

A. D. Domingo Summatqui

LECCIONES
DE
QUÍMICA

PARA EL CUARTO AÑO DE HUMANIDADES
conforme a los programas aprobados por la
Universidad de Chile

POR

E. Retamal Balboa

Profesor del Liceo de Aplicacion



SANTIAGO DE CHILE
IMPRESA Y LITOGRAFIA ESMERALDA, BANDERA 30-34

1900

11204



BIBLIOTECA
DEL INSTITUTO PEDAGÓGICO
SANTIAGO DE CHILE

Volúmenes de esta obra.....

1.

Ubicación { Estante en que se encuentra.....

Tabla en que se halla.....

B 3.

Orden que en ella tiene.....

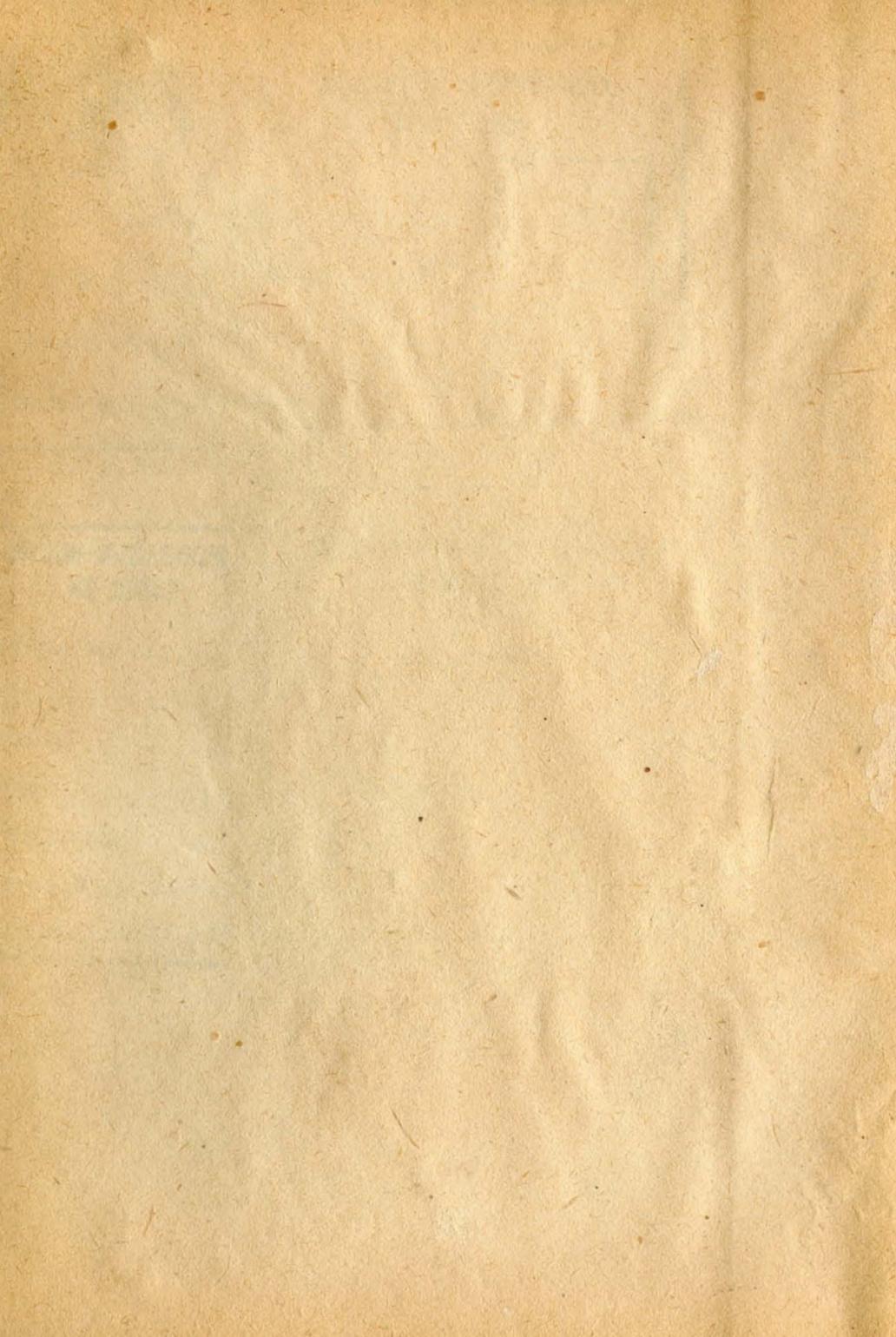
42.

**MUSEO PEDAGOGICO
DE CHILE**

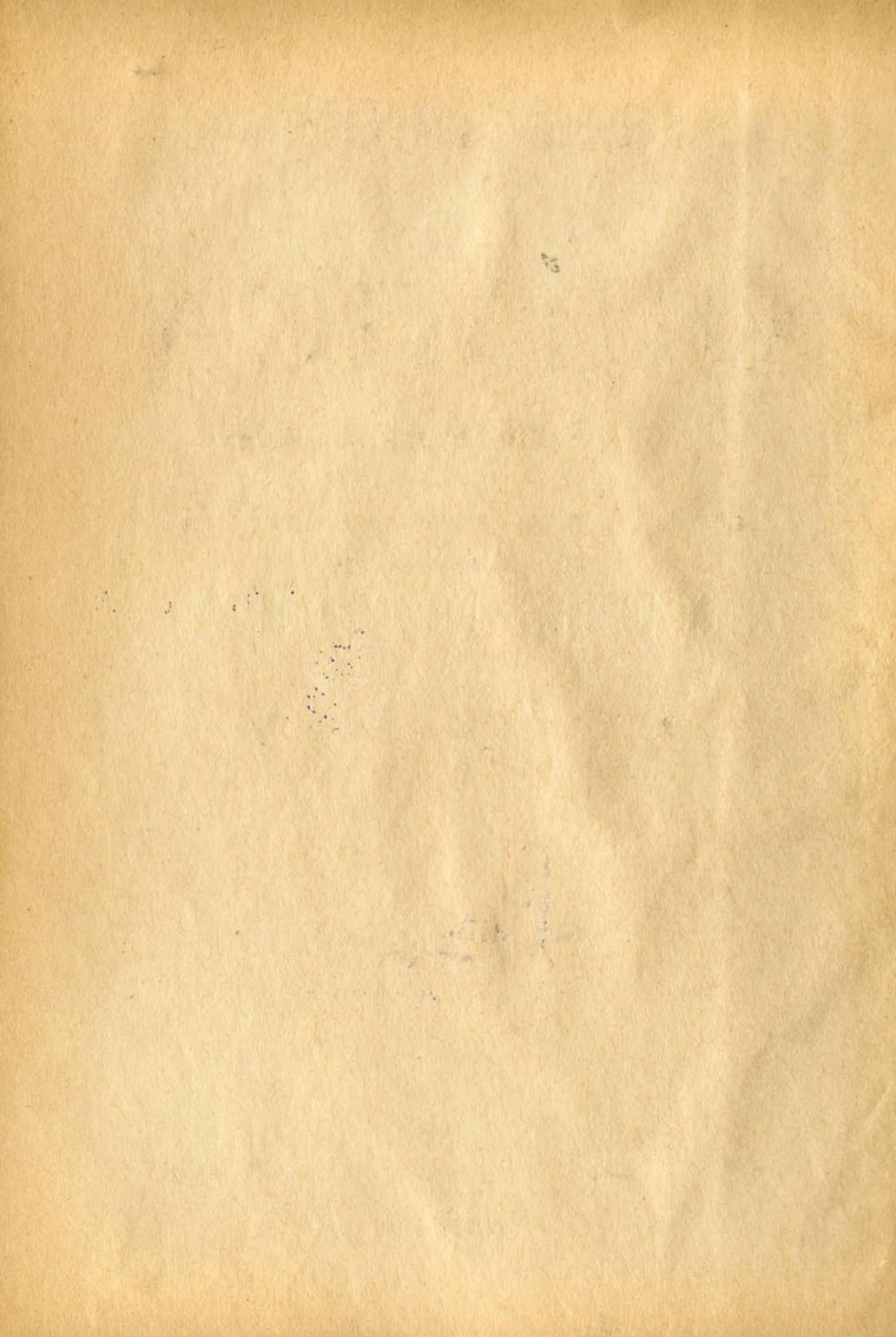
Inventario

Sala N.º-----005969

N.º de orden-----



LECCIONES DE QUÍMICA.



LECCIONES

DE

QUÍMICA

PARA EL CUARTO AÑO DE HUMANIDADES

conforme a los programas aprobados por la
Universidad de Chile

POR

E. Retamal Balboa ☆

Profesor del Liceo de Aplicacion



2. 11263

SANTIAGO DE CHILE

IMPRESA Y LITOGRAFIA ESMERALDA, BANDERA 30-34

1900

14304

540
R 437 l
1900
4°

Es propiedad del autor, quien se reserva el derecho
que le concede la lei.

20 OCT. 1981

PRÓLOGO



Este libro contiene todas las materias que señalan los Programas aprobados por el Consejo de Instrucción Pública para la enseñanza de la Química en el cuarto año de humanidades. Según ellos, se estudian diversos capítulos que preparan a los alumnos para el estudio sistemático de la Química, que continúa en los dos cursos siguientes.

Se han evitado las descripciones porque éstas deben hacer los alumnos, guiados por el profesor i teniendo a la vista los aparatos u objetos que el establecimiento pueda proporcionar.

En el Apéndice agregamos esplicaciones detalladas ora sobre algunos experimentos que, en la práctica de algunos años, hemos observado interesan mucho mas a los alumnos i tratan, por esto, de repetirlos en la casa, o bien, sobre otros datos, que, aunque interesantes tambien, a nuestro juicio, no cabian en la primera parte. En jeneral, el método de esposicion empleado, tiende a impedir que se aprenda de memoria este ramo del saber, que es esencialmente experimental.

Los oriĝinales han sido revisados minuciosamente por el distinguido profesor de Física i Química en el Instituto Pedagógico, Dr. don Alberto Beutell.

Las obras que principalmente nos han servido para la confeccion de estas lecciones, son dos: Richter: Anorganischen Chemie, Bonn, 1889; i Arendt: Grundzüge der Chemie, Leipzig, 1892. Además hemos tenido ocasion de consultar los testos de Torres, Langlebert i otros.

EL AUTOR.



LECCIONES DE QUÍMICA.



CAPÍTULO I.

El fósforo

Phosphorus, P.

Se encuentra en dos modificaciones alotrópicas:

1. Fósforo blanco o cristalino.

Es de color blanco amarillento parecido a la cera; en el aire libre despidе humos blancos i

esparce un olor característico; ilumina en la oscuridad (fosforescencia) i de esto le viene su nombre; mui blando, mui liviano: Ps. 1,83; se funde a 44°; se inflama a 60° (en una capa delgada lo hace a la temperatura ordinaria); hierve a 290°. Casi insoluble en el agua; mui soluble en el sulfuro de carbono, i ménos en aceite, éter i alcohol. ¡Mui venenoso!

Fué descubierto en 1669, por Brandt i Kunkel en la orina. Un siglo mas tarde se indicó el medio de estraerlo de los huesos (Gahn i Scheele).

2. Fósforo rojo o amorfo.

Fué descubierto por Schroetter, en Viena (1844). Ps. 2,16. Se produce calentando la modificación cristalina de 240 a 250° en una atmósfera privada de aire; tiene color violeta oscuro (llamado por esto fósforo rojo); inalterable en el aire, no se inflama por sí solo ni es luminoso, insoluble en sulfuro de car-

bono, alcohol, éter i aceite. (¿Cómo se pueden separar las dos clases de fósforo si se hallan mezcladas?).—Si se calienta a 260° se trasforma en fósforo ordinario.

Se utiliza principalmente en la fabricacion de pajuelas (llamadas vulgarmente fósforos). Las ordinarias contienen jeneralmente fósforo blanco mezclado con una sustancia inflamable i su fabricacion es sumamente peligrosa por los vapores de fósforo que se forman. Las pajuelas suecas no contienen fósforo sino una masa inflamable, pero en la superficie de la caja que las contiene se pone fósforo amorfo.

En la naturaleza se halla como mineral (fosforita), en los huesos de los animales (de donde se estrae actualmente), en la orina, en los nervios i el cerebro.

Esperimentos.—Se quema un pedazo de fósforo debajo de una campana de vidrio, colocada sobre una plancha de la misma sustancia. Durante la combustion se renueva el aire destapando la campana de tiempo en tiempo.

—Se vierte agua caliente sobre un pedazo de fósforo que hai en una copa i hasta él se hace llegar oxígeno por un tubo metálico.

—Se disuelve un pedazo de fósforo en sulfuro de carbono i la disolucion se echa en un pedazo de papel de filtro (¡con cuidado!). (A. § 1).

Resultados.—Al quemar el fósforo se desarrollan humos blancos que se depositan en forma de copos de nieve en la plancha de vidrio i en las paredes de la campana; además se forma una pequeña cantidad de fósforo amorfo. Los copos atraen con avidez la humedad del aire (delicuescencia); si luego después de formados se vierten algunas gotas de agua sobre ellos, chirrian i forman un líquido oleajinoso, ácido, que colora fuertemente de rojo el tornasol.

—La combustion del metaloide debajo del agua demuestra que la temperatura a que se inflama es mucho mas baja que la de ebullicion del liquido.

—Después de un momento las partes moja-

das con la disolucion arden espontáneamente, porque al evaporarse el sulfuro de carbono el fósforo queda en una capita mui delgada.

Acido fosfórico anhidro.

Es el producto de la combustion del fósforo. Sólido, se deposita en forma de un polvo blanco mui fino, mui higroscópico, atrae ávidamente la humedad del aire (es delicuescente), puede servir para secar otras sustancias (gases); se disuelve con facilidad en el agua i forma un liquido mui ácido que colora de rojo al tornasol (reaccion ácida, cuerpos ácidos). No es venenoso.

Análisis cuantitativo del aire.

Experimento.—Se introduce un pedazo de fósforo en cierta cantidad de aire encerrado

en el extremo de un tubo que está invertido sobre el agua (fig. 1). Se espera hasta la próxima clase.

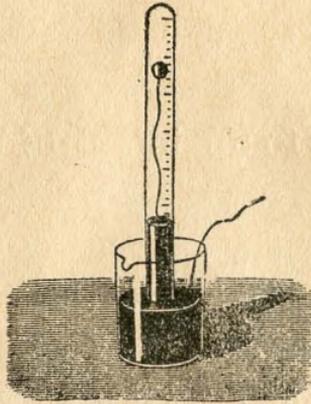


Fig. 1

Resultado.— Luego que el fósforo se halla en el interior deja salir débiles humos blancos; el agua sube para ocupar mas o ménos un quinto del espacio que tenia el aire. El fósforo se ha combinado lentamente con el oxígeno del aire dejando solo el ázoe.

Acido carbónico i humedad del aire.

Ademas de ázoe i oxígeno, el aire contiene:

1. Acido carbónico,

formado por las combustiones numerosísimas (p. e. la putrefaccion de las sustancias orgánicas) que en cada momento se efectúan i por el proceso de la respiracion de los animales i plantas.

Esperimento.—Sóplese por un tubo a traves de un poco de agua de cal. A los pocos momentos el agua se trasforma en lechada de cal.

Resultado.—El ácido carbónico de la respiracion forma carbonato de calcio, que, siendo insoluble, queda suspendido i da el color blanco.

Los animales exhalan este gas en cada momento; las plantas, sólo de noche, pues, aunque respiran en cada instante, el ácido carbónico formado durante el dia es descompuesto antes de salir de ellas por el clorofilo mediante la influencia de la luz (asimilacion de las plantas). El oxígeno, que es producto secun-

dario de la asimilacion, se desprende i así se establece el eterno equilibrio de los gases de la atmósfera.

2. Vapor de agua,

en jeneral, mas abundante que el ácido carbónico en el aire.

Esperimento.—Póngase en un platillo de vidrio algunos granitos de cloruro de calcio. Minutos despues en vez de los granitos hai gotitas de la disolucion de esta sustancia.

Resultado.—El cloruro de calcio atrae la humedad del aire (es mui delicuescente) i se disuelve.

CAPÍTULO II.

El ázoe; salitres,

Azoe o nitrójeno (*Nitrogenium*), **N.**—Fué separado del aire en 1777 por Scheele i Lavoisier. Es un gas incoloro, inodoro i sin sa-

bor; sin acción sobre los metales. Ps. 0,969
No alimenta la combustión (apaga la llama de los cuerpos introducidos en él) i por esto no sirve para la respiración de los seres vivos. Se deja liquidar a una presión de 300 atms. i bajo un enfriamiento muy grande. A la presión ordinaria hierve a -193° ; por la evaporación en el vacío se transforma en sólido.

Experimentos.—Se coloca una velita encendida sobre una capsulita que flota sobre el agua i se cubre con una campana de vidrio. Después de algun tiempo la llama se apaga i el agua ha subido en el interior de la campana mas o menos $\frac{1}{5}$ del volumen que ocupaba el aire.

—Repítase el experimento con el fósforo, páj *11*.

Resultado.—Estas dos experiencias demuestran que el aire se compone de dos gases que están en la proporción de $\frac{1}{5} : \frac{4}{5} = 1 : 4$; el primero desaparece cuando está en contacto con cuerpos en combustión o fáciles de oxidar (oxígeno) i el otro queda (ázo). Mas exactamente, en el aire hai 20,9 vols. de oxí-



jeno por 79,1 vols. de ázoe (o en partes en peso: 23,2 de oxígeno por 76,8 de ázoe).

El ázoe es uno de los elementos esenciales para la alimentacion de las plantas i animales; éstos lo toman de la carne i de los vejetales, que, a su turno, lo han tomado en forma de combinaciones solubles (por los pelos radicales), tales como los nitratos (p. e. salitres).

Nitrato de sodio, salitre de Chile,



La Guerra del Pacífico (1879-83) dió a Chile la posesion definitiva de los territorios de Tarapacá, famosos desde muchos años ántes por sus estensos depósitos de salitre. Desde entonces la esportacion salitrera es una de las principales fuentes de riqueza de este país. Actualmente alcanza a unos 33.000 000 de quintales españoles la cantidad de salitre que se esporta i consume cada año. Los yacimientos se hallan al Este de la Cordillera de la

Costa en el lado poniente de la Pampa del Tamarugal; ocupan como 150 millas de largo.

Los caliches extraídos de esta zona, seca i pobre de vejetacion, contienen de 30 a 80% de nitrato de sodio (v. muestras de caliches), que se gana mediante lavados i nueva evaporacion de las aguas madres: se obtiene así un salitre que contiene de 95 a 98 % de nitrato i en este estado se esporta a Europa.

Se utiliza como abono, para la fabricacion del ácido nítrico i para la pólvora, trasformándolo previamente en salitre de potasio mediante el cloruro de potasio que se estrae en abundancia de las minas de Stassfurt.

¿Por qué no se fabrica la pólvora con salitre de Chile?

Nitrato de potasio, salitre de potasio, NO₃ K.

Se saca mediante lavados especiales de las eflorescencias salitrosas que se forman en los

terrenos secos, principalmente en las cercanías de las poblaciones donde se corrompen restos de animales (India, Egipto, Hungría).

Esperimentos.—Se funde salitre de potasio i se le dejan caer pedacitos de azufre, carbon i leña.

—Se calienta una mezcla de salitre i azufre.

Resultados.—El salitre hace arder con llama mui brillante al carbon i al azufre. A altas temperaturas es uno de los oxidantes mas enérgicos (oxidacion, sustancias oxidantes).

—Demuestra el poder oxidante del salitre.

Los salitres (llamamos con este nombre jenerico los nitratos) se forman por la corrupcion de sustancias orgánicas azoadas vejetales i principalmente animales, corrupcion que se efectúa continuamente bajo la influencia combinada del aire, el calor, la humedad i bacterios especiales (fermentos del salitre). Primero se forma ácido nítrico (nitrificacion) que se combina con las bases (cal, magnesia, sosa, potasa) que contiene el terreno. Así resultan los nitratos de calcio, magnesio, sodio i potasio que en la mayor parte de las rejiones se

disuelven mediante las lluvias i las neblinas, repartiéndose en las capas superficiales del terreno.

¿Cómo se formaron los inmensos depósitos de salitre de Chile? Lo único que parece seguro, hasta ahora, es que tienen oríjen marítimo.

CAPÍTULO III.

El arsénico

Arsenicum, **As.**

Se conoce desde el siglo XIII.

Tiene brillo metálico, de color gris, cristaliza en romboedros; mui quebradizo, se pulveriza con facilidad. Ps. 5,9. A 180° se volatiliza (no se funde al trasformarse en vapores); los vapores tienen olor aliáceo i se depositan en las paredes de los cuerpos frios (sublimación) en forma de cristales brillantes de color gris de acero (espejo de arsénico). Mui venenoso.

En la naturaleza se encuentra jeneralmente en minerales: mispiquel, rejalgar, oropiment; es raro en estado nativo.

Esperimentos.—Se calienta arsénico en un tubo de vidrio.

—Se introduce arsénico ardiendo en un matraz con oxígeno.

—Se quema arsénico sobre carbon por medio del soplete (fig. 2).

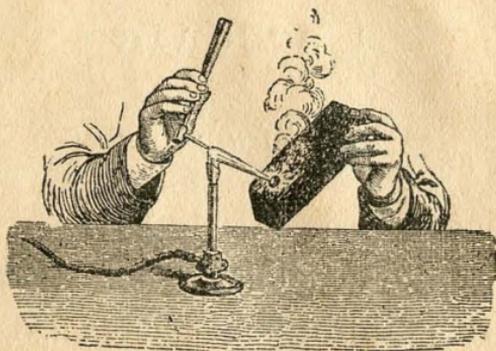


Fig. 2.

Resultados.—En el tubo se forma el espejo de arsénico.

—Quemado en el carbon despide olor aliacéo.

—En el oxígeno se forman humos blancos que se precipitan en el fondo del matraz, los cuales son

Acido arsenioso anhidro, $As_2 O_3$.

Es un polvo blanco mui difícilmente soluble en el agua, mui venenoso (arsénico del comercio), que se emplea para matar animales dañinos (ratas, etc.).

Se forma en los procesos metalúrgicos (p. e. en el proceso de Bessemer), junto con otros productos secundarios.

Experimento.—Calíentese ácido arsenioso junto con pedacitos de carbon en un tubo delgado. Al cabo de un momento se forma en la parte fria del tubo el espejo de arsénico.

Resultado.—El carbon incandescente descompone al ácido i le quita su oxígeno: lo reduce (v. Reduccion de los óxidos por el carbon).

CAPÍTULO IV.

Reducciones; estraccion de los metales.

Reducciones por el carbon.

Esperimentos.—En un crisol tapado se pone óxido de plomo con aserrin i se calienta suavemente al principio. El aserrin se convierte en carbon que se combina con el oxígeno del óxido i deja libre el metal, que se reúne en el fondo en forma de una bolita fundida.

—Se pone minio en un pocito hecho en un trozo de carbon de ensayes i se calienta con la llama del soplete (fig. 2).

—En vez de minio se pone óxido de cobre i se repite la esperiencia.

Los óxidos se trasforman respectivamente

en plomo i cobre, miéntras el ácido carbónico se escapa.

Resultados.—El carbon reduce a una elevada temperatura los óxidos de plomo i cobre; tambien al ácido arsenioso (v. capítulo anterior).

Jeneralizacion.—Los óxidos de la mayor parte de los demas metales (zinc, estaño, etc.) i los de algunos metaloides (arsénico, antimonio, fósforo) se dejan reducir tambien por el carbon.

Estraccion de los metales.

Los procesos de reduccion tienen una importancia técnica mui grande porque sirven para extraer los metales ordinarios de sus minerales.

Proceso del horno alto.—El horno alto se compone de dos conos truncados, unidos por sus bases i hechos de ladrillos refractarios (fig. 3). El de arriba, mas largo, es la cuba, destinada a recibir por la parte superior (la tragadera) los minerales i el combustible

necesario. La parte inferior del cono de abajo es el armamento, al cual llega el soplador,

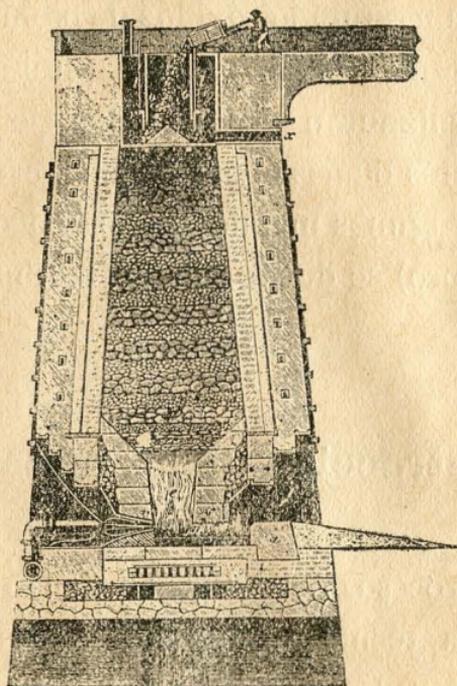


Fig. 3

tubo grueso donde se reúnen otros que conducen el aire de ciertas bombas; al otro lado del soplador hai una puerta de salida para el metal líquido, el cual se hace entrar en canales de arena donde se enfría.

Se echan capas alternativas del mineral

(óxido o carbonato de fierro, mezclado con materias que contienen arcilla, cal i sílice, llamadas comunmente los agregados) i de coke, se enciende i se sopla. (Los agregados forman la escoria que cubre el metal fundido i lo preserva de la oxidacion).

Cuando ya se ha reunido gran cantidad del metal líquido, se abre la puerta de salida (la escoria sale por otra parte).

Variedades del fierro.

1. El fierro obtenido es el **fierro de fundicion**; contiene de 3 a 6% de carbono i como 5% de otros metaloides. Una parte del carbono se halla combinada químicamente i la otra mezclada en forma de grafito.

Fundido i enfriado rápidamente este fierro se transforma en la fundicion blanca; la mayor parte del carbono está combinado químicamente. De color blanco, de estructura cristalina con granos grandes; mui dura i quebradiza. Ps. hasta 7,1. Fusible a 1200°, temperatura

en que resulta una masa espesa (no es adaptable para fundir). Fácilmente se le puede quitar el carbono, oxidando, i por esto se presta para preparar de élla el acero i el fierro dulce.

Si el enfriamiento se hace con lentitud, resulta la fundicion gris: el carbono se separa en el interior en forma de hojitas mui finas (grafita). Tiene color gris oscuro, es ménos dura i quebradiza i se funde con mayor facilidad (a 1150°) que la fundicion blanca, por lo cual se adapta para objetos fundidos.

Debido a su fragilidad, ninguna de las dos clases de fundicion se pueden soldar.

2. **El acero** es fierro que contiene de 0,8 a 1,8% de carbono que en su mayor parte se halla combinado químicamente con él. Tiene color gris característico i estructura finamente granulosa. Ps. 7,6—8,0. Ménos fusible (a 1400°) que la fundicion, pero mas que el fierro dulce. Si se introduce con rapidez en un líquido frio despues de calentado fuertemente, adquiere un alto grado de dureza (templar el acero), pues aumenta la cantidad de carbono que queda en combinacion química. Al con-

trario, si se enfría lentamente, queda blando i elástico (acero elástico) i se deja soldar (la propiedad de soldarse decrece a medida que aumenta la proporción del carbono). Se puede tener un acero mas o ménos quebradizo, calentando suavemente una vez mas el acero templado, hasta que tome un color intermedio entre amarillo i azul (reblandecimiento del acero). El acero se distingue por su gran dureza i elasticidad: sólo las piedras preciosas le ganan en dureza (A. § 2).

Proceso de Bessemer.—A Henry Bessemer se debe el aparato por el cual se hace la trasformación del fierro de fundición en acero, haciendo pasar una lijera corriente de aire por el fierro fundido i sometido a una fuerte presión, como en el proceso Frisch. De esta manera se queman en corto tiempo el carbono i las sustancias estrañas. La temperatura llega al calor blanco mas subido de manera que el fierro queda fundido.

El aparato tiene la forma de una pera (pera de Bessemer o convertidor), que puede jirar fácilmente sobre dos ejes de mucha resis-

cia; su capacidad es tal, que 150 o 200 quintales de fierro fundido ocupan la mitad de élla. Está forrada interiormente por una gruesa capa de ladrillos refractarios (inalterables por el calor).

El fierro se puede tomar directamente del horno alto. Arreglado convenientemente el aparato, principia a introducirse el aire por grandes bombas movidas por máquinas a vapor. Los productos gaseosos (p. e. ácido carbónico, ázoe) arrastran gran cantidad de partículas metálicas incandescentes i forman una corriente luminosa de fuego que se desprende por la chimenea. En pocos momentos se ha estraído completamente el carbono. Entónces se da vuelta la pera, i el acero fundido se vacía en un depósito que jira merced a un mecanismo hidráulico, i de aquí se echa en moldes.

Tambien se fabrican grandes cantidades de acero por el método inglés, que consiste en preparar primeramente fierro dulce i agregarle en seguida fundicion de fierro, la cual dosi-

fica la proporcion de carbono que debe contener el acero.

3. El fierro dulce es el que contiene menos carbono (0,15 a 0,2%) de las tres variedades. Es de color gris claro; Ps. 7,6; bastante blando i tenaz; maleable, se deja soldar con facilidad. El fierro maleable es fibroso i despues de soldado consta de grano fino. Se funde al llegar al calor blanco claro (a 1500°).

Para transformar la fundicion en fierro dulce hai que quitarle casi todo el carbono que contiene, fundiéndola nuevamente en contacto del aire: el oxígeno se apodera tanto del carbono como de las demas sustancias estrañas i las oxida.

Esta oxidacion se consigue introduciendo aire por fuelles especiales en hornos descubiertos (proceso Frisch) o en hornos de llama, revolviendo contiúnamente la masa (proceso Puddling). El punto de fusion del fierro sube a medida que se le estraee el carbono i se pone cada vez mas espeso. Al fin forma una masa estraordinariamente dura que se puede transformar por el martillo o el rodillo en barras.

de diversas formas: cilíndricas, cuadrangulares, en escuadra, en te, en doble te, en sunchos i en rieles. (1)

Al fierro se puede quitar casi completamente el carbono, envolviendo los objetos en polvos de hematita roja (óxido de fierro) i esponiéndolos así a un fuerte calor rojo durante unos 6 u 8 días, la proporción del carbono disminuye de 0,2 hasta 0,15%. El fierro de esta clase se puede trabajar por la fragua (fierro de forja).

Jeneralizacion.— El cobre, el plomo, el zinc i el estaño se extraen tambien por la reduccion que de sus minerales (óxidos, carbonatos) hace el carbon; pero como muchos minerales contienen azufre (piritas u otros sulfuros), hai que transformarlos primeramente en óxidos, por calentamiento en contacto del aire (tostacion de los minerales).

(1) Por modificaciones hechas en el horno de Puddling se ha conseguido últimamente elevar la temperatura hasta un grado suficientemente alto para fundir el fierro i echarlo líquido en los moldes.

CAPÍTULO V.

El hidrógeno

(*Hydrogenium*), **H.**

Ps.=1.

Preparacion; propiedades.

Esperimentos. —En un frasco que contiene granallas de zinc i agua, se deja caer ácido sulfúrico (A. § 3). El gas que sale se puede recojer en una probeta invertida en una cuba neumática (fig. 4).

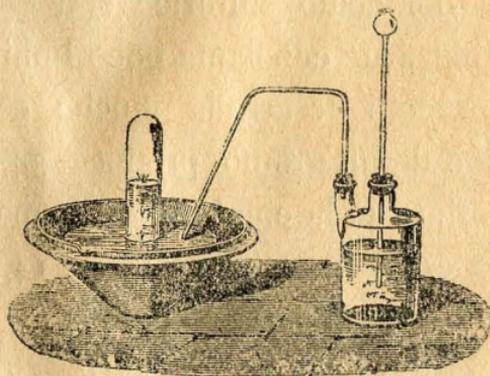


Fig. 4

—Prepárese mayor cantidad de hidrógeno i guárdese en el gasómetro.

—Póngase en una probeta de ensayos un poquito de gas mezclado con aire i enciéndase.

—Llénense con hidrógeno dos probetas, póngase una boca arriba i la otra, boca abajo; despues de un momento aplíqueseles a las dos una llama.

—Trasvasíjese el hidrógeno de una probeta a otra que contiene aire.

—Introdúzcase una vela encendida en una probeta llena de hidrógeno invertida.

Resultados.—El hidrógeno es un gas incoloro, inodoro i sin sabor, que se prepara por la accion del ácido sulfúrico sobre el zinc; combustible, arde con llama poco luminosa de color morado i desarrolla mucho calor (la combustion de un gramo produce 34,5 calorías); no alimenta la combustion; forma con el aire una mezcla explosiva al arder; 14,5 veces mas liviano que el aire; se liquida a -140° i bajo una presion de 650 atms. (gases permanentes). Mr. Pictet ha logrado solidificarlo

mediante el frío producido cuando se evapora líquido en forma de un cuerpo (metálico) parecido a la plata.—Es el cuerpo mas liviano que se conoce i se le toma por esto como la unidad para los pesos específicos de los gases i vapores. Un litro pesa 0,0896 grs.

¿Cuántos gramos pesa un litro de ázoe?—

R. 1,25 grs.

¿Cuántos litros de vapor se forman por la vaporizacion de 50 grs. de azufre, a la presión i temperatura normales?

¿Cuántos gramos de mercurio se forman por la condensacion de un metro cúbico de su vapor, a la presión i temperatura normales?

¿Cuántos gramos pesará un cubo de azufre que tiene una arista de un decímetro?

Combustion del hidrójeno.

Esperimentos.—Póngase una campana de vidrio de modo que cubra la llama del hidrójeno que sale por el extremo de un tubo. La

campana se empaña i sus paredes se cubren con agua que principia a caer en forma de gotas.

Resultado.—La combustion del hidrójeno forma agua que se compone de este gas con el oxígeno.

El hidrójeno como reducente.

Esperimentos.—Se hace pasar una corriente de hidrójeno seco, por óxido de fierro que se calienta.

—Hágase la misma esperiencia con el óxido de cobre.

Resultados.—El gas no obra sobre los óxidos a la temperatura ordinaria; pero cuando están calientes les quita su oxígeno (e. d. los reduce) i con éste forma agua. El agua se deposita en las paredes del tubo i el metal queda allí. En el primer caso el fierro queda en forma de un polvo de color plomo oscuro (fierro reducido), el cual si se deja caer del tubo ántes de haberlo enfriado por completo,

arde espontáneamente en contacto del aire i se trasforma otra vez en óxido (fierro pirofórico, fuegos artificiales).

Jeneralizacion.— Los óxidos de otros metales pesados p. e. de plomo, cobalto, níquel, estaño i zinc, se dejan reducir tambien por el hidrójeno; otros nó, p. e. los de aluminio i cromo. En todo caso resulta agua que se forma por la oxidacion del hidrójeno; pero esta oxidacion se hace a costa del oxijeno que ya existia combinado. Luego, en cada reduccion hai a un mismo tiempo una oxidacion; el metal es reducido, i el reducente se oxida. En estos casos el hidrójeno queda en lugar del metal (sustitucion).

Difusibilidad del hidrójeno.

Esperimentos.—Póngase al estremo de un tubo por donde sale hidrójeno un papel de filtro i enciéndase el gas encima de él.

—Cúbrase con una campana llena de hidrójeno invertida un cilindro hueco de arcilla po-

rosa, comunicado por una manguera con un frasco con agua, la cual puede salir por un tubo lateral corto. Al instante salta un chorro de agua por el tubo lateral.

Resultado. El hidrógeno atraviesa con suma facilidad los cuerpos porosos (difusion), p. e. papel, membranas, arcilla, etc. Es el gas que posee en mas alto grado esta propiedad (difusibilidad).

El hidrógeno fué descubierto por Paracelsus en el siglo XVI; a principios del siglo siguiente se conoció su combustibilidad por lo que hasta 1887 se llamaba aire inflamable.

CAPÍTULO VI.

El oxígeno

(*Oxygenium*), O.

Ps.=16.

Preparación: propiedades.

Experimentos.—Calientese en una retorta clorato de potasio mezclado con bióxido de manganeso (A. § 4).—Guárdese el oxígeno en un gasómetro.

Experimentos. Se llenan con el gas cuatro matraces: en el primero se introduce un pedazo de azufre, en el segundo un pedacito de fósforo (éste i el azufre se calientan previamente); en el tercero, un alambre de fierro que se pone en incandescencia mediante un pedacito de yesca, i al último, un pedazo de carbon (o de madera) hecho ascua.

Resultados. El oxígeno se desprende del

clorato de potasio.—Es un gas incoloro, inodoro i sin sabor; poco mas pesado que el aire i 16 veces mas que el hidrójeno (Ps. 16).

¿Cuánto pesa un litro de oxígeno?—R. 1,43 grs.—¿Cuántos centímetros cúbicos ocupan 16 grs. de oxígeno?

El oxígeno alimenta la combustion (comburente), pero no es combustible. Tiene mucha afinidad con todos los elementos i forma con los metaloides los ácidos respectivos (de aquí deriva su nombre). Todos los cuerpos que, a cierta temperatura, se introducen en una atmósfera de oxígeno, arden en él con luz viva: el azufre da una luz morada; el fósforo, blanca, i el hierro, blanca, despidiendo chispas (fig. 5).

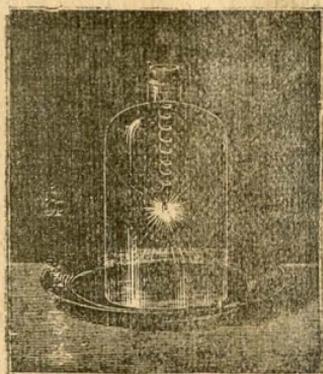


Fig. 5.

Sustancias orgánicas, p. e. madera, algodón, plumas o cuerno, arden violentamente i se queman por completo cuando se introducen incandescentes en el oxígeno.

Este gas es uno de los componentes del aire (v. Ázoe); indispensable para la respiración de los seres vivos; se combina con los metales i forma óxidos que empañan el brillo de aquéllos. Se puede trasformar en líquido a -140° i a la presión de 320 atms. Hierve bajo la presión ordinaria a -180° . Combinado con el hidrógeno forma el agua.

Fué descubierto en 1774 por Priestley i en 1775 por Scheele que no tenia conocimiento de las experiencias de Priestley. Al principio lo llamaron aire fuego i aire vital; Lavoisier lo denominó oxígeno en 1781.

CAPITULO VII.

El agua.

Ps.=I.

Formacion del agua; gas detonante.

El agua es una combinacion de hidrójenu i oxígeno; se forma por la combustion del primero o quemando una mezcla de los dos gases (mezcla detonante).

Esperimento.—Repítase la esperienciá sobre la combustion del hidrójenu, páj. 33.

Esperimento.—Se mezclan hidrójenu i oxígeno en la proporcion de 2 vols. del primero por 1 vol. del segundo i se encienden pequeñas cantidades de la mezcla. (A. § 5).

Resultado.—La mezcla detona con fuerte esplosion, a lo que debe su nombre de gas detonante. A la combustion sigue gran desarrollo de calor. Cuando se quiere aprovechar este calor evitando la detonacion, que es mui peli-

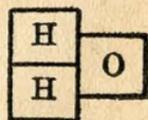
grosa, se usa el soplete de gas detonante (soplete de gas oxhídrico), que puede fundir el platino i hacer luminosos algunos óxidos, p. e. la cal i el óxido de zirconio (luz de cal, luz de zirconio).

Electrolisis del agua; fórmula química.

Experimento.—Se hace pasar una fuerte corriente eléctrica por agua acidulada con ácido sulfúrico i se recojen separados los productos gaseosos. En el polo positivo se desarrolla oxígeno i en el negativo hidrógeno, en la proporción de 1 : 2.

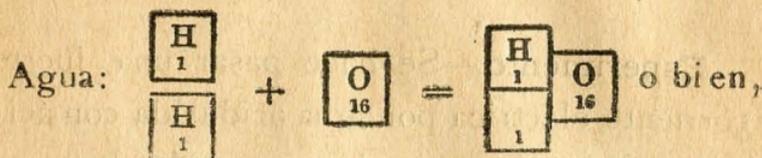
Resultado.—El agua se descompone por la corriente eléctrica (electrolisis del agua). La proporción volumétrica es

H : O = 2 : 1 o gráficamente



Luego, el agua se compone de 1 vol. de oxígeno i 2 vols. de hidrógeno. O bien, el oxígeno se combina con un volúmen doble de hidrógeno para formar agua.

Del análisis del agua obtenemos la representación gráfica que espresa a un mismo tiempo las relaciones en volúmen i en peso, tomando en consideracion los pesos específicos:



prescindiendo de los cuadrados:

$\text{H H} + \text{O} = \text{H H O} = \text{H}_2\text{O}$ (fórmula química del agua).

Como los pesos no varian en las combinaciones ni descomposiciones, se sigue que:

2 partes en peso de H se combinan con 16 partes en peso de O para formar 18 partes en peso de H_2O .

Las letras (o símbolos) que se emplean para representar los elementos, sirven también, como se ve en la fórmula de mas arriba, para expresar a un mismo tiempo los volúmenes i las proporciones en peso en que ellos mismos se combinan (peso equivalente del oxígeno=8)

Síntesis del agua; peso específico de su vapor.

Experimento.—Hágase pasar una chispa eléctrica por el eudiómetro de mercurio, en el cual se han introducido de antemano 2 vols. de hidrógeno i 1 vol. de oxígeno (mezcla detonante). Instantáneamente el mercurio sube $\frac{1}{3}$ del volumen que ocupaban los gases.

Resultado.—Se efectúa la combinación de los dos gases (síntesis del agua) i el vapor de agua que resulta, ocupa solo 2 vols. O bien:

2 vols. H i 1 vol. O = 2 vols. vapor H₂O.

I aquí encontramos una nueva importancia

de la fórmula química. Si se conocen los pesos específicos de los elementos, se puede determinar el de la combinación en estado de vapor. En este caso, 2 vols. H i 1 vol. O dan sólo 2 vols. H₂O (vapor). Si se toma 1 vol. de oxígeno que pesa 16 grs., los 2 vols. de hidrógeno que se combinan con él, pesan 2 grs. i, por consiguiente, los 2 vols. de vapor de agua que se forman, pesarán 18 grs. Luego, el vapor de agua es 9 veces mas pesado que el hidrógeno (Ps. del vapor de agua = 9).

Problemas.

Pueden resolverse los siguientes:

1 i 2. ¿Cuántos litros de hidrógeno se forman por la descomposición de un litro de agua?—R. 1240 litros. ¿Cuántos litros de oxígeno se forman?—R. 620 litros.

3. ¿Cuántos litros de vapor de agua da un litro de agua, reducidos a la presión i temperatura normales?—R. 1240 litros.

4. ¿Cuántos gramos de agua se forman por

la esplosion de un metro cúbico de gas detonante, reducidos a la presión i temperatura normales? R. 537,624 gramos.

El agua como disolvente; mezclas frigoríficas.

Esperimentos.—Se echan en agua pedazos de sal comun i se ajita.

—Hágase lo mismo con azúcar en otra cantidad de agua.

Resultados.—El agua disuelve a estas sustancias con mucha facilidad (disolucion, sustancias solubles). ¡Ejemplos!

Esperimentos.—Disuélvase en agua cierta cantidad de salitre.

—Hágase lo mismo con sal amoniaco (cloruro de amonio) i sulfato de sodio. El agua, en cada caso, se enfría sensiblemente.

Resultados.—El salitre, la sal amoniaco i el sulfato de sodio (cuerpos sólidos) necesitan calor para disolverse (transformarse en líquidos) i lo toman del agua.

En esto se fundan las mezclas frigoríficas: p. e. la mezcla de salitre, sal amoniaco i agua produce un frio de—12°; hielo i sal marina, —24°; la de nieve i cloruro de calcio—45°. (Preparacion de helados, refrescos, etc.).

Agua de hidratacion; agua de cristalizacion.

Esperimentos.—Se echan algunas gotas de agua sobre cal viva (óxido de calcio) i la cal se disgrega.

—Disuélvanse en un poco de agua algunos bastones de sosa cáustica (o de potasa cáustica).

—En un matraz con agua se deja caer ácido sulfúrico concentrado (A. § 3). En los tres casos se desarrolla considerable calor.

Resultado.—Las tres sustancias (cal viva, etc.) se combinan con el agua i forman los hidratos respectivos (agua de hidratacion).

Esperimento.—Se calientan algunos cristales de sulfato de cobre (vitriolo azul) en un

tubo de ensayos. Se desprende vapor de agua i el vitriolo se reduce a un polvo blanco.

—Despues de enfriado se agrega una pequeña cantidad de agua i reaparece el color azul característico con desarrollo de gran calor.

Resultado.—El sulfato de cobre, como todas las sustancias cristalizadas, necesita cierta cantidad de agua para formar los cristales (agua de cristalización).

Estado natural del agua.

El agua se encuentra en la naturaleza como agua de lluvia (hielo i nieve), rocío (escarcha), agua de fuente (agua de pozos, potables), de rio, aguas minerales (baños termales) i en el mar. Estas aguas contienen siempre mayor o menor cantidad de componentes estraños (minerales i orgánicos), los cuales toma (disolviéndolos o en suspension), en su camino de la montaña hasta el mar.

Las mas puras son las aguas de lluvia i de

rocío que tomaron sus impurezas al encontrarse con el polvo atmosférico.

El agua de fuente contiene distintos compuestos del terreno por donde pasa, los cuales puede dejar como restos sólidos por evaporacion.

El agua de rio es, en jeneral, mas pobre en estos componentes, porque los deposita en las partes tranquilas de su curso.

Al contrario, las aguas minerales (baños termales), son mui ricas en sustancias estrañas, de las cuales depende su sabor.

Por último, el agua de mar, es una disolucion de distintas sales, entre las que predomina la sal comun.

El agua contiene tambien algunos gases absorbidos o disueltos: de entre ellos son mui importantes el ácido carbónico (que ayuda en alto grado a su poder disolvente), i el oxígeno que sirve a los animales i plantas acuáticas, interviniendo en el proceso de la respiracion.

Agua completamente pura se obtiene por la destilacion (agua destilada). Experimento.

Importancia del agua en la naturaleza.

El agua tiene una importancia extraordinaria.

Es esencialmente necesaria para el desarrollo de los seres orgánicos. Los cuerpos de las plantas i los animales constan en gran parte de agua, que, de distintas maneras, se halla encerrada en sus órganos, manteniéndolos bajo cierta tension (turgescencia), lo que es indispensable a la vida orgánica. I sirve como disolvente de todas las sustancias necesarias para la vida (alimentos), que en estado líquido se reparten a los distintos órganos i pasan a formar parte del cuerpo (p. e. absorcion del agua por los pelos radicales).

El agua desempeña un rol mui importante en el cambio de la superficie de la tierra. Debido a la condensacion de los vapores del mar, cae la lluvia benéfica que riega los continentes i en las cordilleras se deposita la nieve, que

alimenta constantemente el curso de los rios. Éstos disuelven numerosas sustancias de los terrenos por donde pasan; despedazan rocas i montañas, las arrastran a los valles i ora cubren con lodo la capa superior del terreno, ora, con el trascurso del tiempo, forman nuevas rocas (rocas neptunianas: calcáreos, areniscas, conglomerados, rocas estratificadas) que elevan poco a poco los valles que recorren.

Por fin, el agua proporciona al hombre numerosos servicios de maneras muy variadas se dan ejemplos).

CAPITULO VIII.

E l o r o

Aurum, Au. 197.

El mas hermoso i el mas noble de los metales.

De color amarillo; sumamente fácil de pulir muy dúctil (1 gr. puede formar un hilo de 3

km. de longitud) i el mas maleable de los metales (hojas de oro). A traves de hojas delgadas de este metal los objetos aparecen de color verde. Inalterable en el aire a todas las temperaturas, se funde a 1200.^o Ps. 19,5.

Esperimentos.—Sobre un pedazo de oro se coloca una gota de ácido nítrico (agua fuerte) i en otra parte de la superficie del mismo, otra gota del ácido antedicho, poniendo encima de ésta un poquito de ácido clorhídrico. Despues de un momento se lava el oro i se encuentra que donde estuvieron los dos ácidos juntos la superficie se ha carcomido.

Resultado.—El ácido nítrico forma con el ácido clorhídrico el agua rejia, que disuelve el oro (rei de los metales). Los ácidos aislados no atacan a éste ni en caliente.

Esperimento.—Frótese con amalgama de oro una medalla de cobre i caliéntese en seguida. La medalla queda dorada, e. d., cubierta con una capita del noble metal.

Resultado.—La amalgama se pega con facilidad a la superficie metálica; el calor evapora el mercurio i deja solo el oro (dorado al fuego).

El oro se conoce desde la antigüedad.

Se encuentra casi exclusivamente en estado nativo, rarísimas veces en minerales, ora en el interior de las montañas, ora en los terrenos de acarreo de donde se estrae por el lavado (lavaderos de oro, pepitas de oro). Minas famosas se hallan en el Transvaal, California, Alaska, Australia, Méjico, Perú i Chile.

Se emplea en monedas, vajillas, alhajas i joyas; pero siempre en aleaciones, porque es relativamente blando. Las actuales monedas de Chile contienen 916,66 partes de oro i 83,34 de cobre, e. d., el oro es de 22 quilates, como las libras esterlinas (monedas inglesas).

CAPITULO IX.

La plata

Argentum, Ag. 108.

Se conoce desde la antigüedad.

Es un metal de color blanco puro; mui fácil de pulir, mui dúctil, mui maleable (hojas de plata) i el mejor conductor de la electricidad. Se funde a 1000°; los ácidos lo atacan formando sales solubles.

Esperimento.—Póngase una gotita de ácido nítrico sobre un pedazo de plata.

—Hágase lo mismo en otro lado con los ácidos sulfúrico i clorhídrico.

Resultado.—Los ácidos nombrados disuelven la plata combinándose con élla para formar respectivamente nitrato, sulfato i cloruro del metal.

Esperimento.—Frótese durante algunos minutos un pedacito de plata con una goma de

borrar. Se observa que la plata toma un color negro.

Resultado.—La plata se combina con el azufre que contiene la goma i forma sulfuro de plata (de color negro). El ácido sulfhídrico la ennegrece tambien, por lo que cucharas u otros objetos de plata no deben dejarse en contacto con carne de pescado, huevos, etc. que contienen azufre.

La plata se encuentra en la naturaleza en estado nativo i en minerales: cloruros, sulfuros, arseniuros, i ademas en pequeña cantidad (0,1 a 1%) en la galena. Las minas mas ricas son las de Méjico, Perú, Sajonia, Noruega i Transilvania. De las minas de Chile se estraen tambien grandes cantidades de este metal.

Sus aleaciones mas importantes se usan en monedas (las de Chile tienen la misma lei que las de oro; (v. capítulo anterior), vajillas i alhajas.

CAPITULO X.

E l p l a t i n o

Platina, Pt. 195.

Es un metal de color blanco, con tinte gris de acero, el mas dúctil de todos i mui maleable; flexible, se deja soldar consigo mismo al calor blanco; se funde a 2000°; inalterable en el aire, aun a las mas altas temperaturas (A. § 6). Para fundirlo se necesita el soplete oxhídrico o el horno eléctrico. Ps. 22. Los ácidos no lo atacan en frio ni en caliente, pero sí el agua réjia.

Se usa en la fabricacion de útiles de química: cápsulas, crisoles, tenazas, etc., ademas en las pilas i lámparas eléctricas i pararrayos.

Se encuentra sólo en estado nativo, pero jeneralmente combinado con otros metales (paladio, rodio, iridio, osmio, rutenio), lla-

mados, por esto, satélites del platino, principalmente en el Ural, en Brasil i Australia.

Los españoles lo encontraron en América del Sur i creyeron que era plata de mala calidad (de aquí su nombre); Wollaston lo reconoció como un metal en 1750.

CAPITULO XI.

El antimonio.

Stibium, **Sb.** 120.

Fué conocido en el siglo XV.

Es blanco, parecido al estaño, con brillo metálico, se funde á 450° i al solidificarse cristaliza en romboedros; mui quebradizo, se pulveriza fácilmente; en aleaciones da gran dureza a otros metales; se evapora al calor blanco. Ps. 6,7.

Se emplea en aleaciones (caracteres de imprenta) i en pilas termoeléctricas. Sus com-

binaciones se usan a veces como espectorantes, cáusticos i vomitivos.

Raras veces se encuentra en estado nativo, jeneralmente en minerales: antimonio gris, antimonita (stibina).

Esperimento.—Se deja caer antimonio fundido sobre una cajita de papel (fig. 6).

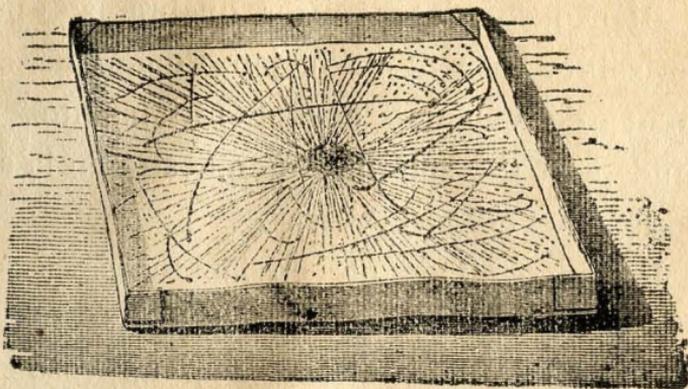


Fig. 6.

Resultado.—Bolitas fundidas corren en distintas direcciones i se desarrollan humos blancos, los cuales son el óxido de antimonio (ácido antimonioso); éste es insoluble en el agua.

CAPITULO XII.

El bismuto.

Bismutum, Bi. 210.

Conocido en 1529 por Agrícola.

Blanco, con tintes rojizos, quebradizo i pulverizable; Ps. 9,8; a semejanza del agua, aumenta de volúmen por el enfriamiento. Se funde a 264° i solidificado muestra en la superficie los colores del iris.

Es poco abundante en lanaturaleza, casi siempre se halla en estado nativo.

Esperimento.—Caliéntese en un vaso con agua un pedazo de metal de Rose. Antes que hierva el agua (ya a 94°) la aleacion está fundida.

Resultado.—El bismuto forma aleaciones muy fusibles con otros metales.

Se emplea jeneralmente en aleaciones: el metal de Newton (fusible a 95°) i el de Rose se componen de bismuto, plomo i estaño; el

metal de Wood (que se funde a cerca de 70°) i la aleacion de Lipowitz (a 60°) constan de bismuto, cadmio, plomo i estaño, en distintas proporciones.

Sirve tambien en las pilas termoeléctricas.

CAPITULO XIII.

El níquel i el cobalto

Níquel (*Nicolum*), Ni, 59.

Descubierto por Cronstedt en 1751. Blanco agrisado con lijeros tintes amarillentos, brillante, dúctil, maleable i magnético. Ps. 8,8. No se altera en el aire a la temperatura ordinaria. Sus sales tienen en jeneral un color verde i agregando amoniaco a sus disoluciones, se forman sales dobles de color azul (hágase la esperiencia). (A. § 7).

Por la electrolisis de sus sales se cubre con una capita de níquel la superficie de distintos metales (níquelaje).

Se usa para fabricar monedas en aleaciones; algunas de éstas imitan mui bien la plata; p. e. la plata alemana (cobre, zinc i níquel) i el plaquet (que es plata alemana plateada).

Se encuentra en distintos minerales: pirita de níquel, arseniuro de níquel (níquelina). Es abundante en Nueva Caledonia.

Cobalto (*Cobaltum*), **Co**, 59.

Descubierto por Brandt en 1733. Blanco gris, poco maleable; Ps. 8,6. Magnético. Mui semejante al níquel, al cual casi siempre se halla asociado. — Sus sales tienen jeneralmente color rosado, que cambian en azul cuando se deshidratan (tintas simpáticas). (A. § 7).

CAPITULO XIV.

El sodio

Natrium, Na. 23.

Propiedades.—Fué descubierto en 1807 por Davy.

Es un metal blanco parecido a la plata, mui brillante, mui blando (como la cera); se deja cortar; mui fusible (90°); mas liviano que el agua. Ps. 0,972. Recien cortado muestra un fuerte brillo metálico que se empaña en el acto, por la formacion de una película superficial de óxido: por esto se le guarda en petróleo o hidrójeno líquido. Se quema, transformándose en óxido, si se calienta.

Esperimento.—Se calienta sodio en una cápsula de porcelana. Luego se funde i forma una masa brillante que hierve i despide humos blancos.

Resultado.—Se ha formado el óxido del metal.

Óxido de sodio, sosa, Na_2O .

Es el producto de la oxidacion del sodio. Atrae la humedad del aire (higroscópico) i se trasforma en el hidróxido.

Hidróxido de sodio, hidrato de sosa (sosa cáustica), NaOH .

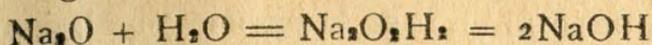
Esperimentos.—Se quema sodio en una cápsula descubierta; tapado el producto se deja enfriar i en seguida se agrega un poquito de agua; ésta produce un chirrido i se desarrolla considerable calor.

— Agréguese mas agua hasta que el cuerpo se disuelva i forme una disolucion incolora.

— Póngase a la disolucion papel rojo de tornasol (o tintura), un pedazo de papel de cúrcuma i algunas gotas de élla se dejan caer sobre fenolftaleina.

Resultados.—El agua forma con el óxido (sosa) una combinacion estable que debe con-

tener necesariamente los elementos del óxido i del agua:



ecuacion en que un volúmen de vapor de Na equivale a uno de H (elementos monovalentes).

—La disolucion de sosa cáustica transforma en azul el color rojo del tornasol, a la fenoftaleina tiñe de rojo i al color amarillo del cúrcuma cambia en café.

Las sustancias que así cambian los colores vegetales tienen reaccion alcalina i se les denomina álcalis o bases.

La sosa cáustica se encuentra en el comercio jeneralmente en barritas que atraen con avidéz la humedad del aire i forman despues de algun tiempo una masa oleajinosa; es mui soluble en el agua. La disolucion desarrolla gran calor (v. Agua de hidratacion, páj 46) i se llama lejía de sosa; es mui cáustica, azulea el tornasol rojo, colora de café el cúrcuma i enrojece la fenolftaleina. Destruye sustancias orgánicas, principalmente las animales i con mayor facilidad si se calientan. La seda, la

lana, las plumas, los pelos i los cuernos se destruyen si se calientan suavemente en una lejía de sosa; no pasa lo mismo con algodón i lino (lo que sirve para averiguar qué materia prima tienen los tejidos). Humedecida con esta lejía, la cutis se pone resbalosa a consecuencia de la destrucción superficial que se efectúa. Por esta propiedad el hidrato de sosa se emplea como cáustico en la cirugía.

Pero el uso mas importante de la sosa cáustica está en la fabricación de los jabones (jabones duros, jabones de sodio), que son combinaciones de los ácidos que forman las grasas (ácidos grasos) con la sosa.

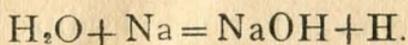
Descomposicion del agua por el sodio.

Esperimentos.— Échese un pedacito de sodio en una cuba con agua; el metal se funde i forma una bolita que corre sobre la superficie, achicándose mas i mas hasta desaparecer (A. § 8).

—Póngase encima del agua un pedazo de papel de filtrar i sobre éste un pedacito de sodio.

— Véanse los cambios que produce el agua sobre los colores vejetales (tornasol rojo, cúrcuma, fenolftaleina).

Resultados.— El metal flota en el agua (Ps. 0,972). Descompone el agua i le quita su oxígeno (reduccion del agua) para combinarse con él (óxido de sodio, sosa), el hidrógeno libre pone en movimiento la bolita fundida (se desarrolla calor) i la sosa queda en disolucion (sosa cáustica). La reaccion se efectúa segun la siguiente ecuacion:



—El roce con el papel de filtro impide correr al metal i acumulándose el calor es capaz de encender el hidrógeno, mientras los vapores de sodio tiñen la llama de color amarillo.

—La disolucion de sosa cáustica colora instantáneamente de azul el tornasol rojo, de

café el cúrcuma i de rojo la fenolftaleina (reac-
cion alcalina).

Problemas.

Resuélvanse los siguientes:

1. ¿Cuánto pesa un litro de vapor de sodio, reducido a la presión i temperatura normales?

R. 2,06 grs.

2. La sosa contiene 74,19% de sodio i 25,81% de oxígeno. ¿Qué fórmula tiene?—R. Na_2O .

3. ¿Cuál es la fórmula de la sosa cáustica si contiene 57,50% de sodio, 40,00% de oxígeno i 2,50% de hidrógeno?—R. NaOH .

4. ¿Qué fórmula tiene el salitre de Chile si contiene 16,47% de azoe, 56,47% de oxígeno i 27,06% de sodio?—R. NO_3Na .

5. El sulfato de cobre (vitriolo azul) contiene 20,12% de azufre, 40,25% de oxígeno i 39,62% de cobre. ¿Cuál es su fórmula?—R. SO_4Cu .

CAPITULO XV.

El potasio

Kalium, **K.** 39.

Propiedades.—Por primera vez lo preparó Davy (1807), descomponiendo la potasa por la corriente eléctrica.—Es un metal blanco como la plata, mui brillante, blando como la cera caliente; se deja cortar i en el corte muestra brillo metálico que se empaña en el acto. Flota en el agua (metales livianos); Ps. 0,865. Se funde a 62,5%. Es mui semejante al sodio.

Experimento.—Se calienta potasio en una cápsula de porcelana; se funde i arde formando densos humos de color verdoso.

Resultado.—El potasio se ha combinado con el oxígeno para formar el óxido.

Oxido de potasio, potasa, K_2O .

Es el resultado de la oxidacion del potasio. Mui semejante en sus propiedades a la sosa (v. ántes).

Hidróxido de potasio (hidrato de potasa), potasa cáustica, KOH .

Esperimento.—Se calienta potasio cuidadosamente i despues de enfriado el producto se agrega un poquito de agua con una pipeta.

Resultado.—El agua se combina con el óxido metálico i forma una nueva combinacion:

$K_2O + H_2O = K_2O_2H_2 = 2KOH$ (potasa cáustica).

La potasa cáustica se vende en barritas blancas untuosas al tacto, solubles en agua (una parte de hidrato se disuelve en media de agua). Por la disolucion se desarrolla calor (¿por qué?) i se forma la lejía de potasa. Tiene

fuerte reaccion alcalina (se demuestra con tornasol, etc.) i, en jeneral, es mui análoga a la sosa cáustica. Se emplea en cirujía (cáustico) i principalmente para la fabricacion de los jabones de potasio (jabones blandos) en combinacion con los ácidos grasos superiores.

Descomposicion del agua por el potasio.

Esperimentos.—Échese potasio en el agua de una cuba neumática. El metal se funde i moviéndose con lijereza forma una bolita que luego arde con una llama bonita de color morado (fig. 7).

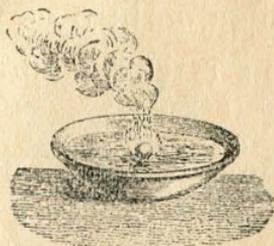


Fig. 7.

Resultado.—Debido a su afinidad con el oxígeno (la cual es mas grande que la del sodio), el potasio descompone el agua (reduccion) i deja libre el hidrójeno, que arde (vaporizando una parte del metal) a causa del gran calor que desarrolla la formacion de la potasa.

El agua queda ¡untuosa i con marcada reaccion alcalina, pues queda disuelta en élla la potasa cáustica que es uno de los álcalis mas enérgicos (se demuestra la fuerte enerjia con que cambia los colores vegetales).

Problemas.

Resuélvase los siguientes:

1. ¿Cuánto pesa un litro de vapor de potasio a la presion i temperatura normales?—

R. 3,49 grs.

2. ¿Qué fórmula tiene la potasa (óxido de potasio) si el análisis indica que contiene 82,98% de potasio i 17,02% de oxígeno?—R.

K_2O .

3. La potasa cáustica contiene 69,64% de potasio, 28,57% de oxígeno i 1,79% de hidrógeno. ¿Qué fórmula le corresponde? — R. KOH.

4. ¿Qué fórmula tiene el carbonato de potasio (potasa del comercio), si contiene 56,52% de potasio, 34,78% de oxígeno i 8,70% de carbono?—R. CO_3K_2 .

APÉNDICE.

§ 1.

El fósforo se enciende espontáneamente en el aire si está en una capita delgada, porque presenta una superficie mui estensa al oxígeno. Esto se demuestra cuando se moja un pedazo de papel de filtro con una disolucion de fósforo en sulfuro de carbono.

Observaciones. — Hai que evitar que la disolucion moje los dedos, por cuanto el sulfuro (que es mui volátil) se evapora casi instantáneamente i el fósforo arde produciendo quemaduras mui dolorosas.

En jeneral, el fósforo es un elemento de manejo tan peligroso, a causa de su poderosa afinidad con el oxígeno i por sus propiedades venenosas, que no se recomienda absolutamente repetir en la casa los esperimentos que se hacen con él en la clase.

§ 2.

D u r e z a .

Para establecer la comparacion entre la distinta dureza de las sustancias, se toma como base una coleccion de diez minerales que representan otros tantos grados de dureza. Están arreglados de manera que cualquiera de ellos raya a todos los que están comprendidos anteriormente i nó a los que siguen. Todas las sustancias que se clasifican en los dos primeros grados pueden rayarse con la uña.

Escala de dureza:

1. Talco,
2. Yeso,
3. Espato de cal,
4. Espato fluor,
5. Apatita,
6. Feldespato,

7. Cuarzo,
8. Topacio,
9. Corundon,
10. Diamante.

§ 3.

Preparacion del hidrójeno.

Esperimento.—Se echa ácido sulfúrico sobre granallas de zinc.

Resultado.—Se desarrolla hidrójeno que se recoge en una probeta invertida sobre la cuba neumática (fig. 4).

Observaciones.—En el frasco se coloca el zinc con cierta cantidad de agua i en seguida se deja caer un poco de ácido por el tubo vertical (tubo de seguridad). El gas sale al principio mezclado con aire por el tubo lateral (tubo abductor).

El ácido sulfúrico es el ácido mas enérgico que se conoce. Concentrado tiene un color amarillento i casi la doble densidad del agua;

destruye rápidamente la piel i los tejidos. Es sumamente ávido de agua i la mezcla de estos dos líquidos debe hacerse con mucho cuidado: conviene dejar caer el ácido en forma de un hilo delgado, moviendo continuamente el agua. Siempre esto desarrolla mucho calor (v. Agua de hidratacion, páj. 46).

El ácido ataca la superficie del metal i forma sulfato de zinc, el cual, sin el agua que lo disuelve, formaría una cubierta que obstruiría el contacto del ácido con el interior. Por esto en la reaccion es necesaria la presencia del agua (ácido sulfúrico diluido).

§ 4.

Preparacion del oxijeno.

Experimento.—Se calienta en una retorta clorato de potasio con bióxido de manganeso.

Observaciones.—Se toman partes mas o ménos iguales de las dos sustancias, se mue-

len i se mezclan íntimamente. La mezcla queda de color negro.

Luego que se principia a calentar se siente un olor especial que indica el desarrollo del gas. La mezcla se funde; i de vez en cuando se ven chispas en el interior: es que se queman las sustancias estrañas que acompañan al bióxido, estraído así directamente de las minas.

Resultado.—El oxígeno se desprende del clorato de potasio. El bióxido desempeña sólo un papel físico.

El gas se puede recojer en una probeta con agua, invertida sobre la cuba neumática o en una probeta derecha, haciéndolo llegar hasta el fondo de élla (¿por qué?).

§ 5.

Gas detonante.

Esperimento.—Se mezclan hidrógeno i oxígeno en la misma proporción volumétrica en

que se combinan para formar agua i se encienden pequeñas cantidades de la mezcla.

Observaciones. — En una capsulita de porcelana se hace una disolucion concentrada de jabon. Hasta ella se hace llegar el tubo que conduce la mezcla, que forma grandes burbujas. En seguida, se acerca una llama i se produce la esplosion.

Si no es posible formar las burbujas con la mezcla ya preparada, se hace llegar a traves de la disolucion los dos tubos por los cuales vienen separados el hidrójeno i el oxígeno, calculando que queden sus volúmenes en la relacion de 2:1. La detonacion será tanto mas fuerte cuanto mas cercana se halle esta relacion.

§ 6.

Esperiencia de Leydenfrost.

Se calienta hasta el rojo una hojita de platino i se deja caer encima una gota de agua. Esta forma una esferita que, sin tocar la su-

perficie del metal, la recorre con lijereza, achicándose hasta desaparecer.

Resultado.—El agua se vaporiza continuamente i el vapor impide el contacto con el platino i le imprime el movimiento.

Observacion.—Este mismo experimento puede hacerse con otros metales, pero tienen el inconveniente que se oxidan a esta temperatura.

§ 7.

Tintas simpáticas.

Experimento.—Hágase una disolucion diluida de cloruro de cobalto, sal de color rosado claro. Escríbase con élla en un papel i caliéntese éste en seguida. La escritura, que al principio es invisible, va tiñéndose poco a poco con un color verdoso que se oscurece a medida que se calienta el papel.

Resultado.—La disolucion no deja marcada su impresion porque se debilita mucho el color del cloruro de cobalto; pero cuando

esta sal se deshidrata por el calor, toma color verde.

Si el papel se enfria, desaparece nuevamente la escritura (¿por qué?); reaparece con el calor.

Los mismos cambios de color se observan en las demas sales de cobalto.

Sales de níquel.

Las sales del níquel tienen, en jeneral, un color verde.

Esperimento.—Hágase una disolucion de carbonato de níquel i agréguese un poco de amoniaco. El color verde se cambia en azul.

Resultado.—Se forma el carbonato doble de níquel i amonio.

§ 8.

Reduccion del agua por el sodio.

Esperimento.—Se echa sodio en el agua. El metal forma una bolita fundida que recorre la superficie i se achica hasta desaparecer.

Resultado.—El metal se funde por el calor que desarrolla su grande afinidad con el oxígeno; primero forma sosa, que se transforma en hidróxido de sodio, que se disuelve.

Observacion.—Jeneralmente en esta experiencia la bolita metálica hace esplosion i se parte en pedazos que se proyectan a cierta distancia. Para evitar esto debe emplearse un vaso alto, de modo que sus paredes sobrepasen hasta una altura conveniente a la superficie líquida.

FIN.

ÍNDICE

	PAJS.
PRÓLOGO.....	5
<i>El fósforo</i>	7
Fósforo blanco o cristalino	7
— rojo o amorfo.....	8
Ácido fosfórico anhidro.....	11
Análisis cuantitativo del aire.....	11
Ácido carbónico i humedad del aire.....	12
<i>El ázoe; salitres</i>	14
Nitrato de sodio, salitre de Chile.....	16
— de potasio, salitre de potasio.....	17
<i>El arsénico</i>	19
Ácido arsenioso anhidro.....	21
<i>Reducciones; estraccion de los metales</i>	22
Reducciones por el carbon.....	22
Estraccion de los metales.....	23
Variedades del fierro.....	25
Proceso de Bessemer.....	27
<i>El hidrójeno</i>	31
Preparacion; propiedades.....	31
Combustion del hidrójeno	33

El hidrógeno como reducente.....	34
Difusibilidad del hidrógeno.....	35
<i>El oxígeno</i>	37
Preparacion; propiedades... ..	37
<i>El agua</i>	40
Formacion del agua; gas detonante.....	40
Electrolisis del agua; fórmula química.....	41
Síntesis del agua; peso específico de su vapor.....	43
El agua como disolvente; mezclas frigoríficas.....	45
Agua de hidratacion; agua de cristalización.....	46
Estado natural del agua.....	47
Importancia del agua en la naturaleza.....	49
<i>El oro</i>	50
<i>La plata</i>	53
<i>El platino</i>	55
<i>El antimonio</i>	56
<i>El bismuto</i>	58
<i>El níquel i el cobalto</i>	59
Níquel.....	59
Cobalto.....	60
<i>El sodio</i>	61
Óxido de sodio, sosa.....	62
Hidróxido de sodio, hidrato de sosa (sosa cáustica).....	62
Descomposicion del agua por el sodio.....	64
EL POTASIO.....	67
Óxido de potasio, potasa.....	68

Hidróxido de potasio (hidrato de potasa), potasa cáustica.....	68
Descomposicion del agua por el potasio.....	69
APÉNDICE	72
§ 1.....	72
—2.....	73
—3.....	74
—4.....	75
—5.....	76
—6.....	77
—7.....	78
—8.....	80



The first part of the book is devoted to a general
 introduction to the subject of the history of the
 world. The author discusses the various theories
 of the origin of the world and the different
 views of the nature of the universe. He then
 proceeds to a detailed account of the history
 of the world from the beginning of time to
 the present day. The book is written in a
 clear and concise style and is suitable for
 students of history and general readers alike.

1887

