastante soluble en el agua que á  $100^\circ$  disuelve su peso de esta sal y la mitad á la temperatura ordinaria. Calentándose pierde 3 moléculas del agua de cristalización; pero retiene la última hasta los  $232^\circ$  en que queda anhidro formando una masa blanca poco coherente.

Se prepara tostando la blenda moderadamente y disolviendo en agua el sulfato producido, siendo preciso decantar el líquido y concentrarle para que cristalice. En los laboratorios se obtiene por la reacción del ácido sulfúrico con el zinc (88).

Algunas otras sales de zinc, como el *carbonato*  $CO_3Zn$ , ofrecen mucho interés; porque combinada esta última con el silicato constituye *la calamina*, ó con más propiedad *la piedra*



*calaminar* (1), compacta y blanca amarillenta, y con el hidrato del mismo metal la *zinconisa*, blanca, poco coherente que abundan en España en las provincias de Santander (Comillas) de Albacete y San Juan de Alcaraz.

**393. Reactivos.**—*El hidrógeno sulfurado y el sulfuro amónico con las sales neutras de zinc precipitan en blanco (sulfuro zíncico), pero el primer reactivo no precipita la disolución ácida. Los carbonatos alcalinos, la potasa y el cianuro potásico dan precipitado blanco que se disuelve en un exceso de reactivo.*

**394. Metalurgia.**—Después de haber tostado la blenda y calcinado la calamina para convertir estos minerales en óxido, se reducen por el carbón mediante *el procedimiento inglés*, llamado tam-

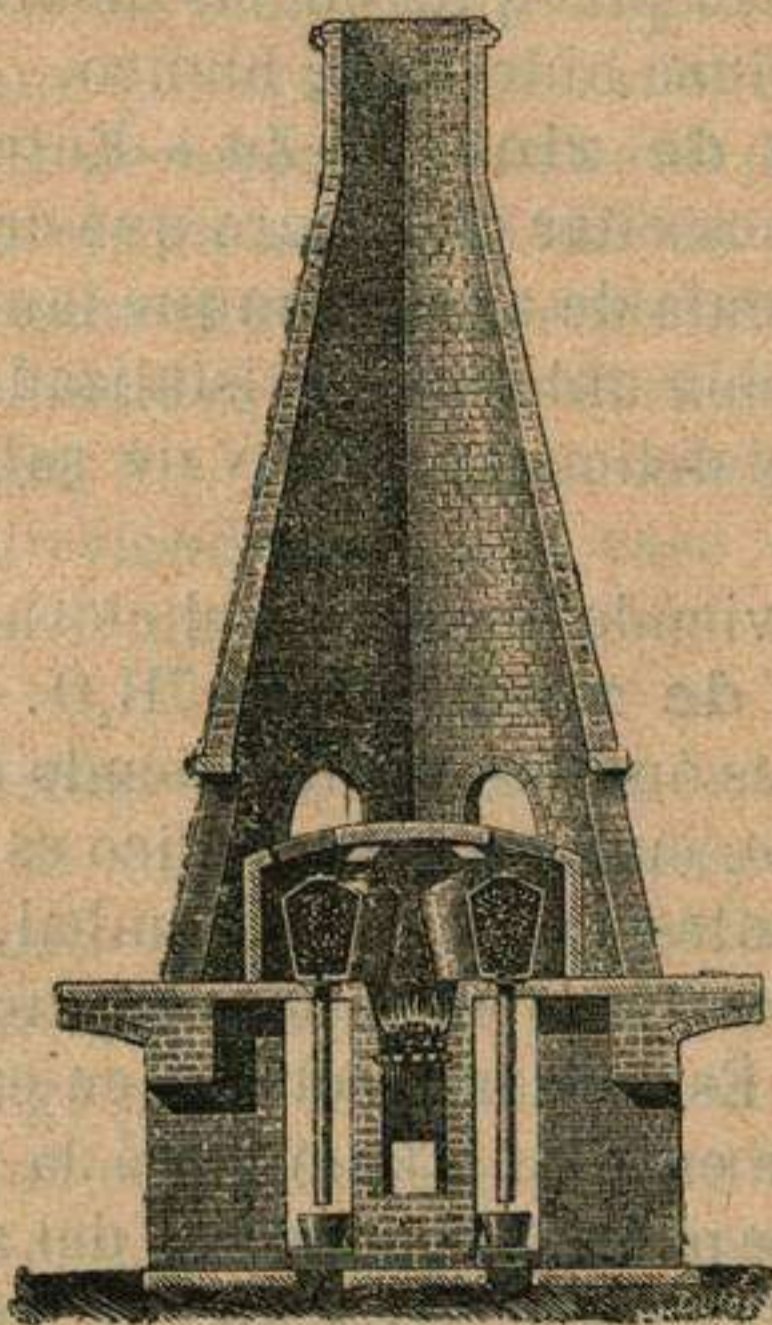


Fig. 63.—Extracción del zinc por el método inglés.

bién *por descenso*, puesto que al destilar el zinc baja por unos tubos de hierro que atraviesan el suelo del horno (*fig. 63*) y el fondo de los crisoles en donde se halla la mezcla de óxido y carbón, viniendo

(1) Según Beudant y otros mineralogistas, con el nombre de *calamina* debe designarse exclusivamente al silicato zíncico puro, así como el carbonato natural recibe la denominación de *smithsonita*.



á terminar en grandes vasijas de palastro donde se recoge el metal.

En el *procedimiento belga*, ó *por ascenso*, la mezcla se pone en caños de barro que tienen poco más de un metro de largo por 0<sup>m</sup>,15 de diámetro, y se colocan pilas horizontales de semejantes *retortas* en cada uno de los cuatro departamentos que constituyen el horno (*fig 64*), agrupados todos alrededor de la chimenea central; pero

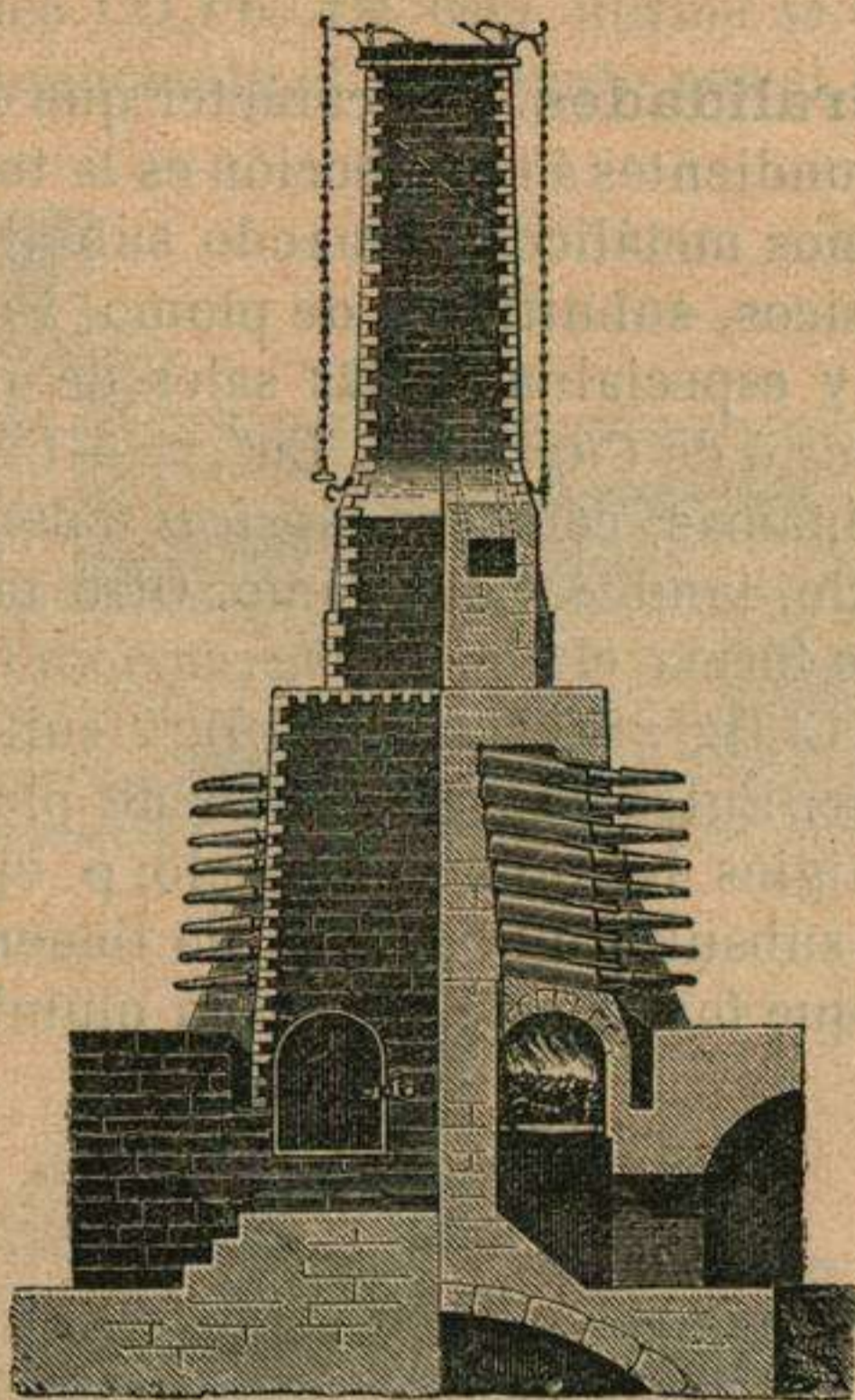


Fig. 64.—Extracción del zinc por el método belga.

como ésta se halla dividida por tabiques verticales en cuatro tubos correspondientes á otros tantos hogares, resultan en rigor cuatro hornos independientes, con mucho ingenio dispuestos á fin de economizar tiempo y combustible. Para recoger el zinc se adapta á la boca de cada caño otro tubo ó *alargadera*, enchufando con ella una especie de cono ó *pico*, según puede verse en el grabado, donde algunas veces se condensa un poco de óxido, y la mayor parte del zinc queda liquido todavía en las *alargaderas* (1), de las cuales se saca cada dos horas.

(1) Según el Doctor Luanco en la obra citada, hasta el año 81 únicamente ob-



## CAPITULO XXXIII.

*Tercer grupo. Plomo, cobre, mercurio.*

**395. Generalidades.**—El carácter que descuella en los metales correspondientes á esta sección es la tendencia á unirse diversos átomos metálicos formando subsales con algunos ácidos monobásicos, subnitratos de plomo, *subacetatos* de Pb y de Cu, y muy especialmente las sales de *átomo duplicado*; es decir, *cuprosas* ó de *Cuprosum*,  $\text{Cu}''_2 = \text{—Cu—Cu—}$ ; necesariamente didínamas, como las *cúpricas* ó de *Cúpricum*,  $\text{Cu}''$ , de átomo sencillo, también didínamo. Otro tanto sucede con el mercurio que forma el cloruro *mercurioso*  $\text{Cl}_2\text{Hg}''_2$  y el cloruro *mercúrico*  $\text{Cl}_2\text{Hg}''$ ;  $\text{SO}_4\text{Hg}_2''$  y  $\text{SO}_4\text{Hg}''$  (sulfatos *mercurioso* y *mercúrico*), etc. Entre los compuestos de plomo raras veces se observan vestigios del átomo duplicado; p. ej., en el subóxido  $\text{Pb}_2\text{O}$  y en el subsulfuro  $\text{Pb}_2\text{S}$  que no tienen importancia: todas las sales que forma este metal son plúmbicas ó de  $\text{Pb}''$ .

## PLOMO.

$\text{Pb} = 207.$

**396. Caracteres.**—El plomo es un metal tan blando que se deja rayar por la uña y tizna el papel; maleable al martillo, pudiendo extenderse en hojas delgadas, aunque poco dúctil por ser poca su tenacidad; mate y de un viso azulado á causa de la oxidación superficial cuando se halla en contacto del aire, pero en una raya ó corte reciente ofrece bastante brillo. Su peso específico es 11,36 y tiene el punto de fusión á unos  $330^\circ$ , pudiendo volatilizarse al calor rojo. Cuando está fundido se recubre de una capa de óxido amarillo (*masicot*). El agua

---

teníamos en España el zinc beneficiado en Arnao (Asturias), donde la producción fué de 7032 toneladas; no obstante, en la Exposición minera celebrada en Madrid el 84, tuvimos ya ocasión de admirar magníficos objetos de arte contruídos de zinc y de latón procedentes de San Juan de Alcaraz (Albacete).



de lluvia le ataca formando carbonato; pero si es de manantial y tiene algunos sulfatos ó cloruros disueltos, la presencia de estas sales impide la alteracion del metal.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico hirviendo reaccionan sobre el plomo, y el ácido nítrico á cualquier temperatura.

**397. Extracción.**—Los minerales más abundantes de plomo, son: *la galena*, sulfuro de plomo  $\text{SPb}$ , y *la cerusa*, carbonato plúmbico  $\text{CO}_3\text{Pb}$ . De esta última se extrae el plomo reduciendo simplemente el carbonato por el carbón; pero la

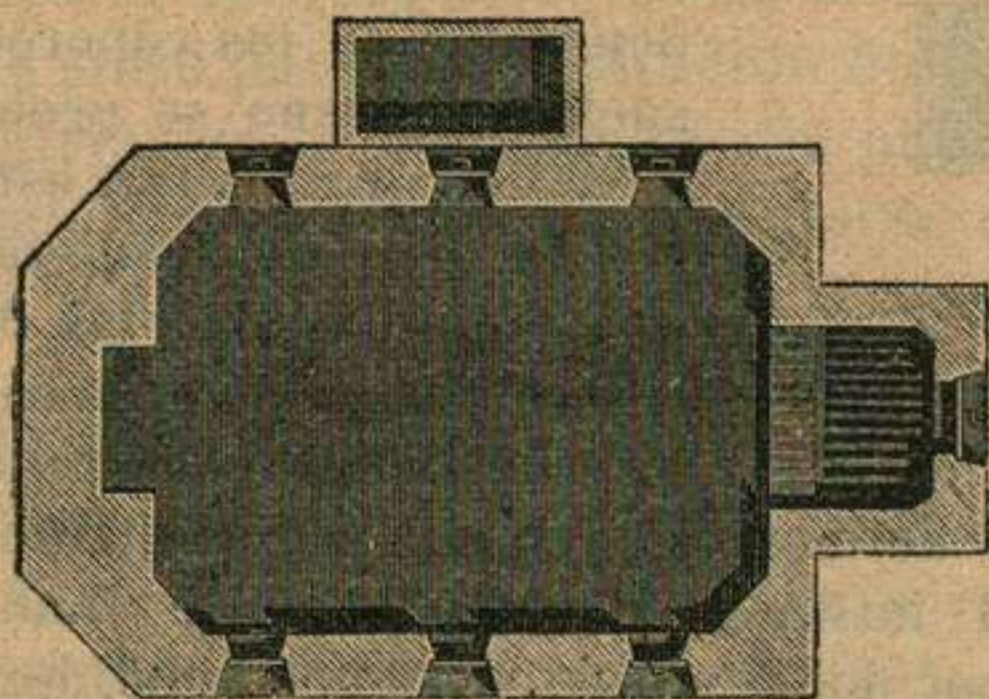
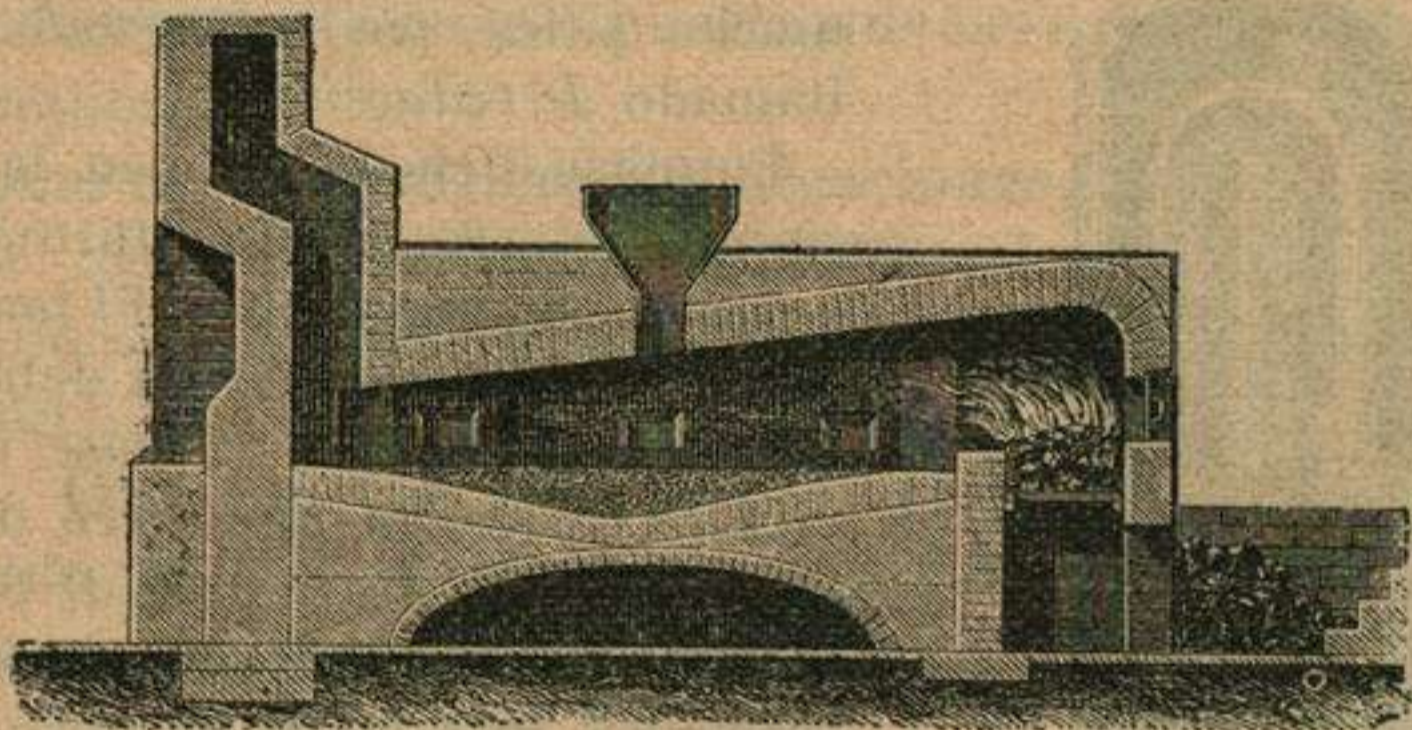
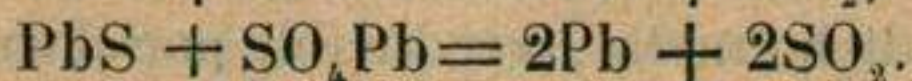


Fig. 65.—Extracción del plomo de la galena.

galena se tuesta para transformar el sulfuro en óxido y sulfato, que á su vez reaccionan á una temperatura más elevada con el sulfuro, dejando en libertad el plomo y desprendiendo gas sulfuroso:





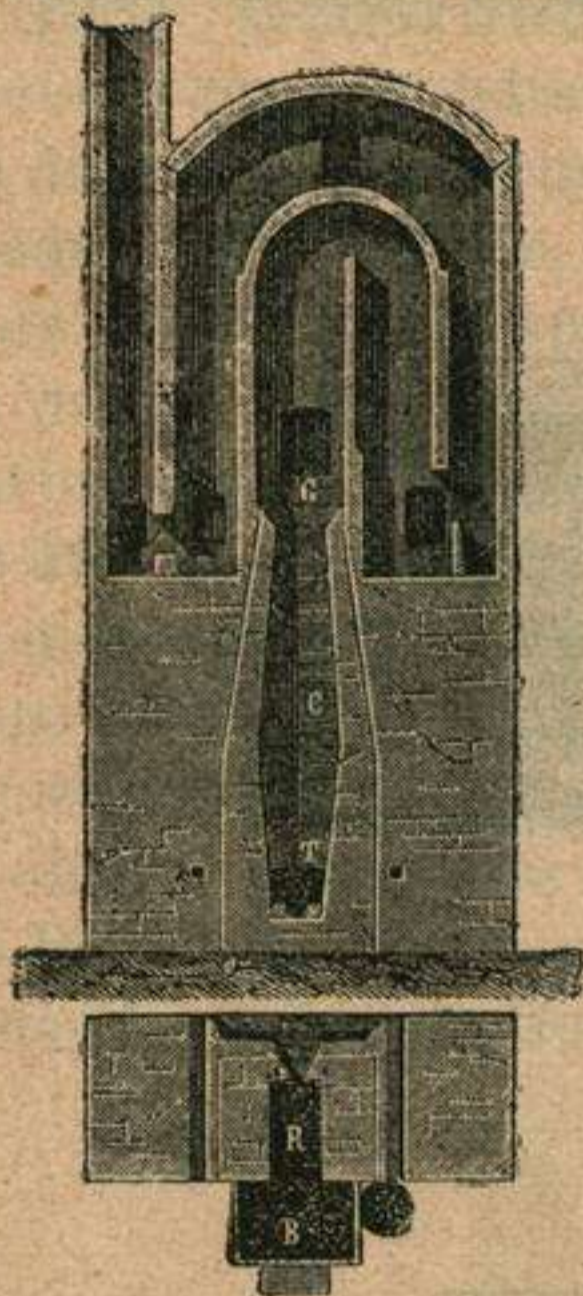
El horno donde se opera esta reacción (*fig. 65*) es de reverbero con el suelo cóncavo, y el mismo grabado indica la disposición del mineral, por dónde se echa y cómo actúa el fuego para tostarle, teniendo entretanto abiertos los tres pares de ventanillos ó *boquetes*, cuya disposición se descubre en el corte horizontal, los cuales deben cerrarse, aumentando con esto el fuego, para efectuar la reacción que exige un exceso de sulfuro y éste queda combinado con parte del plomo reducido constituyendo *la mata plomiza*, un subsulfuro  $\text{SPb}_2$  acompañado de silicato plúmbico. Aprovechense las matas,

residuo de las últimas tostaciones, lo mismo que cuando la galenaá contienen mucha sílice, por *un método* especial llamado *de reducción*.

Fúndase dicho método en la sustitución del hierro en el sulfuro de plomo dejando este metal libre. El horno tiene entonces la forma de un doble tronco de cono (*fig. 66*) cuya base común ó vientre C alcanza un metro de diámetro, siendo la altura total de 6 á 7 metros. Es notable la forma sinuosa de la chimenea, que empieza en G hacia la boca por donde se carga el mineral y permite en su largo trayecto la condensación de los vapores plumizos. El suelo del horno se prolonga exteriormente en una pileta y está formado por dos piedras de arenisca, que forman una canal, recubiertas de un barro arcilloso y mezclado con carbón. La parte inferior del grabado representa la proyección horizontal del horno, y en ella el rectángulo R corresponde al interior del mismo, así como la parte B al exterior de la cavidad ó pileta por donde corre el plomo fundido y las escorias que se quitan oportunamente, y cuando se ha llenado de productos metálicos éstos se dejan correr al crisol con el cual comunica el depósito B. Lo primero que se solidifica en el crisol es una mata plomiza formada del subsulfuro de plomo y otros sulfuros, principalmente el de hierro, los cuales se guardan para la segunda operación, habiendo quedado el plomo que se moldea en lingotes.

Fig. 66.—Horno para la reducción del plomo.

La mata se vuelve á tostar y á fundir eon granalla de hierro, con lo cual el sulfuro de hierro se transforma en óxido que al fundirse forma silicato de dicho metal, irreducible por el carbón, mientras el





óxido de plomo lo es; é igualmente el sulfuro se reduce también con el hierro. Continuándose con la mata resultante la misma serie de operaciones hasta que se ha agotado completamente el plomo.

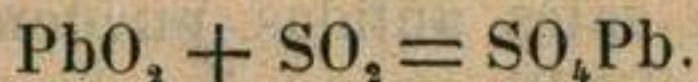
**398. Aplicaciones.**—El plomo se emplea en láminas para recubrir techos, las mesas de laboratorio y otros objetos; para cañerías del gas y del agua, y en la fabricación de pequeños proyectiles, balas, perdigones, etc., debiendo tenerse presente lo dicho en el párrafo anterior, respecto á la alterabilidad del plomo por el agua y los ácidos, al usar las vasijas construídas con este metal, puesto que las sales plúmbicas son muy venenosas.

El plomo entra en diferentes aleaciones, como la destinada á formar los tipos de imprenta (276) y la soldadura de plomeros que se halla constituída de una parte de plomo por dos de estaño.

**399. Óxidos de plomo.**—*El protóxido*  $PbO$ , recibe el nombre de *masicot* cuando se presenta en polvo amarillo, y el de *litargirio* si después de fundido cristaliza en escamas amarillo-rojizas. Es muy poco soluble en el agua y ejerce reacción alcalina devolviendo su color azul al papel de tornasol ligeramente enrojecido. Soluble en el ácido acético, forma acetato plúmbico que sirve para la preparación del albayalde. Se obtiene el litargirio en la copelación del plomo argentífero, y el masicot calcinando el nitrato plúmbico. Precipitando una sal plúmbica con la potasa ó el amoníaco resulta el hidrato  $PbO_2H_2$ .

*El minio*  $Pb_3O_4$  es un polvo rojo algo alterable por la acción de la luz, que desprende cloro cuando se calienta con el ácido clorhídrico, formando cloruro plúmbico, y con el ácido nítrico deja en libertad el óxido pulga (anhídrido plúmbico) al producirse el nitrato de plomo. Se prepara el minio calentando el masicot á una temperatura de  $300^\circ$ .

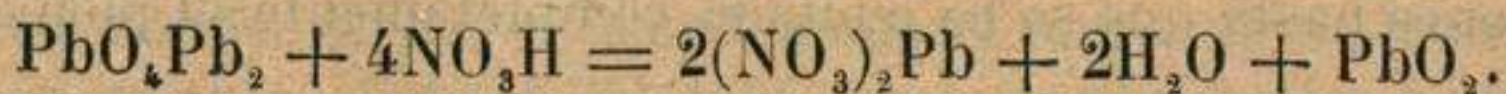
*El ácido ó anhídrido plúmbico*,  $PbO_2$ , llamado *óxido pulga* por su color pardo, es un oxidante muy enérgico que se combina directamente con el anhídrido sulfuroso dando sulfato de plomo:



Se obtiene óxido pulga atacando el minio por el ácido ní-



trico que disuelve el protóxido y deja en libertad el peróxido:



Los óxidos de plomo tienen frecuentes usos industriales: el litargirio en la confección de emplastos y para preparar diferentes sales de plomo; el masicot y el minio para la pintura, y especialmente este último para fabricar el lacre, el cristal y los esmaltes en unión del anhídrido estánnico.

**400. Sulfuro de plomo:** SPb.—El sulfuro de plomo ó galena es un mineral muy abundante que se encuentra en España en todas las provincias, especialmente en Linares (Jaén). Cristaliza en cubos ú octaedros dotados de brillo metálico, parecido al plomo, del que se diferencia por triturarse fácilmente, por su peso específico 7,6 y porque ofrece todas las reacciones características de los sulfuros (301). El ácido nítrico hirviendo transforma la galena en sulfato plúmbico. Se funde al calor rojo y calentada así en contacto del aire da lugar á las reacciones que sirven para la extracción del plomo (397).

La galena es conocida con el nombre de *alcohol de alfareros*, porque estos industriales la aplican, mezclada con boñiga de vaca, á la superficie de los pucheros y demás vasijas de barro para darles el vidriado cuando se cuecen al horno. El objeto de la boñiga es preservar de la oxidación al sulfuro mientras está fundido para formar el barniz de silicato que recubre las ollas. No conviene emplear estas vasijas para guardar escabeches porque el vinagre puede disolver el plomo y formar acetato, venenoso en alto grado.

#### SALES DE PLOMO.

**401. Generalidades.**—Se preparan en general con el litargirio y el ácido correspondiente. Por este procedimiento se obtiene el cloruro  $\text{Cl}_2\text{Pb}$ , y por doble descomposición, p. ej., el yoduro plúmbico  $\text{I}_2\text{Pb}$  de un hermoso color amarillo, entre una sal soluble de plomo (acetato) y el yoduro potásico.

De las diferentes sales ánfidas pueden citarse el nitrato  $(\text{NO}_3)_2\text{Pb}$  y el sulfato  $\text{SO}_4\text{Pb}$ , como ejemplos de los métodos respectivos de obtención. El nitrato calcinado nos da peróxido



de nitrógeno (235), y puede combinarse con el óxido de plomo para formar el subnitrato (288) análogo al subnitrato de bismuto.

**402. Carbonato de plomo:**  $\text{CO}_3\text{Pb}$ .—Se encuentra en la Naturaleza formando prismas rombales transparentes y á veces teñidos de varios colores. El carbonato de plomo artificial es un polvo blanco cuyo peso específico es 6,4. El calor le descompone dejando como residuo el litargirio ó el minio, según sea más ó menos elevada la temperatura y lo que se facilite el acceso del aire.

**403. Procedimiento industrial.**—Se prepara en gran cantidad el albayalde, muy usado en la pintura al óleo, por la reacción del ácido carbónico sobre el acetato de plomo; diferenciando el procedimiento llamado de *Clichy* del antiguo método holandés, en el modo de producir el ácido carbónico. Utilizase para el primero la combustión, ó bien la calcinación de la caliza dirigiendo la corriente de gas á la disolución del acetato, y para el procedimiento holandés el gas carbónico que resulta de la fermentación del estiércol.

En el fondo de unas vasijas de barro que presentan un reborde (fig. 63), se pone vinagre impuro, y las láminas de plomo arrolladas en espiral, ó formando escalerilla, descansan en el reborde

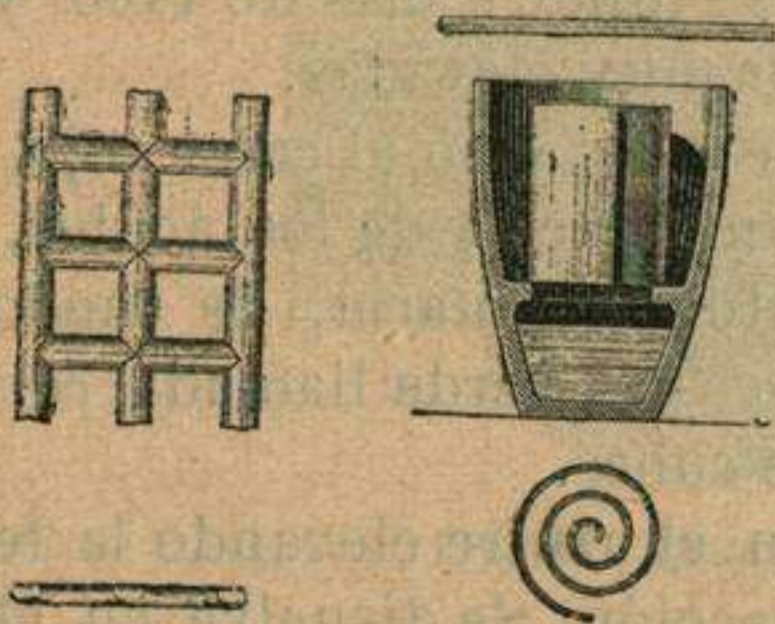


Fig. 67.—Tarros para la preparación del albayalde.

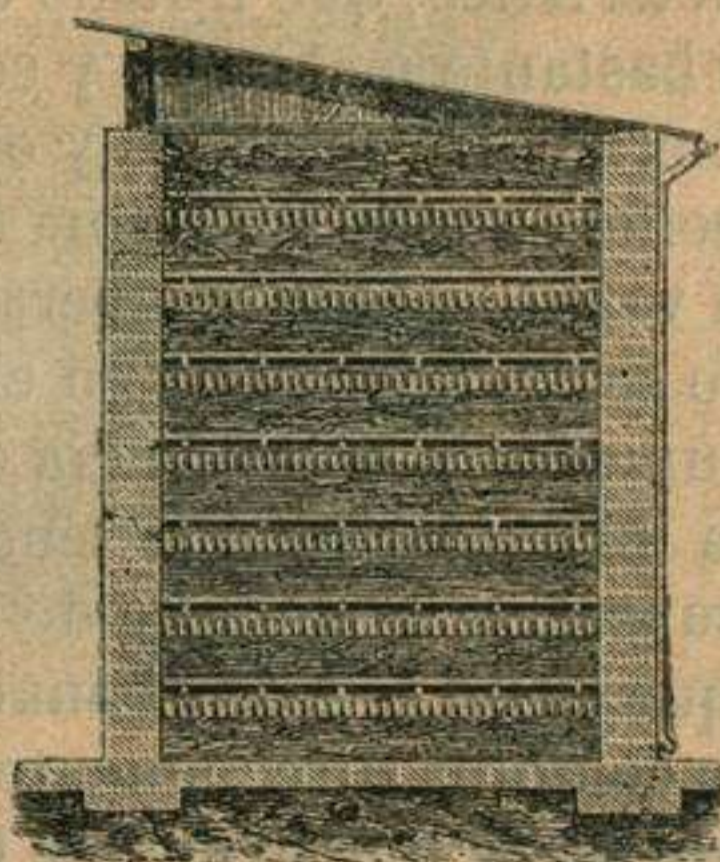


Fig. 68.—Instalación de los tarros en el procedimiento holandés.

interior. Al evaporarse el ácido acético encuentra de este modo una gran superficie del metal é igualmente el gas carbónico desprendido durante la fermentación, lo cual facilita las reacciones. Los tarros



se instalan en un foso (*fig. 68*) formando pisos separados por capas de estiércol entre las cuales puede circular el aire. Suele operarse con unos 10,000 kilogramos de plomo y la carbonatación dura algo más de un mes, siendo preciso raspar las láminas para separar el albayalde que va acompañado de algo de sulfuro, y esta circunstancia, lejos de ser un inconveniente, le da la preferencia, porque este albayalde obscuro recubre mejor el objeto que se pinta.

**404. Reactivos.**—Las sales de plomo dan un *precipitado negro con el sulfhídrico y el sulfuro amónico*. La potasa, la sosa, y el amoníaco precipitan en blanco el hidrato plúmbico, que se redisuelve en un exceso de los dos primeros reactivos, pero no empleando el amoníaco. El ácido sulfúrico y el clorhídrico precipitan en blanco, y el cromato potásico en amarillo.

Al soplete operando en la llama de reducción los compuestos de plomo mezclados, con algo de carbonato sódico, dan un botón de plomo que se aplasta con el martillo.

#### COBRE.

$$\text{Cu} = 63,5.$$

**405. Caracteres.**—El cobre es un metal de color rojo característico, que frotado exhala un olor repugnante; es dúctil y bastante maleable, y conduce bien el calor y la electricidad: cristaliza en cubos y octaedros regulares; tiene un peso específico que se aproxima á 9; se funde á más de 1100° y llega á volatilizarse á temperaturas muy elevadas.

No se oxida el cobre en el aire seco; sino al calor rojo, pero la humedad y la presencia del amoníaco y de los ácidos, facilitan su oxidación á la temperatura ordinaria, de modo que su superficie se recubre de una costra verde llamada *cardenillo* que es un hidrogenocarbonato de cobre.

Se combina directamente con el azufre elevando la temperatura hasta que principie la reacción. Se disuelve en el ácido sulfúrico y en el clorhídrico muy concentrados, siendo su mejor disolvente el ácido nítrico, que produce un rápido desprendimiento de vapores rojos.

Algunas veces se halla en la Naturaleza cristalizado en octaedros y amorfo; pero ordinariamente se extrae de las piritas,



sulfuro cuproso  $\text{SCu}_2$  llamado *calcosina*, y el sulfuro doble de cobre y de hierro  $\text{S}_3\text{Fe}_2, \text{SCu}_2$ , *pirita de cobre*. También se encuentra al estado de *óxido rojo*, de carbonato, *malaquita*; y de sulfoantimoniuro, *cobre gris*, y en otros minerales.

**406. Metalurgia.**—El óxido y los carbonatos se reducen fácilmente por el carbón; mas la *calcopirita* que es el mineral de donde ordinariamente se extrae el cobre exige una larga serie de operaciones que vamos á reseñar brevemente. En primer lugar se tuestan las piritas en un horno de reverbero (*fig. 69*) de bajo techo que tiene

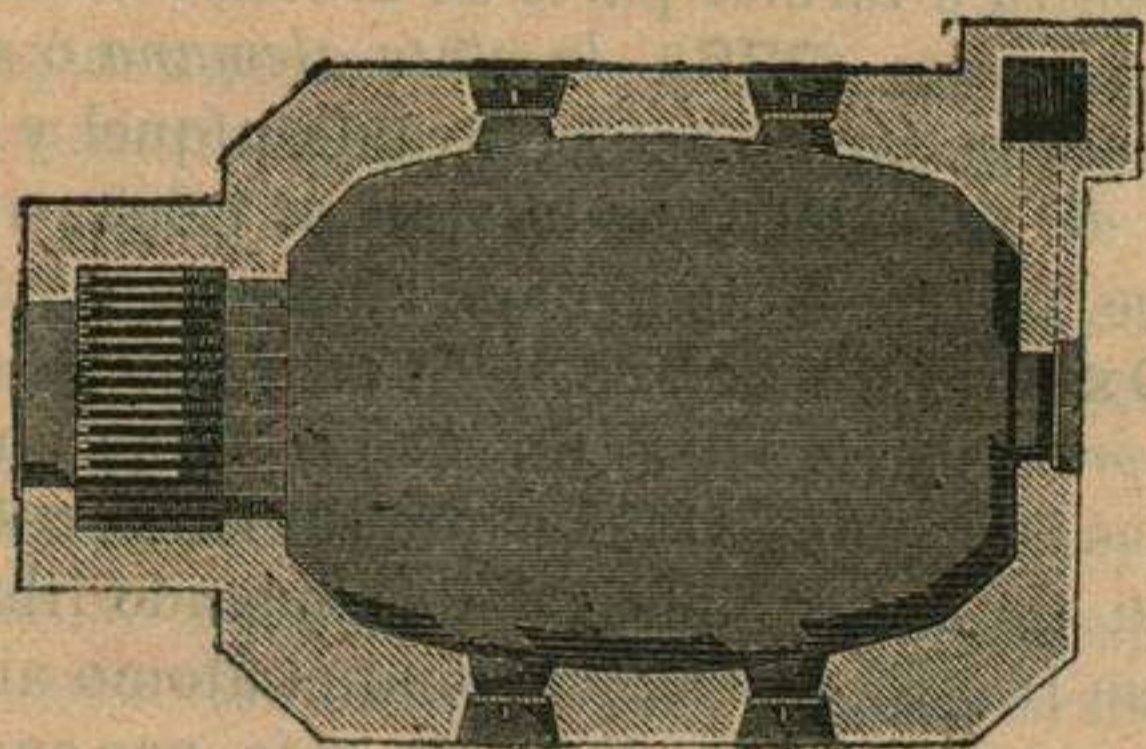
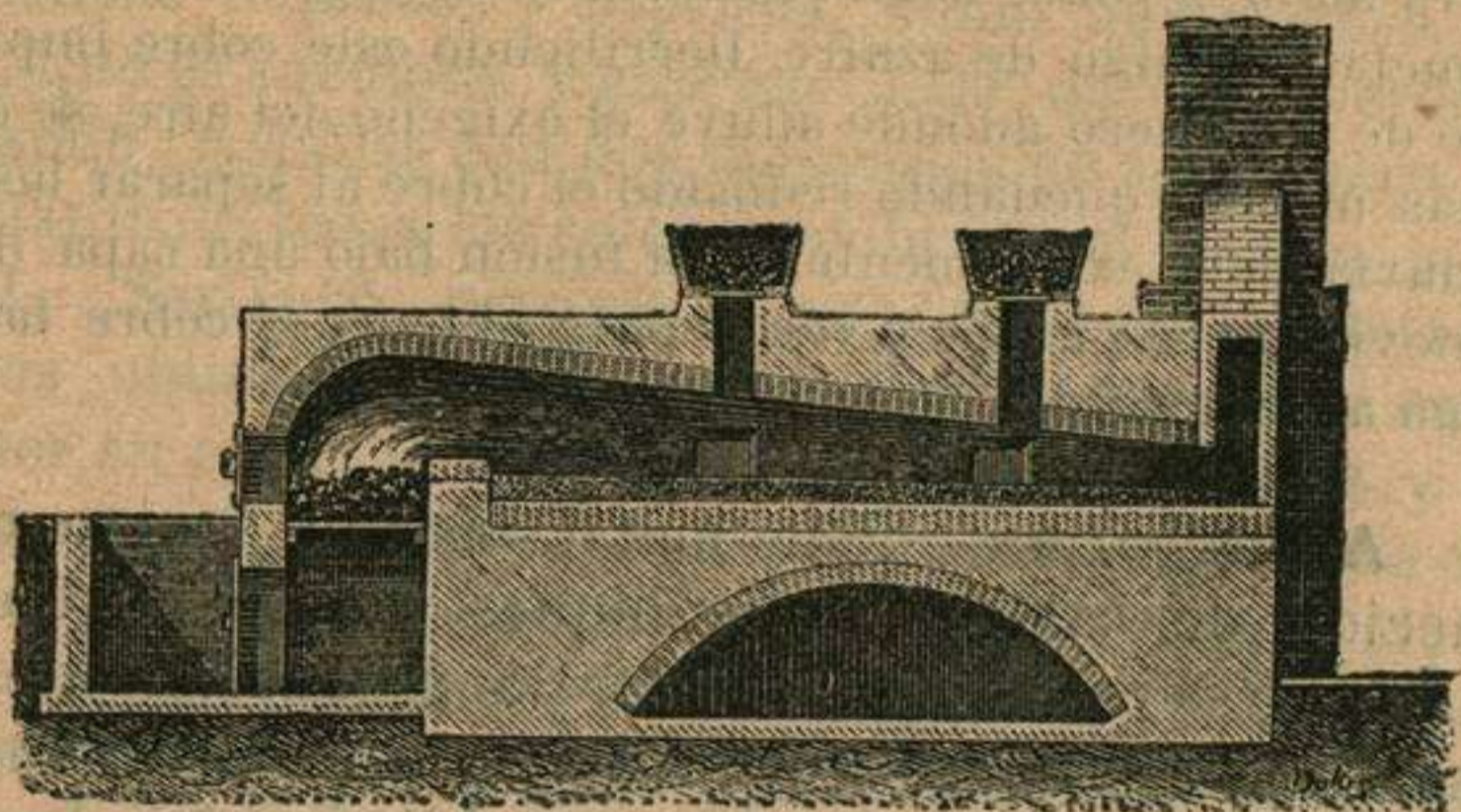


Fig. 69.—Extracción del cobre.

el hogar en el lado opuesto á la chimenea á fin de que la llama avance y se extienda por la superficie del mineral triturado, el cual se introduce por dos conductos, conforme indica la sección vertical del grabado, en donde pueden verse también, así como en la proyección horizontal, las aberturas para la entrada del aire. De este modo se eliminan las materias volátiles (el arsénico, el antimonio y gran



parte del azufre al estado de gas sulfuroso), quedando reducido el mineral á óxidos y sulfatos mezclados con los sulfuros. Se añaden entonces materias silíceas, escorias de tostar *la mata cobriza*, que es un sulfuro de cobre con menor proporción de sulfuro de hierro, fundiendo en hornos especiales la mezcla para que el óxido de cobre formado en un principio ceda su oxígeno al hierro que se combina con la sílice originando silicato de este metal, que constituye una escoria muy fusible y ligera, quedando en el fondo la mata cobriza ó sulfuro de cobre. Tuéstase repetidas veces dicha mata para separar el azufre y vuelve á fundirse con escorias resultantes de la afinación del *cobre negro*, separándose más silicato ferroso y quedando una nueva mata el cobre negro, que contiene 90 % de cobre, unido á otros metales y algo de azufre. Derritiendo este cobre impuro en un horno de reverbero adonde afluye el oxígeno del aire, se oxidan los demás metales quedando reducido el cobre al separar las escorias. Todavía debe experimentar otra fusión bajo una capa de carbón, removiendo con un palo verde para obtener el cobre tal como se entrega al comercio.

**407. Aleaciones.**—Este metal aislado se usa para la construcción de calderas, alambiques y otras vasijas que deben estañarse con el fin de evitar la producción de compuestos cúpricos solubles que son muy venenosos. También se emplean las planchas de cobre para blindar los barcos y sobre todo entra á formar parte de muchas aleaciones, como *el latón y el bronce (276)*, *la plata alemana ó metal blanco*, que contiene una parte de zinc, otra de níquel y dos de cobre, y *el bronce de la moneda usual* que en 1.000 partes encierra 950 de cobre, 40 de estaño y 10 de zinc.

**408. Óxidos de cobre.**—El cobre puede formar compuestos *cuprosos y cúpricos*. En los primeros entra un *átomo duplicado*, es decir, dos átomos que cambian entre sí ó neutralizan una de sus dinamicidades dejando libres otras dos, de modo que resulta didínamo como el átomo aislado.

*El óxido cuproso*  $\text{Cu}_2\text{O}$ , llamado *rojo* por su color, puede cristalizar en octaedros y se halla en la Naturaleza amorfo y de aspecto vítreo. Se obtiene hirviendo una disolución de acetato de cobre y de azúcar. El hidrato, que es amarillento, se forma precipitando una sal cuprosa por la potasa. Calentando el óxido cuproso en contacto del aire, absorbe un átomo de oxígeno y se convierte en *óxido cúprico*  $\text{CuO}$ , que resulta asimismo de la calcinación del nitrato cúprico y de la oxida-



ción del cobre por el calor. También origina un hidrato, precipitándole de una sal cúprica por el procedimiento ordinario. Este óxido se emplea mucho en el análisis de las materias orgánicas y en la industria para teñir el vidrio de color verde, así como el óxido cuproso le tiñe de rojo.

## SALES DE COBRE.

**409. Generalidades.**—Las sales de cobre se obtienen por los métodos generales expuestos (294): algunos ácidos las forman cuprosas y cúpricas, como hay *cloruro cuproso*  $\text{Cl}_2\text{Cu}$ , que es incoloro, y *cúprico*  $\text{Cl}_2\text{Cu}$  de color verde azulado cuando cristaliza con dos moléculas de agua, pero la más importante de todas las sales de cobre es el sulfato.

**410. Sulfato cúprico:**  $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$ . —Cristaliza en prismas oblicuos y recibe el nombre de *vitriolo ó caparrosa azul* por su color, si bien la sal anhidra es blanca y resulta calentando á  $243^\circ$ ; si elevamos aún la temperatura se descompone al rojo. Es soluble en el agua, pero no en el alcohol: la disolución muy diluída y casi incolora de sulfato cúprico toma un azul intenso, *agua celeste*, cuando se añaden unas gotas de amoníaco por haberse formado un sulfato cúprico amoniacal.

**411. Preparación.**—Tratando las torneaduras de cobre por el ácido sulfúrico y tostando el sulfuro de cobre en presencia del aire puede obtenerse esta sal.

**412. Aplicaciones.**—Se utiliza el sulfato cúprico en la tintorería, en la agricultura, en medicina, y para las pilas eléctricas usadas en la telegrafía.

**413. Reactivos.**—Para distinguir las sales cuprosas y cúpricas entre sí y diferenciarlas de los compuestos de los otros metales, nos valemus de los siguientes caracteres:

REACTIVOS.	SAL CUPROSA.	SAL CÚPRICA.
Sulfhídrico y sulfuro amónico . . . . .	Precipitado pardo. . . . .	Precipitado negro.
Carbonato alcalino. . . . .	» amarillo. . . . .	» azul verdoso.
Amoníaco. . . . .	» amarillo. . . . . (soluble con exceso de reactivo en un líquido que azulea en el aire).	» azul claro, (soluble en líquido azul intenso).
Ferrocianuro potásico	Precipitado blanco que pardea en el aire. . . . .	Precipitado pardo rojizo.



Introduciendo en una disolución de cualquiera de estas sales una lámina de zinc ó de hierro, se deposita sobre ella el cobre que enrojece la superficie.

#### MERCURIO.

Hg = 200.

**414. Propiedades.**—El azogue ó mercurio se distidgue de todos los demás metales por ser líquido á la temperatura ordinaria, solidificándose á  $-40^{\circ}$ , y su punto de ebullición es de  $360^{\circ}$  (1); de modo que recorre  $400^{\circ}$  en estado de liquidez: emite, sin embargo, vapores que son muy nocivos á todas las temperaturas aun después de sólido. Es inalterable en el aire á la temperatura ordinaria, como no vaya amalgamado con otros metales, en cuyo caso se empaña su superficie, que si es puro brilla como la plata.

Calentándole á unos  $300^{\circ}$  se oxida lentamente y queda flotando un polvo rojo HgO que puede abandonar su oxígeno á temperaturas más elevadas. El cloro y los demás halógenos se combinan con el mercurio á la temperatura ordinaria, y el ácido nítrico forma nitrato mercurioso al disolverle, ó nitrato mercúrico si se calienta. El clorhídrico no le ataca á ninguna temperatura.

El mercurio se encuentra nativo formando *bolsas* en los filones de cinabrio y en pequeñas gotas cuando se rompen algunos ejemplares de este mineral, de donde principalmente se extrae. Las minas de Almadén (Ciudad Real) son explotadas por lo menos desde el tiempo de los romanos y abarcan una extensa superficie donde se encuentran á flor de tierra filones de cinabrio (2). También se beneficia este mineral en Idria y en San José de California.

**415. Metalurgia.**—La metalurgia del azogue queda reducida á tostar el cinabrio, quemándose el azufre, y volatilizándose el mer-

(1) Estos  $360^{\circ}$  del termómetro de mercurio ordinario equivalen á  $350^{\circ}$  del termómetro de aire.

(2) En Almadenejos, á unas dos leguas de Almadén, se explotaron por el Estado minas muy abundantes de cinabrio, y en los alrededores de este pueblo hemos tenido ocasión de encontrarle en diferentes parajes.



curio libre que se condensa, dejando escapar el gas sulfuroso. En Almadén la condensación se practica en una fila de *caños ó aludeles*, á modo de arcaduces de noria, que enchufan unos en otros y están dispuestos en un doble plano inclinado con una reguera ó *quiebra* en la divisoria de dichos planos. Resulta, pues, á partir de cada *ventanillo* del horno, un tubo descendente al principio y ascendente desde la quiebra hasta terminar en una cámara ó *arqueta*, provista de su chimenea por donde se desprende el humo y los demás gases. El azogue ya liquido sale por un agujero, *óvalo*, de los aludeles y corre hacia la canal de la quiebra, desde donde se dirige á las *piquetas* ó depósitos, habiendo otro con agua fría en la arqueta para recoger el metal que pudieran arrastrar los humos.

Suele filtrarse el mercurio pasándole por un lienzo, envasándole en frascos de hierro que en Almadén llamado *quintales*.

El procedimiento seguido en Idria es análogo al que dejamos descrito, con la diferencia de que la condensación se efectúa en una serie de *cámaras*, las cuales se hallan dispuestas á uno y otro lado del horno y en comunicación directa con él.

Hay otros procedimientos fundados en la reducción del cinabrio por la cal y el hierro, y también por el cobre.

**416. Purificación.**—El mercurio que ha de emplearse en la construcción de barómetros y para diferentes usos de laboratorio, ha de ser químicamente puro, lo cual se conoce porque presenta una superficie límpida y brillante, y echándole sobre una lámina de vidrio se divide en gotitas esféricas que no dejan rastro alguno en la superficie de la lámina. Cuando no reúne estos caracteres casi siempre se debe á que le acompañan las amalgamas de plomo, de estaño y otros metales cuya separación se consigue oxidándolos con el ácido nítrico, ó por medio del bicromato potásico, agregando ácido sulfúrico. El agua se evapora, después de haber lavado el azogue con dicho líquido; y resulta el mercurio perfectamente desecado cuando se destila con el fin de purificarle.

**417. Óxido mercúrico:**  $\text{HgO}$ .—El mercurio forma diferentes compuestos binarios, amalgamas (277), sales mercuriosas y mercurias que corresponden á los óxidos  $\text{Hg}_2\text{O}$ , que es un polvo negro de escaso interés, y  $\text{HgO}$ , que puede prepararse calcinando el nitrato mercúrico y tiene el aspecto de un polvo rojo anaranjado, cristalino.

También se obtiene el óxido mercúrico precipitando una sal mercúrica por el hidrato potásico y entonces ofrece un color



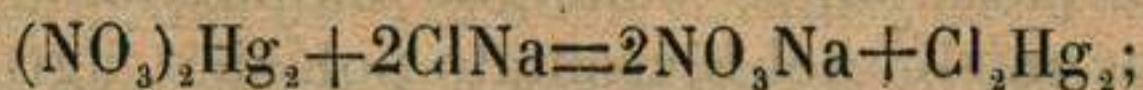
amarillo. De cualquier modo el óxido mercúrico cede su oxígeno al carbón, y al azufre, bastando la acción del calor para descomponerle (94—1.<sup>o</sup>).

**418. Sulfuro mercúrico:** SHg.—*El cinabrio* es el sulfuro de mercurio natural que puede cristalizar en prismas exagonales, y generalmente se presenta en masa compacta de estructura granosa, de color rojo obscuro, con un peso específico de 8,1; que arde en el aire con llama azulada (gas sulfuroso), y es difícilmente atacado por los ácidos como no sean el sulfúrico hirviendo y el agua regia.

Puede prepararse un sulfuro negro triturando en un almirez el azufre con el mercurio, y si á éste se añade una disolución de potasa en proporción conveniente, sosteniendo la temperatura á 45°, resulta un polvo rojo escarlata que recibe el nombre de *bermellón*, muy usado en la pintura y en la fabricación del lacre (1). En Almadén se emplea igualmente para pintar de rojo las puertas de las casas y diversos muebles el cinabrio porfirizado, y también utilizan este mineral para labrar objetos artísticos, pisapapeles, etc.

#### SALES DE MERCURIO.

**419. Cloruro mercurioso:** Cl<sub>2</sub>Hg<sub>2</sub>.—Existen dos combinaciones del cloro con el mercurio. Una es el *cloruro mercurioso*, *mercurio dulce*, *calomelanos* Cl<sub>2</sub>Hg<sub>2</sub>. Se presenta de color blanco pulverulento si se obtiene por precipitación del nitrato ó sulfato mercurioso por el cloruro sódico,



y en masas fibrosas, algo translúcidas, de una densidad superior á 7, cuando se prepara destilando el anterior, á no ser que el recipiente frío presente mucho volumen (2) en cuyo caso se condensa en polvo tenue, *calomelanos al vapor*.

El cloruro mercurioso, es insoluble en el agua; se volatiliza

(1) En Almadén se fabricaba lacre hasta hace unos 40 ó 50 años, y el nombre de *cera de España* por el que le conocen nuestros vecinos los franceses, indica claramente que en otro tiempo proveíamos de dicho artículo al resto de Europa.

(2) La Farmacopea española recomienda un cántaro de regulares dimensiones para destilar un kilogramo de cloruro mercurioso.



sin fundirse á más de  $400^{\circ}$ : toma un color amarillento por la acción de la luz; el yoduro potásico le transforma en un polvo verde de yoduro mercurioso  $I_2Hg_2$ , que se reduce á un precipitado gris añadiendo un exceso de reactivo.

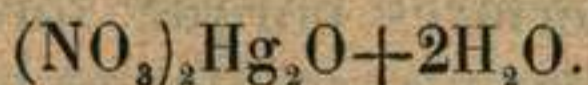
Los calomelanos son venenosos, aunque no tanto como el cloruro mercúrico, y tienen mucho uso en Medicina á dosis que no excedan de 4 decigramos.

**420. Cloruro mercúrico:**  $Cl_2Hg$ .—El segundo cloruro de mercurio se conoce con los nombres de *solimán* y *sublimado corrosivo*. Este cuerpo, en extremo venenoso, que sólo puede servir para usos externos en Medicina, también se presenta en masas blancas cristalinas de una densidad poco menor que el anterior, pero soluble en el agua y en el alcohol y fusible á temperaturas inferiores á  $300^{\circ}$ . El yoduro potásico da un precipitado rojo escarlata, soluble en un exceso de reactivo, y además precipita en blanco la disolución de clara de huevo, por lo cual suele emplearse ésta como contraveneno del sublimado corrosivo.

Se obtiene destilando la mezcla de sulfato mercúrico y el cloruro sódico, que reaccionan calentando en baño de arena. También puede prepararse actuando el cloro sobre el mercurio, y mejor reaccionando el ácido clorhídrico sobre el óxido mercúrico, en cuyo caso se concentra el líquido para recoger los cristales.

**421. Nitratos.**—El *nitrato mercurioso* se prepara por la reacción del ácido nítrico diluído sobre el mercurio. Cristaliza con dos moléculas de agua y para disolverle es preciso acidular el líquido, pues de lo contrario al desleirle en agua fría se produce un subnitrato básico insoluble.

Si empleamos ácido nítrico concentrado é hirviendo, se producen cristales de *nitrato mercúrico básico*



Evaporando después el líquido restante, por enfriamiento cristaliza el nitrato mercúrico neutro  $[(NO_3)_2Hg]_2, H_2O$ . También se desdobra éste en el agua fría dando un precipitado amarillo, constituido por una sal básica.

**422. Sulfatos.**—De un modo análogo se preparan el *sulfato mercurioso*  $SO_4Hg_2$ , y el *sulfato mercúrico*  $SO_4Hg$ . Este último que generalmente se presenta en forma de polvo blanco,



es usado como el anterior en algunas pilas eléctricas. Diluido en el agua produce también una sal básica  $\text{SO}_4\text{Hg}, 2\text{HgO}$ , amarilla, que recibe el nombre de *turbith mineral*.

**423. Reactivos.**—Para reconocer las sales de mercurio y distinguir las mercuriosas de las mercúricas, pueden emplearse los siguientes:

REACTIVOS.	SAL MERCURIOSA.	SAL MERCÚRICA.
Sulfhídrico. . . . .	Precipitado negro. . .	Precipitado blanco, luego amarillo y por último negro.
Sulfuro amónico. . . . .	» negro. . .	» negro.
Carbonato potásico. . . . .	» amarillo. . .	» rojo.
Potasa. . . . .	» negro. . .	» amarillo.
Amoníaco. . . . .	» gris. . . . .	» blanco. soluble en un exceso de reactivo.
Clorhídrico. . . . .	» blanco. . .	» ninguno.
Yoduro potásico. . . . .	» verdoso. . .	» rojo escarlata.

Una lámina de cobre introducida en una sal cualquiera de mercurio se recubre de globulillos de este metal, que por el frote la platean, desapareciendo el color blanco cuando se calienta.

## CAPÍTULO XXXIV.

### *Cuarto grupo. Níquel, cobalto, hierro.*

**424. Generalidades.**—Los metales de este grupo se distinguen de los anteriores porque forman un sesquióxido. Algunos son magnéticos y parecidos al hierro, como el níquel, cobalto y cromo. El carácter principal consiste en originar dos clases de sales: unas de átomo sencillo didinamo, y otras con átomo duplicado *hexadínamo*, como si cada uno de sus elementos funcionara con el carácter de tetradínamo cambiando entre sí dos valorías, á diferencia del grupo anterior cuyos metales ofrecen siempre átomos bivalentes en las dos clases de sales que engendran.



## NÍQUEL.

Ni = 59.

**425. Caracteres.**—Este metal es de un color blanco gris, muy tenaz y muy duro, maleable y dúctil, con un peso específico de 8,3 á 8,7. Tiene su punto de fusión intermedio entre el del manganeso y el hierro, y permanece inalterable en el aire, sin oxidarse hasta el calor rojo.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico le atacan con dificultad, y en el nítrico concentrado *se hace pasivo* como el hierro; pero se disuelve rápidamente en el último ácido cuando está diluido. Vase generalizando el uso del níquel por sus excelentes condiciones: sirve en la confección de muchos objetos, ó bien recubriéndolos solamente con una capa de este metal (niquelado galvánico).

Puede obtenerse por la reducción del óxido, ó calcinando el oxalato de níquel.

**426. Óxidos.**—El *protóxido de níquel* NiO que se prepara mediante la calcinación del nitrato ó del carbonato, es un polvo ceniciento; mas puede cristalizar en octaedros de color verde aceitunado. Precipitando una sal de níquel por la potasa resulta el hidrato Ni(OH)<sub>2</sub> de color verde manzana, soluble en el amoníaco tomando el líquido coloración azul.

El sesquióxido de níquel Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se prepara calentando el nitrato ó el carbonato niqueloso, lo mismo que se obtenía el protóxido, pero sin elevar tanto la temperatura y dejando libre acceso al aire, á fin de que no pierda oxígeno el sesquióxido y quede reducido á protóxido, que es el más estable de ambos. El hidrato niquélico Ni<sub>2</sub>(OH)<sub>6</sub>, pardo, menos obscuro que el óxido anhidro, se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por el agua que lleva en suspensión el hidrato niqueloso.

**427. Sales de níquel.**—Las principales son las niquelosas: tienen un color amarillo si son anhidras y verde esmeralda cuando están hidratadas. Se preparan atacando el metal ó el óxido por el ácido correspondiente (cloruros, sulfatos, nitratos), ó bien por doble descomposición, como el carbonato.



El cloruro níqueloso  $\text{Cl}_2\text{Ni}$  cristaliza con nueve moléculas de agua y presenta un hermoso color verde. Se produce por la reacción del óxido ó del carbonato con el clorhídrico, puesto que dicho ácido no ataca al metal. Si se quiere el cloruro anhidro, cristalizado en escamas de color amarillo de oro, es preciso recurrir á la acción directa del cloro sobre el níquel.

El sulfato de níquel  $\text{SO}_4\text{Ni}$  puede cristalizar con siete y con seis moléculas de agua, siendo isomorfo con el sulfato de magnesio.

**428. Caracteres de las sales.**—El *hidrógeno sulfurado no precipita* las sales de níquel *si el líquido está acidulado: el sulfuro amónico da un precipitado negro; la potasa y el carbonato potásico le producen de color verde manzana (hidrato níqueloso); el amoníaco forma igual precipitado verde que se redisuelve en un exceso de reactivo tomando el líquido color azulado.*

**429. Cobalto:**  $\text{Co} = 59$ .—El cobalto tiene el mismo peso atómico que el níquel, casi la misma densidad, y apenas se distingue de este metal á no ser porque su color es blanco con un viso rojizo y algo más tenaz que el níquel, presentando las mismas reacciones al ponerle en contacto con los ácidos y los diferentes agentes. Hállase también al estado de arseniuro  $\text{CoAs}_2$  y de sulfoarseniuro  $\text{CoAsS}$  (*cobalto gris*). Aunque tiene poca importancia el metal aislado, puede prepararse análogamente que el níquel mediante la calcinación del oxalato de cobalto.

**430. Compuestos de cobalto.**—Existe *un protóxido anhidro* de color aceitunado, que fundido con el bórax da una perla de color azul y se emplea para dar la misma coloración al vidrio y á la porcelana. Se obtiene análogamente que el de níquel calcinando el carbonato de cobalto.

La principal aplicación de los minerales de cobalto, es la preparación del *safre* y del *esmalte* que sirven para pintar la porcelana y el vidrio respectivamente. También se fija hoy sobre el cobre y el latón una pintura azul mediante la electrolisis del cloruro amónico cobaltoso.

El óxido de cobalto forma *un hidrato de color rosado*; habiendo asimismo *un sesquióxido, negro*, que se obtienen respectivamente como los de níquel. *Las sales de cobalto* más importantes son *las cobaltosas*, cuya disolución es *de color rosa ó grosella*, y cuando se concentran y tienen reacción ácida presentan *coloración azul*. Sólo



merecen citarse *el cloruro cobaltoso* empleado como tinta simpática por la circunstancia de pasar de un color rosa invisible, escribiendo sobre el papel con la disolución diluida, al color azul, fácilmente legible, cuando se calienta al fuego. Los caracteres desaparecen de nuevo en el aire frío y húmedo. Por lo demás, tanto esta sal como el sulfato, nitrato, etc., se preparan y presentan las mismas particularidades de hidratación que las sales correspondientes de níquel.

**431. Reactivos.**—Las sales de cobalto no precipitan por el sulfhídrico y sí por el sulfuro amónico, formando un poso negro: con la potasa y la sosa el precipitado es azul (sal básica); pero añadiendo un exceso de álcali aparece el hidrato de color rosa sucio. El amoníaco da precipitado azul, soluble en un exceso de reactivo.

En la llama del soplete los compuestos de cobalto tiñen al bórax de color azul.

#### HIERRO.

Fe = 56.

**432. Propiedades.**—*El hierro dulce* ó en estado de pureza es un metal muy tenaz, dúctil y maleable. Su peso específico varía entre 7,3 y 8. Cuando se enrojece al fuego puede trabajarse con el martillo y aun soldarse dos porciones del mismo metal. A una temperatura más elevada llega á fundirse en un líquido de mayor densidad que el sólido, y algo translúcido. En el aire seco no se oxida hasta la temperatura del rojo; pero con la humedad la oxidación principia á la temperatura ordinaria y una vez iniciada marcha con suma rapidéz á causa de que el óxido formado constituye con el metal un par voltaico, descomponiéndose el agua; lo cual explica la producción del amoníaco, resultado de la combinación del hidrógeno naciente con el nitrógeno del aire. Ya hemos indicado en otro lugar *la pasividad del hierro* en el ácido nítrico (228), y el desprendimiento de hidrógeno al atacarle los ácidos clorhídrico y sulfúrico (88) así como al descomponer el vapor acuoso cuando se calienta.

El hierro es el metal verdaderamente *precioso*, pues no se concibe la civilización de los pueblos, ni el progreso de la



agricultura, de las artes, de la industria, sin las máquinas y los diversos instrumentos que se construyen con este metal, que forma parte de nuestra propia sangre.

Aunque existe combinado con el azufre en *la pirita marcial*, ó de hierro, y algunas veces se halla nativo ó unido á otros metales, como en *los aerolitos*; ya por su escasez ó por la dificultad de su extracción, los verdaderos *minerales del hierro son los óxidos y el carbonato*, de los cuales se obtiene el metal reduciéndolos por el carbón; mas la operación se dificulta, según veremos en la metalurgia del hierro, por la necesidad de separar la ganga silíceo ó calcárea que generalmente acompaña á estos minerales.

**433. Acero: hojalata.**—*El acero* pudiera considerarse como un *carburo de hierro*, á no ser por la mínima proporción en que entra el carbón á constituirle, supuesto que no llega á un 2 por 100 del peso del metal. Si aumenta la proporción de carbón hasta un 5 ó 6 p.‰ resulta la llamada *fundición, el hierro colado*, mucho más quebradizo. *La hoja de lata* es una lámina delgada de hierro recubierta con una capa de estaño para evitar la oxidación. Es muy usada para construir canales, cajas y vasijas, sobre todo destinadas á contener grasas y aceites, en cuyo caso se conserva muy bien la hojalata.

**434. Óxidos de hierro.**—Los químicos han estudiado tres:

- |     |                  |       |                                  |
|-----|------------------|-------|----------------------------------|
| 1.º | Óxido ferroso.   | . . . | FeO.                             |
| 2.º | Óxido férrico.   | . . . | Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> . |
| 3.º | Óxido magnético. | . . . | Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> . |

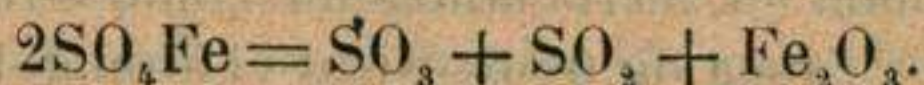
No ha podido aislarse el anhídrido férrico FeO<sub>3</sub> cuya composición es todavía incierta.

De estos óxidos el primero carece de interés, y el tercero se halla en la Naturaleza en bastante abundancia para constituir un mineral de hierro, recibiendo algunos ejemplares el nombre de *pedra imán* por su propiedad de atraer al hierro; es también notable por su estabilidad, resultando siempre que el metal se oxida á una temperatura muy elevada (88 y 96).

*El óxido férrico* ó sesquióxido, conocido con los nombres de *hierro oligisto* y *hematites roja*, cristaliza en romboedros y



tiene brillo metálico, ó se presenta amorfo y es de color rojizo. Suelen prepararle calcinando el sulfato ferroso:



También se halla en la Naturaleza el hidrato férrico (limonita)  $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$  que se obtiene precipitando una sal férrica por el amoníaco. Este óxido produce las manchas de orín ó herrumbre que aparecen en la superficie de los objetos de hierro por la acción de la humedad.

Existen *tres sulfuros* de hierro correspondientes á los tres óxidos principales del mismo metal: *el sulfuro ferroso*  $\text{SFe}$  que se prepara calentando al rojo las limaduras de hierro mezcladas con el azufre y se emplea mucho en los laboratorios para la obtención del sulfhídrico; *el sulfuro férrico*  $\text{S}_3\text{Fe}_2$  de escasa importancia, y la pirita magnético  $\text{S}_4\text{Fe}_3$  que se encuentra en la Naturaleza. Principalmente abunda el bisulfuro  $\text{S}_2\text{Fe}$  que no tiene óxido correlativo y se conoce con el nombre de *pirita marcial* y *marcasita*: unas veces cristaliza en cubos y octaedros regulares de color amarillo de oro y otras en prismas rombales de color amarillo verdoso pálido y casi mate: los primeros dan chispas con el eslabón, la segunda variedad es deleznable y se altera por la acción de los agentes atmosféricos.

#### SALES DE HIERRO.

**435. Cloruros.**—*El cloruro ferroso*  $\text{Cl}_2\text{Fe}$  cristaliza en prismas romboidales oblicuos con 4 moléculas de agua, y se obtiene disolviendo *el hierro* en el ácido clorhídrico.

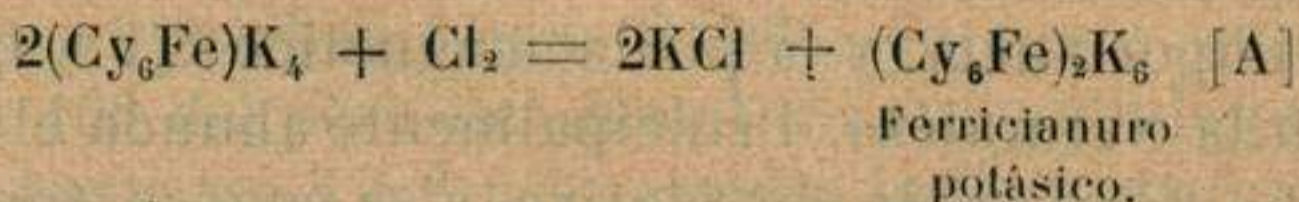
*El cloruro férrico*  $\text{Cl}_6\text{Fe}_2$ , muy empleado en Medicina para contener las hemorragias, da á sus disoluciones un color amarillo pardo, y se prepara disolviendo *el óxido férrico* en el ácido clorhídrico, ó haciendo pasar una corriente de cloro por la disolución de cloruro ferroso.

**436. Ferrocianuro potásico:**  $\text{Cy}_6\text{FeK}_4$ .—El cianógeno se combina con el hierro de una manera tan íntima que en cierto modo desaparecen las propiedades que le caracterizan, originando un nuevo radical que ha recibido el nombre de *ferrocianógeno*  $\text{Cy}_6\text{Fe}$ , representado por algunos químicos con un simbolo especial  $\text{Cfy}$ , puesto



que se une directamente al hidrógeno para formar el *ácido ferrocianhídrico* y origina *ferrocianuros* al combinarse con los diferentes metales. Funciona el ferrocianógeno como tetradinamo, lo cual pudiera colegirse á causa de neutralizar el átomo de hierro dos centros de dinamicidad que dejan libres los 6 grupos,  $-C \equiv N$ ; es decir,  $(Cy_6=Fe)^{IV}$ .

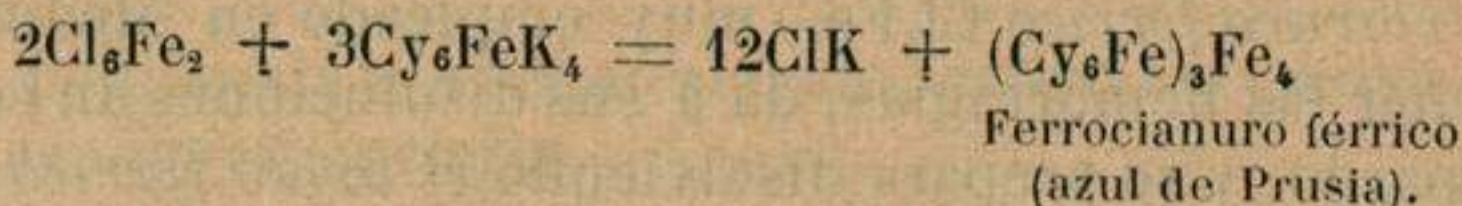
El *ferrocianuro potásico* ó *prusiato amarillo* cristaliza con tres moléculas de agua en formas derivadas del octaedro de base cuadrada, generalmente en tablas de un hermoso color amarillo de limón, transparentes y flexibles, con un peso específico de 4,8. Se disuelve en el doble de su peso de agua hirviendo, y mucho menos en frío, siendo completamente insoluble en el alcohol. A  $100^\circ$  pierde el agua de cristalización y se reduce á un polvo blanco; al calor rojo se funde y se convierte en cianuro potásico (326). El cloro le transforma en *ferricianuro*, produciéndose cloruro potásico.



Para obtener el prusiato amarillo se empieza por formar el cianuro potásico (326), añadiendo luego á la lejía, sulfato ferroso, ó simplemente haciéndole hervir con hierro metálico, que pudiera haberse agregado directamente á las materias orgánicas nitrogenadas y al carbonato potásico, que originan el cianuro calcinando la mezcla en vasija cerrada. Diluyendo el producto en agua é hirviendo el líquido se recogen los cristales de ferrocianuro por enfriamiento.

El uso principal de esta sal queda reducido á servir de reactivo, porque forma ferrocianuros insolubles con diferentes metales, v. gr. el ferrocianuro de cobre  $Cy_6FeCu_2$  de color rojo pardusco, y también se emplea en los laboratorios para preparar otros cuerpos.

**437. Azul de Prusia.**—Se obtiene precipitando una sal férrica por el ferrocianuro potásico:

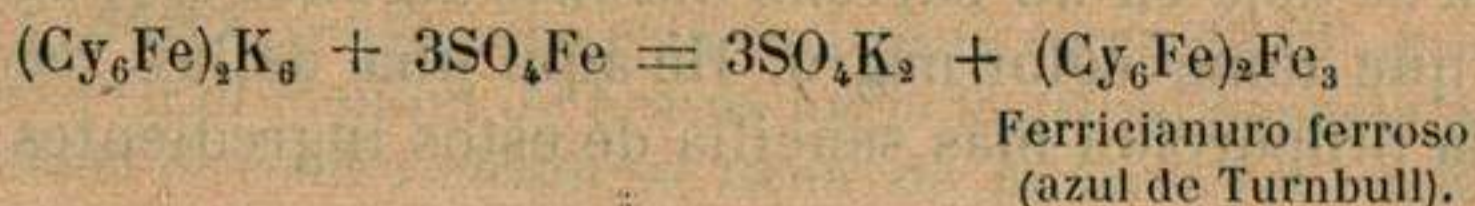


El comercio le presenta en trozos de forma cúbica, de un color azul intenso con reflejos cobrizos; no se disuelve en el agua, ni en el alcohol, ni tampoco en los ácidos débiles, pero sí en el ácido oxálico dando una tinta de bellissimo color azul. Tiene aplicaciones en tintorería.

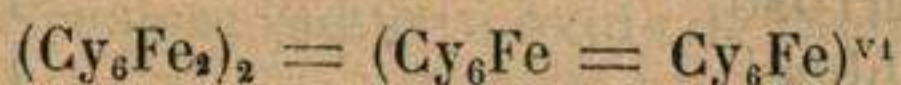
**438. Ferricianuro potásico:**  $(Cy_6Fe)_2K_6$ .—Se prepara haciendo pasar una corriente de cloro por la disolución de ferrocianuro, según se expresa en la ecuación [A].



El *ferricianuro potásico* ó *prusiato rojo* se presenta en gruesos cristales de este color, pertenecientes al sistema prismático rombooidal oblicuo. Se disuelve en cuatro veces su peso de agua fría y *menos en agua hirviendo*; no precipita las sales férricas, pero sí las ferrosas dando un poso de color azul análogo al azul de Prusia aunque de composición diferente, que se conoce con la denominación de azul de Turnbull.



También admiten los químicos el radical *ferricianógeno*



donde entran dos radicales ferrocianógeno que neutralizan entre sí dos valorías resultando *hexavalente* el ferricianógeno; pues era tetradinamo cada grupo atómico ferrocianógeno. Existen asimismo el *ácido ferricianhídrico*, y diferentes *ferricianuros* metálicos.

**439. Sulfato ferroso:**  $\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$ .—Conocido desde muy antiguo con el nombre de *vitriolo verde* ó *caparrosa verde*, es muy soluble en el agua caliente y algo menos en frío. Su disolución, así como los cristales, en contacto del aire absorben el oxígeno y se convierten en una subsal férrica de color amarillo: por eso conviene guardarle en frascos de tapón esmerilado completamente llenos de una arenilla blanca de sulfato monohidratado que resulta absorbiendo el agua por medio del alcohol en donde se diluye. También se recomienda recubrir los cristales de sulfato ferroso con el alcohol para evitar su alteración.

Este cuerpo se emplea mucho en la tintorería; tiene varias aplicaciones químicas y farmacéuticas, y sirve ordinariamente para la preparación de la tinta negra.

**440. Tinta de escribir.**—Está constituida por un *tannato* y *agalato férrico* (1) mantenidos en suspensión en el agua donde se ha disuelto azúcar ó goma para darle más densidad. Las cualidades de la tinta dependen sobre todo de las proporciones de la mezcla; debiendo evitarse que se descolore y vuel-

(1) Estas sales corresponden á los ácidos tánico y agálico que existen formados en las agallas.



va amarillenta por un exceso de sal ferrosa, é igualmente que se enmohezca por falta de la misma.

Se prepara una decocción de agallas hirviendo el agua por espacio de dos horas, añadiendo más líquido á medida que se evapora: se cuele por un lienzo y en el líquido claro se agrega la goma y el sulfato ferroso disuelto en 7 partes de agua. La mezcla se deja en un barreño durante algunos días agitándola hasta que tome color negro. He aquí una de las recetas que fijan la proporción más sencilla de estos ingredientes:

Agallas machacadas. . . . .	2 partes.
Sulfato ferroso. . . . .	1 »
Goma arábica. . . . .	1 »
Agua. . . . .	32 »

Con el fin de evitar el enmohecimiento debe añadirse alguna esencia. Otros recomiendan también para abrillantar el color la adición de una pequeña cantidad de palo campeche al cocimiento de agallas.

**441. Reactivos.**—Para reconocer al hierro en estado de sal ferrosa ó férrica se recurre á diferentes reacciones que á continuación se expresan:

REACTIVOS.	SAL FERROSA.	SAL FÉRRICA.
Sulfhídrico. . . . .	No precipita. . . . .	Precipitado blanco de azufre.
Sulfuro alcalino. . . . .	Precipitado negro. . . . .	Precipitado negro.
Carbonato alcalino. . . . .	» blanco, que pasa á verde y por último rojizo. . . . .	» rojizo, de hidrato férrico.
Amoníaco. . . . .	» blanco. . . . .	» rojizo.
Ferrocianuro potásico. . . . .	» » que azul. . . . .	» azul.
Ferricianuro potásico. . . . .	» azul. . . . .	» ninguno, el líquido pardea.
Tanino. . . . .	» ninguno al principio, luego se ennegrece. . . . .	» negruzco.
Sulfocianuro potásico. . . . .	» ninguno. . . . .	No precipita; pero el líquido adquiere color rojo de sangre.

**442. Metalurgia del hierro.**—Se emplean dos procedimientos para la extracción del hierro. El más sencillo y primeramente



usado es el de *las forjas catalanas ó ferrerías*, y el segundo es *el sistema de los altos hornos*.

1.º FORJA CATALANA.—El fundamento de este método estriba en el empleo del carbón para reducir el mineral que debe ser bastante rico. La forja es una especie de crisol (*fig. 70*) cuyo fondo le forma una piedra arenisca cóncava, ó la arcilla apisonada. Se enciende el carbón en el crisol soplando con el fuelle ó mediante una trompa hidráulica (346 F.) cuyo tubo está inclinado cerca de 40°, y haciendo un hueco en el montón de brasas hacia la pared opuesta á la tobera, llamada *de contra-viento*, se llena de mineral poniendo encima carbón humedecido. Soplando luego con más fuerza para activar la combustión, el gas carbónico producido del lado de la tobera al atravesar las ascuas se reduce á óxido de carbono que desoxida

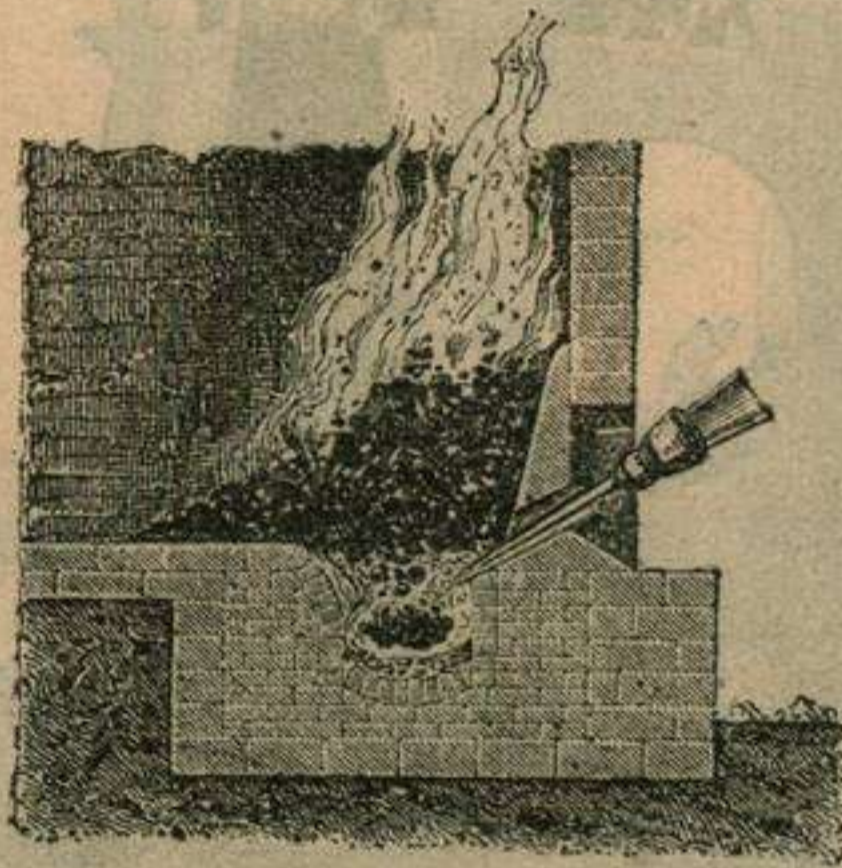


Fig. 70.—Forja catalana.

el mineral cuyo exigeno reproduce el anhídrido carbónico, y continúa la reducción añadiendo mineral, amontonado hacia el contra-viento, y carbón por el lado de la tobera. Simultáneamente una parte del óxido férrico, convertido en protóxido, se combina con la ganga para formar un *silicato doble alumínico ferroso* que constituye *la escoria*, la cual sobrenada y preserva al metal; removiéndolo el obrero la masa para que se suelden unos con otros los pedazos de hierro y dejando correr la escoria fundida por un agujero. El hierro así obtenido se lleva al martinete para que golpeándole salte la escoria que retiene y adquiera la ductilidad apetecida.

Tiene el inconveniente este procedimiento de exigir minerales muy puros, de ser poco el rendimiento y considerable la pérdida de hierro que necesariamente queda en la escoria, ofreciendo en cambio la ventaja de una instalación económica á propósito para localidades donde escasean el combustible y el capital.



2.º ALTOS HORNOS.—Se componen, como todos los hornos, de cuba, de dos troncos de cono, en este caso muy desiguales (*fig. 71*), cuya base común recibe el nombre de *vientre*, y tiene una altura de 10 á 20 metros. En la parte inferior se encuentra el crisol y encima de él están abiertas las toberas por donde llega el aire que alimenta la combustión. El mineral triturado se mezcla con fundente cálcico, *castina*, si la ganga es silicea, y con arcilla, *erbua*, cuando

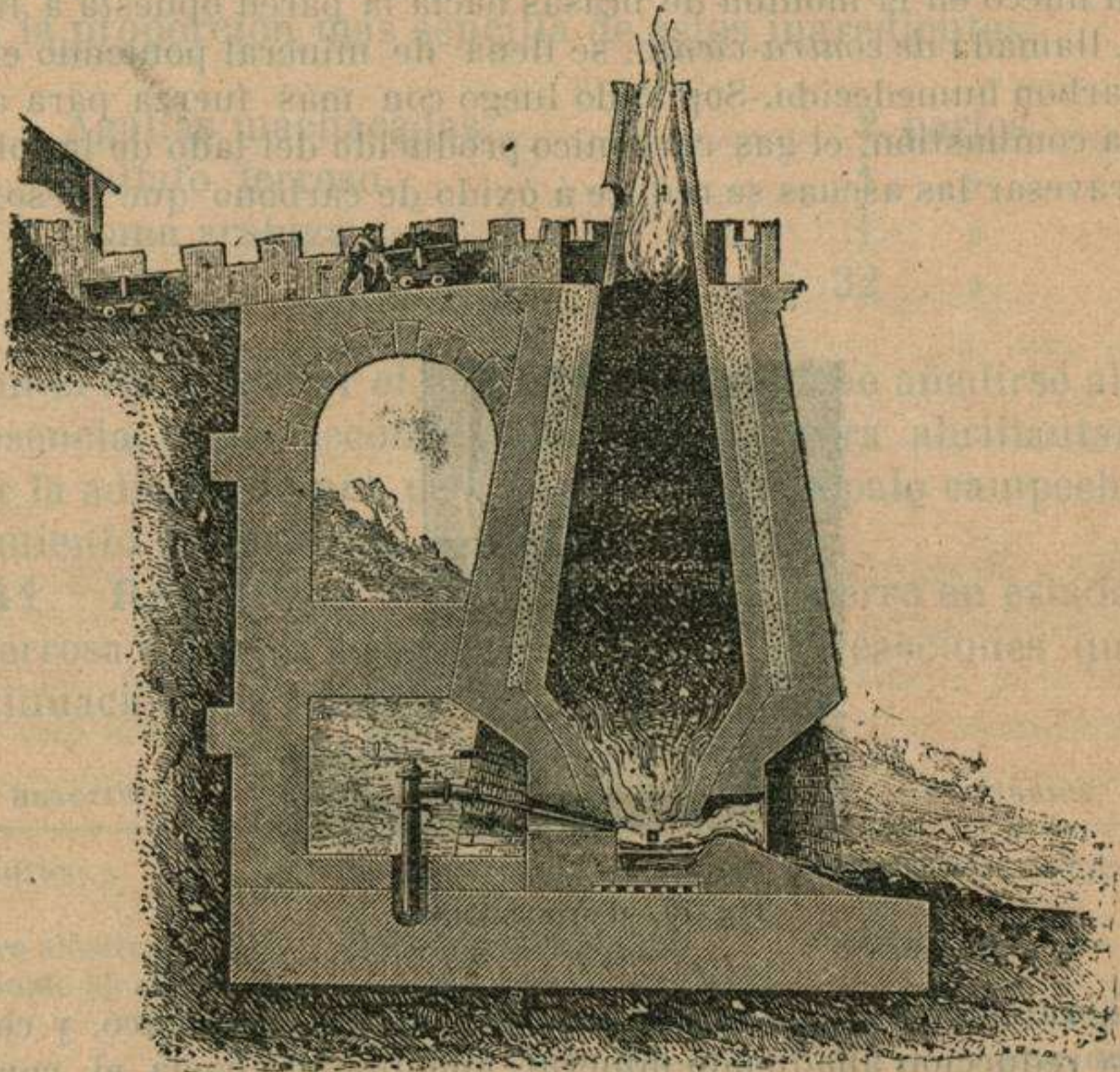


Fig. 71.—Alto horno.

la ganga es caliza. Se carga el horno con capas alternas de carbón y de mineral, y una vez que se ha encendido se van añadiendo carros de estas materias por *el tragante* ó boca, á medida que se vaya rebajando la masa; de modo que funcionan los hornos de una manera continua desde que se encienden hasta que termina la extracción del hierro de todo el mineral disponible, ó cuando haya necesidad de reparaciones.

Una vez que el crisol está lleno de metal, habiendo dejado correr la escoria por la parte superior, se abre un agujero que hay cerca del fondo y corre el hierro fundido como un arroyo de fuego por



unos surcos hechos en arena donde se moldea. Suelen *sangrar* de este modo el crisol cada seis horas.

REACCIONES.—En el cono inferior donde la temperatura es más elevada, la combustión es completa y se forma gas carbónico que al llegar hacia el vientre del horno se reduce á óxido de carbono durante su paso, al atravesar entre las ascuas que ocupan dicho espacio. La corriente de este gas llega al punto donde se estrecha de nuevo el horno; se apodera del oxígeno del mineral, y el hierro reducido cae hácia el crisol combinándose en parte con el carbón: entre tanto la sílice de la ganga se combina con la cal y forma la escoria, que es un silicato fusible. También se reduce en parte la sílice donde la combustión es más viva, uniéndose una mínima porción de silicio al hierro que goteando se dirige hacia el crisol.

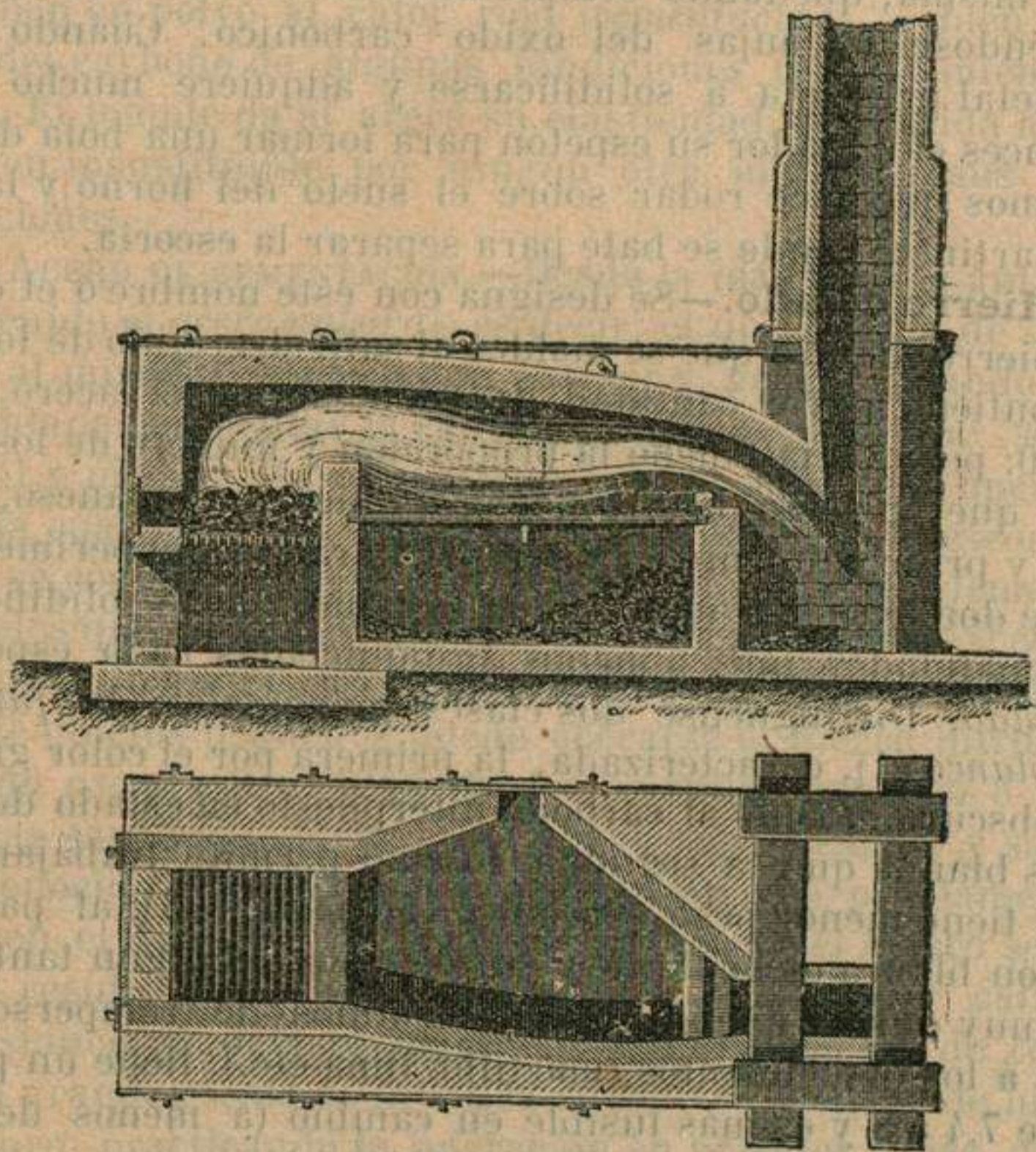


Fig. 72.—Horno para la afinación.

El método de los altos hornos se emplea de preferencia á las forjas en la metalurgia del hierro para proveer de este metal, cuyo consumo crece rápidamente y es cada dia más necesario para las artes, la industria y la construcción.

**443. Afinación del hierro.**—Tiene por objeto eliminar por



oxidación el carbono y el silicio del hierro colado. Esta operación exige pérdida de metal que se oxida también para combinarse con el ácido silícico formando un silicato muy fusible que es la escoria de afinación. Elimínanse igualmente por este medio el azufre y el fósforo; pero es preferible elegir hierro colado ó *fundición* que no los contenga, y á ser posible tampoco el silicio. Suele practicarse la afinación del hierro colado blanco, procedente de los altos hornos alimentados con carbón vegetal, en un horno de reverbero (*fig. 72*). Extienden por el suelo del mismo 2 ó 3 toneladas de metal, añadiendo 50 kilogramos de escorias, y forzando el tiro para que las llamas se repartan y envuelvan toda la masa metálica. Remueven los operarios con un espetón el hierro pastoso recubierto por la escoria fundida, produciéndose la oxidación del carbono con el oxígeno de la misma, quedando completamente reducido el hierro y desprendiéndose burbujas del óxido carbónico. Cuando cesan éstas, el metal principia á solidificarse y adquiere mucho brillo; toma entonces el afinador su espetón para formar una bola de 25 ó 30 kilogramos que hace rodar sobre el suelo del horno y la lleva luego al martinete donde se bate para separar la escoria.

**444. Hierro colado.**—Se designa con este nombre ó el de *fundición* el hierro impuro que se moldea al salir derretido de los altos hornos. Contiene mayor cantidad de carbono que el acero, de 2,5 á 5 por 100; pero varía mucho la proporción y número de los otros elementos que encierra (azufre, fósforo, silicio, manganeso, etc.) á los cuales y principalmente á la temperatura que experimenta el mineral de donde se extrae, y hasta á la rapidez de la solidificación, debe sus cualidades más ó menos pronunciadas cada especie de *hierro colado*. Distingúense dos clases principales: la *fundición gris* y la *blanca* (1), caracterizada, la primera por el color gris más ó menos obscuro, debido al carbono interpuesto en estado de grafito; es más blanda que la segunda, lo cual permite trabajarla con la lima, y tiene menor peso específico (no pasa de 7); al paso que la fundición blanca es brillante y su color simula algún tanto el de la plata, muy dura y quebradiza en términos de romperse antes que ceder á los instrumentos (martillo, lima etc.), tiene un peso específico de 7,4 á 8 y es más fusible en cambio (á menos de 1100°) que la fundición gris que se derrite á 1200°.

Esta diversidad de caracteres determinan las aplicaciones directas de las fundiciones grises para moldear columnas, pedestales, tubería etc.; en una palabra, los objetos bastos que se fabrican con hierro ó acero en caso de no exigirse toda la tenacidad que pue-

(1) También suele prepararse industrialmente una fundición intermedia, *salmonada*, ó blanca con manchas grises.



de adquirir el metal por la afinación, á la cual se somete ordinariamente, cuando no se transforma en acero (1), la fundición blanca. Puede presentar el aspecto de ésta un objeto de hierro colado si el molde en vez de arena es metálico, porque se enfría y solidifica rápidamente entonces la superficie mientras en el interior es lenta la solidificación, y el carbono combinado y disuelto tiene tiempo de cristalizar en estado grafitoide dando á la masa interna los caracteres de la fundición gris. Por esta causa disolviendo la fundición gris en un ácido deja siempre residuo carbonoso mientras que no aparecerá si fuera blanca.

**445. Acero.**—Dada la composición del acero, con una cantidad de carbono intermedia entre el hierro dulce y el hierro colado, suele obtenerse fundiéndolos en proporción conveniente, ya añadiendo carbón al hierro dulce exponiendo las barras de metal recubiertas de carbón en polvo al calor rojo (*cementación*), ó bien quemando parte del carbono de algunas fundiciones (procedimiento de Siemens). El temple da al acero su elasticidad, que unida á su dureza le hacen insustituible por ningún otro metal en sus numerosas aplicaciones.

**1.º ACERO DE CEMENTACIÓN.**—Desde la más remota antigüedad se ha obtenido el *acero natural*, es decir, el que resulta de *carburar* el hierro al mismo tiempo que se extrae; v. gr. procurando en las forjas catalanas aumentar la cantidad de carbón de que se rodea el mineral y moderar la corriente de aire al final de la operación, durante la cual se evita, separando con frecuencia la escoria, que el hierro se combine con un exceso de silicio y otros elementos. Los minerales que contienen manganeso dan un acero excelente cuando el metal le afinan y le templan después obreros hábiles. Si se trata de objetos pequeños puede acerarse el hierro introduciéndolo ya *hecho ascua* entre polvo de ferrocianuro potásico, ó bien entre materias capaces de formarle (carbón, sebo, cenizas y sal), pues se ha reconocido la ventaja de que el carbón esté previamente combinado con el nitrógeno para que su unión con el hierro sea más íntima y resulte un acero de grano fino y de superior calidad. Esta circunstancia no debe olvidarse en el procedimiento de *cementación* que en grande escala se practica cuando se dispone de hierro dulce muy puro practicando la operación en grandes cajas de ladrillos refractarios en las cuales se disponen las barras de hierro recubiertas con el cemento; después de cerrarlas herméticamente se

(1) Parece comprobado que la presencia del manganeso en la fundición blanca facilita la eliminación del silicio, fósforo y azufre que harían quebradizo el acero, supuesto que el manganeso es más oxidable que el carbón y por consiguiente desaparece antes que él arrastrando los demás elementos perjudiciales. De aquí la preferencia dada á las fundiciones manganesíferas.



enciende el horno y la llama las rodean durante 15 ó 20 días sin interrupción. Como la carburación es superficial se consigue dar homogeneidad á las barras estirándolas, batiéndolas, templándolas en agua fría; y por último si nos proponemos obtener un acero fino, duro y de mucha tenacidad, como el empleado para construir buriles, tijeras para cortar metales y otros instrumentos de resistencia excepcional, es preciso fundir el acero de cementación en crisoles que no contengan arriba de 40 kilogramos de materia.

2.º MÉTODO DE BESSEMER.—La necesidad de someter el acero á la fusión para darle toda la homogeneidad necesaria y sobre todo la rapidez con que pueden acerarse enormes cantidades de hierro, (10.000 k. gr en 25 minutos) con gran economía de combustible y pudiendo regularizar la carburación, según el objeto á que haya de destinarse el acero, hacen desde luego preferible *el método de Bessemer fundado en oxidar los cuerpos extraños y parte del carbono de las fundiciones*. En una especie de tonel de palastro que oscila al rededor de un eje horizontal y se halla recubierto interiormente de arcilla se vierte la fundición de hierro líquida después de haberle calentado llenándole primero de brasas. El fondo del tonel está horadado para dar entrada al aire comprimido que oxida el azufre, el fósforo y otros cuerpos que acompañan al hierro en unión del carbono; conociendo los prácticos por el color de la llama el momento preciso en que está terminada la conversión en acero. Para mayor seguridad se ha modificado el procedimiento dejando quemarse también todo el carbono; y al hierro dulce fundido se agrega en la proporción conveniente una fundición manganesífera para transformarle en acero de la calidad que se desea. Una de las ventajas del método consiste en mantener constante la temperatura por la combustión de los cuerpos que lleva la fundición, y aun elevarla como es indispensable para derretir el hierro dulce. Recientemente se ha propuesto dirigir al final una corriente de carburos de hidrógeno calentados al rojo con el fin de eliminar las últimas porciones de azufre y de fósforo en estado de compuestos hidrogenados. Parece que por este medio se consigue un acero de grano fino, susceptible de ser trabajado mejor y que puede competir con los más excelentes que se fabrican.

La dureza y elasticidad que adquiere el acero con el temple le hace insustituible por el hierro dulce para fabricar instrumentos cortantes, muelles, etc.; en cambio su tenacidad suficiente y otras cualidades, como la facilidad de moldearle, van ampliando cada día sus aplicaciones, de modo que hasta los objetos de uso ordinario que antes se fabricaban de hierro hoy se construyen con *acero*, estado muy superior de dicho metal que la fundición la cual ha de tener siempre un empleo muy restringido por su menor resistencia.



## CAPÍTULO XXXV.

*Cuarto grupo. Manganeso. Cromo. Aluminio.*

## MANGANESO.

Mn = 35.

**446. Propiedades.**—Este metal tiene color gris blanquecino, y una densidad próxima á la del hierro 7,2; pero es de mayor dureza, y casi tan refractario como el platino. Se extrae reduciendo el carbonato por el carbón á una temperatura muy elevada: sólo ofrece interés puramente científico.

**447. Óxidos.**—El manganeso puede citarse como ejemplo del metal que forma mayor número de óxidos, pues además de los cuatro citados (16) existen dos *anhídridos*: el *mangánico*  $MnO_3$  y el *permangánico*  $Mn_2O_7$ . El protóxido, el sesquióxido y el óxido rojo ó salino son análogos á los correspondientes del hierro.

El *bióxido de manganeso*  $MnO_2$ , llamado también *pirolusita* y *manganesa*, es muy abundante en la naturaleza, y aunque alguna vez cristaliza en prismas rombales, generalmente se presenta amorfo, unas veces en masas compactas, negro brillante, y otras veces mate y desmenuzable. Cede oxígeno, ya por la acción del calor, ya atacándole por el ácido sulfúrico (94); y produce un desprendimiento de cloro al reaccionar con el clorhídrico (138). Para obtenerle puro se disuelven los minerales que le acompañan en el ácido nítrico, añadido en porciones, y lavando el residuo con agua destilada; pero es preferible calentar con cuidado el nitrato manganeso hasta unos 155°.

La pirolusita es el compuesto más importante de manganeso; no solo porque sirve de base para la preparación de los demás, sino por las grandes cantidades que de dicho mineral necesita la industria en la preparación de los hipocloritos, extracción del oxígeno, para las fábricas de vidrio, etc.



**448. Ácido mangánico:**  $MnO_4H_2$ .—No ha podido obtenerse aislado; pero sí en combinación formando manganatos, especialmente el manganato potásico, llamado *camaleón mineral* por la facilidad con que cambia su color verde en violado, absorbiendo el oxígeno del aire para convertirse en permanganato que tiene dicha coloración.

Los manganatos son cuerpos oxidantes, fácilmente descompuestos por las materias orgánicas, el anhídrido sulfuroso, etc.

Se prepara el manganato potásico calcinando en un crisol una parte de bióxido de manganeso por dos de potasa; se añade agua hervida á la masa, se filtra poniendo amianto en el embudo y se evapora en el vacío la disolución verde. Con estas precauciones resulta cristalizado en agujas verdes el manganato potásico, isomorfo con el sulfato potásico.

**449. Ácido permangánico**—Es un cuerpo poco estable y únicamente ofrecen interés las sales que forma, siendo la principal el permanganato potásico  $MnO_4K$  que cristaliza en prismas finos del sistema romboidal, brillantes como el acero dando un polvo rojo.

El ácido sulfúrico le descompone desprendiendo ozono. Se obtiene de un modo análogo al manganato fundiendo con la potasa (10 partes), el bióxido de manganeso (8 partes), y 7 de clorato potásico, disolviendo el producto en agua hirviendo y luego se deja cristalizar. La disolución purpúrea de esta sal se descolora con el ácido sulfuroso.

**450. Sulfato manganeso:**  $SO_4Mn, 7H_2O$ .—Pueden obtenerse algunas sales mangánicas; pero las más importantes y únicas que mencionaremos son las manganosas. Se preparan en general con el carbonato manganeso y el ácido correspondiente. Entre ellas es algo interesante el sulfato, que puede cristalizar con 7, 5 ó 4 moléculas de agua, según la temperatura. Cuando ésta se halla entre  $0^\circ$  y  $6^\circ$  resultan prismas isomorfos con el sulfato ferroso, presentando la fórmula que encabeza este párrafo, y tienen un color de rosa, propio de todas las sales de manganeso y de sus disoluciones.

**451. Carbonato manganeso:**  $CO_3Mn$ .—Puede cristalizar en romboedros, aunque generalmente se halla en una masa pulverulenta de color blanco rosáceo. Calcinada deja el óxido manganeso mangánico, que es el más estable á elevadas temperaturas. Suele aprovecharse para su obtención el residuo que queda de obtener el cloro en los laboratorios, calcinando y disolviendo en el agua el cloruro de manganeso que se precipita por el carbonato sódico.

**452. Reactivos.**—Las sales manganosas no precipitan por el sulfhídrico; pero dejan un poso de color de carne echan-



do unas gotas de *sulfuro amónico*. El *carbonato sódico* y la *potasa* dan un *precipitado blanco*, pero el último pardea y se vuelve negro. El *ferrocianuro potásico* da un *precipitado blanco*. Calentadas al soplete con un poco de nitro se produce *manganato potásico* cuya disolución verde se vuelve roja cuando se oxida. Con el *bórax* dan una *perla de color violado*.

## CROMO.

$$\text{Cr} = 53,5.$$

**453. Propiedades.**—Este metal se presenta en pequeñas masas ó cristalizado en octaedros; de color gris acerado, con una dureza tal que raya el topacio, siendo su peso específico 0,6. A la temperatura ordinaria no se oxida, pero sí al calor rojo; arde en el cloro produciendo *cloruro crómico* de color violado. Los ácidos no le disuelven, excepto el *clorhídrico*; pero es atacable por los álcalis, sobre todo en presencia de cuerpos oxidantes.

El mineral más importante con el cual se preparan todos sus compuestos, es el *hierro cromado*  $\text{Cr}_2\text{O}_3\text{FeO}$ , análogo al óxido magnético en que el cromo reemplaza dos átomos de hierro.

Existe igualmente en la Naturaleza el *cromato de plomo*, ó *crocoisa*, y coloreando algunos silicatos mínimas porciones de óxido crómico.

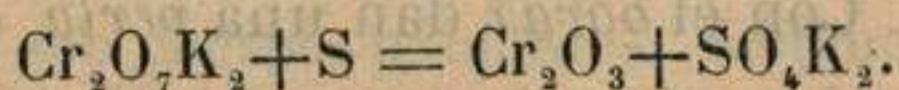
Se extrae el cromo reduciendo el sesquióxido por medio del carbón pulverizado y formando pasta con aceite de linaza. Las pequeñas bolas hechas de esta mezcla se someten á una temperatura muy elevada en un crisol de cal. También puede reducirse el *cloruro crómico* por el potasio ó el zinc fundiéndolos con *cloruro potásico sódico*.

El metal carece de aplicaciones en estado de libertad; pero no así sus compuestos, algunos de los cuales son muy usados en tintorería y pintura.

**454. Óxido crómico:**  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .—El cromo forma cinco compuestos oxigenados análogos á los del manganeso y de ellos sólo tienen verdadera importancia el *sesquióxido* y el *ácido crómico*. El primero llamado también *óxido crómico* y *óxido verde* raya al cuarzo y es isomorfo del corindón, aunque



comúnmente se presenta amorfo, en un polvo verde que se prepara calcinando dos partes de bicromato potásico con una de azufre: después de la reacción resulta mezclado con sulfato potásico, el cual conseguimos eliminar del todo lavando el producto repetidas veces:



También pudiera obtenerse calentando el cromato mercurioso que se descompone con desprendimiento de oxígeno. Sirve para la pintura de la porcelana y del vidrio.

El *hidrato crómico* se prepara siguiendo el procedimiento general; es decir, precipitando una sal crómica (v. gr. el cloruro) por el amoníaco. Se emplea el *verde esmeralda* en la pintura de telas y papeles y le da la preferencia sobre el *arsenito de cobre* su fijeza y la circunstancia de ser inocente, al paso que ofrece mucho peligro el uso de los compuestos arsenicales: su color es inalterable por la acción de la luz, y suele prepararse industrialmente fundiendo con el ácido bórico el bicromato potásico y lavando repetidas veces el producto para que se deposite el sesquióxido crómico hidratado.

**455. Anhídrido crómico:**  $\text{CrO}_3$ .—Cristaliza en agujas de color rojo oscuro; es delicuescente y en contacto del aire se convierte en un líquido pardo. Obra como un oxidante enérgico transformando el ácido sulfuroso en sulfúrico y puede inflamar el alcohol vertido gota á gota sobre el ácido cristalizado.

Se prepara agregando con cuidado ácido sulfúrico en una disolución concentrada y caliente de bicromato potásico. El líquido deposita por enfriamiento agujas de ácido crómico que se desecan sobre un ladrillo de porcelana sin barnizar.

**456. Bicromato potásico:**  $\text{Cr}_2\text{O}_7\text{K}_2$ .—El cromo, lo mismo que todos los metales del grupo, puede formar sales *romosas*,  $\text{Cl}_2\text{Cr}$ , de escaso interés, y también *crómicas*, v. gr.  $(\text{SO}_4)_3\text{Cr}_2$ , cuyo sulfato se une al potásico para formar el alumbre de cromo, isomorfo con el aluminico, etc., y algunas de ellas merecen estudiarse con mayor detenimiento, pero no alcanzan la importancia que los *romatos* ó sean las sales donde el cromo forma parte del radical negativo.

El cromato  $\text{CrO}_4\text{K}_2$  y el *bicromato potásico* se obtienen directamente calentando al rojo el hierro cromado con el nitro,



dos partes del primero por una del segundo para el bicromato; añadiendo carbonato potásico á la mezcla anterior cuando se prepara la sal neutra. Después de haber experimentado la fusión, el producto se lava repetidas veces con agua para disolver el cromato, precipitando luego, por medio del ácido acético, la sílice y la alúmina que le impurificaban. Este procedimiento se emplea en grande en la industria y también puede utilizarse en los laboratorios.

La sal neutra ó *cromato amarillo* cristaliza en prismas rectos de base romboidal, de color amarillo de limón, soluble en el agua á la que puede colorar en un peso 40.000 veces mayor. Es venenoso, y fácilmente pasa á bicromato por la acción de los ácidos nítrico y sulfúrico.

El *bicromato potásico*, *cromato rojo*, se presenta cristalizado en tablas de color rojo anaranjado muy subido que se funden sin descomponerse; pero elevando más la temperatura se reduce á cromato neutro y sesquióxido, con desprendimiento de oxígeno. Los ácidos y los cuerpos desoxidantes ejercen sobre esta sal una acción análoga á la ejercida sobre el ácido crómico libre (455). Ofrece además la particularidad de ser más soluble en frío (ocho á diez partes de agua por una de bicromato) que en agua hirviendo.

**457. Aplicaciones.**—El cromato rojo tiene muchas aplicaciones industriales y de laboratorio: como sal de cromo obtenida desde luego del mineral sirve de base para formar los demás compuestos: v. gr., el cromato neutro agregando carbonato potásico; el *amarillo de cromo* (cromato plúmbico) precipitando con el bicromato una disolución de sal de plomo, etc.

Puede utilizarse la reacción con el ácido sulfúrico: 1.º para obtener un abundante desprendimiento de oxígeno y recoger este gas; 2.º para originar corrientes eléctricas en la pila de Grenet (ó de bicromato). También se emplea el mismo en la fotografía *al carbón* para hacer insoluble la gelatina; pero los usos más importantes de esta sal los hallamos en la industria tintorera para la fabricación de colores sacados de la brea; para blanquear sobre un fondo azul de añil, en la impresión de las telas, oxidación del caucho, y finalmente para el blanqueo del aceite de palma y otras grasas, obrando casi siempre en razón á su gran poder oxidante.

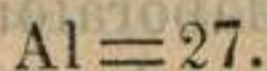


**458. Reactivos.**—Para el reconocimiento del cromo deben distinguirse dos casos, según que el metal forme el elemento electro-positivo (*sales crómicas*), ó constituya la parte característica del ácido (*cromatos*).

**SALES CRÓMICAS.**—El *sulfhídrico* no da precipitado; pero el *sulfuro amónico* le forma no de sulfuro y sí de *hidrato crómico*, de un modo análogo á las sales alumínicas. La *potasa* y los *carbonatos alcalinos* dejan un *poso verde* soluble en un exceso de reactivo. Con el *bórax* al soplete la perla toma color verde.

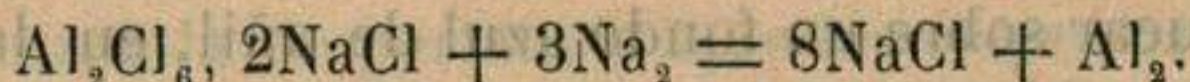
**CROMATOS.**—Fundido cualquier cromato *insoluble* con la mezcla de nitro y carbonato potásico se transforma en cromato *amarillo* ó *rojo*, que se reconoce fácilmente por el color de su disolución. El *clorhídrico* origina un desprendimiento de cloro y la disolución toma color verde, sobre todo agregando alcohol. Haciendo pasar una corriente de *sulfhídrico* se observa el mismo cambio de color en el líquido: *precipitan en amarillo* el *cloruro bórico* y el *acetato plúmbico*, y da un *poso violado* el *nitrate argéntico*, á consecuencia de los *cromatos insolubles* que respectivamente se forman con estos reactivos.

#### ALUMINIO.



**459. Propiedades.**—El aluminio es un metal blanco azulado, casi tan brillante y tenaz como la plata; muy maleable, dúctil y sonoro; con una densidad que no pasa de 2,6; fusible á 700°; se volatiliza con facilidad. Es inalterable en el aire húmedo y apenas le atacan el ácido nítrico y el sulfúrico, ni el sulfhídrico como á la plata, pero se disuelve fácilmente en el ácido clorhídrico. Se encuentra en muchos minerales y rocas, como los feldespatos y las arcillas.

**460. Extracción.**—Se extrae este metal descomponiendo por el sodio el cloruro doble de aluminio y sodio:



Este procedimiento se emplea en la industria, y la reacción se produce en hornos de reverbero, sirviendo como fundente



la *criolita*, que es un fluoruro doble de aluminio y de sodio, abundante en Groenlandia.

Este metal por su poco peso específico y excelentes propiedades, se usa bastante en la joyería, así como su aleación con el cobre llamada *bronce de aluminio*, que tiene un hermoso color de oro y es muy poco alterable; oponiéndose á su generalización el precio excesivamente elevado que alcanza en el comercio (1).

#### COMPUESTOS DE ALUMINIO.

**461. Óxido aluminico:**  $Al_2O_3$ .—El óxido de aluminio ó alúmina pura, cristaliza en romboedros y es conocido por los mineralogistas con el nombre de *corindón*, piedra fina cuya dureza es inferior á la del diamante y superior á la del cuarzo y del topacio. Recibe diferentes nombres según los óxidos metálicos que la colorean: el *zafiro* es azul; el *rubí oriental*, rojo; el *topacio oriental*, amarillo (2).

En España existen el *esmeril* que es un corindón opaco, granoso y teñido de rojo por el óxido de hierro.

Se prepara el *hidrato aluminico*  $Al_4(OH)_6$  precipitando una disolución de alumbre por el carbonato amónico. Calcinado se convierte en un polvo blanco de *alúmina anhidra* fusible en llama del soplete oxhídrico. La alúmina hidratada se disuelve en los ácidos y se combina con los álcalis formando aluminatos.

**462. Cloruro de aluminio:**  $Cl_3Al$ .—El cloruro de aluminio es blanco ó amarillento, cristaliza en prismas hexagonales, delicuescente y soluble en el agua y en el alcohol con desprendimiento de calor, emitiendo vapores blancos en contacto del aire húmedo. Se funde y volatiliza á poco más de  $100^\circ$ .

Puede obtenerse disolviendo la alúmina gelatinosa en el áci-

(1) En la actualidad se vende á 80 ptas. el kilogramo de aluminio, mientras que en el año 1854, época en que Deville inventó el procedimiento que dejamos expuesto, alcanzaba el de 3000 ptas. Sin embargo parece que tratando directamente algunas arcillas por determinados compuestos del sodio, se ha llegado últimamente á extraerle con gran economía.

(2) El calificativo *oriental* aplicado á las piedras finas indica que son de mejores cualidades que las de la misma denominación, cuyo color es igual.



do clorhídrico, ó bien dirigiendo una corriente de cloro por la mezcla de alúmina y carbón (284).

**463. Sulfato aluminico:**  $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2$ .—La importancia principal de esta sal estriba en formar parte del alumbre: algunas veces cristaliza en agujas ó en láminas nacaradas que tienen un sabor astringente; por el calor experimenta la fusión acuosa, y elevando más la temperatura queda la sal anhidra, hasta que por último al calor rojo pierde el ácido sulfúrico resultando alúmina pura.

Se obtiene industrialmente, atacando la arcilla poco ferruginosa por el ácido sulfúrico en caliente.

**464. Alumbre:**  $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2, \text{SO}_4\text{K}_2 + 24\text{H}_2\text{O}$ .—El sulfato aluminico potásico, ó alumbre, cristaliza en octaedros transparentes y algunas veces en cubos, de un sabor estíptico y astringente, que se obtienen dejando enfriar la disolución hecha en el agua hirviendo. Por la acción del



Fig. 73. Calcinación del alumbre.

calor experimenta los mismos efectos que el sulfato aluminico. Primero se funde en el agua de cristalización, después se hincha la masa (*fig. 73*), pierde toda el agua formando una masa esponjosa de alumbre calcinado y á la temperatura del rojo se descompone en sulfato potásico y alúmina. Algunas veces se encuentra nativo en Italia, cerca de Roma; pero su preparación industrial se funda

en transformar las arcillas en sulfato aluminico, añadiendo á la disolución de esta sal sulfato y cloruro potásico en proporción conveniente para que se forme y cristalice el alumbre.

Esta sal doble tiene muchas aplicaciones especialmente para el curtido de pieles y en la tintorería.

Sulfatos dobles análogos al aluminico potásico é isomorfos con él, resultan de la sustitución del potasio por el sodio ó el amonio, ó bien, el átomo duplicado de aluminio, que algunos químicos designan con el nombre de aluminico, por el férrico, el mangánico, ó el crómico.

El lector puede ejercitarse en formular los doce alumbres resultantes de haber sido efectuada dicha sustitución.

**465. Reactivos.**—Las sales de aluminio no precipitan por el *sulfhídrico*; pero sí por el *sulfuro amónico* dejando un *precipitado gelatinoso* de hidrato aluminico. El mismo preci-



pitado producen los *carbonatos alcalinos*, el *amoníaco* y la *potasa*; pero esta última en exceso redisuelve la alúmina. Cualquier compuesto de aluminio añadiendo *ácido sulfúrico* y *sulfato potásico* deposita al cabo de algún tiempo un *precipitado cristalino de alumbre*. Al soplete, humedeciendo la materia con unas gotas de *nitrato cobáltico*, se forma un *vidrio de color azul*.

**466. Vidrio y cristal.**—*El vidrio* puede considerarse como una *mezcla de silicato potásico*, ó *sódico*, y *silicato cálcico*, que es sustituido por *silicato de plomo* en el *cristal*. Algunas veces entra la alúmina en pequeñas porciones, y el óxido de hierro en los vidrios de inferior calidad. El vidrio es insoluble en el agua (1) y en los ácidos á excepción del fluorhídrico que le corroe. Constituye una masa amorfa que cuando adquiere un principio de cristalización pierde su transparencia y se hace muy quebradizo. Antes de fundirse se vuelve pastoso, lo cual permite trabajarle como si fuera una pasta blanda. La dureza del vidrio que no llega á igualar la del cuarzo, es superior á la del cristal, y el peso específico del primero, 2,4, siempre es menor que el de éste, pasa de 3, lo cual se explica por la presencia del plomo en lugar de la cal. La extrema fragilidad del vidrio enfriado de repente cuando estaba fundido se demuestra dejando caer una gota de la masa vítrea derretida en agua fría y se forman las llamadas *lágrimas batávicas* que tienen forma de pera y resisten un martillazo en la parte gruesa, pero si quebramos la punta se rompen instantáneamente con ruido, reduciéndose á polvo, á causa de la especial estructura del cuerpo que determinaron su rápido enfriamiento y su mala conductibilidad. De aquí la conveniencia de recocer las vasijas de vidrio introduciéndolas en un horno enrojecido por el fuego que se deja enfriar lentamente. Puede, sin embargo, aumentarse la tenacidad por un verdadero *temple*, operación delicada que consiste en sumergir las piezas de vidrio enrojecidas en un baño de aceite, ó grasa fundida, cuya temperatura más conveniente para cada caso enseña la práctica, aumentando en tales términos la resistencia y elasticidad del vidrio templado, que pueden aproximarse al fuego las vasijas sin peligro de rotura, y construirse con ventaja columnas y baldosas para los edificios, hasta las traviesas de vidrio empleadas en algunas vías férreas.

(1) El silicato potásico (llamado impropriamente *vidrio soluble*) con un exceso de base, es soluble en el agua y sirve para preparar la silice gelatinosa (261).



La mala conductibilidad para el calor del vidrio no templado determina su rotura cuando de pronto se calienta ó se enfría en un punto, debiendo tener por esta causa los matraces y retortas las paredes muy delgadas y de un espesor constante, aplicando el fuego con precaución para que no salten.

No es indiferente emplear la potasa ó la sosa para formar la materia vítrea, pues la última disminuye la transparencia dándole un color verdoso que desaparece, sin embargo, por la adición de óxido de zinc. Puede darse color al vidrio mediante pequeñas cantidades de diferentes óxidos metálicos agregados á la masa antes de la fusión: v. gr. el azul, con el protóxido de cobalto; rojo, con el óxido cuproso; amatista, con el bióxido de manganeso; etc. Los óxidos de hierro y los residuos carbonosos dan su coloración especial al vidrio de botellas, la cual disminuye mucho y casi se borra con el acertado empleo del bióxido de manganeso que recibe por esta causa el nombre de *jabón de vidrieros*.

Elegidos los materiales que componen el vidrio se reducen á polvo, mezclándolos con cuidado en la proporción necesaria, y después se agregan cascotes y otros desperdicios de la misma calidad sometiéndolos á una primera calcinación para desecar la mezcla; pónesela luego en crisoles de arcilla refractaria, que resistan de 1000 á 1200 grados sin destruirse, calentados en hornos especiales. Es muy curioso ver la facilidad con que se trabaja el vidrio para construir vasos, botellas, etc., pues el obrero coloca una porción de la masa fundida en la extremidad de *su caña*, largo tubo de hierro á que hace dar vueltas continuamente entre los dedos, soplando por el extremo opuesto y modelando el objeto como si fuera de barro. En virtud del reblandecimiento que experimenta el vidrio por el calor pueden doblarse y estirarse los tubos y darles diversas formas para las necesidades de los laboratorios.

He aquí la composición del vidrio y del cristal:

COMPONENTES	VIDRIO	CROWNGLASS	CRISTAL	FLINTGLASS
Silice. . . . .	69,65	62,8	61,0	42,5
Potasa... . . . .	»	22,1	6,0	11,7
Sosa . . . . .	15,22	»	»	»
Cal. . . . .	13,31	12,5	»	0,5
Alúmina. . . . .	1,82	2,0	»	1,8
Minio. . . . .	»	»	33,0	43,5
Bióxido de manganeso,	»	0,6	»	»
	100,0	100,0	100,0	100,0



**467. Loza y porcelana.**—*La arcilla pura, caolín, silicato aluminico hidratado, tiene por fórmula  $2\text{SiO}_2, \text{Al}_2\text{O}_3, 2\text{H}_2\text{O}$ : es la base de toda pasta cerámica para fabricar desde la china translúcida, la porcelana de grano fino y la loza más ordinaria y más blanda. los pucheros y demás objetos de barro, hasta las tejas y ladrillos empleados en la construcción. Resulta la arcilla de la descomposición de las rocas feldespáticas, silicatos dobles aluminico y alcalino ó cálcico, mediante la influencia del agua y del aire. Es fácil de reconocer este mineral por adherirse á los labios, porque despide olor á tierra mojada al echarle el aliento, y sobre todo se distinguen las arcillas plásticas, por formar con el agua una masa blanda que se deja trabajar fácilmente endureciéndose al desecarse, y adquiere por la cocción mucha consistencia.*

La loza se fabrica con una pasta de arcilla mezclada con cuarzo reducido á polvo después de haber sufrido una calcinación. Cuando se ha modelado el barro, dando forma á los jarrones, platos y demás objetos, se cuecen en el horno dándoles luego un barniz fusible, formado de cuarzo, carbonato potásico y óxido plúmbico que, por una segunda cocción, recubre el objeto de una capa de silicato doble de potasio y plomo, que es impermeable y de aspecto vítreo. Si al óxido de plomo se sustituye el de estaño, resulta el barniz opaco de la loza basta. El barro de los pucheros y tinajas es una arcilla coloreada de rojo ó amarillo por el óxido férrico mezclada con arena cuarzosa y marga, dándosele el vidriado con galena (400).

*La china se fabrica con el caolín, más arena silíceo, para disminuir la contracción, y algo de feldespato que la hace translúcida después de cocida. Es necesario pulverizar perfectamente estos materiales, agregando el agua suficiente para formar barro que se amasa durante mucho tiempo á fin de que la mezcla resulte homogénea. Construídos los objetos se cuecen dos veces como la porcelana, sirviendo la segunda cocción para fijar el barniz y la pintura dada con óxidos metálicos.*

## CAPÍTULO XXXVI.

### *Metales tridinamos y tetradinamos.*

#### 1.—ORO.

$$\text{Au} = 197.$$

**468. Caracteres.**—El oro es un metal tridínamo de color amarillo, aunque después de varias reflexiones adquiere



color rojo, y visto por transparencia en una *hoja de pan de oro*, toma un tinte verdoso. Es el metal más dúctil y maleable que se conoce; tiene un peso específico de 19,4; se funde á 1200° y se volatiliza á temperaturas más elevadas. Es inatacable por los ácidos á excepción del agua regia.

El oro se encuentra nativo, algunas veces en filones ó vetas con ganga cuarzosa, y ordinariamente en pepitas y escamas mezcladas con la arena en los terrenos de aluvión y en las márgenes de algunos ríos. En España tienen arenas auríferas el Sil, el Darro y el Tajo.

**469. Extracción.**—Se separa el oro de las arenas por repetidos lavados, y cuando se halla en partículas muy tenues interpuesto á la arena cuarzosa se amalgama con el mercurio del que fácilmente se separa luego por destilación.

El oro nativo generalmente va aleado con la plata de la cual puede aislarse por medio del ácido nítrico que disuelve este último metal y no ataca al oro.

**470. Aplicaciones.**—Desde la más remota antigüedad el oro ha sido estimado como metal precioso empleándole las naciones civilizadas para acuñar la moneda, símbolo de todos los valores, *cuya ley* en España es de 900 milésimas, la misma que para la plata (1). Antiguamente se fijaba una ley distinta para *la vajilla* y otra para *las alhajas de oro*, pero en la actualidad no rige ninguna, y en el comercio se designan las diferentes ligas con los nombres de *oro francés*, *portugués*, *de baja ley*, etc., según la proporción de cobre que contienen. También *se doraban* ó recubrían de una delgada capa de oro las medallas y diversos objetos de plata, latón ó cobre, aplicando una amalgama de dicho primer metal en la superficie de éstos; procedimiento que ha sido reemplazado con ventaja por el *dorado galvánico* (915 F.). Para dorar la madera se aplican en su superficie *hojas de pan de oro*; y el alambre fino, *hilo de oro*, se usa en el bordado.

**471. Ensayos.**—Lo más frecuente es reconocer si una moneda ó alhaja es de oro distinguiéndola de otro metal ó aleación dorados con los cuales se intenta suplantarle á causa de

(1) Esta ley es la del duro, pieza de 5 pesetas; las monedas de dos pesetas, y la peseta, y media peseta, tienen una ley inferior, de 835 milésimas. Se concede el permiso en *feble* ó *fuerte* de 2 y de 3 respectivamente.



su mucho valor; y la costumbre de apreciar sus caracteres físicos, color, sonido, peso específico, etc., basta de ordinario para distinguir el objeto *verdadero del falso*. Algunas veces se emplea *la piedra de toque*, un jaspe negro donde quedan adheridas algunas partículas metálicas al frotar contra aquélla la moneda, las cuales se ensayan con una gota de ácido nítrico; pero si se tratara de apreciar la composición de una liga se recurre ordinariamente á *la copelación*, disolviendo en el ácido nítrico la plata, que previamente se agregara, y sólo resta pesar el oro que permanece inalterable.

**472. Cloruro áurico:**  $\text{Cl}_3\text{Au}$ .—Aun cuando el oro no se combina directamente con el oxígeno se conocen *dos óxidos*, *el auroso*  $\text{Au}_2\text{O}$ , y *el áurico*  $\text{Au}_2\text{O}_3$ , que debe considerarse como un anhídrido, puesto que forma auratos, v. gr. el magnésico, que descompuesto por el ácido nítrico deja libre un *hidrato* amarillo, el cual cede el agua y se reduce á un polvo negruzco, óxido áurico, abandonando por último el oxígeno cuando se calienta á  $250^\circ$ . Forma el cloro un *cloruro auroso*  $\text{ClAu}$ ; pero el único compuesto importante de este metal es *el cloruro áurico*  $\text{Cl}_3\text{Au}$ , obtenido por disolución del oro en el agua regia. Cuando se concentra el líquido abandona una masa cristalina de color rojo y delicuescente. El agua le disuelve dando un líquido de color amarillo, descomponible por la acción de la luz, por el gas sulfuroso y demás agentes reductores. El sulfato ferroso precipita también el oro metálico en forma de un polvo pardusco.

Vertiendo en la disolución de cloruro áurico una mezcla de cloruro estannoso y cloruro estánnico da un precipitado de color rojo morado conocido con la denominación de *púrpura de Casius*.

**473. Reactivos.**—El *sulfhídrico* y el *sulfuro amónico* precipitan los compuestos solubles de oro formando un *poso negruzco*. El *ácido oxálico* da un *precipitado de oro brillante*; el *cloruro estannoso*, *precipitado violáceo*.

## II.—PLATINO.

$\text{Pt} = 197,5$ .

**474. Propiedades.**—Este metal tetradínamo, blanco brillante, tiene una densidad de 21 á 21,5; es muy difícilmen-



te fusible á las temperaturas más elevadas, pero al calor rojo blanco se vuelve pastoso y puede soldarse como el hierro. Muy dúctil y maleable, tiene la propiedad de condensar los gases en su superficie, especialmente *la esponja* y *el negro* de platino, pero en tal cantidad, que su cambio de estado determina la incandescencia del metal y por lo tanto la inflamación de la mezcla detonante y otros gases.

El platino no se oxida á ninguna temperatura, ni es atacado por los ácidos; pero el agua regia le disuelve, y también le corroen á una elevada temperatura los óxidos y nitratos alcalinos.

**475. Extracción.**—*El platino* fué descubierto por los españoles en América y le llamaron *platina* y *oro blanco*, sirviendo el primer nombre para formar las diferentes palabras (1) con que se le designa en todos los idiomas. Últimamente el ilustre marino D. Antonio de Ulloa llamó la atención de los químicos acerca de la platina en una memoria publicada en 1748, de cuya época data el conocimiento de este metal y de sus compuestos.

En la Naturaleza se halla el platino formando aleaciones con *el paladio*, *el iridio*, *el rodio*, *el rutenio*; otras veces con el hierro, el oro ó el cobre, y combinado con algunos metales.

Para obtenerle puro, dada la dificultad de fundirle, se recurrió primeramente á formar el cloruro, disolviéndole en el agua regia y precipitándole por el cloruro amónico al estado de cloruro platínico amónico, y luego se calcina, resultando *la esponja de platino* que se forja para darle coherencia.

Últimamente se ha conseguido fundir el platino construyendo el crisol en un trozo de cal viva, que es muy refractaria, y valiéndose del fuego de un soplete oxhídrico donde se quema gas del alumbrado en lugar del hidrógeno. De este modo se efectúa la incorporación de 6 á 10 veces su peso de plomo al mineral y se forma un lingote del cual puede separar el ácido nítrico la mayor parte de los metales que en-

---

(1) En Alemania se designa este metal con el primitivo nombre español de *platina*, que sin duda le fué dado por los mineros españoles en vista de sus caracteres físicos; indicando la terminación del diminutivo su cualidad inferior por las dificultades que hallaban al extraerle.



tran en la platina natural. El resto se trata por el agua regia y se sigue el procedimiento anterior.

**476. Aplicaciones.**—El platino se usa mucho en los laboratorios, para construir crisoles y cápsulas, en atención á que son infusibles é inatacables por los ácidos. Se emplea por su inalterabilidad en las puntas de los pararrayos y en las retortas para la concentración del ácido sulfúrico. También parece que en Rusia se acuña moneda con este metal.

#### COMPUESTOS DE PLATINO.

**477. Cloruro platínico:**  $PtCl_4$ .—El cloruro platínico anhidro se presenta en masas de un color rojo obscuro, delicuescente y muy soluble en el agua y en el alcohol.

Atacando el platino por el agua regia se obtiene el tetracloruro platínico hidratado: cristaliza en agujas que pierden el agua cuando se calientan. Elevando la temperatura hasta  $200^\circ$ , el cloruro platínico abandona una molécula de cloro y se convierten en *cloruro platinoso*  $PtCl_2$ , de color verde aceitunado. Este cuerpo es insoluble en el agua fría y se disuelve en el ácido clorhídrico. El cloruro platínico se combina con los cloruros alcalinos en la proporción de una molécula del primero por dos del cloruro alcalino.

También han podido formarse *dos óxidos*, el *platinoso*  $PtO$ , y el *platínico*  $PtO_2$ , é igualmente otros compuestos de escaso interés.

**478. Reactivos.**—Con el *sulfhídrico* y el *sulfuro amónico* los compuestos solubles de platino dan un *precipitado pardo*; con la *potasa*, el *amoníaco* y los *carbonatos alcalinos*, *precipitado amarillo* de cloroplatinato. Empleando estos mismos reactivos para las *sales platinosas* no dan reacción el primero, y los últimos forman respectivamente *precipitado verde y pardo*.

**479. Compuestos de bismuto y estaño.**—Al hablar de estos elementos, que hemos estudiado entre los metaloides, dijimos que podían formar verdaderas sales en sustitución del hidrógeno de los ácidos; y por consiguiente muchos químicos los colocan entre los metales, así como el oro hay quien le agrupa con los metaloides, puesto que los principales compuestos oxigenados de este metal ofrecen carácter electro-negativo. Cualquiera que sea la



opinión aceptada, es indispensable tener noticia de los caracteres distintivos del *bismuto* y del *estaño*, al exponer la marcha que debe seguirse para reconocer la base de una disolución salina.

**480. Reactivos del bismuto.**—Las sales de bismuto dan un precipitado blanco, de una subsal, cuando se agrega una gran cantidad de agua destilada. El sulfhídrico y el sulfuro amónico precipitan en negro: los hidratos y carbonatos alcalinos forman precipitado blanco insoluble en un exceso de reactivo. No precipitan con el ácido sulfúrico, ni con el clorhídrico. Mezclados con carbonato sódico, en la llama de reducción del soplete dan un botón metálico muy quebradizo, á diferencia del plomo que es maleable.

**481. Caracteres del estaño.**—Es preciso distinguir las sales estannosas de las estánnicas, que se conocen por los reactivos siguientes:

REACTIVOS.	SAL ESTANNOSA.	SAL ESTÁNNICA.
Sulfhídrico. . . . .	Precipitado negro. . . . .	Precipitado amarillo.
Sulfuro amónico. . . . .	Id. . . . .	Id. . . . .
	(soluble en un exceso de reactivo). . . . .	(soluble en un exceso de reactivo).
Amoníaco. . . . .	Precipitado blanco (insoluble). . . . .	Precipitado blanco (soluble en exceso de reactivo).
Cloruro de oro. . . . .	Precipitado púrpura. . . . .	No forma precipitado.

Todos los compuestos solubles de estaño dan un precipitado gris de estaño reducido, cuando se introduce en la disolución una lámina de hierro ó de zinc.

**482. Investigación de las bases metálicas.**—El reconocimiento de la base metálica en un compuesto soluble se funda en la solubilidad, color y otras propiedades de los sulfuros (299), en virtud de lo cual pueden dividirse los metales en cuatro secciones:

Metales cuya disolución ácida precipita por el sulfhídrico. . . . .	}	Precipitado soluble en el sulfuro amónico. . . . .	1. <sup>a</sup> Sección.
		Insoluble. . . . .	2. <sup>a</sup> Sección.
No precipitan. . . . .	}	Se neutraliza el líquido y aparece el precipitado ó bien con el sulfuro amónico. . . . .	3. <sup>a</sup> Sección.
		No se forma en el líquido neutro, ni con el sulfuro amónico. . . . .	4. <sup>a</sup> Sección.



**483. Primera operación.**—Conviene por lo tanto echar unas gotas de ácido clorhídrico en el líquido que se ensaya, con la ventaja de reconocer tres metales si aparece precipitado blanco de cloruro:

Cloruro soluble en mucha agua (calentando). . . . .	SAL DE PLOMO.
Insoluble: se añade { El precipitado se disuelve. . . . .	» » PLATA.
amoníaco. . . . { » no se disuelve. . . . .	» MERCURIOSA.

PRIMERA SECCIÓN

(sulfido soluble en  $S(NH_4)_2$ .)

Sulfuro precipitado por el $SH_3$	Negro. . . . .	{ Disolución del ensayo, amarilla; con el cloruro estannoso, precipitado púrpura. . . . .	SAL DE ORO.
			» PLATINO.
	Amarillo ó anaranjado: se tuesta en un tubo abierto y forma óxido. . . . .	{ Volátil. . . . .	» ANTIMONIO Ó ARSÉNICO.
			» ESTÁNNICA.
	Pardo rojizo. . . . .		» ESTANNOSA.

SEGUNDA SECCIÓN

(sulfuro insoluble en  $S(NH_4)_2$ .)

Sulfuro precipitado por $SH_3$ ó $S(NH_4)_2$	Negro.	{ Insoluble en ácido nítrico diluído. . . . .	SAL MERCÚRICA.			
			{ Soluble. Se añade ácido sulfúrico al líquido primitivo. . . . .	Precipitado blanco. . . . .	» DE PLOMO.	
				{ No precipita. . . . .	Precipitado blanco. . . . .	» BISMUTO.
					{ Se añade amoníaco. . . . .	Precipitado soluble en un exceso de amoníaco dando líquido azul. . . . .
	Amarillo. . . . .		» CADMIO.			



## TERCERA SECCIÓN

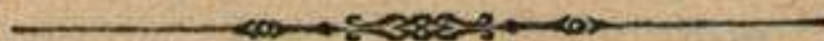
(precipita por el sulfuro amónico y no por el  $\text{SH}_2$ ).

Hágase hervir el líquido acidulado con $\text{NO}_3\text{H}$ , agregando luego sal amoníaco, más amoníaco en caliente. . . . .	Precipitado: (hidratos metálicos).	}	Amarillo pardo (de herrumbre)...	SAL DE HIERRO.
			Blanco.. . . .	» ALUMINIO.
			Verdoso.. . . .	» CROMO.
	No precipita. El sulfuro que formó el $\text{S}(\text{NH}_4)_2$ era.. . . .	}	Negro.. . . .	» NIQUEL Ó DE COBALTO.
			Color de carne. . .	» MANGANESO.
			Blanco.. . . .	» ZINC.

## CUARTA SECCIÓN

(no precipita por  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$ ).

Hágase hervir el líquido adicionado con carbonato amónico.. . . .	Precipitado. Se redisuelve en $\text{ClH}$ y se agrega de nuevo carbonato amónico. . . . .	}	Precipita. Se añade al líquido ácido sulfúrico diluido.. . . .	No precipita.. . . . .	SAL DE MAGNESIO.
				Precipitado insoluble. . .	» BARIO.
				No hay precipitado ó soluble en mucha agua. . .	» CALCIO Ó DE ESTRONCIO.
	No precipita. Al ensayo se añade potasa, calentando. . . . .	}	No se desprende. Se agrega cloruro platínico. . . . .	Se desprende amoníaco. . .	» AMONIO.
				Precipita. . . . .	» POTASIO.
				No precipita.. . . .	» SODIO.





# ÍNDICE.

## I.—QUÍMICA GENERAL.

PÁGS.

CAPÍTULO PRIMERO.— <b>Nociones preliminares</b> —Definición de la <i>Química</i> . Diferencia entre fenómenos físicos y químicos.—Átomos y moléculas.—Cohesión y afinidad.— <i>Mezclas y combinaciones químicas</i> .— <i>Cuerpos simples y compuestos</i> . División de los primeros en <i>metaloideos y metales</i> ; y de todos los cuerpos en electro-positivos y electro-negativos.— <i>Compuestos inorgánicos y orgánicos</i> . Su clasificación en <i>binarios, ternarios</i> , etc., atendiendo al número de sus elementos constitutivos; y en <i>ácidos, óxidos y sales</i> , teniendo en cuenta la naturaleza de dichos cuerpos: su división. . . . .	5
CAP. II.— <b>Nomenclatura química</b> .—Fundamentos de la <i>nomenclatura química</i> . Nombres de los cuerpos simples. Nomenclatura de los óxidos, ácidos y sales que contienen oxígeno.—Extensión de los mismos principios á los compuestos de azufre, selenio y telurio.—Nomenclatura de los compuestos no oxigenados. Excepciones á la regla general. Ejemplos variados para todos los casos. Nomenclatura moderna.— <i>Simbolos, fórmulas y ecuaciones químicas</i> . Transformación de los fórmulas dualistas en unitarias y viceversa. Modo de determinar los coeficientes de una ecuación química. . . . .	11
CAP. III.— <b>Estudio de la cohesión</b> .—Fenómenos dependientes de la <i>cohesión</i> . Estados de los cuerpos. Procedimientos seguidos por Faraday para liquidar los gases. Disolución: absorción de los gases.—Cristalización. <i>Sistemas cristalinos</i> . <i>Isomorfismo y dimorfismo</i> . Ley de Mitscherlich.— <i>Alotropía é isomeria</i> .—Hipótesis de la <i>unidad de la materia</i> . Su certeza no alteraría los fundamentos de la Química actual. . . . .	22
CAP. IV.— <b>Leyes de la combinación</b> — <i>Afinidad</i> . Causas modificantes de la afinidad.— <i>Leyes de las combinaciones químicas</i> . 1. <sup>a</sup> Indestructibilidad de la materia. 2. <sup>a</sup> Ley de las proporciones definidas. 3. <sup>a</sup> Ley de las proporciones múltiplas. Ejemplos que confirman estas tres leyes.— <i>Número proporcional y equivalente químico</i> . Procedimiento general para determinar el de los cuerpos simples. Equivalente de los cuerpos compuestos. . . . .	31
CAP. V.— <b>Teoría atómica. Peso atómico y molecular</b> .—Necesidad de la teoría atómica para explicar los anteriores hechos. <i>Peso atómico y molecular</i> .— <i>Radicales: su dinamicidad</i> — <i>Ley de los volúmenes</i> en las combinaciones de los gases (Gay-Lussac). <i>Ley de los calóricos específicos</i> (Dulong y Petit): su generalización. Aplicación de estas leyes para hallar los pesos atómicos. . . . .	37
CAP. VI.— <b>Teorías químicas</b> .—Explicación de las combinaciones químicas por las propiedades eléctricas de los cuerpos. <i>Hipótesis de Ampere y de Berzelius</i> . Fundamentos de la última: su importancia. Algunas hechos que no pueden explicarse por ella.— <i>Teoría unitaria</i> . Principales fenómenos en que se apoya. Representación de las moléculas. <i>Tipos químicos</i> . Dificultad de establecer al presente una teoría química estable. Importancia creciente de la Termoquímica. Conservación de la energía. Ley del estado inicial y final. Ley del trabajo máximo. . . . .	42
CAP. VII.— <b>Problemas, instrumentos y operaciones generales</b> .— <i>Problemas</i> que pueden resolverse por medio de los equivalentes ó de los pesos atómicos.— <i>Instrumentos</i> más usados en la Química práctica.—Medios de recoger los gases.— <i>Tubos de seguridad</i> . Diferentes formas de los mismos. <i>Aparato de Woulf</i> para obtener una disolución gaseosa.—Indicación de algunas <i>operaciones generales</i> frecuentes en Química.— <i>Análisis y síntesis</i> . . . . .	48



## II.—QUÍMICA DESCRIPTIVA.—METALOIDES.

PÁGS.

- CAP. VIII.—**Estudio del hidrogeno.**—Generalidades acerca de los *meta-  
loides*: su clasificación. *Hidrógeno*: propiedades de este gas. Cuerpos  
de que forma parte.—Diferentes métodos de obtención reducidos  
todos á descomponer el agua Experimentos. Aplicaciones del hi-  
drógeno. Purificación del hidrogeno. . . . . 55
- CAP. IX.—**Oxígeno.**—Sus propiedades: estado natural.—Diferentes me-  
dios de obtener el oxígeno. ¿Por qué no puede extraerse directa-  
mente del aire separando el nitrógeno?—Experimentos. Aplicaciones.  
—*Combustión*: llama: objeto del soplete. Importancia del *oxígeno*  
en la respiración.—Ozono: su obtención. . . . . 61
- CAP. X.—**Nitrogeno. Carbono.**—*Nitrógeno*. Caracteres distintivos de  
este gas. Su estado en la Naturaleza.—Reducción de todos los procedi-  
mientos seguidos para obtener el nitrógeno á dos métodos generales.  
Ejemplos de cada caso. Usos del nitrógeno.—*Carbono*. Estados alo-  
trópicos del *carbono*.—Diamante. Grafito.—*Carbones*: *hulla* y *ligni-  
to*.—Preparación del *carbón vegetal* y *animal* ó de huesos.—Pro-  
piedades.—Usos de los diferentes carbones. . . . . 66
- CAP. XI.—**Estudio del agua.**—Idea de los primeros químicos respecto  
del agua. Su composición en volumen y en peso. Diferentes métodos  
de análisis y de síntesis.—Agua oxigenada.—*Estados naturales del  
agua*.—*Destilación* del agua para obtenerla químicamente pura.  
Agua de lluvia.—*Aguas potables*. Condiciones que deben reunir.—  
Medios fáciles de reconocer las buenas cualidades del agua potable.  
Reacciones químicas.—*Aguas crudas*.—*Aguas minerales*. . . . . 73
- CAP. XII.—**Aire atmosférico.**—Pruebas de que el aire es una mezcla y  
no una combinación de oxígeno y nitrógeno. Proporción en que  
entran estos gases. Cantidad de vapor de agua, ácido carbónico y  
amoníaco, del aire normal.—Diferentes métodos para analizar el aire.  
—Causas que impurifican el aire.—*Ventilación*. Miasmas. Desin-  
fectantes. . . . . 80
- CAP. XIII.—**Metaloides halogenos.**—Estudio comparativo del *cloro*,  
*bromo*, *yodo* y *fluor*, deteniéndose principalmente en el *cloro*.  
Analogía que existe entre estos cuatro cuerpos.—Métodos de obten-  
ción. Particularidades del cloro. Aplicaciones.—*Bromo*. *Yodo*. *Cia-  
nógeno*: su obtención. . . . . 85
- CAP. XIV.—**Familia de los anfígenos.**—*Azufre*, *selenio*, *teluro*. Ana-  
logías de estos cuerpos con el oxígeno.—Caracteres y criaderos del  
*azufre*. Purificación del mismo.—*Estados alotrópicos* y *dimor-  
fismo* del *azufre*. Sus aplicaciones.—Indicación de las propiedades  
del *selenio* y del *teluro*. . . . . 91
- CAP. XV.—**Metaloides tridinamos. Fósforo. Arsénico, antimonio, bis-  
muto.**—Caracteres generales de estos cuerpos tridinamos. Diferencias  
que los separan.—Propiedades del *fósforo*. Sus estados alotrópicos.  
Causa de la fosforescencia ordinaria en este cuerpo. Obtención.  
Aplicaciones.—Indicación de los demás elementos tridinamos. *Arsé-  
nico*. Extracción. Medios de reconocer los compuestos arsenicales.  
—*Antimonio*, *Bismuto*: usos . . . . . 95
- CAP. XVI.—**Boro.**—**Silicio y estaño.**—Generalidades. Estudio del *boro*.—  
*Silicio* y *estaño*. Caracteres comunes y diferenciales entre estos  
metaloides y el carbono.—Estados alotrópicos del *silicio*. Extracción  
del *estaño*. ¿Por qué se considera generalmente como un metal?  
Aleaciones que forma. . . . . 103
- CAP. XVII.—**Combinaciones del hidrogeno con los metaloides mono-  
dinamos y didinamos.**—*Hidrócidos*: generalidades. Caracteres del  
*clorhídrico*: su preparación y usos. Obtención y aplicaciones  
del *fluorhídrico*: usos. *ácido cianhídrico*.—Compuestos *binarios*  
del hidrógeno y un *anfígeno*. *Sulfhídrico*. Caracteres. Obtención.  
Usos: Bisulfuro de hidrógeno. . . . . 107
- CAP. XVIII.—**Combinaciones del hidrogeno con los metaloides tridi-  
namos y tetradinamos.**—*Amoníaco*: propiedades alcalinas de este  
gas y de su disolución acuosa. Experimentos. Preparación. Teoría  
del *amonio*. Aplicación importante.—Indicación de los *fosfuros* y  
*arseniuros de hidrogeno*.—Serie de los *hidrocarburos satura-  
dos*: su importancia. *Formeno* y *etileno*: *gas del alumbrado*. . . . . 113



	PÁGS.
CAP. XIX.— <b>Oxácidos de los metaloides monodinamos.</b> —Generalidades. Combinaciones de los metaloides monodinamos con los didinamos, especialmente con el oxígeno. Inestabilidad de la mayor parte de estos compuestos.—Obtención y propiedades más notables de los <i>ácidos hipocloroso, clórico, perclórico</i> , y también del <i>ácido yódico</i> .—Aplicaciones. . . . .	122
CAP. XX.— <b>Oxácidos de los anfígenos.</b> —Combinaciones de los cuerpos <i>anfígenos</i> con el <i>oxígeno</i> . Paralelismo entre estos compuestos.—Estudio particular de los <i>ácidos sulfuroso y sulfúrico</i> . <i>Acido sulfúrico anhidro (anhidrido sulfúrico)</i> . Hidratos de dicho ácido.—Obtención del comercial: su purificación.—Aplicaciones. <i>Acido hiposulfuroso</i> . . . . .	136
CAP. XXI.— <b>Compuestos oxigenados del nitrógeno, fósforo y arsénico.</b> — <i>Acido nítrico</i> . Hidratos que puede formar.—Obtención del <i>ácido nítrico anhidro</i> .—Propiedades del <i>ácido nítrico hidratado</i> : su preparación en los laboratorios y en la industria. Medios de purificarle.—Aplicaciones.—Estudio de otros compuestos oxigenados de nitrógeno.— <i>Acido fosfórico anhidro</i> y sus tres hidratos. Indicación de los <i>ácidos fosforoso é hipofosforoso</i> , y también del <i>ácido arsénico y arsenioso</i> .—Usos de algunos de estos cuerpos. . . . .	145
CAP. XXII.— <b>Compuestos oxigenados del antimonio, bismuto y boro.</b> —Indicación de los óxidos y ácidos de antimonio.— <i>Acido bórico</i> : sus propiedades: estado natural. Obtención. Aplicaciones. . . . .	149
CAP. XXIII.— <b>Compuestos oxigenados del carbono, silicio y estaño.</b> — <i>Acido carbónico</i> : su estado en la Naturaleza: caracteres físicos y químicos que le distinguen: su preparación. Usos del <i>ácido carbónico</i> : Indicación y circunstancias en que se produce el óxido de carbono.— <i>Acido silícico</i> . Su importancia. Aplicaciones.—Indicación de los óxidos y ácidos del estaño y de otros compuestos de los metaloides. . . . .	157

**METALES.**

CAP. XXIV.— <b>Generalidades de los metales y sus compuestos.</b> —Propiedades. Estado en la Naturaleza.—Diferentes métodos de extracción.— <i>Clasificación</i> de los metales: fundamento de la aquí adoptada.— <i>Aleaciones: amalgamas.</i> — <i>Óxidos metálicos</i> . Métodos generales de obtención de los mismos.—Hidratos. . . . .	166
CAP. XXV.— <b>Estudio de las sales en general.</b> —Definición de las sales. Su división en <i>anfígenas y haloideas</i> . <i>Sales neutras, ácidas y básicas</i> .— <i>Solubilidad</i> de las sales. Saturación y sobresaturación. Curvas de solubilidad.—¿Qué se entiende por doble descomposición de las sales? <i>Leyes de Berthollet</i> . Ley más general que las comprende.—Acción del calor y de la electricidad. . . . .	172
CAP. XXVI.— <b>Caracteres de los compuestos de un metaloide y de un metal.</b> —Propiedades y obtención de los <i>sulfuros y potisulfuros</i> .— <i>Cloruros, bromuros, yoduros, fluoruros y cianuros</i> . . . . .	176
CAP. XXVII.— <b>Caracteres de las principales oxisales</b> —Propiedades características, y obtención de los <i>cloratos é hipocloritos. Yodatos</i> .—Preparación y caracteres de los <i>sulfatos</i> .—Ídem de los <i>nitratos fosfatos y arseniados</i> .—Reconocimiento y preparación de los <i>boratos, carbonatos y silicatos</i> .—Método seguido para reconocer el ácido, y en general el elemento electro-negativo de una disolución. . . . .	179

**Estudio particular de los metales.**

CAP. XXVIII.— <b>Estudio del potasio.</b> — <i>Metales monodinamos. Alcalinos.</i> — <i>Potasio</i> : Caracteres. Obtención.— <i>Potasa</i> : sus propiedades.—Preparación y purificación.—Aplicaciones.—Obtención y usos de las sales potásicas más importantes.—Reactivos.—Pólvora. . . . .	187
CAP. XXIX.— <b>Sodio. Amonio. Litio.</b> —Estudio comparativo del <i>sodio</i> y de sus compuestos más notables, con el del <i>potasio</i> hecho anteriormente.—Sal común: sulfato y carbonato sódico.—Del <i>amonio y sus sales</i> .—Reactivos.—Indicación del <i>litio</i> .—Medio de distinguirlo del potasio y sodio. . . . .	195



- CAP. XXX.—**Segundo grupo de metales monodinamos.**—*Plata*: Su estado natural y obtención.—*Sales argénticas* y principalmente el *nitrato*. Reactivos.—Metalurgia en general: operaciones mecánicas.—Procedimiento ideado por los españoles para la extracción de la plata en América. Ligera idea de la copelación y ensayos de la plata. 203
- CAP. XXXI.—**Primer grupo de metales didinamos. Bario, estroncio y calcio.**—*Bario*: su obtención.—Estudio de algunos *compuestos de bario*.—Reactivos de las sales báricas.—Estudio comparativo del *estroncio y del bario*.—*Calcio*.—Óxido de calcio ó *cal*: su obtención. Aplicaciones frecuentes de la misma.—Otros *compuestos de calcio*: su importancia.—Reactivos de las sales de calcio.—Preparación industrial de la cal y el yeso. 210
- CAP. XXXII.—**Segundo grupo. Magnesio, zinc y cadmio.**—*Magnesio*: su obtención y propiedades.—*Magnesia* ú óxido de magnesio: su preparación. Aplicaciones médicas.—Indicación de algunas *sales de magnesio*. Reconocimiento de las mismas.—*Zinc*: su extracción. *Compuestos de zinc*. Reactivos. 211
- CAP. XXXIII.—**Tercer grupo. Plomo, cobre, mercurio.**—*Plomo*: su metalurgia.—*Aleaciones*.—*Óxidos y sales de plomo* más usadas. Reactivos.—*Cobre*. Minerales de donde se extrae. *Aleaciones*.—*Óxidos*—*Sales*, en particular el *sulfato*.—Reacciones de las mismas.—*Mercurio*. Su explotación.—*Amalgamas*.—*Óxidos de mercurio*.—*Sales mercuriosas y mercúricas*. Sus aplicaciones. Reactivos. 232
- CAP. XXXIV.—**Cuarto grupo. Niquel, cobalto, hierro.**—I. Indicación de las propiedades y usos más importantes del *niquel* y del *cobalto*.—*Hierro*. Metalurgia del hierro: afinación. Hierro colado.—*Acero*.—*Hoja de lata*—*Óxidos de hierro*.—*Sales ferrosas*, en particular el *sulfato*. Tinta común. *Sales férricas*.—Caracteres distintivos. 232
- CAP. XXXV.—**Cuarto grupo. Manganeso. Cromo Aluminio**—*Manganeso*.—*Óxidos, ácidos y sales de manganeso*.—Compuestos de *chromo* y su distinción de los de aluminio. Aplicaciones.—*Aluminio*: sus caracteres y aplicaciones.—*Sales de aluminio* y en particular el *alumbre*. Reactivos.—Cristal y vidrio. Porcelana y loza. 247
- CAP. XXXVI.—**Metales tridinamos y tetradinamos.**—*Metales tridinamos*.—I. *Oro*: su dinamicidad. Procedimientos usados para extraerle: ley de la moneda. *Cloruro áurico*. Reactivos.—II. *Metales tetradinamos*: *Platina* ó *platino*. ¿Quién describió primero este metal y le dió á conocer en Europa? Dificultad de trabajar el platino por ser infusible al fuego de forja. Aplicaciones del platino. *Cloruro platinico*. Reactivos. Compuestos de bismuto y estaño. Caracteres de sus sales.—Resumen general de la marcha que debe seguirse para el reconocimiento de las bases metálicas. 257



BIBLIOTECA DEL INSTITUTO DE CIENCIAS QUÍMICAS

PLATA 25. 10. 1913

PLATA 25. 10. 1913

PLATA 25. 10. 1913

PLATA 25. 10. 1913



















Cursode Historiá Natural  
Salustio Alvarado







INSTITUTO SA  
SANTO DOMINGO  
DE LOS RIOS  
DE LOS ANDES