



Madrid



t. 162140

c. 1206463

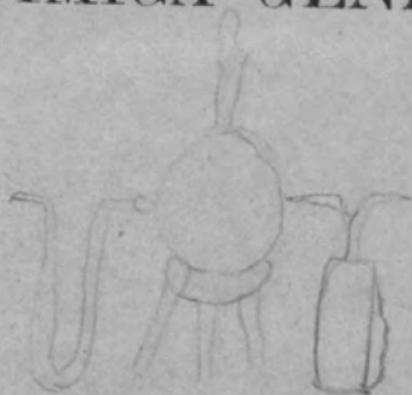


QUÍMICA

NOCIONES

DE

QUÍMICA GENERAL.

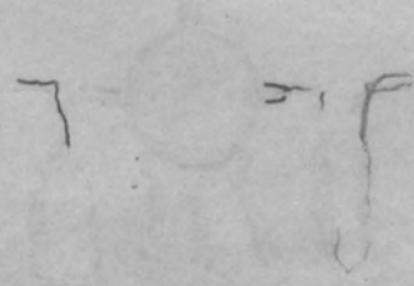


1000  
1000

THE UNIVERSITY OF CHICAGO

NOTIONIS

OPTIMA BENTLEY



# NOCIONES

DE

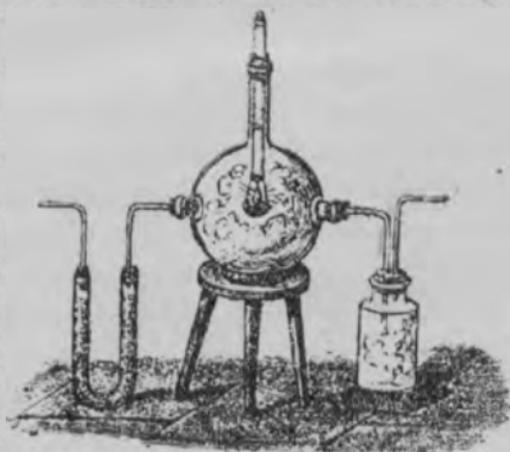
# QUÍMICA GENERAL,

POR

D. ANDRÉS DE MONTALVO,

Doctor en Ciencias y Catedrático

por oposición de esta asignatura en el Instituto de Valladolid.



VALLADOLID.

Imp. y Librería Nacional y Extranjera de los Hijos de Rodríguez,

LIBREROS DE LA UNIVERSIDAD Y DEL INSTITUTO.

---

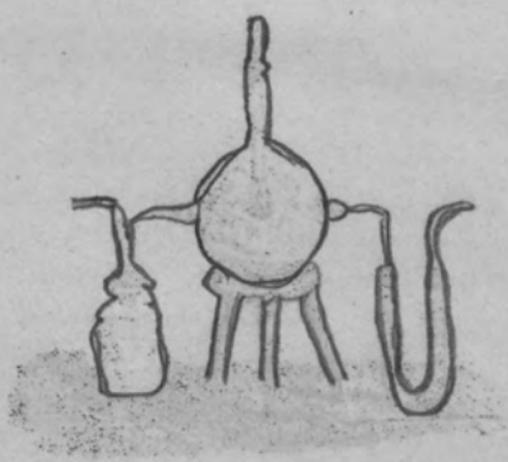
1895.

NOCIONES

QUÍMICA GENERAL

D. ANDRÉS DE MONTALVO

Doctor en Ciencias y Letras  
por oposición de esta asignatura en el Instituto de Valladolid



VALLADOLID



R. 129479

## PRÓLOGO.

---

Si es cierto, que la importancia de esta asignatura es grande, bajo el punto de vista de sus múltiples aplicaciones, como extraordinario su adelanto y progreso en la época presente, no lo es menos, que en las clases elementales, por lo reducido del número de lecciones que pueden explicarse, dada la actual organización de estas enseñanzas, como por la edad de los alumnos que á ellas se consagran, no es posible darla un carácter amplio y filosófico que vendría á hacer estériles los esfuerzos del Profesor, debiendo éste por lo mismo limitarse á consignar los fundamentos de la Ciencia. Su estudio, aunque con el carácter de elemental debe ser práctico, á fin de hacerle mas agradable á los alumnos, sirviendo así de saludable preparación, para cuando hayan de entrar á completar estos conocimientos en facultades y carreras especiales.

La íntima relación que la física tiene con esta asignatura, nos dispensa de establecer ciertas leyes comunes á ambas, que se suponen estudiadas anteriormente y aunque de ellas téngase que hacer indicación en diferentes casos.

Al publicar este pequeño tratado, no me mueve otro deseo, que el de facilitar en corto número de lecciones la enseñanza de estos elementos en los Institutos y como complemento á la obra de Física Experimental que publiqué hace tres años.

Grande será mi satisfacción, si este trabajo sin pretensiones, puede ser útil á mis discípulos; y con este objeto, he procurado establecer la mayor claridad y sencillez en la exposición de las doctrinas fundamentales que encierra.



# QUÍMICA.

## LIBRO PRIMERO.

### CAPÍTULO I.

#### NOCIONES GENERALES.

**1. Definición de la Química.**—Pertenece esta ciencia á la rama de las llamadas Naturales, estudia los cuerpos en cuanto afectan á su modo de ser y puede definirse diciendo, “*que es la que dá á conocer los fenómenos que presentan los cuerpos en contacto unos con otros y en circunstancias dadas.*”

Su carácter es pues el de dar lugar á cuerpos nuevos, ya sea por la acción combinada de dos ó varios, ya por la descomposición del que se someta al experimento.

**2. Su División.**—Divídese en *Inorgánica y Orgánica*. La primera estudia los cuerpos inorgánicos (minerales) y la segunda los orgánicos (animales y vegetales).

Si su conocimiento y aplicación se refiere al cultivo de las plantas se llama *agrícola*, si á los materiales del arte ó de la industria, *industrial*, si á la preparación de medicamentos *farmacéutica* etc.

**3 Composición de los cuerpos.**—Como ya sabemos por Física, cuerpo es un conjunto ó agregado de moléculas unidas por las fuerzas de atracción (cohesión, afinidad).

*Molécula*, es un conjunto de átomos. *Atomo*, es la entidad química é indivisible de los cuerpos simples y compuestos. Las moléculas pueden ser *integrantes* y *constituyentes*. Las primeras son de la misma especie y están unidas por la fuerza de cohesión; las segundas de diferente especie, están reunidas por la afinidad.

En un cuerpo simple no existen más que moléculas integrantes; en los compuestos integrantes y constituyentes.

*Afinidad*. Esta fuerza es la base y fundamento de las combinaciones químicas. Por esto su importancia es grande en el estudio de esta ciencia.

Varias causas modifican la afinidad. 1.<sup>a</sup> *La cohesión*. Si los cuerpos que se unen tienen gran fuerza de cohesión, se dificulta la afinidad entre los mismos, pero si aquella disminuye por ejemplo por medio del calor, entonces se favorece (1).

2.<sup>a</sup> *La Temperatura*. El mercurio cerca de su punto de ebullición (350°) se combina con el oxígeno del aire, pero á mayor temperatura lo desprende.

3.<sup>a</sup> *Estado eléctrico*. Los cuerpos que presentan mayor antagonismo eléctrico se unen con más facilidad, dando lugar á cuerpos muy estables, como sucede con el potasio y oxígeno, que forman el óxido de potasio.

4.<sup>a</sup> *La luz*. Este agente favorece en muchos casos la afinidad, como por ejemplo sucede con el cloro é hidrógeno, que pueden estar unidos en la oscuridad y por la acción de la luz se combinan y detonan.

5.<sup>a</sup> *La Presión*. El agua disuelve á la temperatura y presión ordinaria próximamente volumen y medio de ácido carbónico, pero aumenta la cantidad de gas disuelta á medida que crece la presión.

6.<sup>a</sup> *La masa*. Esta puede sustituir ó suplir la falta de afinidad. Asi por ejemplo, una parte de ácido nítrico nada realiza sobre el sulfato de barita, pero añadiendo 3 ó 4 partes más

---

(1) Este hecho conocido por los antiguos químicos lo expresaban diciendo, *corpora non agunt, nisi soluta*.

de dicho ácido, este desaloja al sulfúrico y se forma nitrato barítico.

**4. Mezcla y Combinación.**—Se llama *mezcla* la unión de dos ó más cuerpos en proporciones indeterminadas y con propiedades semejantes á los elementos que la forman. No hay desarrollo de calor, luz, electricidad, ni ninguno de los fenómenos que vamos á estudiar en la

*Combinación.* Se produce ésta por la unión de dos ó más cuerpos en proporciones definidas y las propiedades de estos en general, son diferentes del compuesto que originan. A la combinación acompaña siempre desarrollo de calor, electricidad, algunas veces luz, pudiendo resultar también, cambios de volúmen, color, olor, sabor y otros.

*Desarrollo de calor.* Viértase en agua, ácido sulfúrico y se producirá un aumento de temperatura en el acto de la combinación.

*Desarrollo de electricidad.* Puede observarse, introduciendo en los cuerpos que reaccionan, dos electrodos que estén en comunicación con un Galvanómetro. Se verá la desviación de la aguja por pequeña que sea la acción eléctrica desarrollada.

*Volúmen.* En toda combinación suele haber reducción de volúmen. Así 3 vol. de Hidrógeno al combinarse con 1 de Nitrógeno, constituyen 2 de Amoniaco.

*Color.* El cinabrio, tiene color rojo bermellón y se halla formado por el azufre, que posee el amarillo de limon y por el mercurio que presenta aspecto blanco plateado.

*Olor.* El hidrógeno sulfurado, huele á huevos podridos y ni el hidrógeno, ni el azufre que le forman tienen olor.

*Sabor.* El ácido sulfúrico es agrio como todos los ácidos y además venenoso. También la potasa tiene sabor alcalino y participa del segundo carácter; y sin embargo combinados ambos cuerpos, el sabor se hace salado, resultando inocente su acción en nuestro organismo.

*Desarrollo de luz.* Tiene lugar en algunas combinaciones químicas, como por ejemplo se verifica situando agua en una probeta á unos 60.º si echamos en el fondo un pedazo de fósforo,

se funde; y si hacemos ahora pasar una corriente de oxígeno por medio de una vejiga con un tubo de conducción, cada burbuja que llega al fósforo produce una llama.

Por último la *refracción* y otros fenómenos sufren también modificaciones al realizar la combinación de los elementos que la forman, según las propiedades de estos mismos.

**5. Clases de combinación.**—Puede verificarse de tres modos, según domine el carácter eléctrico de los elementos que tiendan a formarla, y así puede realizarse por afinidad *electiva simple, doble y predisponente*.

1.<sup>er</sup> caso. El carbonato de potasa en contacto del ácido nítrico desprende su ácido carbónico y se forma nitrato de potasa.

2.<sup>o</sup> caso. Añadiendo al nitrato de cal, amoníaco, nada se verifica, pero agregando además ácido carbónico, éste se une a la cal para formar carbonato de cal, quedando el amoníaco disuelto en el ácido nítrico.

3.<sup>er</sup> caso. Si al agua (compuesto de oxígeno é hidrógeno) le unimos el hierro, que tiene afinidad con el oxígeno, aunque mas débil que con el hidrógeno, nada se produce, pero añadiendo ácido sulfúrico el hidrógeno se desprende, realizándose así la afinidad predisponente.

**6. Análisis y Síntesis.**—El *Análisis*, tiene por objeto descubrir los elementos que forman un cuerpo. Si se limita a determinar los que entran en él, se llama *cualitativo*, y si además, se aprecian las cantidades que existen en la combinación de dichos elementos, será *cuantitativo*.

La *Síntesis* tiene por objeto formar un compuesto conocidos los elementos que le constituyen.

## CAPÍTULO II.

### PRINCIPIOS DE CRISTALOGRAFÍA.

**7. Cristales.**—Cuando los cuerpos líquidos ó gáses pasan al estado sólido y adquieren formas geométricas, reciben

el nombre de *crisales*, á diferencia de aquellos que no las afectan y se llaman *ámorfos*.

Las superficies planas en que termina el cristal se llaman *caras*. Su intersección *arista*. Los ángulos sólidos que se forman en un punto por la reunión de tres ó más, se denominan *ángulos del cristal*.

La cristalización puede verificarse por *fusión*, *volatilización* y *disolución*. Los dos primeros procedimientos constituyen la vía seca y el último la vía húmeda. En todos estos casos se requieren las circunstancias de *espacio*, *tiempo* y *reposo*.

*Fusión*. Fúndese el cuerpo en vasija conveniente y despues se le deja enfriar, separando la parte que aparezca líquida antes que se solidifique por completo. Ejemplos, azufre hierro, etc.

*Volatilización*. Se usa este procedimiento para los cuerpos que pasan directamente del estado sólido al de vapor. Despues que éste se ha dejado enfriar, se forman los crisales por efecto de la condensación. Ejemplos el arsénico, el alcanfor, etc.

*Disolución*. Una vez verificada la disolución, pasa el cuerpo nuevamente por evaporación ó enfriamiento al estado cristalino. Ejemplos, la sal comun, nitro etc. (1)

Las formas de los crisales pueden ser *simples* cuando las caras son semejantes; y *compuestas* si son de diferente especie, resultando éstas de la combinación de las simples.

La forma que resalta más en el cristal ó aparece más desarrollada se llama *dominante* y las otras *secundarias*.

### **Truncadura, Biselamiento y Apuntamiento.**—

Cuando en una combinación de varias formas simples, una arista de la forma dominante, es sustituida por una cara paralela á ella, se dice que la arista está *truncada*. Esta truncadura puede ser recta ú oblicua. Igualmente las caras pueden ser rectas ú oblicuas, según que su inclinación sobre las de la forma dominante, sea igual ó desigual.

(1) Los líquidos en que han tenido lugar la formación de crisales, se llaman *Aguas madres*, que contienen impurezas y por lo que es conveniente, que aquellos sean de poco volúmen, para que posean menos agua de cristalización.

Si las aristas de la forma dominante, son substituidas por dos paralelas igualmente inclinadas, sobre las caras contiguas, se dice que hay *bisclamiento*, como sucede con frecuencia en el exáedro, que sus aristas son reemplazadas por biseles.

Por último, si un ángulo de la forma dominante, se halla substituido por otro más obtuso, se produce el *apuntamiento*.

**Centro y Ejes del cristal.**—En todo cristal, existe un punto tál, que toda recta que pase por él y termine en las caras del cristal, queda dividida en dos partes iguales. Este punto es el *centro*.

En toda forma simple son *Ejes*, las líneas que se suponen pasan por el centro y al rededor de las que están situadas simétricamente las caras.

Los ejes *son semejantes*, si unen los vértices de ángulos semejantes. *Eje principal*, es el que determina la posición del cristal. Como pueden existir varios ejes, conviene colocar los cristales de suerte, que uno de aquellos sea vertical; y si por su forma se presenta uno distinto de los otros, á éste debe darse la referida posición.

Para el estudio del cristal, ha de procurarse que uno de los ejes secundarios se halle dirigido, segun el plano de la figura.

**8. Sistemas Cristalinos.**—Se denominan así, á la reunión de diferentes formas, que tienen sistemas semejantes de ejes.

**Estos sistemas son los 6 siguientes:**

1.<sup>o</sup> *Sistema Cúbico.*—Tipo *Cubo*. Caracterizado por tener 3 ejes semejantes y perpendiculares entre si.

Sus principales formas son, el *Octaedro regular*, formado por 8 triángulos equiláteros, de aristas y ángulos sólidos iguales y de 4 caras. Sus ángulos diedros son de  $70,^{\circ} 32'$ .—El *Exáedro*, consta de 6 caras que son cuadrados. Los 3 ejes rectangulares unen los centros de las caras opuestas.—Cada cara es perpendicular á uno de los ejes y paralela á los otros dos.

El *Dodecaedro*, formado por 12 rombos, con ángulos de  $109,^{\circ} 28'$ .

y de  $70^{\circ} 32'$ . Cada cara es paralela á su eje octaédrico y corta á los otros dos en longitudes iguales.

El *Tetraedro* formado por 4 triángulos equiláteros. El *Exáedro Piramidal* por 24 caras, de aspecto exaédrico, sobre cuyas caras se hubiesen colocado pirámides cuadrangulares. El *Octaedro Piramidal* y otros.

De todas estas formas se producen las compuestas.

2.<sup>o</sup> *Sistema Tetragonal*.—Tipo. *Prisma recto de base cuadrada*. Caracterizado por tener 3 ejes perpendiculares, dos solamente iguales. El 3.<sup>er</sup> eje es desemejante y es el que se elije por principal, situando el cristal en posición vertical.

Entre las formas simples de este sistema, tenemos el *Octaedro de base cuadrada*, formado por triángulos isósceles con 8 aristas terminales que converjen hacia el eje principal y 4 laterales. La sección que pasa por estas aristas y por los ejes secundarios forma un cuadrado, que se llama base del Octaedro. Las secciones, segun las aristas laterales, constituyen rombos. En todos los octaedros el eje principal une las 2 cúspides de los mismos; los secundarios pueden presentar dos posiciones diferentes con relación á las aristas laterales del octaedro ó á los lados de la base. Estos ejes pueden unir los ángulos opuestos de la base ó los puntos medios de los lados opuestos, originando el *Octaedro directo é inverso*.

Los octaedros pueden producir *Prismas de base cuadrada*, como igualmente formas compuestas.

3.<sup>er</sup> *Sistema*. Tipo. El *Prisma recto de base rectangular*. Está caracterizado por tener 3 ejes desiguales, y perpendiculares entre sí.

Su eje principal puede ser arbitrario. Entre las formas más importantes tenemos, el *Octaedro recto de base romboidal*, constituido por triángulos escalenos y con 4 aristas terminales, que unen los extremos del 1.<sup>er</sup> eje principal con los del 1.<sup>er</sup> eje secundario, 4 terminales, que unen los del eje principal con los del 2.<sup>o</sup> eje secundario; y 4 laterales, que unen los extremos de los ejes secundarios. Los ángulos son 4: dos laterales en los extremos del 1.<sup>er</sup> eje secundario y dos en los del 2.<sup>o</sup>

Las secciones formadas por las aristas terminales producen rombos y la sección que pasa por las laterales, dan la base.

Existen gran número de formas compuestas.

4.<sup>o</sup> *Sistema Romboédrico*. Tipo. El *Dodecaedro exagonal*. Está caracterizado por tener 4 ejes, tres iguales, que se cortan en el mismo plano formando ángulos de 60.<sup>o</sup> y el cuarto que es desigual, es perpendicular á los otros tres.

Se elije por eje único el desigual, siendo secundarios los otros tres. Entre las formas tenemos, el *Dodecaedro exagonal*. Sus caras son triángulos isósceles, con 12 aristas terminales y 6 laterales. Tiene 2 ángulos terminales regulares y de 6 caras y 6 laterales de 4 caras, de carácter simétrico.

La sección es un exágono regular, formada por las aristas laterales. Se distinguen dos clases de dodecaédros, según que los ejes unan los ángulos de la base ó los puntos medios de los lados opuestos.

Existen también los *Romboedros ó hemidodecaédros*, constituidos por 6 caras que son rombos, 6 aristas terminales, 6 laterales y 8 ángulos, dos de estos regulares de 3 caras y seis laterales irregulares también de 3 caras.

El eje principal une los ángulos terminales y los secundarios unen los puntos medios de las aristas laterales opuestas.

Las secciones que pasan por las diagonales oblicuas dan rombos, cuyos planos son perpendiculares á las caras del romboedro á que pertenecen las referidas diagonales. Resultan dos romboedros por efecto de la generación, que se llaman *directo é inverso*.

Tenemos también el *Didodecaedro* formado por 24 caras, triángulos escalenos, con 36 aristas de tres especies, presentando sus caras el aspecto del biselamiento. El *Escalenoedro*, de aspecto hemiédrico y otra diversidad de formas compuestas.

5.<sup>o</sup> *Sistema Monoclinóedrico*. Tipo. El *Prisma oblicuo de base rectangular*. Está caracterizado por tener 3 ejes desiguales, de los que 2 son oblicuos entre si y el 3.<sup>o</sup> es perpendicular á ellos.

La elección de eje principal es arbitraria. La forma octaédrica es una de las más importantes, formada por triángulos escalenos de dos especies, con 12 aristas, de ellas 8 terminales y 4 laterales. La sección es un paralelógramo que contiene los dos ejes oblicuos y se llama *principal*.

La base del Octaedro que es un rombo, se halla determinada por las aristas laterales.

Existen diversidad de formas compuestas.

6.º *Sistema Triclinoédrico*. Tipo.—El *Prisma oblicuo no simétrico*. Está caracterizado por tener 3 ejes desiguales y oblicuos entre si.

La elección del eje principal es arbitraria. Las caras de este sistema no son simétricas, pero si semejantes las caras paralelas. Las aristas son de 6 especies, los ángulos de tres y las secciones hechas por las aristas terminales ó laterales constituyen paralelógramos.

Este sistema presenta corto número de sustancias cristalizadas.

**9. Goniómetros.**—Son aparatos destinados á medir el ángulo de los cristales. Se dividen en goniómetros de *Aplicación y Reflexión*. Su uso y las ventajas é inconvenientes que presentan, pueden estudiarse en los tratados de cristalografía. Diremos no obstante, que el 1.º se funda en la igualdad de los ángulos opuestos por el vertice y el 2.º en las leyes de la reflexión de la luz; que el 1.º mide toda clase de cristales, aunque nunca con tanta precisión como el de reflexión. Este no puede utilizarse mas que en cuerpos de buen pulimento.

**10. Dimorfismo, Polimorfismo é Isomorfismo.**—Son *dimorfos* aquellos cuerpos que cristalizan en dos sistemas, como la cal carbonatada, que lo verifica en el sistema romboédrico y primático recto rectangular (*aragonito*.) El azufre que aparece en prismas prolongados oblicuos (vía de fusión) y en octaedros (por disolución, en el sulfuro de carbono).

Se admite que el dimorfismo depende de las circunstancias en que se verifica la cristalización.

Toda sustancia que cristaliza en más de dos sistemas se llama *Polimorfa*. Hasta el dia no se conoce ninguna que afecte mas de dos formas perfectamente definidas, por mas que se concibe la posibilidad. En Química, pueden sin embargo considerarse como *Polimorfos*, todos aquellos cuerpos que presentando diversos cambios moleculares, pueden dar lugar á aspectos diversos, como le sucede al mismo azufre, fósforo etc.

Por último se llaman *Isomorfos*, á los que afectan la misma cristalización. Ejemplo tenemos en el alumbre y sal común. Este carácter es de gran interés en el estudio de esta ciencia.

**11. Alotropía-Isomeria.**—Son las propiedades que

poseen los cuerpos simples ó compuestos de modificar sus caracteres, sin que haya cambio en su constitución química. El cuerpo simple que tiene esta propiedad se llama *alotrópico*. Ejemplos: el *Ozono* es un estado alotrópico del oxígeno; el fósforo rojo, lo es del fósforo ordinario, el diamante del carbono.

Al cuerpo compuesto que le sucede lo propio, se le llama *Isomérico*. Ejemplos: el ioduro mercúrico, que según esté frío ó caliente se presenta de color amarillo ó rojo escarlata.

El ácido acético y la glucosa, tienen propiedades diferentes y sin embargo poseen los mismos elementos y en idénticas proporciones.

### CAPÍTULO III.

#### LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA.

**12. Proporciones definidas.**—Los elementos que forman toda combinación, no están sujetos al capricho, sino á relaciones perfectamente determinadas, pues como decía *Philón*, Dios lo ha hecho todo, con medida, número y peso. De otra suerte, el número de compuestos sería infinito y rara vez excede el número de elementos simples de cinco en toda combinación.

*Los pesos de los elementos que se combinan para constituir un compuesto determinado, lo verifican siempre en proporciones fijas é invariables (Ley de Proust).*

**13. Proporciones Múltiples.**—*Existe una relación sencilla entre los diferentes pesos de un cuerpo que se combina, con una misma cantidad en peso de otro cuerpo, para formar otros compuestos, siendo aquéllos múltiples unos de otros (Ley de Dálton).*

A si un cuerpo *A* se combina con otro *B*, las relaciones podrán ser:

AB	
A <sub>2</sub> B	2AB
A <sub>3</sub> B	3AB
.....	.....
.....	.....
A <sup>1/2</sup> B	B <sup>1/2</sup> A
A <sup>1/3</sup> B	B <sup>1/3</sup> A
.....	.....

ó de este modo

28	partes de Nitrógeno	con	16	de oxígeno	forman el Oxido nitroso N <sub>2</sub> O
28	»	»	con 32	»	Oxido nítrico N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
28	»	»	con 48	»	ácido nitroso N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
28	»	»	con 64	»	peroxido de nitrógeno N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>
28	»	»	con 80	»	ácido nítrico N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
28	»	»	con 96	»	ácido pernitríco N <sub>2</sub> O <sub>6</sub>

De donde se observa, que siendo fijas las 28 partes de Nitrógeno, las de oxígeno, son entre si como la serie de los números 1, 2, 3, 4, 5...

**14. Números proporcionales.**—Llamanse así, á los números que expresan la relación constante, en que entran los distintos cuerpos para constituir el primer compuesto definido. Estos números se llaman también *equivalentes*, puesto que son las cantidades en peso que pueden sustituirse en las diferentes combinaciones.

Asi tenemos, que un peso de hidrógeno, puede ser reemplazado por 8 de oxígeno, por 28 de hierro, por 14 de nitrógeno, por 16 de azufre, por 35,5 de cloro, por 80 de bromo etc...

Si el hidrógeno en vez de ser 1, fuere 2, los demás que hemos citado vendrian en relación dupla, y si 3, en relación triple etc...

Así el hierro sería 28×2, 28×3...  
 el nitrógeno 14×2, 14×3...

**15. Equivalentes químicos.**—Muchas han sido las opiniones mantenidas para establecer las relaciones en peso, de los cuerpos que intervienen en las acciones químicas. No siendo nuestro objeto entrar en detalles, acerca de las distintas investigaciones científicas que se han formulado, nos li-

mitaremos á indicar, que hasta hace poco, se tomaba como tipo de comparación para el estudio de los equivalentes el peso del oxígeno, fijándolo en 100 (segun Berzelius); pero hoy los modernos, consideran el peso de la molécula del hidrógeno igual á la unidad. *Prout* sentó, que los equivalentes de los cuerpos simples eran todos multiples del equivalente del hidrógeno y hoy se añade ó de  $\frac{1}{2}$  ó de  $\frac{1}{4}$  del mismo, por los resultados obtenidos.

Los fenómenos de equivalencia se observan en general en las sustituciones y más aún, al reemplazar un metal en las disoluciones salinas.

En la determinación de los equivalentes, nos referimos ordinariamente á 100 partes y por medio de sencillas proporciones se resuelve el problema.

- |                           |   |                                                                              |
|---------------------------|---|------------------------------------------------------------------------------|
| Términos de la proporción | } | 1. Cantidad en 100 partes del cuerpo simple, cuyo equivalente se conoce.     |
|                           |   | 2. Cantidad que en 100 partes existen del cuerpo, cuyo equivalente se busca. |
|                           |   | 3. Equivalente conocido.                                                     |
|                           |   | 4. Incognito.                                                                |

Queremos hallar por ejemplo el equivalente del oxígeno. Tomemos el agua, cuya composición es:

$$\begin{array}{r} \text{Oxígeno} - 88,889 \\ \text{Hidrógeno} - \underline{11,111} \\ \hline 100 \end{array}$$

Tendremos  $11,111:88,889::1:x=8$ .

Equivalente del Sodio. Tomemos el Cloruro de Sodio, que en 100 partes nos dá el análisis:

$$\begin{array}{r} \text{Cloro} - 60,68 \\ \text{Sodio} - \underline{39,32} \\ \hline 100. \end{array}$$

Tendremos.  $60,68:39,32:35,5$  (equiv del Cloro):  $x=23$

El Equivalente de los cuerpos compuestos, resulta de la suma de los equivalentes de los simples que entran en la combinación. Así el equivalente del agua será  $1+8=9$ .

**16. Ley de los Volúmenes.**—*Entre los volúmenes de los Gases ó Vapores que se combinan, existe siempre una relación*

sencilla. Así se observa, que ó son iguales ó están en relación de  $\frac{1}{2}$ , de  $\frac{2}{3}$  etc. Hay casos en que la suma de los volúmenes es algo menor por producirse la *contracción*. Así, 2 vol. de hidrógeno y 1 de oxígeno forman 2 de vapor acuoso. Esta contracción puede expresarse por la fórmula  $\frac{V-v}{v}$ ,

en la que  $V$  es el volúmen de la mezcla de los gases y  $v$ , el del compuesto resultante.

Sea por ejemplo:  $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ de oxígeno} \\ 2 \text{ de hidrógeno} \\ \hline 3 \text{ vol.}^s \text{ de mezcla} \end{array} \right\} \frac{V-v}{v} = \frac{3-2}{3} = \frac{1}{3}$   
 contracción sufrida.

**17. Ley de los Calóricos Específicos.**—*El producto del peso atómico de un cuerpo simple por su calorico específico, es constante.* Tiene por valor 6, 4.

También se verifica, que en los compuestos del mismo género (sulfatos, cloruros etc.) sumados los productos de los pesos atómicos, por los calóricos específicos respectivos, resultan números próximamente iguales para los compuestos del mismo orden.

## CAPÍTULO IV.

### NOMENCLATURA QUÍMICA.

**18.** Dada la imposibilidad de retener en la memoria el gran número de sustancias que existen en la naturaleza en sus diversas formas y variedades de combinación, fué preciso, para evitar á la vez, la gran confusión que existía entre los diferentes cuerpos que se iban descubriendo, y que recibían nombres raros y caprichosos y sin carácter científico, establecer un orden sistemático, que permitiera realizar formulaciones sujetas á reglas fijas y encauzar los conocimientos químicos, como afortunadamente vino á conseguirse desde, que la Academia de Ciencias de Paris dió este encargo, en 1787, á cuatro químicos, *Lavoissier, Bertholet, Fourcroy y Guytón de Morveau*, que con sencillez sentaron la manera de expresar y constituir los cuerpos,

Diferentes modificaciones se han hecho á los preceptos sentados por estos químicos desde dicha fecha, pero que después de todo, no han alterado sensiblemente las bases que vamos á exponer.

**19. División de los cuerpos.**—Empezaron por dividir todos los cuerpos, en *simples* y *compuestos*, siendo los primeros los que constan de una sola sustancia y los segundos, los que se componen de dos ó más.

Los simples se dividieron en *metaloideos* y *metales*, caracterizados aquéllos, por ser malos conductores del calor y de la electricidad, no tener brillo metálico, ni ser susceptibles de buen pulimento y presentar por lo general una densidad menor que la del agua; además de formar con el oxígeno ó hidrógeno, una clase de cuerpos llamados *ácidos*. Los metales tienen como opuestas las referidas propiedades físicas, siendo su carácter químico el de formar con el oxígeno otra clase de cuerpos llamados *Oxidos*.

El número de cuerpos simples conocidos hasta el día es el de 74 de los que 15 son metaloideos y los demás metales.

**20. Nomenclatura de los cuerpos formados por el Oxígeno.**—Como hemos dicho en el párrafo anterior, si el oxígeno se combina con un metaloide origina *ácidos*, que en general tienen la propiedad de enrojecer las tinturas azules de los vegetales, como la de tornasol, no alteran la de curcuma y forman sales con los oxidos. Son además electro-negativos respecto de estos últimos, esto es, se dirijen al polo positivo descompuesta una sal por la pila.

Como existen ácidos con distinto grado de oxigenación, los referidos químicos franceses, expresaron por las terminaciones *iso* y *oso*, estas diferencias.

ácido Sulfúrico

ácido Sulfuroso

indican, el 1.<sup>o</sup> mayor grado que el 2.<sup>o</sup> Mas tarde se hallaron otros compuestos; y para salvar la dificultad emplearon la palabra *hipo*, que significa debajo.

Acido sulfúrico

» hipo sulfúrico

» sulfuroso

» hipo-sulfuroso,

Y por último la palabra *per*, expresa el máximun de oxigenación. Otro ejemplo. Acido *perclorico*

- » *clorico*
- » *hipoclorico*
- » *cloroso*
- » *hipocloroso*

Conocidos hoy, además de los ácidos formados por el oxígeno, otros que están constituidos por el hidrógeno, ha sido preciso designar á los 1.<sup>os</sup> con el nombre de *Oxácidos* y á los 2.<sup>os</sup> con el de *hidrácidos*. Entre estos últimos tenemos el ácido clorhídrico, sulfhídrico selenhídrico y otros muchos que iremos conociendo más adelante.

Los *óxidos*, que ya hemos definido, se expresan sencillamente en sus diferentes grados de oxidación por las palabras, *Proto*, *sexqui*, *bi*, *tri*, *tetra*, *per*, que indican respectivamente, uno, uno y medio, dos, tres, cuatro y el máximun de oxidación. Ejemplos:

Protoxido de hierro.	}	Protoxido de manganeso
Sexqui-oxido de hierro	}	Sexqui-oxido de manganeso
Bioxido de hierro.	}	Bioxido ó Peroxido de manganeso
Trioxido de hierro.	}	
. . . . .		

Ordinariamente	al	Protoxido de Potasio,	se le denomina	<i>Potasa</i>
	al	" de Sodio	"	<i>Sosa</i>
	al	" de Calcio	"	<i>Cal</i>
	al	" de Magnesio	"	<i>Magnesia</i>
	al	Sexqui-oxido de Aluminio	"	<i>Alumina</i>

**21. Nomenclatura de compuestos en que no entra el oxígeno.**—Siempre que un metaloide se une á otro

ó á un metal, se termina el primero en *uro*, Así por ejemplo:

- Carbono é hidrógeno forma *Carburo* de hidrógeno (1)
- Azufre y hierro " *Sulfuro* de hierro
- Cloro y Zinc " *Cloruro* de zinc

(1) A los Carbonos de hidrógeno en estado gaseoso se les llama ordinariamente *Hidrógenos carbonados*.

Pueden anteponerse también las palabras *proto*, *sexqui*, *bi*.. para indicar los equivalentes del cuerpo electro-negativo que se halle unido con un equivalente del otro cuerpo.

En estas combinaciones van también incluídas, las que ya hemos designado anteriormente con el nombre de *hidracidos*.

Por último, 1 equivalente de Nitrógeno y 3 de Hidrógeno forman el Amoniaco  
 1 de id y 2 de Carbono » Cyanógeno.

**22. Sales.**—Como antes no se conocían más sales que las formadas por un ácido y un óxido ó base y hoy este concepto es más general, pues que pueden estar constituidas por un compuesto binario ácido, con otro de igual orden básico, y con el mismo elemento electro-negativo y otras veces son el resultado de la simultánea descomposición que sufren los hidrácidos y óxidos metálicos al reaccionar entre sí, ó también la unión entre dos metaloides ó de un metaloide y un metal, ha sido preciso establecer una nueva definición de sal, que puede expresarse diciendo, *que es la combinación de un radical electro-positivo simple ó compuesto con un radical electro-negativo simple ó compuesto*.

Para formarlas, se siguen las reglas siguientes: Si el nombre del radical del ácido termina en *ico*, el genérico de la sal lo verificará en *ato*, y si aquél termina en *oso*, será en *ito*.

Ejemplos. Acido sulfúrico con la Potasa. Sulfato de potasa  
 » nítrico » Cal Nitrato de cal  
 » sulfuroso » Sosa Sulfito de sosa  
 » hiposulfuroso » Sosa Hiposulfito de Sosa

En estos compuestos puede entrar un equivalente de base para 1, 2, 3... de ácido ó viceversa, según sabemos por la ley de las proporciones múltiples.

2 de ácido sulfúrico con 1 de Potasa. Bisulfato de Potasa  
 $1\frac{1}{2}$  de » 1 » Sosa. Sexqui-sulfato de sosa  
 1 de »  $1\frac{1}{2}$  Potasa. Sulfato de Potasa sex-  
 quibásico.

Varios sulfuros, cloruros etc. hacen oficio de ácidos; y otros son básicos, haciendo oficio de bases, constituyendo compuestos ternarios ó sales, que se denominan *sulfosales*, *clorosales*,

*bromosales*, etc. del mismo modo, que las producidas por un óxido reciben el nombre de *oxisales*

También hay cuerpos ternarios formados por un óxido de un metal, con un sulfuro, cloruro etc. del mismo metal.

Ejemplos.

Oxido de hierro con sulfuro de hierro... oxisulfuro de hierro

» zinc cloruro de zinc... oxiclорuro de zinc.

Por último diremos, que el agua hace oficio de base unida á ácidos enérgicos y de ácido unida á bases poderosas.

**23. Compuestos cuaternarios** --Si dos sales se combinan, forman *sales dobles*, haciendo una de ellas de radical electro-positivo y otra de radical electro-negativo.

Ejemplo. Sulfato de Sosa }  
» de Alumina } Sulfato doble de Sosa y alumina

De las diferentes clases de sales, y sus divisiones, habremos de tratar más adelante en la segunda parte de este libro, por lo que prescindimos en este lugar de dar otros importantes detalles acerca de las mismas.

**24. Aleaciones y Amalgamas.** --Siempre, que dos ó más metales se unen entre sí, forman una *aleación* y si entre estos cuerpos entra el mercurio recibe el nombre de *amalgama*. En el estudio de los metales se trata de las propiedades de estos compuestos con mayor extensión..

## CAPÍTULO V.

### NOTACIÓN QUÍMICA.

**25. Símbolo de los cuerpos.** --Los elementos simples se expresan por las iniciales de la lengua ó idioma de donde proceden y son las que se exponen en la siguiente tabla por su orden alfabético.

**CUERPOS SIMPLES Ó ELEMENTOS QUÍMICOS.**

NOMBRES.	SÍMBO-	Equi- valente (H=1)	Pesos ató- micos	NOMBRES.	SÍMBO-	Equi- valente. (H=1)	Pesos ató- micos.
	LOS.				LOS.		
Aluminio. . . . .	Al	15'75	27'04	Manganeso. . . . .	Mn	27'50	54'80
Antimonio. . . . .	Sb	120	119'96	Mercurio. . . . .	Hg	100	199'80
Arsénico. . . . .	As ó Ar	75	74'92	Molibdenu. . . . .	Mo	48	95'90
Azufre. . . . .	S	16	31'98	Niobio. . . . .	Nb	47	93'80
Bario. . . . .	Ba	68'50	138'80	Niquel. . . . .	Ni	29'50	58'60
Bismuto . . . . .	Bi	208	207'50	Nitrógeno. . . . .	N ó Az	14	14'02
Boro. . . . .	B ó Bo	11	10'94	Oro. . . . .	Au	98'30	196'26
Bromo. . . . .	Br	80	79'75	Osmio. . . . .	Os	99'50	195
Cadmio. . . . .	Cd	56	111'80	Oxígeno. . . . .	O	8	15'96
Calcio. . . . .	Ca	20	39'91	Paladio. . . . .	Pd	53'25	106'20
Carbono. . . . .	C	6	11'97	Plata. . . . .	Ag	108	107'67
Cerio. . . . .	Ce	70'65	141'20	Platino. . . . .	Pt	98'35	194'40
Cesio. . . . .	Cs	133	152'70	Plomo. . . . .	Pb	103'50	206'40
Cloro. . . . .	Cl	35'50	35'37	Potasio. . . . .	K	39	39'03
Cobalto. . . . .	Co	29'30	58'60	Rodio. . . . .	Rh ó Ro	52	104'10
Cobre. . . . .	Cu	31'50	63'18	Rubidio. . . . .	Rb	85	85'20
Cromo. . . . .	Cr	26'25	52'45	Rutenio. . . . .	Ru	52	103'50
Decipio. . . . .	Dp ó De	85'50	171	Samario. . . . .	Sm ó Sa	150'02	„
Didimio. . . . .	Di ó D.	72	142'42	Selenio. . . . .	Se	39'75	78'87
Erbio. . . . .	Er ó E.	166	166	Silicio. . . . .	Si	14	28
Escandio. . . . .	Sc	22	45'98	Sodio. . . . .	Na	23	22'90
Estaño. . . . .	Su	59	117'70	Talio. . . . .	Tl ó Th	204	203'70
Estroncio. . . . .	Sr	43'75	87'30	Tántalo. . . . .	Ta	91	182
Fluor. . . . .	Fl	19	19'06	Teluro. . . . .	Te	64'05	127'80
Fósforo. . . . .	Ph ó P	31	30'96	Terbio. . . . .	Tr	172'60	173
Galio. . . . .	Ga	35	69'90	Titano. . . . .	Ti	25	50'25
Germanio. . . . .	Ge	72'03	„	Torio. . . . .	To	58'05	231'96
Glucinio. . . . .	Gl	4'62	9'09	Tulio. . . . .	Tu	170'07	„
Hidrógeno. . . . .	H	1	1	Tungsteno. . . . .	W	92	183'60
Hierro. . . . .	Fe	28	55'90	Urano. . . . .	U ó Ur	60	239'80
Indio. . . . .	In	56'70	113'40	Vanadio. . . . .	V	51'30	51'26
Iridio. . . . .	Ir	98'50	192'50	Yodo. . . . .	I	127	126'56
Lantano. . . . .	La	67'50	139'50	Ytrio. . . . .	It ó Y	89'70	46'25
Lítio. . . . .	Li	7	7'01	Zinc. . . . .	Zn	32'75	64'90
Magnesio. . . . .	Mg	12	23'96	Zirconio. . . . .	Zr	45	90'40

Como se observa, existen cuerpos que empiezan por la misma letra y para diferenciarlos se les une á la 1.<sup>a</sup> otra de las siguientes.

Carbono. . . . .	C	Cobalto. . . . .	Co
Calcio. . . . .	Ca	Cesio. . . . .	Cs
Cadmio. . . . .	Cd	Cromo. . . . .	Cr
Cerio. . . . .	Ce	Cobre. . . . .	Cu
Cloro. . . . .	Cl		

Por medio de exponentes y coeficientes, que acompañan

á las iniciales de los cuerpos y sus combinaciones se determinan el número de elementos que las constituyen.

Ejemplos.

FeO	Protóxido de hierro
FeO <sup>2</sup>	Deutóxido ó bioxido de hierro
Fe <sup>2</sup> O <sub>3</sub>	Sexqui-óxido de hierro
<hr/>	
PbO	Protóxido de plomo
Pb <sub>2</sub> O	Subóxido de »
PbO <sup>2</sup>	Bioxido de »
<hr/>	
SO <sup>2</sup>	Acido sulfuroso
SO <sup>3</sup>	» sulfúrico
SO <sup>3</sup> , HO	» » monohidratado
SO <sup>3</sup> , 2HO	» » bihidratado
<hr/>	
HS	ácido Sulfhídrico
HFl	» Fluorhídrico
HSe	» Selenhídrico
<hr/>	
NO	Protóxido de nitrógeno
NO <sup>2</sup>	Deutóxido »
NO <sup>3</sup>	Acido nitroso
NO <sup>4</sup>	» hiponítrico
NO <sup>5</sup>	» Nítrico

Las sales se escriben, separando el ácido y la base por medio de una coma.

Ejemplos.

KO, SO <sup>5</sup>	Sulfato de Potasa
BaO, NO <sup>5</sup>	Nitrato de Barita
NaO, NO <sup>5</sup>	Nitrito de Sosa.

Si son dobles de este modo:

(KO, NaO) NO<sup>5</sup> Nitrato de Potasa y sosa

NaO, SO<sup>5</sup>, Al<sup>2</sup>O<sup>5</sup>, SO<sup>5</sup> Sulfato de aluminio y sosa.

2 Partes de Peroxido de manganeso se representarian 2 MnO<sup>2</sup>

4 de Bisulfato de Sosa » 4 (2SO<sup>5</sup>, NaO)

**25. Ley de Berzelius.**—Mediante el análisis de diferentes géneros de sales, dedujo Berzelius una importante relación, entre la cantidad de oxígeno que existe en los ácidos

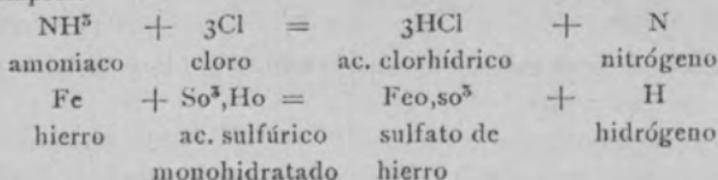
y óxidos de las oxisales, que facilita mucho la escritura de los compuestos.

Encontró, que en los Sulfatos esta relación es de 1:3

Sulfitos	»	1:2
Percloratos	»	1:7
Cloratos	»	1:5
Cloritos	»	1:3
Hipo cloritos	»	1:2
Nitratos	»	1:5
Nítritos	»	1:3
Fosfatos	»	1:5
Fosfitos	»	1:3
Bromatos	»	1:5
Iodatos	»	1:5
Periodatos	»	1:7
Oxalatos	»	1:3

**26. Ecuaciones Químicas.**—Las reacciones que se operan entre los cuerpos que se combinan, representanse por medio de ecuaciones, colocando en el primer miembro las sustancias que van á reaccionar y en el segundo el resultado de la reacción. En uno y otro miembro han de existir el mismo número de equivalentes para que la operación este bien calculada.

Ejemplos.



## CAPÍTULO VI.

### NOCIONES SOBRE LA TEORÍA ATÓMICA.

**27. Teoría Atómica.**—A Dálton se debe el principal conocimiento de las leyes, sobre la combinación de los cuerpos, relativas á las proporciones múltiples, fijas é invariables.

que en aquellas se observan y que marcan el camino racional que nos conduce al exámen de la constitución de los cuerpos. Y decimos esto, porque su explicación por medio de los equivalentes, descansa en hechos y en números, nacidos de hipótesis, como igualmente la teoría atómica establece los suyos para mejor conocer la composición de las sustancias.

Esta teoría admite, que los cuerpos están formados de átomos, de peso invariable en cada especie, resultando las combinaciones de la yuxta-posición de los mismos. Así se explican satisfactoriamente, la sutil precipitación á través de los filtros, la formación de sustancias de distintos elementos, la ley del isomorfismo, en que aparece, que el mismo número de átomos, unidos del mismo modo, producen compuestos de formas iguales. Y por último, las ya referidas leyes de proporciones múltiples y definidas, como la misma teoría de los equivalentes, toda vez, que los pesos de los átomos de los cuerpos simples son en general como sus equivalentes.

Berzelius, aceptó para la formulación, como los partidarios de la teoría atómica, por pesos atómicos, á los números proporcionales ó equivalentes químicos, excepto en el hidrógeno, cloro, bromo, iodo, fluor, nitrógeno y arsénico, cuyos pesos atómicos son  $\frac{1}{2}$  de su equivalente, entrando por lo que se llaman átomos dobles. Por lo tanto, el agua que se expresa por la fórmula HO quedaría representada de este modo  $H_2O$ .

el ácido nítrico que se expresa por $NO^5$ ,	quedaría formulado $N_2O_5$
el ácido clorhídrico           »	$HCl$ » $H_2Cl_2$
el ácido Bromico               »	$BrO^5$ » $Br_2O$

Los compuestos volátiles los refirió Berzelius unos á cuatro volúmenes y otros á dos. Por ejemplo el ácido clorhídrico lo expresaba por  $H_2Cl_4$  (4 vol.); el agua por  $H_2O$  (2 vol.). Wurtz, Gerhardt y los químicos modernos, admitiendo el equivalente del H=1 y su peso atómico  $\frac{1}{2}$ , han hecho éste igual á 1, ó sea á su equivalente, por lo que los pesos atómicos del cloro, bromo, iodo, fluor, nitrógeno, arsénico, oxígeno, azufre, selenio etc., se han tenido también que duplicar, siendo también iguales á sus equivalentes.

Se admite para evitar dudas en esta interpretación, según propone Wurtz, que los cuerpos simples que esten rayados por su parte inferior, son los que tienen sus pesos atómico e

dobles de sus equivalentes. Podemos pues establecer, que la molécula de los cuerpos simples está formada de dos átomos, incluso el hidrógeno, siendo excepción entre los simples el *Fósforo*, *Arsénico*, *Mercurio* y *Cadmio* y entre los compuestos el *Cloruro amónico*, el *Cyanuro amónico*, el *ácido sulfúrico*, el *percloruro de fósforo*, cuyas moléculas se refieren á cuatro volúmenes.

**28. Peso atómico y molecular.**—Son estos, los números que expresan el peso del átomo y de la molécula. No siendo posible aislar estas pequeñas cantidades de materia, las referimos á una unidad que será el hidrógeno, tanto por su importancia en la formación de muchos compuestos, como porque dá lugar á que resulten en números enteros los de los otros cuerpos. En los compuestos, no se considera el peso atómico, por suponerse en ellos á la molécula, como la parte más pequeña. Debe tenerse también presente, que para hallar los pesos moleculares de un cuerpo gaseoso, hasta multiplicar su densidad con relación al aire por el n.º 28,88 (1)

Las densidades de los gases simples, referidas al hidrógeno, dan los pesos atómicos, mientras que las de los gases compuestos nos dan tan solo la mitad de su peso molecular.

Sabemos por física, que todos los cuerpos gaseosos tienen el mismo coeficiente de dilatación (Gay-Lussac).—Que los volúmenes de los gases están en razón inversa de las presiones ejercidas para comprimirles (Mariotte); y que á igualdad de volumen presión y temperatura los cuerpos gaseosos contienen el mismo número de átomos (Ampere y Avogardo). Por lo tanto, las densidades de los gases representan en esta hipótesis los pesos relativos de los átomos, que es el concepto de *peso atómico*.

La molécula puede ser simple ó compuesta. Si es compuesta se considera formada por dos átomos.

**29. Relación entre el átomo, molécula y volumen.**—Por regla general el átomo, corresponde á un volumen; en el

(1) Siendo  $d$  la densidad de un gas,

0,0693 la del hidrógeno y 2 su peso molecular

$$\frac{0,0693}{d} = \frac{2}{x}; \quad x = d \times \frac{2}{0,0693} \quad \text{ó} \quad x = d \times 28,88$$

arsénico y fósforo á  $\frac{1}{2}$ , porque un volúmen de vapor de fósforo, se combina con seis de hidrógeno para constituir cuatro de hidrógeno fosforado y como hay que referir la fórmula á 2 vol., resulta  $\frac{1}{2}$  vol. de fósforo para 3 de hidrógeno para formar 2 vol. de hidrógeno fosforado, que es lo mismo que acontece con el arsénico.

El átomo del mercurio y cadmio, ocupa 2 vol., toda vez que uno de vapor de mercurio y uno de cloro forman uno de cloruro mercúrico, existiendo por lo mismo en 2 vol. de este cloruro, 2 de mercurio y 2 de cloro.

**División de los átomos.**—Los átomos tienen distinta capacidad de saturación ó sea diferente dinamicidad. Unos se combinan átomo á átomo con el hidrógeno para saturarse, otros necesitan dos átomos, otros tres etc., de aquí la división en monodinamos, didinamos, tridinamos, tetradinamos etc.

Esta dinamicidad puede representarse por rayas, segun *Kekulé* de este modo:

—	monodinamo		<i>Ejemplos</i>
—	didinamo		H— — 0''
—	tridinamo	Agua	H— —
—	tetradinamo		
		Amoniaco	H— —
			H— —  N'''
			H— —
		Pentacloruro de fósforo	Cl— —
			Cl— —  Ph'
			Cl— —
			Cl— —

De donde se observa que el oxígeno es didinamo  
 el nitrógeno tridinamo.  
 el fósforo pentadinamo.

Unas veces pueden los centros de atracción de estos cuerpos ser neutralizados por otros monodinamos y á veces por el mismo cuerpo.

No entramos en el estudio de los radicales compuestos, ni otros importantes puntos relativos á esta teoría, toda vez que nuestro objeto, tratándose de unas nociones de química, no es otro, que el de iniciar á los alumnos que por vez primera se dedican á esta ciencia en los fundamentales principios que hoy sirven de base á su desarrollo y que

pueden utilizar el día de mañana en clases de ampliación; máxime habiendo de seguir una formulación distinta y como más sencilla dentro de los límites de unas simples nociones.

## CAPÍTULO VII.

### IDEA DE LAS CLASIFICACIONES.

**30.** Creemos útil para los alumnos que por vez primera se dedican al estudio de esta ciencia, exponer sencillamente las clasificaciones que tanto de metaloides, como de metales se han hecho, según las diferentes teorías admitidas, á fin de que, iniciados en sus diferencias puedan deducir más adelante las ventajas é inconvenientes que de ellas resultan.

**31.** Dumas y Thénard formaron las agrupaciones de los cuerpos, fundándose en sus mayores analogías. El primero constituyó con los metaloides 5 familias que se comprenden en el siguiente cuadro.

1. <sup>a</sup> <u>Anfígenos</u>	3. <sup>a</sup> <u>Nitrogenoideos</u>	5. <sup>a</sup> <u>Hidrógeno</u>
Oxígeno	Nitrógeno	
Azufre	Fósforo	
Selenio	Arsénico	
Teluro.		
2. <sup>a</sup> <u>Halógenos.</u>	4. <sup>a</sup> <u>Carbonoideos.</u>	
Cloro	Carbono	
Bromo	Boro	
Iodo	Silicio	
Fluor		

**Clasificación de los metales según Thénard.**

**1.<sup>a</sup> Sección.**—Metales que no descomponen sus oxidos por la sola acción del calor.

<p>1.<sup>a</sup> Familia. Metales que descomponen el agua en frio.</p>	}	<p>Potasio-Sodio, Litio Bario-Stroncio Calcio.</p>
---------------------------------------------------------------------------------	---	--------------------------------------------------------

<p>2.<sup>a</sup> Que la descomponen á 100<sup>o</sup></p>	}	<p>Magnesio-Cesio-Rubidio-Talio-Ce- rio-Lantano-Erbio-Terbio-Zirco- nio-Didimio-Glucinio-Itorio-Tori- nio-Aluminio.</p>
--------------------------------------------------------------------	---	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

<p>3.<sup>a</sup> Que la descomponen al rojo ó en frio bajo la acción de ácidos diluidos.</p>	}	<p>Manganeso-Zinc-Hierro-Niquel-Co- balto-Cromo-Cadmio-Vanadio.</p>
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------	---	-------------------------------------------------------------------------

<p>4.<sup>a</sup> Que la descomponen al rojo, pe- ro no en frio bajo la acción de los ácidos</p>	}	<p>Estaño--Antimonio-- Urano- Titano- Molibdeno-- Tungsteno- Pelopio- Niobio-Osmio-Tantalo</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---	--------------------------------------------------------------------------------------------------------

<p>5.<sup>a</sup> Que la descomponen al rojo blanco.</p>	}	<p>Cobre-Plomo-Bismuto</p>
------------------------------------------------------------------	---	----------------------------

**2.<sup>a</sup> Sección.**—Metales cuyos oxidos, se descomponen por el calor.

<p>6.<sup>a</sup> Que no descomponen el agua á ninguna temperatura, pero que absorben el oxigeno.</p>	}	<p>Mercurio-Rodio</p>
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---	-----------------------

<p>7.<sup>a</sup> Que ni descomponen el agua ni absorben el oxigeno á ninguna temperatura</p>	}	<p>Plata-Oro-Platino-Rutenio-Paladio - Iridio.</p>
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------	---	--------------------------------------------------------

**Clasificación de los metalóides y metales según su dinamicidad.**

	<u>Familias.</u>	<u>Grupos.</u>
Metalóides	1. <sup>a</sup> Monodinamos	1. <sup>o</sup> Hidrógeno 2. <sup>o</sup> Cloro-Bromo-Iodo-Fluor.
	2. <sup>a</sup> Didinamos	Oxígeno-Azufre-Selenio-Teluro.
	3. <sup>a</sup> Tridinamos	1. <sup>o</sup> Nitrógeno-Fósforo-Arsénico Antimonio-Bismuto. 2. <sup>o</sup> Vanadio-Tántalo-Niobio. 3. <sup>o</sup> Boro.
	4. <sup>a</sup> Tetradinamos	1. <sup>o</sup> Carbono-Silicio-Estaño. 2. <sup>o</sup> Zirconio-Títano-Torio.
Metales	1. <sup>a</sup> Monodinamos	1. <sup>o</sup> Potasio-Sodio-Litio-Cesio Rubidio. 2. <sup>o</sup> Talio. 3. <sup>o</sup> Plata.
	2. <sup>a</sup> Didinamos	1. <sup>o</sup> Bario-Estroncio-Calcio. 2. <sup>o</sup> Magnesio-Zinc-Cadmio. 3. <sup>o</sup> Cobre-Mercúrio. 4. <sup>o</sup> Erbio-Terbio-Lantano-Didimio-Itrio-Glucinio.
	3. <sup>a</sup> Tridinamos	Oro.
	4. <sup>a</sup> Tetradinamos	1. <sup>o</sup> Aluminio-Galio-Indio-Cerio 2. <sup>o</sup> Hierro-Manganeso-Cromo Niquel-Cobalto. 3. <sup>o</sup> Plomo-Indio-Titano-Germanio. 4. <sup>o</sup> Platino-Iridio-Rodio-Rutenio Paladio-Osmio.
	5. <sup>a</sup> Que parecen tener una dinamicidad mayor que cuatro.	Urano-Molibdeno-Tungsteno.

Reasumidas en los anteriores cuadros las mas importantes clasificaciones y teniendo presente, que en la dinamicidad no se halla aun bien definida la cuantivalencia de los cuerpos, y que por otra parte, la edad de los alumnos que concurren á los Institutos, no es suficiente para aclarar muchos conceptos del gran número de excepciones que resultan y de hipótesis en estudio, que hacen aun adolecer á esta teoria de grandes defectos, hemos creído más práctico seguir la marcha que señalan las clasificaciones de Dumas y Thénard.

## CAPÍTULO VIII.

### 33. Aparatos y utensilios usados en Química.—

En este epígrafe se estudian los aparatos más indispensables para realizar las diferentes manipulaciones, que ya en las distintas reacciones, ya en los análisis, se necesitan y emplean por el químico. Entre éstos indicaremos los siguientes:

*Hornillos.* Aparatos de forma variable segun los usos, y que se utilizan para colocar los cuerpos sometidos á la acción del calor. Constan de *hogar*, parte destinada al combustible y *rejilla*, para dar paso á las cenizas que van descendiendo al *cenicero*.

Son los hornillos de varias formas: 1.<sup>a</sup> de *mano*, cónicos en general y de una sola pieza (fig 1.<sup>a</sup>). De *reverbero* que consta de 3 piezas superpuestas, haciendo la inferior oficio de cenicero, rejilla y hogar y encima otra que sirve de base al reverbero ó cúpula, tapadera casi hemisférica con una pequeña chimenea (fig. 2) Por último el *paralelográmico*, que es de forma prismática y carece de cúpula.



Fig. 1.<sup>a</sup>

Se emplean hoy para muchos usos los *hornillos* llamados de *gas* entre los que puede citarse el de *Bunssen*, con virola para regular la entrada del aire y también el de *mecheros múltiples* y otros, en los que el aire se mezcla con el *gas* á la presión atmosférica.

Si se utiliza el *soplete*, puede hacerse pasar el aire comprimido, á fin de activar más la combustión (1).

En ocasiones conviene sustituir estos medios de calefacción por lámparas de alcohol.

**37. Crisoles.**—Vasijas de diferente forma y materia, que se emplean para fundir ó calcinar los cuerpos. Tienen la forma generalmente de cono truncado ó triangular (fig 3) y



Fig. 2.



Fig. 3.

se construyen de barro refractario, plata, platino, plumbagina etc.

**Matraces.**—Son también vasijas de forma esférica con tubo abierto al exterior y redondeados unos por el fondo y otros de superficie plana (fig. 4). Tienen gran uso.

**38. Probetas.**—Son verdaderas campanas de forma cilíndrica, de fondo semiesférico y que se utilizan ordinariamente para recoger gases. Algunas se emplean de fondo plano y otras graduadas en centímetros cúbicos. (figuras. 5 y 6).



Fig. 4.

(1) El hornillo de Froquignón y Leclerc evita la irradiación calorífica,

De forma semejante á las probetas son los llamados *tubos de ensayo*, que tanto se emplean en química. Si son largos, y graduados se llaman *butretas*.



Fig. 5.

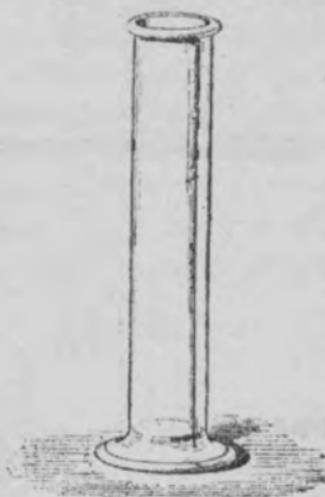


Fig. 6.

**39. Tubos.**—Tienen por objeto conducir gases á diferentes receptáculos y su forma es variable, pueden ser rectos, doblados en uno ó más ángulos. (figs. 7 y 8).



Fig. 7.



Fig. 8.

También se usan los llamados de *Liebig*, con expansiones esféricas y con diferentes direcciones (fig. 9).

**40. Retortas.**

—Son recipientes de forma ovoidea, con cuello encorvado

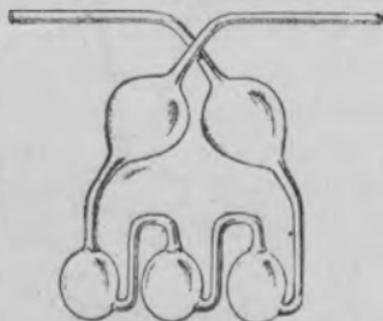


Fig. 9.

y más ó menos prolongado y se destinan á la destilación y extracción de gases. Si tienen abertura con su correspondiente tapón, se llaman *tubuladas* fig (10). Se construyen de barro y vidrio.

**41. Frascos.**—Se emplean los de forma ordinaria para los envases de varias sustancias, pudiendo ser de tapón esmerilado.

Hay también frascos llamados de *reacción*, de diferentes formas y aplicaciones. Entre estos los hay hasta de tres tubuluras, que son los que reciben ordinariamente el nombre de frascos de Woolf. (fig. 11). y que se emplean esencialmente para las disoluciones de gases.

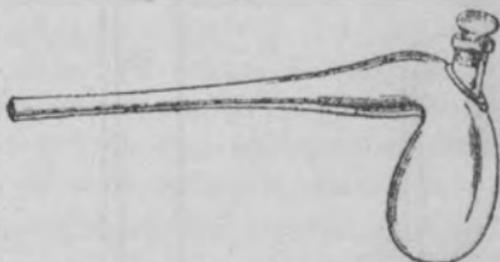


Fig. 10.

**31. Capsulas, Copas.**— Son las primeras, recipientes de porcelana ó vidrio, destinados á contener sustancias, que han de aplicarse á un foco calorífico y de forma más ó menos semiesférica y á veces plana por su base. Algunas llevan mango de madera. (fig. 12). De las segundas puede formarse idea por la impección de la (fig. 13). Unas terminan por su parte superior en pico, como la que expresa el modelo y



Fig. 11.



Fig. 12.



Fig. 13.

otras carecen de él, así como unas se hallan graduadas y otras no,

**35. Soportes.**—Su nombre indica el objeto á que están destinados. Los hay de posición fija ó variable. Entre los primeros tenemos rodetes de paja, madera etc., sobre los que se sitúan las retortas, matraces ú otros aparatos. Los hay *triangulares* para colocar los cuerpos en alto y aunque se construyen de varias sustancias, los más comunes son de hierro.

Los de posición variable, son de madera ó hierro y cambian de dirección por medio de tornillos que sujetan las palancas que los constituyen. De ellos dan idea las (figs. 14 y 15)



Fig. 14.



Fig. 15.

**36. Baños y Telas metálicas.**—Tienen por objeto evitar que los cuerpos que se calientan reciban la acción directa del foco, á fin de regularizar más el calor, facilitando su distribución y para esto se emplean cuerpos intermedios entre el sometido á la experiencia y el referido foco. El baño *de María*, tan generalizado, aún en los usos domésticos, consiste en emplear una vasija con agua, que es la que recibe directamente la acción calorífica situando en dicho líquido el cuerpo que se quiera. Su temperatura no puede exceder de 100°.

El baño de *aceite* permite elevar más la temperatura y el de *vapor* determina una acción calorífica muy constante y re-

gular. Por último el de *arena*, tiene la ventaja de distribuir muy bien el calor por su buena conductibilidad.

Las *telas metálicas*, usadas frecuentemente en química para calentar retortas, matraces etc. se fundan en el carácter anterior, realizando en las paredes de estos aparatos una perfecta distribución, que evita la rotura de los mismos en muchos casos.

**12. Estufas.**—Tienen por objeto verificar la desecación de los cuerpos, siendo entre ellas notable y de más uso la de *Gay-Lussac*, (fig. 16), que consta de doble pared, entre la que se coloca el agua ó aceite, que se hacen hervir ó el aire caliente.

**13. Morteros.**—Son de uso indispensable en los laboratorios para la trituration y división de los cuerpos. Constan de receptáculo y pilón y se construyen de porcelana, vidrio, agata, hierro etc.

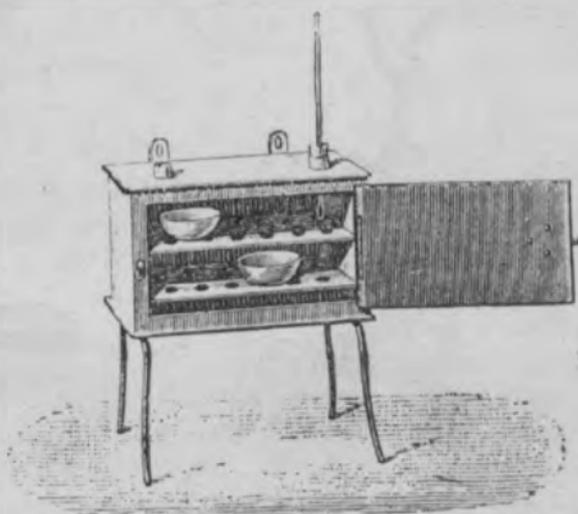


Fig. 16.

**14. Filtros.**—Destinados á la separación de sustancias que se hallan en suspensión en un líquido. Se emplean de *papel Berzelius*, *amianto*, *carbón* y en general de cuerpos *porosos*.

**15. Cubas Hidroneumática ó Hidrargiro-neumática.**—Son baños de agua y mercurio respectivamente destinados á recojer gases, que se desprenden en las reacciones químicas. La hidroneumática, (fig. 17), se emplea para los gases que no se disuelven en el agua y la segunda (fig. 18) para los que lo verifican en ella.

Así como la primera se construye de madera forrada in-

terriormente de zinc ó de otra sustancia, la hidrargiro-neumática generalmente

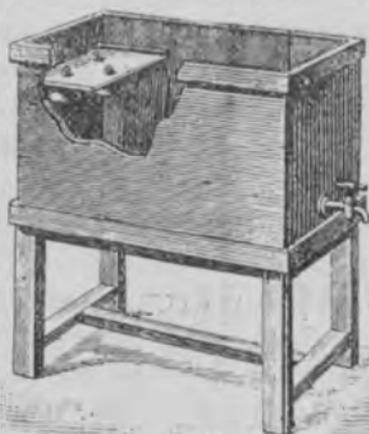


Fig 17.

probeta, donde aquel ha de recojerse.

es toda ella de porcelana ó hierro. Ambas tienen en su parte superior un pequeño puente, con diferentes orificios á los que se hace llegar por la parte inferior el tubo conductor del gas, situando en la parte superior de dicho puente la



Eig. 18.

nombre de caja de reactivos.

#### 16. Reactivos. —

Para el reconocimiento y análisis de los cuerpos y diversas reacciones, se emplean diferentes líquidos, que van colocados en frascos rotulados y de tapón esmerilado, en una caja dividida en compartimientos y que es la que recibe el

## LIBRO II.

### ESTUDIO DE LOS METALOIDES.

#### CAPÍTULO I.

##### 1- OXÍGENO.

**17.** Si bien la clasificación de Dumas establece otro orden para el estudio de los cuerpos, creemos conveniente proceder por el que se asigna antes de este capítulo, tanto por su importancia, como por facilitar el conocimiento de los demás metaloides, y sin perjuicio de acomodar después en cuanto sea dable, el orden que en aquella clasificación y por familias se halla establecido.

-2-  
-4- Oxígeno.—Formula O. -3-

**18. Propiedades físicas y estado natural.**—Este cuerpo, cuya importancia es de todos conocida, recibió los nombres de *airc deflogisticado*, *principio vital*, *aire puro* etc. Es gaseoso, incoloro é insípido. Durante mucho tiempo se consideró como permanente, pero hoy debido á los trabajos de *Pictet* (año de 1877) y *Cailletet*, se le ha podido liquidar por medio de grandes presiones (300 atmósferas), y enfriamientos de  $-30^{\circ}$ . (1) Es el cuerpo más electro negativo.

---

(1) Wroblewski y Oiszewki, á  $-125^{\circ}$ , han llegado á condensar el oxígeno, presentándose líquido, incoloro y trasparente, empleando un aparato en el que el enfriamiento se produce por evaporación en el vacío del *etileno* liquidado.

Tiene mayor densidad que la del aire, pues siendo la de este 1, la del oxígeno es 1,106. Un litro de este gas pesa en las condiciones normales de temperatura y presión 1,<sup>gram</sup> 4298. Es muy poco soluble en el agua. Disuelve en 1 litro próximamente 47 cents. cub. de gas.

Se halla esparcido abundantemente en la naturaleza, pues en unión del Nitrógeno forma el aire, del Hidrógeno el agua, que como se sabe ocupa las  $\frac{3}{4}$  partes de la superficie de nuestro globo. Constituye la mayoría de los cuerpos, y se halla formando ácidos, óxidos, sales, siendo elemento constante del reino animal y vegetal.

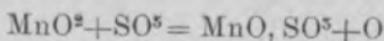
**19.5-Propiedades Químicas.**—Se combina directamente con la mayoría de los cuerpos simples, produciendo luz y calor. Por esta razón es gran comburente. Basta introducir en una campana donde se halle este gas, una cerilla encendida ó recién apagada, que conserve un punto en ignición, para que se observe una gran intensidad lumínica y vuelva á encenderse. Un alambre arrollado en espiral, que en su extremo tenga un pedazo de yesca incandescente, arde con gran fuerza y el calor que desarrolla hace fundir al hierro que cae en pequeños fragmentos esféricos al fondo del vaso, penetrando en el vidrio y por lo que se acostumbra á colocar dentro de la vasija un poco de agua ó arena.

La combustión del azufre y fósforo es también muy notable. El último llega á producir una intensidad lumínica que apenas puede resistir la vista. El desarrollo de temperatura también es sumamente intenso, y de aquí, la aplicación del soplete dirigiendo por su medio, corrientes de aire sobre las llamas, como por ejemplo la de alcohol, que puede hasta fundir un hilo de platino de  $\frac{1}{2}$  milímetro de diámetro. En vez del soplete pueden emplearse *gasómetros* ó vejigas con un tubo afilado y su correspondiente llave para dar salida al aire por medio de la presión.

Por último diremos, que el oxígeno es elemento indispensable para la respiración de los animales, por más que su exceso de energía podría destruir por sí sólo el aparato respiratorio y por ello vá asociado en el aire de un gas inerte, como lo es el Nitrógeno.

**50.6-Obtención del Oxígeno.**—Empléanse muchos

procedimientos para su obtención. Nosotros indicaremos los dos más importantes: 1.º Tratando el *Peroxido de manganeso* por el ácido sulfúrico. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



El peroxido reducido á polvo, se calienta con el ácido sulfúrico concentrado, pierde aquel la mitad de su oxígeno y pasa á protoxido, que se combina con el 2.º, para formar sulfato de protoxido de manganeso, quedando libre el oxígeno.

2.º Para producir oxígeno puro y en gran cantidad, se emplea en los laboratorios la sal *Clorato de Potasa*, que es poco estable y se descompone fácilmente por el calor, desprendiendo su oxígeno.



Se la suele adicionar un poco de peroxido de manganeso para hacer más fácil su descomposición. El aparato que se emplea es el que expresa la (fig. 19). Se compone de una retorta poco fusible, en donde se introduce la sal que se calienta por una lamparita de alcohol. Un tubo aductor lleva el gas á los recipientes ó probetas colocados en la cuba.

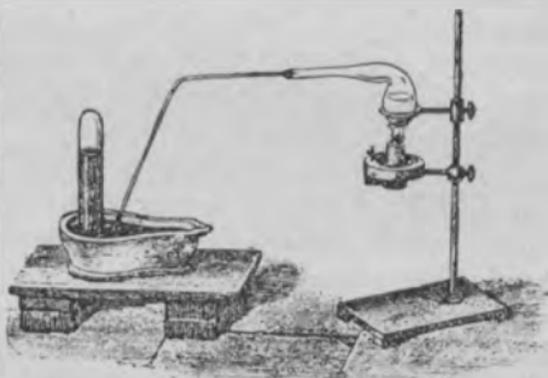


Fig. 19.

Se pueden emplear otros diversos procedimientos, como son, descomponiendo los oxidos--el ácido sulfúrico monohidratado--haciendo pasar una corriente de aire por una mezcla de peroxido de manganeso y sosa calentada al rojo y por el hipoclorito de calcio y oxido de Cobalto.

**51. Ozono.** Su fórmula  $\text{O}^3$ . **Van-Marum** fué el primero que observó, que el oxígeno sometido á una serie de chispas eléctricas, adquiriría un olor especial, parecido al de la

materia eléctrica y de aquí su nombre de ozono, que significa (yo huelo). Schoenbein hizo estudios muy detenidos acerca de sus caracteres y se mantuvieron grandes y sostenidas luchas, sobre si era un nuevo cuerpo ó un estado alotrópico del oxígeno, quedando en pié esta última opinión debida á los últimos trabajos de Fremy y Becquerel.

**52. Propiedades físicas y químicas.**—En un gas liquidable, con coloración tanto mas azulada, cuanto mayor sea la presión á que se halle sometido, como se ha comprobado por medio de un aparato debido á *Cailletet*. Posée olor fuerte y penetrante, más soluble en el agua que el oxígeno, y también más electro-negativo, comburente y oxidante. Sus principales diferencias se expresan á continuación:

Caracteres del O <sup>—</sup> de 0.º á 15.º	Caracteres del O de 0.º á 15.º
Sabor á marisco. . . . .	Insípido.
Decolora el tornasol. . . . .	Sin acción sobre el tornasol.
Oxida directamente la plata.	No la oxida.
Descompone el Ioduro potásico, dejando al Iodo en libertad. . . . .	No le descompone.
Descompone el Ac. Clorhídrico con desprendimiento de Cloro. . . . .	No reacciona sobre el ac. clorhídrico.
Agente enérgico de oxidación. . . . .	Oxidante debil.
Estable á 15.º destruyéndose á los 75.º. . . . .	Estable á todas las temperaturas.

**53. Ozónometría.**—Siendo un cuerpo eminentemente *desinfectante* y habiendose observado, que el *ozóno*, que existe en la atmósfera ejerce gran influencia en las enfermedades epidémicas, de aquí que Schóenbein, como otros químicos hayan tratado de estudiarle en estas manifestaciones que tanto interés revisten. Se observó, en el cólera de Strasburgo, que

á medida que el Ozono aumentaba en la atmósfera, disminuían los casos de epidemia y viceversa, como igualmente, que ciertas sustancias en completo estado de descomposición, sometidas á la acción de este cuerpo, volvían á su primitivo estado de sanidad.

Schóenbein ha utilizado la propiedad que tiene el Ozono de descomponer el Ioduro potásico, poniendo el Iodo en libertad, que á su vez origina en el almidón, el *ioduro de almidón azul*, para producir un papel reactivo sensible, y que señala las más pequeñas cantidades de Ozono. Para esto se toman:

100	gramos de agua destilada
10	almidón
1	Ioduro potásico.

se deslie el ioduro en el agua, despues el almidón, calentando el todo á un calor suave y en cuanto espesa y forma el engrudo, se estiende sobre papel filtro llamado de Berzelius, dejándole secar en el aire, libre de toda evaporación ácida y se corta en tiras de 10 centímetros de largo y 3 de ancho. Si se forma ahora una escala de 10 tiras de papel, que la primera ó sea el cero, sea completamente blanca, la segunda lijeramente azulada, la tercera un poco más y así hasta la número 10 que presente un azul intenso, tendremos el llamado *Ozonómetro* de Schóenbein. Bastará tomar un papel de los preparados por medio del engrudo y exponerle en el recinto ó atmósfera para ver que coloración toma y poderle comparar con las tiras del ozonómetro, deduciéndose de su color, la mayor ó menor cantidad de ozono que exista.

No hay que olvidar, que el papel ozonoscóptico, puede adquirir la tintura azul por causas diferentes, como lo son por los vapores nitrosos, vapores vegetales etc., y por esto se emplean hoy estas tiras divididas en dos secciones, la primera teñida de azul de tornasol y la segunda de la ya referida disolución. Claro es, que el ozono volverá azul á esta última y no alterará la anterior que adquirirá un color rojo si hay vapores nitrosos ú otros.

**54. Preparación del Ozono** —Entre los diferentes procedimientos pueden seguirse los siguientes: 1.º Por *medio de la electricidad*. Descomponiendo el agua acidulada por la pila se forman los dos gases oxígeno é hidrógeno y emplean-



ble, sustituido hoy por el de *hidrógeno*, que significa *engendrador de agua*,

Es un gas incoloro, inodoro é insípido. Su densidad que es 0,0692 es notable por ser el cuerpo más ligero. Pesa  $14\frac{1}{2}$  veces menos que el aire, y de aquí su aplicación á los globos. Era de los que se consideraban como permanentes, hasta las experiencias de Pictet y Cailletet que hemos indicado al hablar del oxígeno, y que como éste, se ha conseguido liquidar. Se disuelve en el agua en pequenísimas cantidad.

Existe libre en los gases que se desprenden de algunas solfátaras y varios físicos lo admiten en rejiones superiores de la atmósfera y de las estrellas fijas. En unión con el oxígeno forma el agua, que tan abundante se encuentra en la naturaleza. Da lugar á muchos hidrácidos como el sulhídrico, el clorhídrico y otros, compuestos amoniacales é hidrogenos carbonados, que se desprenden de pantanos y de las minas de carbón y es en fin, un constante elemento del reino orgánico, tanto vegetal como animal, pues en el primero se halla en el azúcar, féculas, esencias y multitud de sustancias y en el segundo, en las fibras, y tejidos del organismo.

-5- **56. Propiedades químicas.**--Es *combustible*, arde con llama de color azul débil, de poco poder lumínico y mayor poder calorífico. No es comburente, un cuerpo encendido se apaga en atmósfera de hidrógeno. Si se situa en el extremo de la llama un cuerpo frio, se ve depositarse sobre él moléculas de agua, como resultado de la combustión: basta acercar una cerilla encendida á la abertura de una campana llena de éste gas, dejándole salir durante algun tiempo, para que no quede aire dentro del aparato y acercando la cerilla al extremo del tubo por donde sale el hidrógeno, éste arde y constituye la *lámpara filosófica*. Si la llama se introduce dentro de un tubo más ó menos ancho, abierto por sus extremos y se hace subir y descender, se observan sonidos particulares, que realizan lo que se denomina *armonía química* (1).

---

(1) Faraday dice, que se establece una corriente de aire, que hace alargar la parte inferior de la llama, no quemándose todo el H, y la parte sin quemar se une con algo de aire y realiza la mezcla detonante, que por efecto de la temperatura produce combinación y un pequeño ruido ó trueno, que con los que van siguiendo forman la armonía.

La combinación directa de este metaloide con el oxígeno, no se realiza, pero basta una chispa eléctrica, el calor, etc, para provocar su inmediata unión, produciéndose fácilmente, como se ha estudiado en física por medio del pistolete de Volta.

De aquí la importante aplicación de esta propiedad de la combustión del hidrógeno por el oxígeno á los *sopletes*, como lo es el de *Newmann*. Para evitar la explosión de los gases que tiene lugar en varios casos con grandes riesgos, se prefiere hoy conservar aquellos separados y no mezclados sino á corta distancia del orificio del soplete para precaver así todo peligro. Para esto se emplean 2 gasómetros que cada uno conduce su gás bifurcándose en un tubo, en cuyo extremo vá el soplete. De esta suerte, aunque el calor se propague por la conductibilidad de los tubos al interior, lo verifica independientemente en cada departamento y sin que se produzca la mezcla detonante.

Si en el dardo inflamado por esta mezcla, se coloca un pedazo de creta se forma la luz *Drumond*, de gran potencia luminica.

6- 57. **Obtención del Hidrógeno.**—*Por medio del agua en vapor y hierro enrojecido.* Se coloca un tubo de porcelana en un hornillo largo de reverbero, introduciendo en aquél alambres delgados de hierro (fig. 21) y adaptando un tapón á



Fig. 21.

uno de sus extremos, por donde pasa un tubo encorvado que va á parar á un matrás lleno de agua; y á la otra extremidad otro tubo para conducir el gás á una campana situada sobre una cuba hidroneumática. Se hace hervir el agua; y el vapor pasa por el hierro incandescente que se apodera del oxígeno, quedando libre el hidrógeno.



2.º *Por el Hierro ó Zinc y Acido Sulfúrico.* Este método es el que generalmente se emplea en los laboratorios y se usa un frasco de dos tubuluras. En la central se pone un tubo de seguridad, en forma de embudo, que llega casi hasta el fondo y del de la parte lateral sale el aductor, que conduce el gás á la probeta. La reacción es la siguiente: se introducen en el frasco limaduras de hierro ó zinc y por el embudo se vierte el agua acidulada y tendremos:



esto es, el oxígeno del agua se une al zinc para formar Protóxido de zinc, que con el ácido produce sulfato de este metal, desprendiéndose el hidrógeno.

3.º *Por el Zinc y Acido Clorhídrico.* Tendríamos:



- 7 - **59. Purificación del Hidrógeno.**—El que se obtiene por los anteriores procedimientos no es puro, debido á las impurezas de las sustancias que se emplean; hallándose mezclado con ligeras porciones de ácido sulfhídrico, carburo de hidrógeno y de hidrógeno arsenical y otros.

Para recojerle purificado se emplea el aparato (fig. 22) que

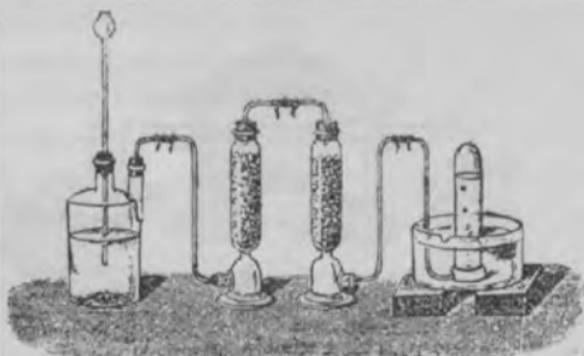


Fig. 22.

contiene varios tubos en U, en los que tenemos piedra pomez embebida en *potasa caustica* que absorbe la materia oleosa y la combinación de azufre é hidrógeno, y en otro piedra pomez con *Percloruro de mercurio* ó *sublimado corrosivo*, que se apodera de la combinación del hidrógeno y arsénico.

## COMPUESTOS QUE FORMA EL HIDRÓGENO CON EL OXÍGENO.

**60. Agua.**—HO. Es el protoxido de hidrógeno. Sabemos que el hidrógeno seco ardiendo en el aire produce agua. Basta tomar un frasco para producir hidrógeno (fig. 23), que se dese-

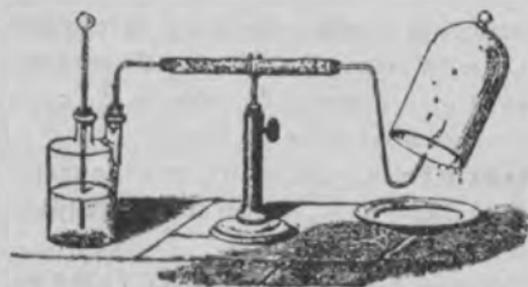


Fig. 23.

ca al atravesar un tubo

lleno de cloruro de calcio y cubriendo con una campana la llama de hidrógeno producida, se depositan sobre sus paredes gotitas líquidas que resultan de la combustión. Esta experien-

cia es debida á Priestley.

**61. Propiedades físicas.**—Siendo pura el agua carece de olor y sabor. Es incolora en pequeñas masas y de aspecto verdoso cuando se mira en grandes espesores. Se consideró como elemento simple por los antiguos: se solidifica á 0° y entra en ebullición á 100°, bajo la presión ordinaria. Puede sin embargo, (como sabemos por física,) enfriarse á temperaturas inferiores á 0.° sin que afecte forma sólida, pudiendo llegar hasta—12.° y si se introducen cuerpos extraños se forman cristales y el líquido adquiere 0.° permaneciendo así, hasta la completa solidificación de la masa líquida.

El agua solidificada se presenta bajo la forma de agujas que se cruzan, produciendo masas transparentes y en los copos de nieve, puede apreciarse por medio de lentes, que los cristales elementales que se forman son prismas regulares de seis caras, agrupados y de aspecto de estrellas al rededor de un centro, cuyos ángulos son de 60.° y 120.° La escarcha presenta formas menos complicadas y generalmente produce laminillas exaédricas regulares.

Un carácter de los más importantes (que se estudia en física) al tra-

tar de los cambios de estado, es la excepción que presenta el agua de aumentar de volúmen y disminuir su densidad cuando pasa de líquida á sólida. Por esto vemos flotar en los rios, mares, etc. los témpanos de hielo, que de otra suerte se irian al fondo, constituyéndose una inmensa región polar en las  $\frac{3}{4}$  partes de la superficie del globo. Esta excepción respecto al volúmen, nos explica también la rotura de cañerías, de los tallos de un vegetal, de edificios construidos con materiales porosos etc.

El agua puede adquirir también el estado aeriforme, si la temperatura es superior á  $100^{\circ}$  y la presión menor de  $0,760$ . El carácter más notable que manifiesta, es el gran aumento de volúmen (y á cuyo estudio y aplicaciones nos referimos á las obras de física.

**62. Propiedades Químicas.**—El agua es un cuerpo néutro y así, hace oficio de ácido ó base, segun se une respectivamente á bases ó ácidos enérgicos (23).

A la temperatura de  $2000^{\circ}$  se descompone, pero á  $1100^{\circ}$  ya puede realizarse la disociación de este cuerpo, como ha comprobado Sainte-Claire Deville por medio de un aparato compuesto de un tubo de porcelana barnizada é impermeable, por cuyo eje pasa otro de menor diámetro, construido de porcelana porosa, lleno de fragmentos de porcelana y también el espacio que media entre ambos, á fin de que sea uniforme la temperatura al calentar el aparato por medio de un hornillo al rojo intenso. Ahora, basta hacer pasar por el tubo estrecho una corriente de vapor de agua y por el intermedio de ambos tubos otra de ácido carbónico y el agua se disocia en sus dos elementos y por efecto de su gran poder endosmósico el hidrógeno atraviesa la pared del tubo poroso con más velocidad que el oxígeno, quedando así separados y unidos al ácido carbónico que es inactivo. Quedará pues el ácido carbónico mezclado con hidrógeno procedente del tubo exterior y ácido carbónico con oxígeno del tubo interior.

La electricidad descompone el agua, cuando se hace pasar por ella una corriente, como ya hemos estudiado en física por medio del voltámetro, dirigiéndose el hidrógeno al polo negativo y el oxígeno al positivo.

La mayoría de los metales ya en frío ó en caliente descomponen también este cuerpo apoderándose del oxígeno para formar óxidos y quedando el hidrógeno en libertad.

El agua se combina con varios cuerpos simples, como el cloro, bromo etc., y con otros compuestos, como son ácidos, bases y sales, produciendo combinaciones intermoleculares, que reciben en general el nombre de *hidratos*, y si cristalizan, el *agua* que contienen se llama de *cristalización*.

**63. Análisis del agua.**—Por medio del voltmetro (62) se puede analizar el agua, observándose, que se halla constituida por dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, que nos dá en peso la relación de 1 de hidrógeno para 8 de oxígeno (equivalentes de estos cuerpos).

Se puede también verificar su análisis, descomponiendo el vapor de agua por el hierro enrojecido como lo practicó Lavossier, haciendo atravesar aquel por un tubo de porcelana, calentado al rojo, en cuyo interior se coloca alambre de hierro. Por un extremo se hace pasar el vapor de agua y el otro vá á un serpentín, que á la vez está en comunicación con un frasco de dos bocas para condensar el vapor de agua no descompuesto; y en una campana graduada se recibe el hidrógeno que resulta de la descomposición, quedando el oxígeno retenido por el hierro incandescente.

**64. Síntesis del agua.**—Los procedimientos sintéticos se hallan menos sujetos á error que los analíticos, siendo sencilla su determinación. Es suficiente hacer arder el hidrógeno en atmósfera de aire ó de oxígeno y recoger el producto de la combustión, (que como ya hemos visto) (60) forma el agua.

Los procedimientos *eudiométricos* dan buen resultado. El eudiómetro, es un tubo de vidrio de gruesas paredes en cuyos extremos van dos armaduras metálicas en forma de embudos con sus correspondientes llaves, perteneciendo la inferior á la base del eudiómetro, y la superior se halla atravesada por una varilla metálica terminada exteriormente en una esferita y por su interior en punta, que casi toca á la pared metálica de la armadura y que sirve para hacer saltar las chispas eléctricas. Una tira metálica pone en comunicación ambas armaduras: en la parte superior se coloca un tubo dividido generalmente en 200 c. c. y acompaña al aparato una probeta de cabida de 50 c. c. con armadura metálica en la que se mueve, en una corredera, una lámina para abrir ó cerrar su boca.

Ahora para operar, basta introducir por medio de la probeta 100 c. c. de oxígeno y otros 100 c. c. de hidrógeno, se hace saltar una chispa, tiene lugar la detonación y medido el gas resultante, se ve que han que-

dado 50<sup>c.c.</sup> de oxígeno, los otros 150<sup>c.c.</sup> han constituido el agua formada por 100 de hidrógeno y 50 de oxígeno.

Para hallar la síntesis del agua *en peso*, se pueden emplear varios métodos, entre ellos el de Dulong y Berzelius, que utilizaron la acción reductora del hidrógeno sobre el óxido cuprico á elevada temperatura, deduciendo de la disminución de peso que sufría el óxido, la cantidad que entraba á formar el agua, y restando del peso de ésta el del oxígeno, se obtenía el hidrógeno por diferencia.

Dumas, ha seguido análogo procedimiento, teniendo gran precaución en su aparato de hacer pasar el hidrógeno por un frasco lavador que contenga disolución saturada de potasa, que retiene el ácido sulfúrico y los hidrógenos carbonados y despues por una serie de tubos en U, que llevan acetato de plomo para hacer lo propio con el ácido sulfhídrico, y otros tubos con piedra pomez impregnada con nitrato de plata que descompone los hidrógenos arsenical y fosforado. Por último pasa el hidrógeno por cuatro tubos con ácido sulfúrico concentrado, los dos últimos sumerjidos en hielo machacado, para absorber el vapor de agua y al terminar esta série de tubos vá otro pequeño, con ácido fosfórico anhidro que debe quedar invariable en su peso despues de la operación, y si es que los anteriores han dado el resultado á que se les destinaba. Continúa despues un globo de vidrio que lleva 100 gramos de óxido negro de cobre, calentado por una lampara de alcohol y que comunica con un condensador enfriado por un chorro de agua seguido de varios tubos con piedra pomez, impregnada con ácido sulfúrico, otros con ácido fosfórico anhidro y el último en comunicación con un recipiente con mercurio. El globo condensador y los tubos absorbentes se pesan en una balanza al montar el aparato. La diferencia de peso del globo que contiene el óxido nos dará la cantidad de oxígeno y el aumento del peso del globo condensador y tubos absorbentes que le siguen la cantidad de agua; restando de ésta pesada aquella, obtendremos la del hidrógeno.

De gran número de experiencias practicadas con este aparato, dedujo Dumas la siguiente composición del agua

$$\begin{array}{r} 88,888\dots O \\ 11,112\dots H \\ \hline 100 \end{array}$$

Números, que como ántes hemos dicho, están en la relación de 1 : 8.

**62. Estado natural y purificación.**—El agua, aún la más limpia y transparente de los ríos y manantiales y la misma de lluvia, nunca es químicamente pura y para comprobarlo, si se evapora en una cápsula una cantidad, se verá siempre residuo (1).

Para recojer los gases que suele tener en disolución, basta realizar su ebullición en un matraz, y por medio de un tubo aductor, que va á una campana graduada, los gases van depositándose en ella. El aire disuelto en el agua es más puro que el libre y es quien realiza la respiración de los peces por medio de sus branquias—y aún de las mismas plantas acuáticas.

Para obtener el agua purificada hay que someterla á la destilación, cuya operación se realiza en grande por medio de los *alambiques*, de que ya hemos tratado en Física y á la que nos referimos en este punto.)

Destilada el agua, se presenta bajo la forma de un líquido incoloro, inodoro é insípido y sin acción sobre las tinturas azules de los vegetales. Estos solos caracteres no bastan para asegurarnos de su pureza y para que ésto tenga lugar, es preciso, como ya hemos dicho anteriormente, que no deje residuo evaporada en cápsula de platino y además, que no forme precipitado con los reactivos siguientes:

*Agua de cal, de barita ó acetato triplumbico*, que acusan la presencia del ácido carbónico .

*Cloruro bárico*, que indica la de los sulfatos, con precipitado blanco de sulfato de barita.

*Nitrato de plata*, que forma con los cloruros, cloruro argéntico con precipitado blanco, grumoso, que se ennegrece por la acción de la luz y se disuelve en el amoniaco.

*Oxalato de amoniaco*, que precipita las sales de cal, formando el oxalato de cal blanco.

*Sulfhidrato de amoniaco*, que acusa la existencia de los metales.

*Cloruro mercúrico ó sulfato zincico*, que precipita las materias orgánicas.

*Tintura de campeche*. Se pone en digestión en alcohol palo de campeche y se filtra; vertiendo unas gotas en el agua destilada apenas

(1) Generalmente estas aguas llevan en disolución gases y aire, materias salinas y otras varias.

se observa coloración; en el agua potable un tinte azul-violeta y en el agua cruda, si hay carbonato de cal, el color es violeta fuerte.

**63. División de las aguas.**—Se llaman en general *dulces*, las que no tienen sabor sensible y se dividen en *potables* y *no potables*. Las primeras tienen por caracteres, cocer bien las legumbres, disolver el jabón formando espuma transparente y no ser indigestas usadas como bebida habitual. Necesitan para realizar bien las funciones digestivas contener aire disuelto y algunas pequeñas cantidades de varias sales, sobre todo sulfato y carbonato de cal que tan útil es para el desarrollo del sistema oséo.

Las no potables tienen los caracteres contrarios á los ya referidos.

Se llaman aguas *metéóricas*, las que proceden de la atmósfera por efecto de las lluvias, nieves, etc., y suelen descender cargadas de oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, ácido carbónico y á veces ácido nítrico y nitrato amónico.

Son *saladas*, las de mar y las que contienen grandes cantidades de cloruro de sodio.

Son *minerales*, las que contienen sales de otros cuerpos en disolución. Así, reciben el nombre en general de *sulfurosas*, las que contienen ácido sulfuroso ó sulfhídrico, que se reconocen por que sobre un objeto limpio de plata forman manchas negras de sulfuro argéntico. *Carbónicas*, las que llevan ácido carbónico en disolución, poseén sabor acidulo, enrojecen el tornasol y suelen ir acompañadas de diversas sales. *Ferruginosas*, las que contienen hierro en estado de carbonato y á veces unido á los ácidos *crenico* y *apoerenco*. Tienen sabor estíptico y pasado algun tiempo producen coloración azul en disolución de *ferrrocyanuro potásico*, realizándola en el acto de *azul intenso de Prusia* por el *ferrrocyanuro potásico*. *Nitrogenadas*, las que llevan nitrógeno en disolución y que como las de Panticosa, Caldas de Oviedo, etc., tanta aceptación tienen en nuestro país para las afecciones del aparato respiratorio.

Existen otras muchas, que reciben su nombre de las materias que á ellas van unidas, como son las *sabinas*, *alcalinas*, etc.

Nada diremos de la importancia del agua en sus diferentes formas y estado, pues de todos es conocida y únicamente, nos bastará recor-

dar que aparte de su uso como alimento, sin el que fuera imposible la vida orgánica, sus aplicaciones á las artes, industrias y á la medicina son inmensas. Que bajo la forma de *yelo* constituye en el comercio un elemento de riqueza incalculable y que el vapor de agua es hoy por hoy el agente universal del movimiento.

**64. Agua oxigenada.**— $\text{HO}^2$ . Este cuerpo llamado también *bióxido hídrico*, fué descubierto por Thénard en 1818.

*Propiedades físicas.* Es un líquido incoloro á la temperatura y presión ordinarias, sabor metálico y de consistencia de jarabe. Ataca la epidermis, enblanquece la lengua y tiene por densidad 1,452. No se conjela á  $-30^\circ$ . La tensión de su vapor es menor que la del agua normal, se descompone á  $25^\circ$  siendo instantánea á  $100^\circ$ .

**65. Propiedades químicas.**—Es un cuerpo oxidante. Así, el Zinc, Hierro y Magnesio descomponen este bióxido, transformándose en óxidos hidratados.

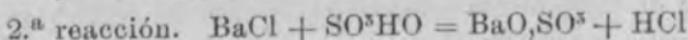
Otros protoxidos, como el de Calcio, Bario, etc., se transforman en bióxidos.

Por último decolora la tintura de tornasol.

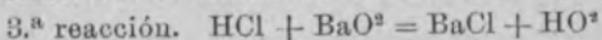
**66. Preparación y usos.**—Se prepara, introduciendo en un vaso de vidrio, rodeado de yelo,  $200^{\text{c.c.}}$  de agua destilada, á la que se añade ácido chlorhídrico en cantidad bastante para disolver 15 gramos de sobreóxido de bario bien pulverizado. Se forma antes una lechada clara, que se vá vertiendo lentamente en el líquido acidulado y resultará:



si se quiere continuar la operación, se añade ácido sulfúrico al cloruro y tendremos;



que añadiendo nueva cantidad de  $\text{BaO}^2$  nos dará la



y así continuaríamos.

Sus usos son importantes, pues además de emplearse como se acaba de esponer para oxidar á otros cuerpos, se utiliza para restaurar cuadros de valor artístico, como lo practicó Thénard, pues el albayalde ó carbonato de plomo á causa de emanaciones sulfhídricas desaparece por pasar á sulfuro que es negro, y por medio del agua oxigenada, se transforma el

sulfuro plumbico nuevamente en sulfato de óxido de plomo, que es blanco.

### CAPÍTULO III.

#### NITRÓGENO. AIRE. COMPUESTOS DEL NITRÓGENO CON EL OXÍGENO.

##### NITRÓGENO.—N.

**67. Propiedades físicas.**—Este cuerpo, llamado también impropriamente *Azoe* (1), *gas mefitico*, *alcaligeno*, etc. se presenta gaseoso, incoloro é insípido. Poco soluble en el agua y densidad 0,971.

Se tenía como al oxígeno, hasta las experiencias de Pictet y Cailletet, como permanente, pero hoy por medio de presiones de 200 atmósferas, se ha conseguido licuarle. A una presión de 20 atmósferas y sometido á una série de chispas eléctricas experimenta una contracción de un 9 por 100 de su volumen, contracción que desaparece á 100°.

**68. Propiedades químicas.**—Es impropio para la combustión y respiración, por más que no es deletéreo. Es de carácter químico indiferente, por lo que directamente se combina con pocos cuerpos, y sólo según ha comprobado Saint Claire Deville puede realizarlo con el hidrógeno, boro, magnesio y otros metales á muy elevada temperatura. La asimilación de este cuerpo á los vegetales puede explicarse por las observaciones de Berthelot, que ha comprobado que muchas materias orgánicas como la benzina, dextrina, etc., bajo la influencia de los efluvios eléctricos hacen fijar el nitrógeno directamente. Un litro de agua disuelve 25<sup>c. c.</sup> de este gás.

Es grande su importancia, pues aparte de estar disuelto en muchas aguas, se halla en grandes cantidades, formando par-

---

(1) La palabra *azoe* significa *priva de la vida*, y como hay muchos gases que también lo realizan, por eso nos parece más conveniente adoptar el de Nitrógeno que significa engendrador de *nitro*.

te del aire, prestando el gran beneficio de contrarrestar el enérgico poder comburente del oxígeno en el acto de la respiración. Se halla formando parte de la materia orgánica y representa el valor nutritivo de los *alimentos plásticos*, puesto que están en relación del nitrógeno que contienen.

**69. Preparación.**—Pueden emplearse varios procedimientos. Por el *Fósforo*. Sobre la superficie del agua se pone un corcho y encima una cápsula de porcelana. Se introduce en esta un pedazo de fósforo, que se enciende, cubriéndolo enseguida con una campana.

La combustión sigue en el espacio de aire limitado, hasta que el oxígeno desaparece por su unión con el fósforo, que forma ácido fosfórico, que se disuelve en el agua. Este método se usa poco para las aplicaciones químicas.

2.º *Por el aire y cobre enrojecido.* Se dirige una corriente de aire, libre de vapor acuoso y ácido carbónico á través de un tubo, que contiene limaduras de cobre (fig. 24) y que va den-

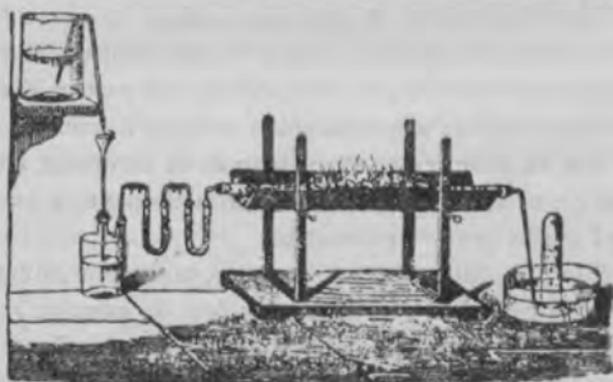


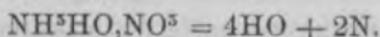
Fig. 24.

tro de un hornillo de palastro que se calienta al calor rojo. Retenido el oxígeno para formar óxido cúprico, el Nitrógeno se recoge en la campana colocada sobre la cuba hidroneumática.

Se puede emplear un gasómetro para dirigir la corriente de aire.

3.º *Por el Nitrito de amoniaco.* Se coloca esta sal en un re-

cipiente de vidrio, se hace hervir y se descompone en agua y nitrógeno, de este modo,



### AIRE ATMOSFÉRICO.

---

#### 70. Historia y descubrimiento de este cuerpo.

—Fué considerado por los antiguos como el principio de todos los cuerpos y por *Heráclito* como uno de los 4 elementos simples (aire, agua, fuego y tierra). En el siglo IX *Géber* alquimista árabe, observó que los metales aumentaban de peso cuando se les calcinaba al aire libre, cuyo aumento atribuía á la fijación de partículas aéreas. Después *Eck de Zulp-ach* en 1849, *Juan Rey* en 1630 y *Priestley* y otros, reconocieron también que el aire no es absorbido por los metales en el acto de su calcinación.

*Lavoissier* con su gran inteligencia y perfecto conocimiento químico, en 1774 determinó la verdadera composición, del siguiente modo.

Colocó en un matraz de 36 pulgadas cúbicas de capacidad y cuello largo y encorbado para poderle situar ventajosamente sobre un hornillo, 4 onzas de mercurio puro. El extremo del matraz iba á parar al interior de una campana dispuesta sobre un baño de mercurio. Después, aspirando con un sifón, colocado debajo de la campana, elevó el mercurio hasta cierta altura, pegando una tirita de papel y anotando con exactitud el barómetro y termómetro.

Encendido el hornillo durante 12 días, con temperatura suficiente para hacer hervir el mercurio, á los dos días de marchar así la operación, vió flotar sobre la superficie del líquido unas laminitas rojas, que durante algunos días fueron aumentando en número y volúmen. Transcurridos algunos días más; sin observarse cambio sensible, dejó enfriar el aparato y midió el nivel del mercurio en la campana, viendo que el aire había disminuido próximamente una sexta parte, quedando un residuo gaseoso, que era impropio para la respiración y combustión. Recogió las escamitas rojas (óxido mercuríco) que se formaron en la superficie del líquido y sometidas á la destilación dentro de un aparato de vidrio y por la influencia del calor, se descompusieron las escamitas rojas en mercurio metálico y gás vivificante y en el que las luces ardían con intensidad. De aquí dedujo, que el aire se componía de dos gases de propiedades opuestas, y reuniendo el oxígeno y nitró-

geno produjo aire con todos los caracteres que le distinguen, realizándose así el análisis y síntesis del aire.

Nuevos procedimientos sintéticos y analíticos que pueden estudiarse en obras de ampliación, han evidenciado estos resultados, dando como resúmen la siguiente composición, en 100 partes.

Nitrógeno. . . .	79'80
Oxígeno. . . . .	20'80
ácido carbónico. . . . .	2 á 4 diezmilésimas.
vapor acuoso. . . . .	10 á 15 milésimas.

**71. El aire es una mezcla.**—Se prueba que es mezcla y no combinación, por varias razones. 1.<sup>a</sup> Por la facilidad con que se forma el aire uniendo el oxígeno con el nitrógeno y la facilidad con que también se les puede separar. 2.<sup>a</sup> Porque en esta unión no se observan los fenómenos de desarrollo de calor, luz y electricidad que acompañan á toda combinación. 3.<sup>a</sup> Porque el poder refrinjente del aire es igual á la suma de los poderes refrinjentes de ambos gases. 4.<sup>a</sup> En que el aire disuelto en el agua tiene diferente composición que el libre, siendo más abundante en oxígeno por su mayor solubilidad. Y por último, el acto sencillo de la respiración normal.

**72. Propiedades físicas y químicas del aire.**—No tiene olor, color, ni sabor. Su densidad es uno—un litro de aire pesa en las condiciones normales de temperatura y presión 1 gr. 3—Es respirable y comburente, debidas ambas propiedades al oxígeno que contiene.

Es oxidante de muchos metales.

En el aire, además de los elementos que ya hemos dicho le constituyen, se han hallado pequeñas porciones de otros cuerpos, como ácidos sulfúrico, y nítrico, amoniaco, alcohol, miasmas orgánicos, y algunos metales en suspensión, en cantidades infinitesimales observados por el análisis espectral.

## COMPUESTOS DEL NITRÓGENO CON EL OXÍGENO.

**73.** Las combinaciones que tienen lugar entre ambos gases son las siguientes:

Indiferentes.	}	No. . . . Protóxido de nitrógeno.
		No <sup>2</sup> . . . Dentóxido de «
Acidos. . . .	}	No <sup>5</sup> . . . Acido nitroso.
		No <sup>4</sup> . . . Acido hiponítrico.
		No <sup>5</sup> . . . Acido nítrico.

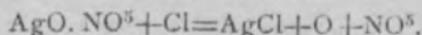
Empezaremos su estudio por el ácido nítrico, puesto que se emplea para la obtención de algunos de los anteriores compuestos.

**74. Ácido nítrico.**—Se ha conocido también con los nombres de *agua fuerte* y *espíritu de nitro*. Se presenta *anhidro é hidratado*. En el primer caso es sólido y cristaliza en prismas romboidales, se funde á 30° y á 48° hierve. Si se aumenta más la temperatura se descompone en hiponítrico y oxígeno.

Se ha determinado la composición del ácido nítrico anhidro, hallando el peso del ácido nítrico, que se encierra en un peso conocido de nitrato neutro de plomo cristalizado. Para ello se pesan exactamente 10 gramos de óxido de plomo, y se vierte por encima una cantidad suficiente de ácido nítrico, para que despues que tenga lugar la transformación del óxido en nitrato, quede un exceso de ácido libre. Se evapora y deseca completamente, y por medio del análisis se deduce, que 10 gramos de nitrato de plomo ó 3 gr. 262 del ácido, contienen 0, gr. 845 de nitrógeno.

Y que en 100 partes de ácido nítrico, hay,	Nitrógeno. . . 25'93
	Oxígeno. . . 74'07
	100

Este compuesto anhidro fué hallado por Deville en 1849, haciendo pasar una corriente de cloro gaseoso y seco á través del nitrato argéntico, sometido á la temperatura de una lámpara de alcohol.—En un matracito condensador de vidrio y rodeado de una mezcla frigorífica, recibió el producto de la siguiente reacción:



**75. Acido nítrico hidratado.**— $\text{NO}^2 \text{HO}$ : Si bien unos suponen que fué Géber su descubridor (siglo IX) y otros Alberto el grande (siglo XI), la opinión más fundada es la de que fué *Raimundo Lulio*, quien lo obtuvo destilando una mezcla de salitre y arcilla. Gay-Lussac determinó su verdadera composición. \*

*Obtención.* En la naturaleza se forma el ácido nítrico por la unión directa del oxígeno del aire y nitrógeno, favorecida esta acción por los efluvios eléctricos. En los laboratorios el principal procedimiento consiste, en descomponer un *nitrate*, como el de *potasa* ó *sosa* por el *ácido sulfúrico concentrado*. El ácido nítrico es más volátil y menos enérgico que el sulfúrico

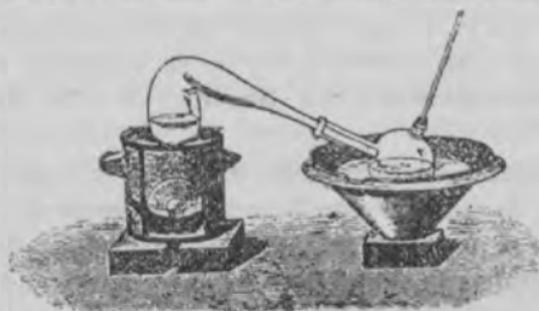
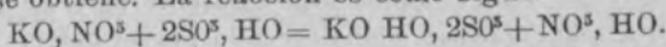


Fig. 25.

siendo desalojado en sus combinaciones por este último. La operación se practica, según indica la (fig. 25), echando en una retorta el nitrato dividido y después por un embudo largo

el ácido sulfúrico, sin que se moje el cuello de la misma. Este entra en un matraz refrigerante, en el que se condensa el ácido que se obtiene. La reacción es como sigue:



Se ha formado el Bisulfato de potasa y el ácido nítrico hidratado. En los primeros momentos se observa desprendimiento de vapores rutilantes que son de ácido hiponítrico y que dá coloración al nítrico al disolverse en él.

En la industria, se emplean grandes cilindros de fundición colocados en hornos de tiro y en los que se ponen los nitratos, vertiéndose el ácido en uno de los extremos del cilindro y por el otro salen los productos de la reacción, que pasan por una gran alargadera de vidrio, que además de servir para ver la marcha de la operación conduce los gases obtenidos nítrico hiponítrico y cortas porciones de ácido sulfúrico y agua á grandes recipientes, en donde se condensan.

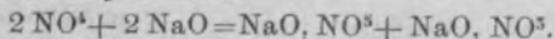
El ácido nítrico hidratado, puede tener diferentes grados

de concentración. El más concentrado tiene un 14 por ciento de agua, siendo su densidad de 1,522 y hierve á 86°. Su hidratación puede ser de estas formas,  $\text{NO}^5\text{HO}$  y  $\text{NO}^5,4\text{HO}$  que es más estable que el primero.

Se deja descomponer facilmente por muchas sustancias á las que cede parte de su oxígeno; así el carbón y el azufre lo verifican á la temperatura de ebullición y varios metales á la ordinaria. Por último, es cuerpo que destruye la mayor parte de las materias orgánicas, mancha la piel de amarillo y lo mismo le sucede á la lana y de aquí una aplicación para los tintes.

**76. Acido Hiponítrico.**—Este cuerpo fué descubierto en 1225 por Raimundo Lulio. Es un líquido amarillo anaranjado. Tiene por densidad 1,42. Hierve á 24.° y se solidifica á  $-13^{\circ},6$ . Su vapor es rojo intenso y su densidad de 1,72. Es enérgico oxidante.

Cuando hierve, desprende vapores rojos de hermoso aspecto. Estos vapores y el ácido que estudiamos es venenoso é irrespirable, enrojece la tintura de tornasol y no forma hiponitratos, pues no se combina con las bases. En presencia de estas, forma nitratos y nitritos.



Por esta razón algunos lo creen formado por la combinación del ácido nítrico, con el nítrico anhidro.

*Su obtención.* Casi el único procedimiento, es el de descomponer el *Nitrato de plomo*, bien desecado, por el calor. Tómase una retorta de vidrio poco fusible, en donde se situa el referido cuerpo; se pone ésta retorta sobre un hornillo y en comunicación con un recipiente de vidrio enfriado con hielo en el que se vá condensando el ácido.

La reacción es muy sencilla. Se forma protoxido de plomo, oxígeno y el ácido hiponítrico.  $\text{PbO}, \text{NO}^5 = \text{PbO} + \text{O} + \text{NO}^4.$

Para terminar diremos, que así como el ozón es un gran desinfectante, también lo es en alto grado el cuerpo que estudiamos y que su uso se halla muy generalizado para sanear las habitaciones de enfermos y hospitales. Basta para conseguirlo tomar un poco de cobre é introducirlo en una vasija como de un cuarto de litro y verter algunos centilitros cub. de ácido nítrico. Cerrada la habitación, para no respirar los vapores rutilantes que se desprenden, al cuarto de hora; se abren las

ventanas, se tienen así un momento y después basta quemar un aroma cualquiera y queda perfectamente desinfectado el recinto (1).

**77. Acido Nitroso.**—Es difícil obtener perfectamente puro el ácido nitroso. Es líquido de color añil oscuro, volátil y muy fluido y que hierve antes de  $-10^{\circ}$ . No existe libre en la naturaleza, es producto artificial.

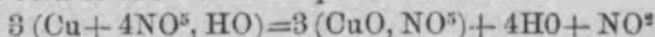
Se descompone por la simple ebullición, lo que prueba su inestabilidad. Se halla formando abundantes nitritos en la naturaleza.

*Preparación.* Son varios los casos de su formación, como sucede por la descomposición del ácido nítrico en presencia de las bases y por la acción de aquel sobre varias materias orgánicas (féculas, azúcar).

Puede prepararse, haciendo llegar á un tubo en U sometido á  $-40^{\circ}$ . una mezcla de 4 vol. de Deutóxido de Nitrógeno y una de oxígeno, verificándose la combinación directamente.

**78. Deutóxido de Nitrógeno.**—Este cuerpo, fué descubierto por *Halles* y estudiado por *Priestley*, *Davy* y *Gay-Lussac*. Es un gas incoloro, poco soluble en el agua y se conoce con los nombres de óxido nitroso y gas nitroso. Es producto artificial y neutro, así que en contacto de la tintura de tornasol no altera su color. Ejerce acción ozonoscópica sobre el papel Ioduro de almidón y se transforma rápidamente en ácido hiponítrico en presencia del oxígeno del aire. Su densidad es de 1,04.

*Preparación.* Se obtiene tratando un metal, como el hierro, mercurio ó cobre, con ácido nítrico débil y empleando un sencillo aparato, que se reduce á un frasco de dos tubuluras. En una se pone un tubo de seguridad, por donde se vierte el ácido y por la otra el tubo aductor que vá á la cuba.



esto es, una parte del oxígeno del ácido nítrico se combina con el metal para formar óxido del mismo, que se combina con el ácido no descompuesto, produciendo nitrato de cobre ó mercurio y quedando libre un equivalente del Deutóxido y el agua que no entra en reacción.

---

f (1) Una décima de cobre y 5 c.c. de ácido, bastan para desinfectar una habitación de 100 metros cúbicos de capacidad.

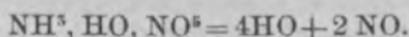
**79. Protoxido de Nitrógeno.**—Este compuesto, llamado también *gás hilariente*, fué descubierto por *Priestley* en 1776 y estudiado por *Davy* en 1808.

No existe en la naturaleza, es incoloro, sin olor, ni sabor, tiene 1,527 por densidad. Se liquida á 0.<sup>o</sup> bajo una presión de 30 atm. Un enfriamiento de 100.<sup>o</sup> bajo cero lo transforma en sólido. Un volúmen de agua disuelve 1, 3 volúmenes de este gás. Se disuelve en el alcohol, éter y varios aceites y se puede descomponer por la electricidad.

Es comburente como el oxígeno y tanto el fósforo, como el azufre, arden en su atmósfera con gran intensidad. Respirado, produce, según unos, una acción agradable y según los ingleses excita la risa y plácida enajenación, si bien otros atestiguan producir una sensación fatigosa. De aquí su aplicación hoy como anestésico en algunos casos, pero teniendo presente, que debe emplearse muy puro, pues suele contener cloro, que ataca los órganos respiratorios.

Si en estado líquido se introduce un metal, produce un ruido análogo al que se verifica en el hierro incandescente cuando se le sumerge en agua.

*Preparación.* Se obtiene descomponiendo por el calor *nitrato de amoniaco*. Se forma agua y Protoxido de nitrógeno, de este modo:



*Análisis de este cuerpo.* Para analizar este cuerpo se situa un fragmento de potasio ó sulfuro de bario dentro de una campana graduada encorbada, que contenga el gás y descanse sobre mercurio. El potasio se calienta por una lámpara de alcohol y arde desprendiendo luz; se apodera del oxígeno, dejando libre el nitrógeno que ocupa un volúmen igual al del protoxido de nitrógeno. Resultando, que un volúmen de este último, está constituido por 1 de nitrógeno y  $\frac{1}{2}$  de oxígeno y en peso 14 por 8.

Este análisis puede también hacerse en el eudiómetro, empleando el hidrógeno.

## CAPÍTULO IV.

### AMONIACO Y AMONIO.

**80. Amoniaco.**  $\text{NH}_5$ .—Este cuerpo conocido con los nombres de *álcali volátil*, *álcali flúor* y *nitruro hídrico*, fué objeto de estudio desde tiempos muy antiguos. Plinio y Dioscorides hablaban de las sales amoniacaes. Géber (siglo IX) estableció ya que se podía obtener, calentando en aparato de sublimación una mezcla de dos partes de orina humana, una de sal común y una de negro de humo. Kúnckel, en 1612 conoció ya el amoniaco cáustico, que lo preparaba por medio de la cal viva.

Su nombre es debido, según unos á que la sal amoniaco, se encontraba abundante en las arenas de la *Girenaica* (*ammos*, que significa arena), según otros, á que los habitantes de la Libia quemaban los excrementos, de los camellos para obtener sal amoniaco, cuya operación la realizaban en las inmediaciones del templo de Júpiter *Ammón*.

Priéstley fué el que primeramente dió á conocer su composición en 1785, siendo Berthollet el que verificó su análisis.

El amoniaco se produce en muchas circunstancias: 1.º por la descomposición de las materias orgánicas nitrogenadas: 2.º por la unión directa de los gases que se forman en estado naciente: 3.º por la oxidación de un metal á expensas del oxigeneso del aire, y otras.

**81. Propiedades físicas y químicas.**—Es gaseoso, de olor fuerte y picante, excitando el lagrimeo. Á la presión ordinaria se liquida á  $-40.^\circ$  y á  $10.^\circ$  bajo la presión de 8 atmósferas, siendo entonces su densidad de 0.77—Faráday ha conseguido solidificarle, presentándose entonces bajo la forma de materia blanca, transparente y cristalina.

El gás amoniaco es irrespirable é incomburente. Enverdece el jarabe de violetas y restablece el color azul del papel tornasol, enrojecido por un ácido. Reacciona como los álcalis

potasa, sosa y cal. Es sumamente soluble en el agua, pues un litro disuelve á 0.º 1,000 de gás amoniaco y para evidenciarlo basta tomar un frasco bien esco que contenga dicho gás y cerrado por un tapon atravesado por un tubo cerrado á la lámpara. Se introduce éste en una vasija con agua y con unas tenacillas se rompe la punta del tubo, precipitándose el agua dentro del frasco, llenándolo por completo por efecto del vacío que se origina.

Hay muchos cuerpos que le descomponen, como son entre otros, el oxígeno, cloro, bromo, iodo, carbono y también el calor y la electricidad.

**82. Obtención del Amoniaco.**—Se obtiene generalmente en los laboratorios, por medio de la *sal amoniaco* (clorhidrato de amoniaco) y la cal. Su reacción es como sigue:



de donde vemos se ha formado, Cloruro de cal—agua y amoniaco.

Generalmente en la mayoría de los usos tanto químicos como industriales, se emplea este gás disuelto en el agua, para lo que basta valerse del aparato de Woolf (fig 30). que se usa en la obtención de otros muchos cuerpos.

El matraz lleva un tubo encorvado de seguridad en S que tiene por objeto evitar la rotura y explosión, por las diferencias de presión interior y exterior. El tubo aductor del matraz comunica con la série de frascos de Woolf de tres tubuluras, la 1.ª para recibir el gás, la 2.ª para situar un tubo recto de seguridad que llega casi al fondo y la 3.ª para poner otro tubo que conduce el gás, despues de saturada el agua del primer frasco al segundo y así los demás.

**83. Aplicaciones.**—Son en gran número é importantes los usos á que se destina. Se emplea como cáustico disuelto en agua, en tintorería para avivar los colores, en química como reactivo y para formar sales dobles; en medicina como rubefaciente. Unas gotas vertidas en agua azucarada sirven para combatir la embriaguez, en veterinaria se emplea para disminuir la meteorización que se produce en algunos anima-

les por haber comido forraje en exceso (1), se emplea tambien en el aparato de Carré para la fabricación del hielo artificial como se ha dicho en física (Tratado del calor, fig. 369).

**84. Amónio-  $\text{NH}^4$ .**—Existen varias sales formadas por la acción de los ácidos sobre el amoniaco anhidro é hidratado, que reciben el nombre de *amoniacales*, isomórfas con las del potásio y sodio y que presentan grandes analogías. Para comprobarlas y hacer desaparecer la excepción que se opone á la ley del isomorfismo en estas sales, por ser distinta su composición que sus isomorfas las potásicas y sódicas, vino á aparecer la teoría del *amonio* que establece, que en las sales formadas por el amoniaco hay un radical ( $\text{NH}^4$ ) constituido por el amoniaco y un átomo de hidrógeno ( $\text{NH}^4 + \text{H}$ ), procedentes de los ácidos que las forman.

Este radical hipotético admítase, que actua en los compuestos amoniacales como el potásio y sodio en los suyos; y por lo que se le ha dado el nombre referido de *amonio*, obrando como cuerpo simple.

Hasta el día no se ha podido aislar, pero sí obtener una amalgama del mismo, de consistencia mantecosa.

## CAPÍTULO V.

### CARBONO Y SUS VARIEDADES—COMPUESTOS QUE FORMA CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

**85. Carbono. C.**—Es un elemento fundamental del reino orgánico. Se emplea la palabra *carbono* cuando nos referimos al elemento simple, y tal como se halla formando parte del organismo ó de los compuestos en que entra en combinación. En los demás casos se emplea para significar las diversas variedades que se presentan en la naturaleza.

*Propiedades físicas y químicas.* Es sólido, insípido é inodoro. Su carácter más notable es el de ser infusible, pues sólo Despretz consiguió, en cristales microscópicos, realizar un li-

(1) 30 gramos disueltos en un mucilago es lo que suele emplearse.

jero reblandecimiento, que acaso fuera un principio de fusión. Sus caracteres de color, dureza, densidad y otros, varían según las diferentes especies.

Á elevadas temperaturas se combina con el oxígeno del aire, formando óxido y ácido carbónicos. El Cloro hidrógeno azúfre, hierro se combinan con él.

**86. Variedades del carbono.** *Diamante.*—Es el carbono puro cristalizado, que lo verifica generalmente en dodecaedros romboidales y octaedros. Es el cuerpo mas duro de todos los conocidos y solo se raya con polvos del mismo diamante. Presenta diversidad de colores, puede ser incoloro, negro, azul, amarillo, etc. Los dos primeros son los más apreciados en joyería, que tanto por su color, como por su peso en quilates, se aprecian en su valor. (1)

El diamante posee en alto grado la refracción y el poder dispersivo.

Se talla generalmente el diamante en *rosa* y *brillante*. El primero tiene aspecto piramidal con mayor número de caras laterales y el segundo forma dos piramides truncadas unidas por su base mayor.

Se emplean ambos, en joyería, en relojería, para montar ejes de ruedas, cortar el vidrio y otros usos. Se encuentra en Borneo, Brasil, Siberia y varias localidades.

**87. Grafito.**—Llamado tambien *plombagina*, se halla cristalizado y se puede obtener artificialmente disolviendo carbón en el hierro fundido. Tiene 2,5 por densidad. Se presenta lustroso, mancha la mano de negro y se utiliza para la construcción de lápices, crisoles, en galvanoplastia y para disminuir los ejes de las ruedas y otros usos. Se encuentra en muchos terrenos y especialmente en Siberia, Ceylan etc.

**88. Hulla-Lignito-Antracita.**—Estos carbones se consideran *fosiles*. La 1.<sup>a</sup> llamada tambien *carbón piedra*, se presenta negra,

(1) La talla del Diamante data del año 1475 y es debida á Luis Berguem. El *quilate* equivale á gms. 0,212 su valor está en relación de los cuadrados de sus pesos. El llamado en bruto suele valer por termino medio 50 pesetas, si está tallado hasta 125 y 130.

Entre los mas notables diamantes se citan los siguientes:

	Peso des- pues de la talla.	VALOR,
El de Borneo, , , , ,	300 qts.	Incalculable,
El Regente, , , , ,	137	5.000'000 de pesetas,
Estrella del Sur , , , ,	125'50	4.000'000 ,,
Rusia, , , , ,	103	3 000'000 "

y otros muchos que fuera prolijo enumerar.

opaca, y de superficie generalmente brillante. Arde con llama y humo, siendo un carbón mezclado con productos bituminosos y sulfurados.

Pueden ser las hullas *grasas* y *magras*. Las 1<sup>as</sup>. dejan por destilación término medio 75  $\frac{0}{10}$  de coke, y las 2<sup>as</sup>. dejan un 60 por  $\frac{0}{10}$  de residuos carbonosos: las grasas de *llama larga* se utilizan para la fabricación del *gás del alumbrado*; las de *forja* para los altos hornos de fundición de hierro y las secas de llama larga, como combustible.

El coke que dejan las hullas es de más ó menos valor y fuerza, según las hullas de donde procede.

El *Lignito*, es un carbón duro, mate y presenta la huella del vegetal que le ha producido. Es el más moderno de los carbones fosiles. Si es duro y susceptible de buen pulimento se le llama *azabache*.

La *Antracita* es una variedad que no produce coke por residuo, por lo que arde sin llama, ni humo.

Está formada por carbón casi puro y algunas muy pequeñas partes de aluminio, silicio y hierro.

Se encuentra en terrenos de sedimento.

**89. Negro de humo.**—Es el carbón en polvo que resulta de las combustiones incompletas de resinas, aceites, sebos, grasas etc. condensados en puntos frios.

Suele contener un 80 por  $\frac{0}{10}$  de carbono puro. Se emplea para la tinta de imprenta, en pintura, para fabricación de betunes y otros usos.

**90. Negro Animal.**—Este carbón, llamado también *negro de huesos* y de *marfil* se obtiene de la calcinación de huesos en vasos cerrados. Está formado por carbón dividido y sustancias fijas de los huesos, esencialmente fosfatos, de los que se le puede privar por el ácido clorhídrico, quedando reducido á carbón puro.

Se emplea para despojar de la materia colorante á los productos orgánicos y sobre todo en la refinación de azúcares.

**91. Cok.**—Es el residuo de las hullas que se emplean en la fabricación del *gás del alumbrado*. Es poroso, arde sin llama, desarrolla alta temperatura y presenta color gris-negro.

**92. Carbón vegetal.**—Es el residuo de la combustión incompleta de los vegetales. Su color es negro, frágil, muy poroso y mal conductor del calor y electricidad.

Para obtenerle se siguen dos procedimientos, el llamado de los *bosques* y por *destilación*. El 1<sup>o</sup>. solo da un 18 por  $\frac{0}{10}$ , pues mucha parte se pierde bajo la forma de compuestos carbonados: reducece á la quema de los vegetales ó *carboneo*, para lo que se hacian aquéllos, dejando

en medio un hueco que hace oficio de chimenea; se cubre todo con una capa de tierra amasada con agua, dejando algunos espacios para que circule el aire y los gases, y enseguida por medio de ramas encendidas, que se introducen por la chimenea se produce la combustión. Se dá por terminada la operación cuando los humos que se desprenden no son blancos, en cuyo caso se tapan las aberturas para impedir la entrada del aire y paralizar la combustión.

El método de *destilación*, es más conveniente, por más que se usa menos en nuestro país. Dá hasta un 40 por  $\frac{0}{0}$  y deja aprovechables los productos líquidos y gaseosos de la destilación de las maderas. Este carbón se emplea principalmente para la fabricación de la pólvora, y se obtiene en la industria por medio de hornos, en los que se sitúan grandes cajas de hierro que contienen la leña cortada en fragmentos.

Estas vasijas llevan un tubo de desprendimiento por donde se desprenden los fluidos acríformes que se ván á condensar en aparatos convenientes.

**93. Caracteres generales.**—El más importante, es el que se refiere á su extraordinario poder absorbente, y en cuya propiedad se funda la decoloración y desinfección de muchas sustancias. Entre los carbones citados el *animal* y de *leña*, son los que presentan mayor poder absorbente y decolorante. De aquí sus diversas aplicaciones, aparte de las comunes y de todas sabidas, á la construcción de filtros, refinaciones de azúcar etc.

Como cuerpo fijo que es el carbón, se emplea como *reductivo* por apoderarse del oxígeno de la mayor parte de los otros cuerpos y por lo tanto, en la reducción de óxidos metálicos.

## COMBINACIONES DEL CARBONO CON EL OXÍGENO.

---

**94.** El carbono forma con el oxígeno muchas combinaciones de las que tan sólo estudiamos las tres más importantes.

Ácido Carbónico  $\text{CO}^2$

Oxido de Carbono  $\text{CO}$

Ácido Oxálico  $\text{C}^2\text{O}^5$

**95. Acido Carbónico.**—Cuerpo gaseoso abundantemente esparcido en la naturaleza, en estado ya libre, ya disuelto

en las aguas, ya en fin formando parte de muchos cuerpos, como carbonatos, carburos etc.

*Propiedades físicas y químicas.* Es incoloro, con ligero sabor agrio. Su densidad es de 1,52, mayor que la del aire, por lo cual ocupa en la llamada *gruta del perro*, la región más baja. Un litro pesa en las condiciones normales de temperatura y presión 1 gr. 977. Por esto puede trasvasarse fácilmente como si fuese un líquido.

Se liquida por medio del aparato de Thierlier que se estudia en física, á la presión de 36<sup>atm.</sup> y 0°. A—10°. bastan 27<sup>atm.</sup> y á—30°, 18 atm. Líquido es incoloro, extremadamente movable y muy dilatado.

El ácido carbónico es muy soluble en agua y proporcional esta solubilidad á la presión. Así, si un litro de agua disuelve uno de ácido, bajo las presiones 1: 2: 3: 4... 10, atm, como las densidades del gas guardan las relaciones 1. 2. 3. 4... 10 con pequeña diferencia, los pesos de ácido carbónico disuelto serán entre sí como 1: 2: 3: 4... 10.

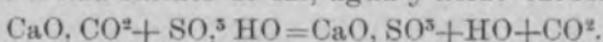
Es impropio para la combustión y respiración, una cerilla encendida se apaga en atmósfera de este gas y un animal muere por rápida asfixia. Sin embargo no es deletereo.

La disolución del ácido carbónico enrojece debilmente la tintura de tornasol dotandola de un color rojo vinoso.

A 1500° se descompone por la disociación. Varios metales le reducen al estado de oxido.

**96. Obtención de este cuerpo.**—Se produce en muchas circunstancias generales, como son las combustiones, los actos de la respiración, la acción de las materias orgánicas en contacto de la humedad, el desprendimiento que tiene lugar en volcanes, grietas de terrenos.

En los laboratorios se obtiene empleando un aparato semejante al de la (fig. 22). Se trata un carbonato por el ácido sulfúrico, se forma sulfato de cal, agua y ácido carbónico.



**97. Usos.**—Se emplea mucho en la fabricación de vinos espumosos y aguas acidulas (agua de Seltz). En la del azúcar para precipitar la cal, en la formación de carbonatos, siendo agente importante de la vegetación.

En estado líquido se ha empleado para la producción de

grandes enfriamientos que han realizado la liquidación y solidificación de cuerpos gaseosos.

**98. Óxido de Carbono.**—Fué descubierto por Priestley y es un producto constante de la combustión incompleta del carbono, ya por falta de oxígeno, ó de la temperatura suficiente para la unión de ambos cuerpos. La base azul de las bujías y combustión de maderas, carbón etc. en que se observa ese tinte azul, se realiza la combustión del óxido de carbono.

**99. Propiedades físicas y químicas.**—Es incoloro é insípido, poco soluble en el agua.

Arde en contacto del aire con llama de color azul pálido y se transforma en  $\text{CO}^2$ .

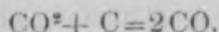
Es eminentemente deletéreo, produciendo la asfixia, la mayoría de los atufamientos de braseros y otros focos que llegan á producir la muerte, son debidas al óxido de carbono que se desprende. Basta según Leblanc  $\frac{1}{100}$  de este gás en una atmósfera dada para que produzca la muerte de un pájaro. El cloro forma con este cuerpo el ácido *Cloroxicarbónico* ( $\text{CoCl}$ ).

**100. Su Obtención** —Puede hallarse por varios procedimientos. Indicamos los dos más importantes.

1.º Por la acción del ácido sulfúrico, sobre el ácido oxálico.  
 $\text{C}^2\text{O}^5\ 3\text{HO} + 3\text{SO}^5, \text{HO} = \text{SO}^5, 4\text{HO} + \text{CO}^2 + \text{CO}$

El ácido sulfúrico priva al oxálico del agua que necesita para subsistir y entonces se desdobra en ácido carbónico y óxido.

2.º Haciendo pasar una corriente de ácido carbónico por carbones encerrados en un tubo de porcelana, calentado al rojo.



**101. Ácido oxálico.**—Existe en gran número de vejetales como accedras y legumbres en estado de oxalatos alcalinos.

Es sólido, cristalizable en prismas cuadrangulares oblicuos y entonces tiene la fórmula ( $\text{C}^2\text{O}^5, 3\text{Ho}$ ).

**Propiedades físicas y químicas.**—Es soluble en el agua y alcohol. Ácido enérgico que se combina con las bases, produciendo sales bien definidas y desaloja al ácido carbónico en todas sus combinaciones.

Es buen reactivo y mejor el oxalato de amoniaco para reconocer las sales de cal. Es venenoso en dosis de 16 gramos.

**102. Obtención.**—Se extrae en la industria de los vegetales, clarificando sus jujos, se cristalizan los oxalatos y después de reedisueltos se tratan por el acetato de plomo, que nos da oxalato de este metal insoluble, que se descompone por una corriente de ácido sulfhídrico. Filtrado y evaporado el líquido se obtiene cristalizado el ácido oxálico.

Se obtiene en los laboratorios, tomando 1 parte de almidón y 8 de ácido nítrico de densidad 1,12. El oxígeno del ácido quema lentamente el exceso de hidrógeno y carbono de almidón hasta que quedan los elementos que forman el ácido oxálico. También puede emplearse el azúcar y el ácido nítrico.

#### HIDRÓGENO.

### COMBINACIONES DEL CARBONO CON EL NITRÓGENO.

**103.** Las combinaciones que forman estos dos cuerpos simples, son muy numerosas. Dos de ellas que son las que vamos á estudiar, tienen la forma gaseosa á la temperatura ordinaria; y las demás sólidas ó líquidas, pertenece más bien su estudio al conocimiento de la química orgánica.

**104. Hidrógeno protocarbonado.**— $C^2H^4$ . Este gas, también conocido con el nombre de *gas de los pantanos*, por desprenderse del fondo ó cieno de los mismos y para lo cual no hay más que agitar aquél con un palo, colocando en la superficie del líquido y boca abajo un frasco lleno de agua, provisto de ancho embudo, viéndose ascender las burbujas gaseosas.

Este cuerpo así obtenido es impuro por hallarse mezclado de otros gases como el ácido carbónico y nitrógeno.

También se desprende en las minas de carbón piedra, formando el *gas grisú* que produce enormes detonaciones en contacto de un cuerpo combustible, siendo origen de tantas desgracias y por lo que se usa, con tan buen éxito la lámpara de Davy, que con descubrimiento tan humanitario libró de la muerte á tantos obreros. Se forma también en algunos volcanes y grietas de terrenos.

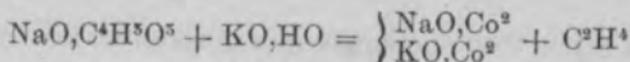
**Propiedades.**—Es incoloro, de olor desagradable é insípido, casi insoluble en el agua: su densidad es de 0,55. No es comburente, pero si combustible y arde con llama de color amarillento, formándose agua y ácido carbónico.

Un volumen de hidrógeno protocarbonado, con 8 de aire produce una de las atmósferas más explosivas. También detona por la acción de la luz mezclado con cloro.

Por último á elevada temperatura se descompone en hidrógeno y en un cuerpo que se conoce con el nombre de *acetileno*.

**Obtención.**—Puede producirse calentando en una retorta de vidrio á fuego lento una mezcla de 30 gramos de cal viva, 20 de potasa caustica y otros 20 gramos de acetato de sosa cristalizado.

Como la cal no entra en reacción, tendremos



**105. Hidrógeno bicarbonado.**— $\text{C}^4\text{H}^4$ . Ha recibido también el nombre de *gas oleificante* ó del *alumbrado*.

**Obtención.**—Para obtenerle en los laboratorios se emplea un matraz de vidrio en donde se pone una parte de alcohol y cinco de ácido sulfúrico, colocado aquél en un hornillo. Lleva además, un tubo de seguridad encorvado y otro aductor que va á un frasco de 3 tubuluras: por la de enmedio pasa un tubo recto que llega hasta casi el fondo y de la otra parte otro tubo que conduce el gas á la cuba.

La unión del alcohol y ácido debe hacerse de antemano y antes de introducirla en el matraz.

La reacción es la siguiente:



En la que el ácido toma dos átomos de oxígeno y otros dos de hidrógeno del alcohol para formar agua, quedando el alcohol  $\text{C}^4\text{O}^2\text{H}^6$  reducido al cuerpo que buscamos.

Puede prepararse también, destilando la hulla en retortas de barro. El gas que resulta se lava en una lechada de cal, en la cuba hidroneumática.

## LIBRO III.

---

### ESTUDIO DE LOS METALOIDES AZUFRE, SELENIO, TELURO Y SUS COMPUESTOS.

---

#### CAPÍTULO I.

---

##### AZÚFRE Y COMPUESTOS QUE FORMA CON EL OXÍGENO.

---

**106. Azúfre.**—S. Este cuerpo es conocido desde la más remota antigüedad, pues en tiempo de Plinio se empleaba en actos religiosos, porque según él, comunicaba ardiendo á los rostros, color cadavérico.

Está abundantemente esparcido en la naturaleza, ya en estado nativo, ya formando parte de muchos sulfatos y sulfitos, ya en aguas minerales ya también en el organismo humano (1). Es un agente verdaderamente mineralizador y que despierta gran interés por sus múltiples aplicaciones.

En nuestro país existen grandes criaderos de este metaloide, siendo los principales Hellín, Conil, Almería. Existen también en Sicilia y otros puntos.\*

**107. Propiedades físicas y químicas.**—Es sólido

---

(1) Dumas ha calculado, que la cantidad de azufre existente en los seres organizados de Francia es de un millón de arrobas.

á la temperatura ordinaria, insípido, inodoro y de color amarillo de limón. Desarrolla la electricidad negativa, es friable y mal conductor del calor y la electricidad.

Su densidad es 2,086. Se funde á 111° y se volatiza á 400°. La densidad de su vapor es 6.655.

Es dimorfo, en el sulfuro de carbono, cristaliza en octaedros de base romboédrica y por fusión afecta la de prismas oblicuos de base romboidal.

Se disuelve en el alcohol, éter, cloroformo, bencina y esencialmente en el sulfuro de carbono.

Presenta 3 estados alotrópicos; el 1.º el ya referido, cuando se presenta de color amarillo de limón y se funde á 111°; 2.º el que se produce entre 180° y 220°, en cuyo caso presenta el aspecto de un líquido rojizo de consistencia espesa que no se vierte, aun volviendo la vasija que le contiene; 3.º el fundido á 250° que aparece fluido y si se vacía en una vasija con agua adquiere la flexibilidad de la goma elástica ó la gutapercha, por lo que se emplea para la preparación de moldes (1).

Diremos por último, que el azufre es combustible en el aire á la temperatura de 250°, siendo muy intensa su luz en atmósfera de oxígeno. Que se combina con muchos cuerpos metaloideos y con la mayoría de los metales.

**108. Obtención.**—Se toman los minerales que contienen el azufre y se colocan en grandes vasijas de barro colocadas en dos filas paralelas, en un horno rectangular, que se llama de *galera*. Fundido el azufre van cayendo al fondo de las vasijas las impurezas y elevada más la temperatura sobreviene la destilación, condensándose los vapores en vasijas de barro de iguales dimensiones, situadas fuera del horno que comunican por medio de tubitos laterales de las que va á pasar á depósitos con agua, que hace solidificar el azufre al enfriarse en aquella. El obtenido así se llama *azufre en bruto*, que suele contener de un 4 á un 10 por 100 de impurezas.

Estas impurezas se refinan, mediante la marcha que indica la (fig. 26) que sirve para obtener la *flor de azufre* y en *canutillo*. El fuego actúa sobre la parte inferior de un cilindro de hierro colado que hace oficio de retorta y en donde cae por un

---

(1) Según algunos, el azufre puede admitir hasta 6 modificaciones moleculares.

tubo lateral, que se ve en el grabado, el azufre fundido, desde un depósito situado á gran altura.

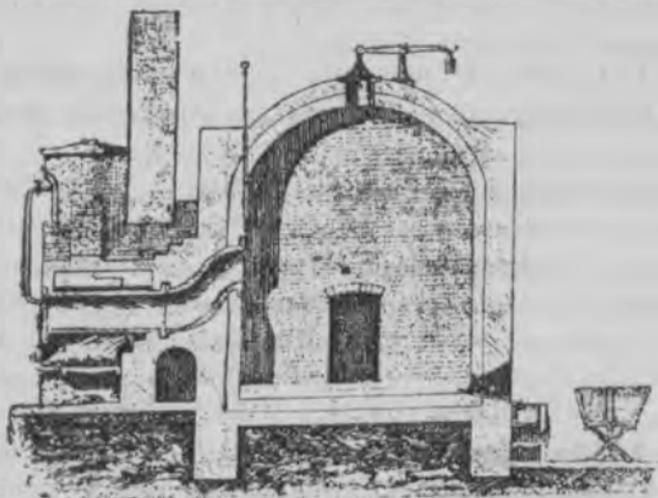


Fig. 26.

El vapor de azufre pasa á una cámara y allí, en las paredes, se va condensando en estado pulverulento, y cada 24 horas se enfria el recinto dejando entrar el aire por medio de válvulas. Con rascadores se frotan las paredes, cayendo las flores de azufre al suelo de la cámara de donde son recojidas.

Manteniendo cerrada la puerta de la cámara, que tiene el suelo inclinado, como la temperatura no desciende de  $111^{\circ}$  el azufre líquido resbala hasta unos moldes de madera sumerjidos en agua fría tomando la forma de *canutillo*.

La flor de azufre, cuando se emplea para usos medicinales, como suele dar reacción ácida, hay que lavarla bien en agua destilada para privarla del arsenico que puede contener si proviene de ciertas piritas.

**109. Aplicaciones** —El cuerpo que estudiamos tiene muchos usos: se emplea en medicina para las enfermedades de la piel, en la fabricación de los ácidos sulfúrico y sulfuroso, de la pólvora, para combatir el oidium en las vides, y hoy mucho en la preparación del cautchouc vulcanizado.

COMPUESTOS DEL AZUFRE Y OXÍGENO.

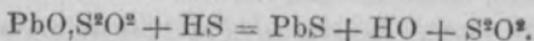
**110.** Las combinaciones que forman ambos metaloides entre sí, todas son ácidas. Tenemos las siguientes, bien definidas.

Ácido hiposulfuroso. . . . .	S <sup>2</sup> O <sup>2</sup>
„ sulfuroso. . . . .	SO <sup>2</sup>
„ hiposulfúrico. . . . .	S <sup>2</sup> O <sup>5</sup>
„ id. monosulfurado. . . . .	S <sup>5</sup> O <sup>5</sup>
„ id. bisulfurado. . . . .	S <sup>4</sup> O <sup>5</sup>
„ id. trisulfurado. . . . .	S <sup>5</sup> O <sup>5</sup>
„ sulfúrico. . . . .	SO <sup>3</sup>

**111. Ácido hiposulfuroso.**—Este compuesto se produce en varias circunstancias; por la acción del azufre sobre los sulfitos y por la del oxígeno sobre los sulfuros.

Es dudosa la obtención de este cuerpo, pues únicamente se le conoce combinado con las bases, sin embargo de que Persoz dice haberlo hallado, vertiendo gota á gota una disolución de hiposulfito de sosa, sobre el nitrato de plomo, evitando que la disolución sea completa, pues en tal caso hay redisolución.

Se forma hiposulfito de plomo insoluble, que lavado en agua destilada y bien seco se descompone por una corriente de hidrógeno sulfurado, dando por resultado sulfuro de plomo insoluble y el ácido en cuestión.



Separado el sulfuro de plomo por filtración, se concentra el líquido resultante en el vacío, en presencia del ácido sulfúrico ordinario.

Como el ácido hiposulfuroso, obtenido por cualquier procedimiento se descompone al momento, no ha sido fácil conocer bien sus propiedades.

**112. Ácido sulfuroso.**—Este compuesto llamado también gas de pajuelas, existe en la naturaleza, en las aberturas de algunos volcanes, en disolución de varias aguas minerales y también formando abundantes sulfitos y constituyendo el organismo de algunas plantas (Ciclamen Europeum y otras).

**113. Propiedades físicas.**—Es gaseoso, incoloro, de olor á pajuelas, sabor picante. Tiene por densidad 2,234. Es irrespirable, atacando el aparato respiratorio. Es muy soluble en el agua. Un volúmen de esta disuelve próximamente 50 de ácido, el alcohol á 20° y presión ordinaria disuelve 115 volúmenes del mismo.

Se licua á  $-10^{\circ}$  á la presión ordinaria y en este estado es muy evaporable en el aire, realizándose un rápido enfriamiento que sirve como hemos visto en física para solidificar el mercurio.

**114. Propiedades químicas.**—Es ácido poco energético, impropio para la combustión y respiración, escitando vivamente la tos y produciendo en las celdillas aéreas del aparato pulmonar, graves alteraciones. La propiedad de ser incomburente se ha utilizado para extinguir incendios de poca extensión como es el de una chimenea, para lo que basta quemar azufre en el hogar.

Decolora muchas sustancias orgánicas, por descomponer la materia colorante apoderándose de su oxígeno. Así se vé que una rosa expuesta á la acción del ácido sulfuroso se decolora fácilmente. De esta propiedad se hace uso en el blanqueo de telas.

El cuerpo que estudiamos, en contacto del hidrógeno á elevada temperatura, deja libre al azufre de este modo:



El ácido sulfuroso, apesar de no transformarse directamente en sulfúrico en presencia del oxígeno del aire, vá adquiriendo lentamente este cambio, cuando además le acompaña la humedad atmosférica.

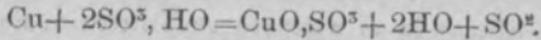
Es desalojado de sus combinaciones por casi todos los ácidos. El Nítrico le transforma en sulfúrico, quedando convertido aquel en hiponítrico.

Comunica un color rojo de sangre á la disolución de cloruro ferrico.

**115. Obtención.**—En la industria se extráe quemando azufre en el aire, ó en el oxígeno.  $\text{S} + \text{O}^2 = \text{SO}^2$  ó desoxidando el ácido sulfúrico por el carbón.

En los laboratorios, por medio del cobre ó mercurio, tratados por el ácido sulfúrico en caliente. Se forma sulfato cupri-

co, agua y ácido sulfuroso que se recoge en la cuba hidrargíro-neumática por ser soluble en el agua.



Para obtenerle líquido, se adapta al matraz de desprendimiento del ácido sulfuroso (fig. 27) un frasco lavador que

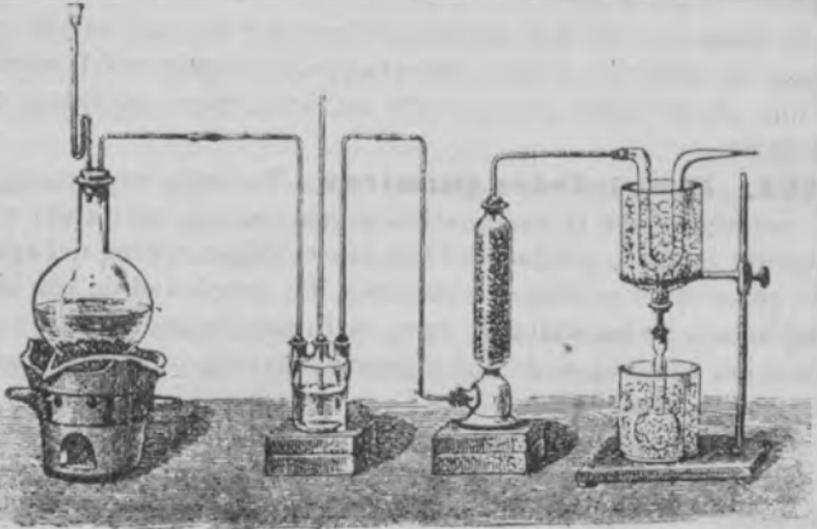


Fig. 27.

retiene las partes de ácido sulfúrico que van arrastradas. Pasa luego aquél á un tubo de desecación, terminando para condensarse en un tubo rodeado de una mezcla frigorífica (hielo y sal).

Si se quiere obtener disuelto en el agua, se emplea el aparato de Woolf.

**116. Aplicaciones.**—Se emplea en medicina para combatir las enfermedades de la piel, (sarna, elefancia). Por su propiedad decolorante, se utiliza en la industria como ya hemos dicho, para el blanqueo de telas, pajas, papel etc. En tintorería, para quitar ciertas manchas sobre todo las de frutas. También tiene gran aplicación como desinfectante en hospitales, lazaretos y casos epidémicos. Y por último, para evitar la fermentación ácida de líquidos que contengan alcohol (vino, cervezas etc).

**117. Acido Sulfúrico.**—Este importante cuerpo en el estudio de la química, puede presentarse en tres formas.

- |                 |                            |            |
|-----------------|----------------------------|------------|
| 1. <sup>a</sup> | Ácido sulfúrico anhidro.   | $SO^5$     |
| 2. <sup>a</sup> | „ sulfúrico monohidratado. | $SO^5,HO$  |
| 3. <sup>a</sup> | „ sulfúrico de Nordhausén. | $2SO^5,HO$ |

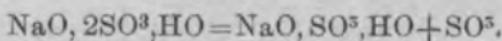
**118. Acido sulfúrico anhidro.**—Este compuesto llamado también *anhidrido sulfúrico*, no existe libre en la naturaleza. Su densidad es de 1,97, se funde á 18°. y volatiliza á 32°. Si se vierte sobre agua, produce un ruido semejante al que realiza un hierro incandescente introducido en la misma.

Es sumamente avido del agua; no se combina con las bases, ni enrojece la tintura de tornasol, sino después de hidratarse, por lo que algunos químicos no lo admiten como perfecto ácido.

**119. Obtención.**—Se halla por varios procedimientos, entre los que citaremos los siguientes—1°. uniendo el ácido sulfúrico y el oxígeno, en presencia de la esponja de platino.

2°. Por la destilación del ácido sulfúrico de Nordhausen. Como este cuerpo se compone del ácido sulfúrico anhidro y el hidratado y ambos tienen muy distintos puntos de ebullición, se pueden separar fácilmente. El primero hierve á 35° y el segundo á 325°, basta pues la destilación en una retorta de vidrio bien seca y una lámpara de alcohol, para que el ácido sulfúrico anhidro se volatilice por completo y se condense en un matracito de vidrio rodeado de hielo.

3°. Se puede obtener descomponiendo el Bisulfato sodico de este modo:



Se forma como vemos el sulfato de sosa y el anhidrido sulfúrico.

**120. Acido sulfúrico monohidratado.**—Este ácido conocido también con los nombres de *Comercial*, *ordinario* y *Aceite de vitriolo*, fué indicada su existencia á mediados del siglo X por Rhassis, más tarde por Alberto el Grande, que le denominó *azufre de los filósofos*. Basilio Valentin (siglo XV), determinaba la manera de prepararle y Lavoissier por último, que estableció su verdadera composición. Raras veces se halla en la naturaleza en estado libre, se le estudia sim embargo en mineralogía, disuelto en algunas aguas como el rio

Vinagre. Se halla muy abundante bajo la forma de sulfatos siendo el número de estos en nuestro globo, extraordinario.

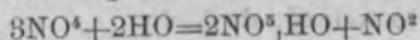
**121. Propiedades físicas y Químicas.**—Es un líquido incoloro, inodoro y de consistencia oleaginosa.

Su densidad es de 1,84. Hierve á 325°. Puede cristalizar á—30° en primas exagonales. Es ácido en extremo enérgico y corrosivo, carboniza casi todas las sustancias vegetales. Marca 66° en el areómetro Baumé.

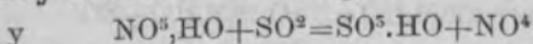
**122. Obtención.**—Siendo el ácido que estudiamos más bien industrial que de laboratorio, no se hace generalmente en estos otra cosa, que purificar el obtenido por el procedimiento de las *cámaras de plomo*, y que se halla fundado en varias reacciones que se comprueban, tomando un matraz de mucha capacidad y con agua, á donde se hacen llegar ácido sulfuroso y vapores hiponítricos, desprendidos unos y otros de sus respectivos aparatos. Se observa la formación de vapores de ácido hiponítrico, que se van decolorando por pasar á ácido nítrico y despues gotas que escurren por las paredes interiores del matraz. Recójese el líquido que se va depositando en el fondo de la vasija y se observa que es el ácido sulfúrico. Estas reacciones son las siguientes:



el Deutóxido de nitrógeno en presencia del oxígeno del aire se transforma en ácido hiponítrico.



el ácido hiponítrico en presencia del agua, se convierte en ácido nítrico y deutóxido de nitrógeno



que nos dice, que el ácido nítrico en presencia del sulfuroso, produce el *sulfúrico* é hiponítrico, originándose despues el nítrico según expresa la segunda ecuación.

Para la fabricación en grande por el *método inglés*, se sustituye el globo por varias cámaras, cuyo armazón de madera se halla cubierto interiormente por láminas de plomo soldadas perfectamente. El ácido sulfuroso se produce quemando azufre en el aire, cuya combustión se realiza en un horno especial sobre una gran plancha de palastro, que presenta el aspecto de una capsula.

El horno tiene réverbero y termina por un conducto que dirige los gases al interior de la cámara. El compuesto oxigenado de nitrógeno

está formado de deutóxido de nitrógeno, vapores nitrosos y ácido nítrico.

Á veces se suele poner nitrato de potasa en una marmita de hierro colado dispuesta sobre el fondo de la capsula, en que arde el azufre. Calentada la marmita á alta temperatura el ácido sulfuroso ejerce acción sobre el nitrato de potasa cambiándole en sulfato y desprendiéndose á la vez deutóxido de nitrógeno que entra en la cámara de plomo mezclado con ácido sulfúrico y un exceso de aire atmosférico.

Ahora, hay que inyectar en la cámara por medio de grandes presiones vapor de agua calentada en una caldera y el ácido sulfurico hidratado cae en el suelo de la cámara en forma de lluvia.

Una abertura que existe en la parte superior y con valvula, sirve para dar salida á los gases restantes que conviene estén libres del ácido sulfuroso y deutóxido de nitrógeno. Para esto hay que tener cuidado de que las proporciones de azufre y nitrato estén en conveniente proporción (1); que la cantidad de vapor de agua que penetra en las cámaras sea tambien proporcionada al volúmen de gas con que se opera, pues si es pequeño se forman cristales en las cámaras que hacen perder productos nitrosos y por el contrario si es excesiva resulta el ácido muy diluido y por último las cámaras han de ser extensas y con compartimientos, con láminas de plomo agugereadas por su fondo, para que los gases se mezclen bien.

En algunas fábricas se sustituye el azufre por piritas de hierro como el sulfuro de hierro ( $\text{FeS}^2$ ), que se halla abundante en la naturaleza.

Los aparatos en estas fabricaciones se han ido perfeccionando notablemente para disminuir el gasto de nitro y aumentar la producción del ácido sulfúrico, pero sus detalles y detenido estudio, no pueden indicarse en una obra tan elemental y por ello, nos referimos en esta parte á las que especialmente se ocupan con mayor extensión y con el nombre de industrias químicas de tan importante producción que representa en los actuales tiempos un signo de progreso. Así vemos, que en Francia, Inglaterra y otros países que figuran en primera línea como pueblos industriales, la cantidad que de este ácido se fabrica es verdaderamente asombrosa y es un verdadero barómetro que regula su desarrollo y poderío en el orden económico-industrial. España debiera seguir este camino, iniciado favorablemente en estos últimos años y por

---

(1) La cantidad que se emplea de esta sal, es generalmente una décima parte del azufre quemado.

mas que diste mucho, por causas de todos conocidas y apesar de tener tan buenos elementos de producción, de establecer sólida competencia que tantos beneficios había de reportar á nuestras industrias.

**123. Purificación del ácido sulfúrico ordinario.**—Esta operación se reduce á destilar el ácido, para privarle del sulfato plumbico que puede tener y de las materias fijas que le impurifican. Emplease una retorta de vidrio y unos alambres de platino destinados á regularizar la destilación, evitando las sacudidas del líquido. Hay que calentar lateralmente la vasija para lo que se emplea una hornilla circular de hierro (fig. 28) donde se sitúa el combustible sin tocar al vidrio, á fin de que la evapora-

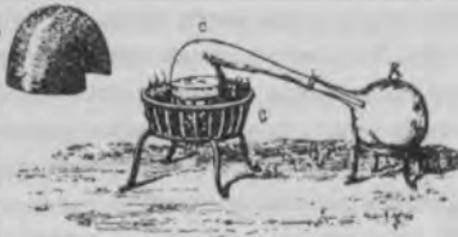


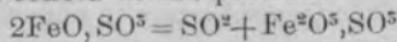
Fig. 28.

enchufa en un recipiente de vidrio, que se coloca en un barreño rodeado de un paño constantemente humedecido por un chorrito de agua.

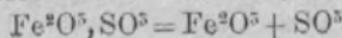
**124. Acido sulfúrico de Nordhausen.**—Ya hemos dicho que se compone de ácido sulfúrico anhídrido y monohidratado, es parduzco, oleaginoso y fumante. Tiene 1,90 por densidad y hierve á 35°. Disuelve el añil, formando un sulfato de indigotina de color azul Prusia, usado en tintorería.

Se fabrica en gran escala en Praga, destilando el sulfato ferroso desecado en retortas de barro muy refractario. La abundancia de estas piritas y combustible, como de grés, y tierra arcillosa-silíceas que se utiliza para la construcción de retortas, hacen que ningún otro país pueda competir con esta localidad en semejante fabricación.

La operación consta de dos periodos



descompuesto el sulfato por el calor, se obtiene ácido sulfuroso y sulfato férrico básico como indica la reacción. Ahora el



esto es, se ha descompuesto á su vez el sulfato ferrico basico, en oxido ferrico y ácido sulfúrico anhidro que se lleva consigo gran parte del agua basica del sulfato ferroso y que siempre conserva, apesar de la desecación.

**125. Aplicaciones.**—El ácido sulfúrico normal tiene extraordinario número de usos; en química se emplea como reactivo, para desecar gases, para la obtención de muchos cuerpos; en la industria, sus aplicaciones son inmensas, entre ellas citaremos la fabricación de bujías, jabón y fósforo, éteres, algodón-pólvora, extracción de sebos, preparación de pieles y otras muchas: en física, para producir la carga de las pilas, la amalgamación de zincs etc.; en medicina es de gran interes para la preparación de limonadas sulfúricas y diversos medicamentos, sin que olvidemos que por sí sólo, es un veneno muy activo y que en caso de una intoxicación de esta sustancia, debe acudirse prontamente, haciendo tomar al paciente magnesia desleida en agua, ó lechada de cal en varias dosis é interin no se acude al facultativo.

## CAPÍTULO II.

### COMPUESTOS QUE FORMA EL AZUFRE CON EL HIDRÓGENO Y CARBONO.

**126. Ácido Sulfhídrico.** HS.—Este cuerpo fué des- por Schéele, y ha recibido los nombres de *hidrógeno sulfurado* y *gás de las letrinas*. Se encuentra en la naturaleza y existe en muchas aguas minerales (sulfurosas); se desprende de las materias orgánicas que contienen azufre, como los huevos, cieno de los pantanos, letrinas etc.

**127. Propiedades físicas y químicas.**—Es un gás incoloro, de olor á huevos podridos. Es soluble en el agua y en el alcohol, siendo este más disolvente que el primero.

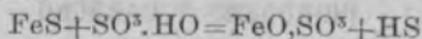
Puede liquidarse á la presión de 16 atmósferas. Su densidad es de 1,191. Es venenoso y por lo tanto impropio para la respiración y tambien para la combustión. Un pájaro muere en una atmósfera que contenga  $\frac{1}{1500}$  de este gás y en la relación de  $\frac{1}{100}$  lo es para un animal de gran talla. De

aquí, que en la limpieza de pozos sean frecuentes las asfixias de trabajadores que descienden á gran profundidad, y por lo que conviene tomar alguna medida de precaución como la de hacer llegar al fondo algunas cantidades de ácido hiponítrico mediante aparatos adecuados y á no ser posible, abstenerse de los trabajos, interin no se sanée bien el fondo. En caso de asfixia, lo mejor es hacer respirar al paciente aire puro ó mezclado con ácido hiponítrico, ó con algo de cloro.

El ácido sulfhídrico arde en el aire con llama azulada, resultando de la combustión ácido sulfúrico y agua. El carbono ejerce á alta temperatura acción sobre el mismo, produciéndose sulfuro de carbono é hidrógeno.

El ácido sulfhídrico actua sobre la sangre apoderándose rápidamente del hierro de los glóbulos rojos y formando sulfuro de hierro negro, que es el color que presenta la sangre de un animal muerto por esta clase de intoxicación. De igual suerte casi todos los metales, ya en frio ya por la acción del calor descomponen á este ácido para constituir sulfuros.

**128. Obtención.**—En los laboratorios los procedimientos más seguidos son: ó tratar el sulfuro de hierro por el sulfúrico, ó el antimonio por el clorhídrico, como se expresa por las siguientes reacciones:



El aparato es análogo al que sirve para la preparación del Hidrógeno. Se introduce en un frasco bitubulado el sulfuro de hierro hecho pedazos, despues un poco de agua y por el embudo poco á poco se vá vertiendo el ácido. Se desprende el gás por un tubo aductor que vá á la cuba, donde se recoge.

Si se quiere emplear disuelto en el agua, se utiliza el aparato de Wóolf. (fig. 30).

**129. Usos.**—Se emplea en medicina para las afecciones cutáneas, en química como reactivo y para la obtención de sulfuros metálicos y otros cuerpos.

**130. Sulfuro de Carbono.** CS.<sup>2</sup>—Este compuesto conocido tambien con el nombre de *Licor de Lampadius* se presenta líquido, incoloro de gran movilidad, de olor á coles podridas. Su densidad es de 1,293 á 0.<sup>o</sup> y de 1,291 á 15.<sup>o</sup>. Hierve á

48.º y su tensión es bastante considerable. Su vapor en contacto con el aire forma mezclas detonantes.

El alcohol absoluto y éter disuelven una cantidad indefinida de este cuerpo. El sulfuro de carbono es gran disolvente, sobre todo del azufre y fósforo y por la evaporación de estas disoluciones se forman cristales.

Arde con llama azul, produciendo ácidos carbónico y sulfuroso.

**131. Obtención.**—Se prepara el  $CS^2$ , llenando de pequeños fragmentos de barras de carbon apagado un tubo de porcelana que se dispone en un horno de reverbero que vá algun tanto inclinado (fig. 29). Se cierra con un tapon de corcho una de las

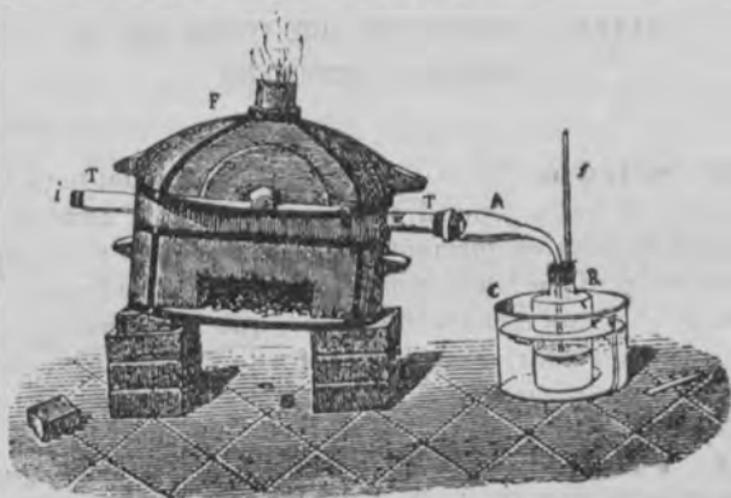


Fig. 29.

extremidades del tubo que ha de salir bastante fuera para que no se queme el tapon. Á la otra extremidad se adapta una alargadera encorvada, cuyo pico se introduce parte de él en el agua del frasco que ha de servir de recipiente, y en donde se condensan los vapores del sulfuro de carbono.

Cuando la temperatura llega al rojo intenso, se echa por la extremidad superior del tubo pedacitos de azufre, cuyo vapor en contacto de las brasas de carbon, se combina formando el  $CS^2$ . Este, formadabajo del agua del recipiente una capa oleaginosa y amarilla, que hace no se halle puro y para purificarlo se destila al baño de maría, en una retorta de vidrio, quedán-

do en esta el azufre; y el sulfuro de carbono destila bajo la forma de un líquido incoloro. Este, se pone despues en contacto del cloruro de calcio que le priva del agua, sometiéndole á una segunda destilación.

**132. Aplicaciones.**—Se emplea en química, como yá hemos dicho, como disolvente entre otros cuerpos del azufre; fósforo, iodo, resinas, aceites, grasas etc: en la industria para la extracción de estas últimas y para vulcanizar el cautchouc.

### CAPÍTULO III.

#### SELENIO.—COMPUESTOS QUE FORMA CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

**133. Selenio.** Se.— Es cuerpo poco abundante en la naturaleza y se halla generalmente en estado de combinación con algunos metales, formando seleniuros, como el de plomo. Fué descubierto por Berzelius, analizándo un sedimento rojo encontrado en una cámara de plomo, que había servido para fabricar ácido sulfúrico, con el azufre de Falhum (Suecia). Es análogo en sus caracteres y compuestos al azufre, que como el Teluro, forman el grupo de cuerpos *anfígenos*.

**134. Propiedades.**—Es sólido, insoluble en el agua, su densidad es de 4,28. Se funde á 212.<sup>o</sup> y hierve á los 700.<sup>o</sup> produciendo vapor amarillento. Se presenta bajo la forma de una masa negra brillante, amorfa, que vista por transparencia parece roja: su fractura es concoidea. Mal conductor del calor y electricidad.

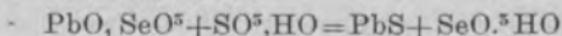
Arde con llama azul, desprendiendo mal olor, se disuelve en el ácido sulfúrico adquiriendo la disolución un color verde esparrago. En el sulfuro de carbono puede cristalizar por evaporación en prismas romboidales oblicuos

**135. Obtención**—Se empieza por reducir á polvo el mineral que le contiene (seleniuros de potasio, plomo cobre, etc.), y se trata con ácido clorhidrico para separar los carbonatos terreos si los hay: despues se mezcla con flujo negro y se calcina en un crisol, disolviéndose en agua el seleniuro formado; se filtra con rapidez el líquido, se concen-

tra y abandona así mismo. Después de algun tiempo se oxida el potasio á expensas del oxígeno del aire y el selenio se precipita bajo la forma de un polvo, gris acerado, que se lava y deseca para recojerle consumado en masa, circulando en el comercio bajo la forma de medallones con el busto de su descubridor Berzelius.

**136. Ácidos Selenioso y Selénico.**—Como son análogos al sulfuroso y sulfúrico sus fórmulas son  $\text{SeO}^2$  y  $\text{SeO}^5$  respectivamente. El primero se obtiene, calentando Selenio en exceso de oxígeno. Es sólido, blanco y cristalizabile en agujas; se volatiliza á  $300.^{\circ}$  sin fundirse.

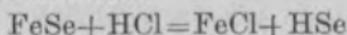
El ácido selénico, no se ha aislado anhidro y es de la fórmula  $\text{SeO}^5\text{HO}$ . Se prepara tratando un seleniato como el de plomo por el ácido sulfúrico.



Se forma como vemos sulfuro de plomo y el ácido selénico. Es muy enérgico y muy semejante al sulfúrico.

**137. Ácido Selenhídrico.**  $\text{HSe}$ .—Este compuesto es análogo al sulfhídrico y fué descubierto por Berzelius. Es un gás incoloro, de olor á verzas corrompidas y mas venenoso que el sulfhídrico. Su densidad es de 3,421. Arde con llama azulada, es soluble en el agua, descomponiéndose su disolución en contacto del aire, de igual suerte que la del sulfhídrico.

Se obtiene, descomponiendo el seleniuro de hierro por el ácido clorhídrico, de este modo:



El cloro forma con el hierro cloruro de este metal y el hidrógeno con el selenio el ácido, objeto de la operación.

### TELURO.—COMPUESTO QUE FORMA CON EL OXÍGENO É HIDRÓGENO.

**138. Teluro.**  $\text{Te}$ .—Este cuerpo en un todo analogo al anterior, es muy raro, se presenta nativo y más generalmente combinado con los metales formando telururos; fué descubierto por Muller en 1782, se presenta sólido, de aspecto blanco plateado y de brillo muy vivo, Tiene por densidad 6,3, se funde al calor rojo y por enfriamiento lento y regular toma una textura cristalina de láminas anchas y brillantes. Es susceptible de gasificarse á elevadísima temperatura.

Se disuelve en el ácido sulfúrico caliente comunicándole un precioso

color rojo purpúreo, cuyo carácter le distingue del selenio, que le tiñe como hemos dicho de color verde espárrago.

**139. Obtención.**—Se extrae de los telururos y generalmente del de bismuto, que se trata por el ácido clorhídrico para eliminar los carbonatos terreos, después por ácido sulfúrico y por segunda vez el ácido clorhídrico, y por ultimo se le somete á la acción del ácido sulfuroso, que reduce sus oxácidos, precipitando el telurio, que recojido y lavado se funde en un crisol.

**140.** Los ácidos *Teluroso* ( $\text{TeO}^2$ ) y *Telurico* ( $\text{TeO}^5$ ) se obtienen por procedimientos análogos á los ya descritos para los ácidos selenioso y selenico.

También se emplea una marcha idéntica para el ácido *Telurhidrico* ( $\text{HTe}$ ), que la seguida para el selenhídrico.

El primero de estos compuestos es sólido, blanco, cristalizable y poco soluble en el agua. El segundo aparece bajo la forma de prismas exagonales y es soluble en ella. El último ó selenhídrico es un gás fetido y semejante al sulfhidrico.

## LIBRO IV.

---

### ESTUDIO DE LOS CUERPOS HALÓGENOS-CLORO-BROMO-iodo-FLUOR- CYANOGENO Y SUS COMPUESTOS.

---

#### CAPITULO PRIMERO.

---

##### CLORO.

---

**141. Cloro.**—Cl. Este cuerpo que ha recibido también el nombre de *ácido marino deflojisticado*, fué descubierto en 1774 por Schéele, á la vez que descubria también el Bario y Manganeso. No se halla libre en la naturaleza, pero si muy abundante combinado con otros cuerpos sobre todo, formando cloruros y entre éstos la sal común. Entra en la constitución del ácido clorhídrico que se halla en disolución de algunos rios y manantiales y desprendese de los volcanes.

**142. Propiedades físicas.**—Es un gás amarillo verdoso, á cuyo carácter debe su nombre, tiene olor desagradable, es irrespirable pues produce la asfixia y destruye el pulmón llegando á causar vómitos de sangre si se respira en gran cantidad. Es impropio para la combustión.

Tiene por densidad 2,44, muy superior á la del aire por lo que puede trasvasarse perfectamente. Un litro pesa 3<sup>gr</sup>. 17. Es soluble sobre todo á la temperatura de 8° y á la presión de 4 atm. se liquida,

**143. Propiedades Químicas.**—Tiene gran afinidad por el hidrógeno con el que basta la acción de la luz ó electricidad para combinarse, y con el oxígeno, aunque forma con él varias combinaciones, no se une directamente.

Saturada un agua de cloro, abandona unos cristales, que representan un *hidrato definido de cloro*, que contiene

$$\left. \begin{array}{l} 28 \text{ partes de cloro} \\ 72 \text{ de agua} \\ \hline 100 \end{array} \right\} \text{ que tiene por fórmula} \\ \text{Cl}+10\text{HO}.$$

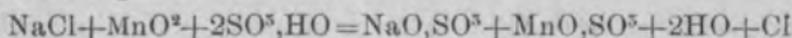
Casi todos los metales se combinan con el cloro; su disolución acuosa, ataca al oro y platino. Tiene pues grandes afinidades con casi todos los cuerpos simples.

El agua saturada de cloro, debe conservarse en frascos de vidrio, color azul y privandola de la luz solar.

Presenta gran poder decolorante, debido á la tendencia que tiene de apoderarse del hidrógeno de la materia orgánica descomponiendola.

El amoniaco se inflama en contacto del cloro,  $4 \text{ NH}^3+3\text{Cl}=3(\text{NH}^3,\text{HCl})+\text{N}$ . Se forma como vemos clorhidrato de amoniaco, más nitrógeno.

**144. Obtención.**—Se suele emplear en los laboratorios un procedimiento general, que se llama de los *cuerpos halogenos* y consiste en tratar el cloruro de sodio, sobreóxido ó peróxido de manganeso y ácido sulfúrico, resultando lo que expresa la siguiente reacción.



De ella deducimos haberse formado sulfatos de sosa, de protoxido de manganeso, dos partes de agua y el gás en cuestión.

El aparato que generalmente se usa es un matraz, en el que se introducen los dos primeros cuerpos indicados y por un tubo de seguridad se va vertiendo el ácido, auxiliándose la reacción por un calor suave. Como esté gás se disuelve mucho en el agua, no puede emplearse la cuba hidroneumática, ni la de mercurio porque ataca á este metal, produciéndose cloruro de mercurio. Por ello se emplea un frasco bien seco, al que se hace llegar el tubo aductor hasta el fondo.

Siendo muy frecuente el empleo del agua clorurada en los usos de la química y otros, para obtenerla, se emplea el aparato de Woolf que expresa la (fig. 30) en el cual *B* representa el frasco lavador y *C* los que recojen la disolución.

**145. Aplicaciones.**—Se utiliza para el blanqueo de telas de algodón, lino, y papel, para destruir materias colorantes. Como desinfectante tiene gran uso y también en química tanto en forma gaseosa, como en estado de disolución.

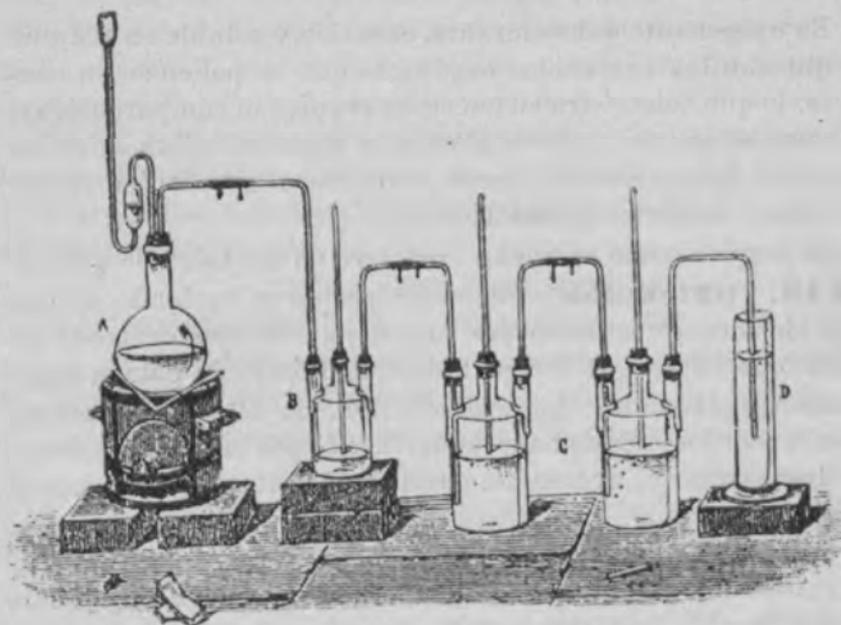


Fig. 30.

## CAPÍTULO II.

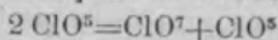
### COMPUESTOS QUE FORMA EL CLORO CON EL OXIGENO.

**146.** Las principales combinaciones entre el cloro y oxígeno, bien definidas son las siguientes:

- |     |                            |                     |
|-----|----------------------------|---------------------|
| 1.º | Acido hipocloroso. . . . . | $\text{ClO}$        |
| 2.º | » Cloroso. . . . .         | $\text{ClO}^2$      |
| 3.º | » hipoclorico. . . . .     | $\text{ClO}^4$      |
| 4.º | » clorico . . . . .        | $\text{ClO}^5$ (HO) |
| 5.º | » perclorico . . . . .     | $\text{ClO}^7$ .    |

De esta serie estudiamos el primero y los dos últimos, por ser los más importantes, empezando por el ácido clorico que sirve de base á los demás.

**147. Acido clorico.**—Es un líquido siruposo, de color amarillo. A 40° se descompone en ácidos perclórico y cloroso.



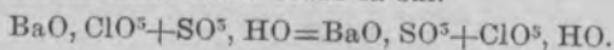
No se ha aislado en estado anhidro. Solo se conoce en disolución.

Es oxigenante y decolorante, caustico y soluble en el agua. Se quemar las sustancias orgánicas que se ponen en su contacto, lo que demuestra su enérgica propiedad comburente, así es como el azufre, fósforo, alcohol y otros se inflaman en su contacto. Los ácidos sulfuroso y fosforoso, se cambian por su acción en sulfúrico y fosfórico.

Se emplea como excelente reactivo en las sales de potasa.

**148. Obtención.**—Se puede preparar haciendo actuar el ácido hidrofusilico por una disolución concentrada de clorato de potasa, se forma hidrofusilicato de potasa gelatinoso, quedado el ácido en disolución. Se filtra y concentra en el vacío después de haberle purificado por la barita, haciendo desaparecer el exceso del cuerpo precipitante y esta por el ácido sulfúrico.

También se suele usar en los laboratorios el procedimiento de tratar una disolución de clorato de barita por el ácido sulfúrico, vertido lentamente sobre la sal.



Después se evapora el líquido en el vacío para que adquiera el mayor grado de concentración.

**149. Acido Perclorico.**—Fué descubierto en 1814 por Stadión. En su máximun de concentración es un líquido incoloro y movable. Si está puro su densidad es de 1,782 á 15°. Es muy avido del agua y produce al echarle sobre ésta un ruido análogo al que realiza un hierro candente. Es poco estable y lo es más si está unido al agua. A 140° hierve, siendo en tal concepto el más estable de los ácidos que forma el cloro. A mayor temperatura detona.

Destruye la piel, produciendo graves ulceraciones y hasta hace arder la madera, si se calienta á débil temperatura en contacto de ella.

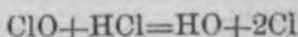
**150. Obtención.**—Se prepara de un modo semejante al ácido anteriormente estudiado. Basta tratar el perclorato de

potasa por el ácido hidrofúosílico, destilando el resultado de la reacción en una retorta.

**151 Acido hipocloroso.**—Fue descubierto por Ballard. No se le conoce más que en disolución concentrada. Se presenta líquido, de color rojo de sangre arterial. Hierve á 20°. Muy soluble en el agua, pues 1 vol. de esta disuelve 200 de dicho cuerpo. Tiene un olor parecido al del cloro. Se descompone aun á 0°. por lo que hay que conservarle diluido en agua.

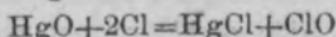
Es oxido enérgico y se halla formando en la naturaleza diferentes hipocloritos. Decolora el añil, tornasol etc.

Tratado por el ácido clorhídrico forma agua y cloro libre, de este modo.



**152 Obtención.**—Puede hallarse haciendo pasar una corriente de cloro seco á través de un tubo que contenga oxido de mercurio obtenido por precipitación y desecado. El aparato termina en un matraz destinado á condensar gáses y rodeado de una mezcla frigorífica.

La reacción es la siguiente;



Esto es, se forma cloruro de mercurio y el ácido hipocloroso.

Tiene muchas aplicaciones y esencialmente los hipocloritos.

### CAPÍTULO III.

#### COMPUESTOS QUE FORMA EL CLORO CON EL HIDRÓGENO.

##### AGUA REGIA.

**153.—Acido Clorhídrico.**—HCl. Ha recibido el nombre de *ácido muriático* y *espíritu de sal*. Es un gás incoloro, liquidable á 40 atmósferas, y á -80° se solidifica. Es muy avido de vapor acuoso, asi es que la mano introducida en este gás recibe una gran impresión de calor que proviene de su condensación por la capa de humedad que cubre la epidermis.

Un volúmen de agua puede absorber 500 de este gás. Esta gran solubilidad demuestra, que en una masa de agua hay que

introducir el ácido clorhídrico con gran precaución para evitar la rápida rotura de la vasija.

Su densidad es de 1,245. Pesa un litro 1<sup>er</sup>. 618.

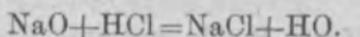
Se descompone por la acción del calor ó por medio de chispas eléctricas. Igualmente lo verifica el oxígeno á elevada temperatura, produciendo agua y cloro, de este modo:



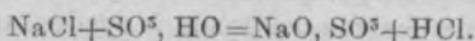
También los metales que descomponen el agua, verifican lo propio con el ácido clorhídrico. Así.



Por último los óxidos metálicos producen cloruro y agua, como indica esta reacción.



**154 Obtención.**—Se prepara generalmente por medio del cloruro de sodio y ácido sulfúrico, de este modo:



Originándose la sal sulfato de sosa y el ácido que se busca,

En el comercio, se suele también emplear en algunas localidades para la obtención del ácido clorhídrico, por medio de la acción del fuego, una mezcla de sal común y de arcilla. El agua que ésta contiene cuando está enrojecida por el fuego, hace que el oxígeno se fije sobre el sodio del cloruro de sodio y forme sosa, que se une al ácido silícico de la arcilla, y el hidrógeno con el cloro dá el ácido que se desprende.

*Purificación.* Es raro que el ácido clorhídrico del comercio se halle puro, suele hallarse teñido de amarillo por el cloruro de hierro y contener ácido sulfúrico y sulfuroso. Se le purifica por destilación, echando en el líquido de antemano, una corta cantidad de cloruro de bario y se agita. Así queda precipitado el ácido sulfúrico en estado de sulfato de barita. Si el ácido contiene, ácido sulfuroso, se hace pasar por la disolución algunas burbujas de cloro que se transforma en ácido sulfúrico.

La retorta ha de ir situada en esta operación en baño de arena. El vapor circula por un tubo inclinado, introducido en otro por donde pasa una corriente de agua que enfría los vapores que van á condensarse en un matraz de dos bocas, partiendo de la segunda un tubo encorvado, que conduce el ácido á un frasco en donde se recoge.

Si se quiere obtener en disolución, que es la forma en que

más se emplea, se utiliza el aparato de Woolf ya tantas veces indicado.

**155. Aplicaciones.**—Son numerosos sus usos; en química como reactivo, para la producción del cloro, cloruros é hipocloritos y para la formación del agua régia. En medicina como caustico. En la industria para la extracción del tejido orgánico de los huesos en la preparación de la gelatina, para ablandar el marfil y otros.

**156. Agua régia.**—Es una mezcla de ácido nítrico con 3 ó 4 partes de ácido clorhídrico á la temperatura de 86°. Este nombre de agua régia, dado por los alquimistas, por la propiedad de ser el disolvente del oro, rey de los metales, presenta color amarillo rojizo y si se hace hervir, desprende un gás amarillo, cuyo olor recuerda á un tiempo el del cloro y del vapor nitroso. Este gás es una mezcla de cloro y de 2 compuestos llamados, *ácido hipocloronitrico* y *ácido cloronitroso*.

Disuelve también al platino, que no lo verifica por los ácidos nítrico, ni sulfúrico y tambien es disolvente de otros cuerpos.

Es un cuerpo oxidante, transforma el azufre en ácido sulfúrico con gran rapidez. Es corrosivo, ablanda los huesos, destruyendo el principio gelatinoso, en menos de 24 horas de contacto. Se ha utilizado como cauterio para heridas y mordeduras de animales hidrofóbos.

## CAPÍTULO IV.

### BROMO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**157. Bromo.**—Br. Este cuerpo cuyo nombre significa fetidez, fué descubierto por Balard en 1826, en las aguas madres de las salinas, obtenidas de varias algas, en las costas del mediodía de Francia. También se ha hallado en gran cantidad en aguas del mar Muerto. No se encuentra libre en la naturaleza, pero sí muy abundante formando bromuros y en la atmósfera de mar, en el aceite de hígado de bacalao y otras diversas sustancias.

**158. Propiedades físicas.**—A la temperatura ordinaria es un líquido de color rojizo pardo intenso, casi negro si tiene mucho espesor y de un amarillo rojizo, si se vé por refracción y la capa líquida es delgada.

Se congela á  $-21^{\circ}$  en hojitas cristalinas. Hierve á  $63^{\circ}$  y la tensión de su vapor es extraordinaria aun á la temperatura ordinaria, pues basta una sola gota de bromo dentro de un gran matraz, para que todo se tiña de un hermoso color rojo.

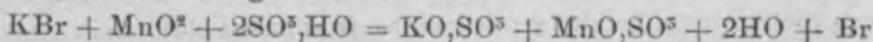
Su densidad es de 2,97 y la de su vapor de 5,39. Se disuelve ligeramente en el agua, verificándolo fácilmente en el alcohol y cloroformo.

**159. Propiedades químicas.**—Presenta muchas analogías con el cloro en sus combinaciones, si bien es de afinidades menos enérgicas.

Así, con el hidrógeno forma el ácido bromihídrico, análogo al clorhídrico y con el oxígeno tan solo se conoce bien el ácido brómico.

Destruye como el cloro las materias colorantes orgánicas. En contacto del agua se combina con parte de ella y forma un hidrato cristalizado de un color rojo pardo y más estable que el del cloro.

**160. Obtención.**—Puede hallarse por el procedimiento general de los cuerpos halógenos, ya indicado para el cloro, y como indica la siguiente reacción.



Como vemos, el potasio se une con un átomo de oxígeno del peróxido de manganeso y forma potasa, que con el ácido sulfúrico, produce el sulfato de potasa; otra parte del ácido se une al protóxido de manganeso para constituir la sal sulfato de manganeso, más dos de agua y *Bromo*.

El aparato suele ser, una retorta tubulada calentada al baño de María por cuya abertura se va vertiendo la mezcla; el cuello de aquella se ajusta por medio de un tapón á una alargadera que comunica con un recipiente, enfriado por una corriente de agua fría ó mejor aún de hielo.

**161. Usos.**—Este cuerpo y sus bromuros se utilizan mucho en medicina para las afecciones del sistema nervioso y en fotografía para preparaciones como el colodión y también en los análisis de la química orgánica.

**162. Ácido Brómico.**— $\text{BrO}^3$ . Es un líquido incoloro que se descompone fácilmente por los oxácidos y aun por los líquidos neutros, como el alcohol y éter.

Se obtiene por el bromato de potasa. Basta verter sobre la potasa, gota á gota el bromo, se hierve la disolución por

algún tiempo y se deja enfriar, depositándose pequeños cristales de bromato de potasa. Después se extrae de éste el ácido brómico, del mismo modo que se hizo para obtener el ácido clórico.

**163. Ácido Bromihídrico.**—HBr. La unión de estos cuerpos, no se realiza tan fácilmente como la del cloro é hidrógeno. Así es que no puede hallarse por el procedimiento general de los hidrácidos.

Para prepararle, se toma un tubo dos veces encorvado y se introduce bromo en una de las curvaturas y en la otra pedacitos de fósforo y vidrio humedecido. Se calienta con un carbón encendido en la parte donde está el bromo, se volatiliza y se combina con el fósforo formando bromuro de fósforo, que se destruye por el contacto del agua, produciendo ácido fosforoso que queda en el tubo y ácido bromihídrico que se desprende y recoje en la cuba hidrargiro-neumática.

Este ácido es incoloro, tiene por densidad 2,731. Se descompone por el cloro que se apodera de su hidrógeno, dejando al Bromo en libertad.

El ácido bromihídrico es muy soluble en agua y se halla formado de volúmenes iguales de los cuerpos que le constituyen.

## CAPÍTULO V.

### YODO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**164. Iodo.**—I. Este cuerpo descubierto por Courtois en 1812 ha sido estudiado por Gay-Lussac. Está abundantemente esparcido en la naturaleza, sobre todo en el agua de mar, donde se halla en estado de ioduro sódico, potásico, magnésico, etc. En el aire de mar y costas y en aguas minerales. También se encuentra formando gran número de ioduros alcalinos, térreos y metálicos.

Las algas contienen grandes cantidades de estos ioduros, esencialmente las pertenecientes al género *fucus*, *digitatus* y otras.

**165. Propiedades físicas** —Es un cuerpo sólido á la

temperatura ordinaria y con el aspecto de laminitas, escamosas de color gris azulado y con brillo metálico.

Tiene 4,95 por densidad. Se funde á 107°, formando un líquido pardo oscuro. Hierve á 180° produciendo vapores de un hermoso color violeta. A los 60° sus vapores son de color púrpuro. Tiene un olor particular parecido al del cloro.

Es poco soluble en el agua, pero lo verifica bien en el alcohol, éter y bencina. Tiñe la piel de amarillo y las materias orgánicas, cuyo color va desapareciendo á medida que se volatiliza.

**166. Propiedades químicas.**—Tiene afinidades químicas, aunque menos enérgicas que las del cloro. Así forma el ácido iodhídrico, los ácidos iódico y periodico y gran número de ioduros.

Presenta un fenómeno notable de coloración con el almidón. Basta una mínima cantidad de iodo para dar *color azul intenso*, á una gran masa de almidón. Este carácter se utiliza para el reconocimiento del iodo, pudiendo apreciarse por este medio una millonésima de dicho cuerpo en una disolución. El iodo es venenoso, no obstante utilizase en medicina para la curación de paperas, afecciones escrofulosas y otras muchas.

**167. Obtención.**—Se extrae el iodo del ioduro de sodio, tratando esta sal por el procedimiento general ya indicado, del peróxido de manganeso y ácido sulfúrico, empleando el mismo aparato que para el bromo.

También se puede obtener más fácilmente descomponiendo una disolución de ioduro de potasio por una corriente de cloro. El iodo se precipita en forma de polvo gris, que se lava en agua, purificándose por sublimación.

En las fábricas se aprovechan las aguas madres de la extracción de la sosa, que de la incineración de las algas marinas se producen y cuyos ioduros de magnesio, sódio, etc., se descomponen dejando en libertad al iodo, mediante una corriente de cloro, como anteriormente hemos dicho

**168. Combinaciones que forma el iodo con el oxígeno.**—Se conocen tres, que son:

1. <sup>a</sup>	ácido hipoiódico.	. . . . .	IO <sup>4</sup>
2. <sup>a</sup>	» iódico.	. . . . .	IO <sup>5</sup>
3. <sup>a</sup>	» periodico.	. . . . .	IO <sup>7</sup>

Tan solo trataremos de la 2.<sup>a</sup> ó sea del *ácido iodico*. Este cuerpo cristaliza en tablas exagonales (reteniendo entonces un equivalente de agua) que pierde á 170°. Es soluble en el agua y más en el alcohol.

Se obtiene, calentando iodo con ácido nítrico que tenga el máximun de concentración. Verificada la completa disolución, se deja enfriar el líquido y la mayor parte del ácido iodico se precipita en forma de cristales.

La reacción es esta:  $I + 5\text{NO}^5 = 5\text{NO}^4 + \text{IO}^5$ .

También puede obtenerse por el iodato de potasa, empleando una marcha análoga á la ya descrita para la obtención del ácido brómico, por el bromato de potasa.

### 169. Combinación del iodo con el hidrógeno.—

Estos cuerpos forman el *ácido iodhídrico*. HI. Su unión es más difícil que la de otros halógenos, no pudiendo prepararse por lo mismo por el procedimiento general de un ioduro alcalino por el ácido sulfúrico. Se sigue otro, que consiste en introducir en el fondo de una retorta tubulada y en comunicación por medio de un tubo, con un frasco bien seco, agua destilada y pedacitos de fósforo y de iodo en la relación de 1:12. La reacción se activa por el calor de una lamparita de alcohol y es como sigue:



Se forma como indica el segundo miembro, ácido fosforoso y tres de ácido iodhídrico.

Este cuerpo no puede obtenerse, ni en el agua ni en el mercurio, en la 1.<sup>a</sup> por ser muy soluble y en el 2.<sup>o</sup> porque reacciona descomponiéndole en sus elementos y apoderándose de parte del iodo.

El ácido iodhídrico es un gás muy fumante en contacto del aire húmedo; incoloro y con olor sofocante, su densidad es de 4,444. Está constituido por volúmenes iguales sin condensación. Puede liquidarse ó solidificarse apareciendo en este segundo estado muy semejante al yelo.

Es compuesto poco estable, pues el cloro y bromo le descomponen fácilmente apoderándose de su hidrógeno.

## CAPÍTULO VI.

### FLUOR.—ÁCIDO FLUORHÍDRICO.

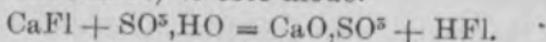
**170. Fluor.**—Fl. Apesar de los grandes trabajos de Davy, Fremy y otros químicos para aislar este metaloide, por la gran afinidad que tiene con las materias que constituyen las vasijas, pues ataca fuertemente al vidrio y metales, incluso al platino, no ha sido posible obtenerle hasta el día, estudiándole tan solo en sus diversas combinaciones. Se admite sin embargo, que es gaseoso á la temperatura ordinaria y en la naturaleza se encuentra formando abundantes fluoruros, como el de calcio (llamado en mineralogía *Espato fluor*), en varios silicatos y algunas aguas.

Hasta el día no se conoce ninguna combinación de este cuerpo con el oxígeno.

**171. Ácido fluorhídrico.**—HFl. Es muy semejante al clorhídrico y demás hidrácidos. Puede presentarse anhidro é hidratado. En el primer caso es gaseoso á la temperatura ordinaria y muy soluble en el agua. Se liquida á  $-20^{\circ}$  y ataca fuertemente al vidrio. Si es hidratado, se presenta incoloro, fumante y cáustico, hierve á  $20^{\circ}$ . Es muy soluble en el agua. Tiene por densidad 1,6.

Es una sustancia de las más peligrosas y por lo mismo debe manejarse con grandes precauciones. Una sola gota que caiga sobre la piel produce úlcera acompañada de fiebre y si es muy extensa, puede hasta producir la muerte. Igualmente debe evitarse su influencia en la respiración que es muy perjudicial.

**172. Obtención.**—Se prepara, tratando el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico, produciéndose sulfato de cal y el cuerpo que deseamos, de este modo:



El aparato se reduce á una retorta de plomo formada de dos piezas que ajustan perfectamente: la parte inferior de la misma contiene el fluoruro reducido á polvo y calcinado y el ácido: la superior forma el capitel ó cubierta terminada en

tubo encorvado, que conduce los vapores y los condensa, merced á una mezcla frigorífica en donde va introducido.

**173. Usos.**—Es de gran interés el que se refiere al grabado en vidrio, fundado en la acción que este ácido ejerce sobre el silíceo y que tanta aplicación tiene en la industria. Los grabados hechos con ácido fluorhídrico gaseoso resultan más perfectos y perceptibles que los realizados por el mismo ácido líquido.

Generalmente en las artes se dá al vidrio una capa de cera ó barniz (formado por cera y aguarrás) y con un punzón fino, se ejecutan los dibujos que se desean obtener. Después se exponen éstos trazos á los vapores ó al líquido que son atacados por quedar el vidrio al descubierto.

## CAPÍTULO VII.

### IDEA DEL CYANÓGENO Y ÁCIDO CYANHÍDRICO.

**174. Cyanógeno.**—Cy ó C<sup>2</sup>N. Este cuerpo descubierto por Gay-Lussac, en 1814, se halla formado por carbono y nitrógeno y presenta los mismos caracteres que los halógenos, que acabamos de estudiar. Produce compuestos isoméricos á los del cloro, bromo, etc.; formando cyanuros y con el hidrógeno el ácido cyanhídrico.

**175. Propiedades físicas y químicas.**—A la temperatura y presión ordinaria se presenta bajo la forma de gas incoloro, de olor penetrante y *sui generis* que recuerda el del licor *Kirsch*. A  $-20^{\circ}$  se liquida con una presión de 4 atmósferas y también puede solidificarse.

Arde con llama purpúrea, es soluble en el agua y alcohol, por lo que hay que obtenerle sobre el mercurio.

Con el oxígeno forma 3 ácidos que son el *cyanico* (CyO,HO), el *fulmínico* (Cy<sup>2</sup>O<sup>2</sup>,2HO) y el *cianúrico* (Cy<sup>5</sup>O<sup>5</sup>,3HO) (1).

(1) El 1.º es un líquido incoloro, excita el lagrimeo y es muy corrosivo. El 2.º no se ha aislado puro, pero está formando fulminatos como el de plata, mercurio etc, y el 3.º es ácido, incoloro, inodoro y poco soluble en el agua y bastante en el alcohol.

**176. Obtención.**—El cianógeno se obtiene descomponiendo á 300° el *cyanuro de mercurio*, que se recoje en la cuba hidrargiro neumática. La reacción es sencilla: el cianuro se descompone en *cianógeno*, *mercurio* y una sustancia negruzca llamada *paracyanógeno*. Los dos últimos cuerpos quedan en la retorta de vidrio y el primero se desprende.

Este compuesto se forma también, siempre que los cuerpos que le forman se hallan en estado naciente, en presencia de una base alcalina ó de un carbonato de esta base.

**177. Ácido cianhídrico.** HCy ó C<sup>2</sup>NH. Este cuerpo llamado también *ácido prúsico* é *hidrocyanico*, fué descubierto por Scheele en 1782 y Gay-Lussac en 1811 le obtuvo puro, determinando su verdadera composición (1).

Existe libre en el jugo de algunos vegetales, como el *jatropha manioc*, y en todo aquel que pueda transformar la *amigdalina*, en esencia de almendras amargas y ácido cianhídrico. La familia de las rosáceas contiene este principio, y se puede comprobar en el laurel, cerezo, albérchigo y otros, y esencialmente en las almendras amargas.

**178. Propiedades físicas.**—Es un líquido incoloro y trasparente, de olor característico á almendras amargas. Su densidad es de 0,7, se disuelve, en el agua, alcohol y éter. Se solidifica á —15°. Hierve á 26° siendo la densidad de su vapor de 0,946.

**179. Propiedades químicas.**—Es un hidrácido enérgico y análogo al clorhídrico, enrojece las tinturas azules vegetales y forma sales halógenas, *cyanuros*.

---

Su carácter más notable es el de producir un precipitado de color violeta, insoluble en agua régia, cuando en disolución, se le pone en contacto de otra disolución de sulfato cúprico-amónico.

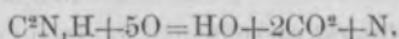
(1) Este ácido se supone debió ser conocido en los tiempos antiguos por los sacerdotes del Egipto, pues con él privaban de la vida á los que hacían traición al arte sagrado. Las hojas y frutos de la familia de las laurineas, debieron servirles para hacer su preparación por medio de infusiones. Los primeros jesuitas que fueron á América refieren que los indios condenaban á los reos á la pena de muerte, llamada del meloctón, infusión preparada con las hojas de este vegetal. (Química de Luna).

Debe tenerse en tubos cerrados á la lámpara y aun así, no puede conservarse mucho tiempo sin alteración, adquiriendo el líquido un color moreno, depositándose una materia parda pulverulenta. Esta descomposición que sufre no está bien estudiada.

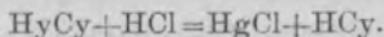
Este ácido, es uno de los venenos más violentos que se conocen, pues una sola gota colocada en la lengua mata instantáneamente. De aquí que haya de manejarse por personas peritas y con grandes cuidados, pues hay además que evitar la respiración de sus vapores. Si en la piel cae una gota y aquella tiene rozadura ó herida, la intoxicación es rápida, pues se facilita la absorción.

Suelen emplearse como antidotos las lociones del amoniaco líquido y agua de cloro, por más que no tengan segura acción destructora sobre el veneno. Nada puede conseguirse si la intoxicación se ha realizado por el ácido prusico anhidro.

Si se calienta con un metal alcalino se forma Cyanuro, quedando libre el hidrógeno. Arde en contacto del aire originando una llama violacea, formando agua, ácido carbónico y nitrógeno-de este modo:



**180. Obtención.**— Para prepararle basta tratar el *Cyanuro de mercurio* por el *ácido clorhídrico*. Se forma cloruro de mercurio y ácido Cyanhídrico como expresa la siguiente reacción.



Se emplea un pequeño matraz que vá en comunicación con un tubo, cuya 1.<sup>a</sup> mitad lleva fragmentos pequeños de mármol y la 2.<sup>a</sup>, pedacitos de cloruro de calcio fundido. El otro extremo del tubo se pone en comunicación con uno en U terminado en punta afilada, donde se condensa el cuerpo, yendo rodeado de una mezcla frigorífica.

Este ácido se emplea generalmente disuelto en 10 volúmenes de agua, sobre todo en medicina.

Para preparar el ácido prusico anhidro, se descompone el cyanuro de mercurio por el ácido sulfhídrico gaseoso, para lo que se modifica algo el aparato anterior.

## LIBRO V.

### FÓSFORO-ARSÉNICO Y SUS COMPUESTOS.

#### CAPÍTULO I.

##### FÓSFORO-PH.

**181.** El nombre de Fósforo significa *porta luz*. Es uno de los metaloides más interesantes por sus notables caractéres y aplicaciones. Fué descubierto por *Bradnt* en 1669, que lo extrajo de la orina: más tarde *Kunkel*, químico de *Wittemberg*, lo halló mediante grandes trabajos en la misma sustancia y entonces hizo público su descubrimiento. En 1769 *Ganh*, químico sueco, lo obtuvo también, valiendose de los huesos de los animales y *Scheele* halló el procedimiento para su determinación, que es con ligeras variantes, el único que hoy se emplea en la industria.

Se estudia actualmente el fósforo en sus diversas manifestaciones moleculares y múltiples aplicaciones, merced á los estudios practicados por *Berzelius*, *Kopp*, *Hittorf* y otros.

No existe en estado libre, pero se halla muy abundante en la orina (fosfatos de amoniaco y sosa), en los huesos, en el grano de los cereales, en los vegetales existe también, como procedente de los fosfatos metálicos que toman aquellos de los terrenos en que viven, y en el reino mineral es muy abundante formando fosfatos de cal, hierro, etc. Por último se halla en el cerebro, globulos sanguineos, yema de huevo y otros

elementos. La rotación del fósforo, del reino animal al vegetal y viceversa, es constante.

**182. Propiedades físicas.**—Es sólido, de aspecto corneo, blando, amarillento, olor aliáceo (semejante al de los ajos). Tiene por densidad 1,82, fosforece en la oscuridad. Se disuelve en el alcohol, aunque no tanto como en el éter, aceites fijos, petróleo, bencina, cloruro de azufre y sobre todo en el sulfuro de carbono, cuya disolución, llamada *fuego feniano*, produce la combustión de las maderas y cuerpos combustibles impregnados de ella.

A la temperatura ordinaria es blando como la cera, á 0°. es quebradizo. Se funde á 44.° y á 290.° hierve. Sometido á la influencia de los rayos solares y privado del aire, se hace rojo, sufriendo un cambio molecular, por lo que se denomina entonces *fósforo rojo*. La luz le hace sufrir también modificación, así, si estando debajo del agua, que es como se le tiene, se somete á la influencia de aquel agente, se va cubriendo lentamente y de fuera á dentro, de una capa blanca con tinte rojizo; si su acción es muy directa, se hace opaca, transformándose en *fósforo blanco*, que es frágil y de una densidad de 1,5, cambiándose en ordinario calentado á 50°.

**183. Propiedades químicas.**—El fósforo es un gran reductor por la afinidad que tiene con otros cuerpos electro-negativos, como el oxígeno, cloro etc. Entra en combustión á 60°. el amorfo necesita 260°. para arder.

Es muy venenoso, llegando á producir la muerte. Si se acude á tiempo debe lo primero provocarse el vómito y después debe usarse la magnesia desleida en agua y mejor el hipoclorito de magnesia y en caso apurado ceniza con agua. La esencia de trementina es excelente antidoto, porque impide que le absorba el oxígeno de la sangre. El fósforo rojo no se considera como venenoso.

Se une con el hidrógeno, si ambos cuerpos estan en estado naciente. Los cuerpos anfígenos se unen al fósforo y el azufre lo realiza con detonación; con el nitrógeno forma el nitruro de fósforo.

El fósforo es tanto más combustible cuanto más impuro se halla

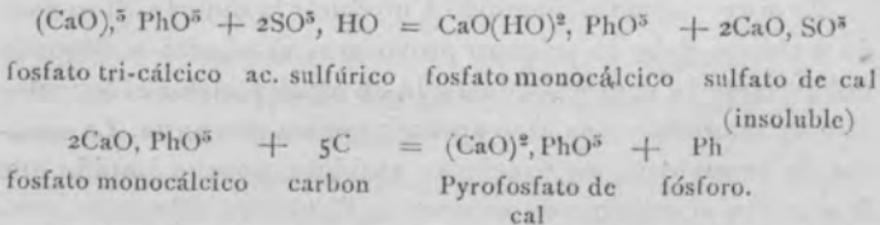
**181. Obtención.**—En la industria, el procedimiento que ordinariamente se emplea es por medio de los huesos. Se empieza por calcinarlos para destruir la materia orgánica y separar la mineral (formada de fosfato y carbonato cálcico en su mayor parte). Reducidos después á polvo, se tratan por el ácido sulfúrico, que forma sulfato cálcico insoluble y sulfato cálcico soluble, que por filtración pasa á través de un lienzo y desecado, se calienta al rojo en una gran caldera de hierro colado para que pierda agua y se convierta en metafósforo, que se mezcla con

carbón en retortas de barro refractario, como indica la (fig. 31). Se calientan en hornospecial, recojiéndose por destilación el fósforo á la vez que se desprenden di-



Fig. 31.

ferentes gases, entre ellos el oxido de carbono, hidrógenos carbonados y transformandose el metafósforo en pirofosfato. Las reacciones que tienen lugar son las siguientes:



El fósforo obtenido de esta suerte se halla impurificado por el carbón, oxido rojo de fosforo y otras pequeñas sustancias de diferentes cuerpos. Para purificarle, se emplea la filtración y destilación y mejor aun, por la acción del bicromato potásico y ácido sulfúrico. Por el primer procedimiento basta

filtrarle por una piel de gamuza que se comprime dentro del agua á unos 50°.

La destilación tiene que hacerse en atmósfera de hidrógeno y cubriendo el aparato con pantallas de hoja de lata para evitar la proyección del fósforo con riesgo del operador. En el último método, por efecto del oxígeno producido, el fósforo se libra de los oxácidos que le impurifican.

**185. Usos.**—Se emplea en la fabricación del ácido fosfórico y forfuros y en el análisis del aire. Por la importancia agrícola que sus sales tienen como abono, es uno de los cuerpos más estimados, como también por la enorme fabricación que de él se hace para la elaboración de cerillas, que constituye hoy una de las mayores riquezas de muchos países y en la cual España figuró siempre á gran altura (1).

## CAPÍTULO II.

### COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL OXÍGENO.

**186.** Las combinaciones que forma el fósforo con el oxígeno son las siguientes:

Oxido de fósforo. . . . .	$\text{Ph}^2\text{O}$ (indiferente)
Acido hipofosforoso. . . . .	$\text{PhO}$
» fosforoso . . . . .	$\text{PhO}^5$
» fosfórico (anhidro). . . . .	$\text{PhO}^5$
» » monohidratado . . . . .	$\text{PhO}^5, \text{HO}$
» » bihidratado. . . . .	$\text{PhO}^5, 2\text{HO}$
» » trihidratado. . . . .	$\text{PhO}^5, 3\text{HO}$

Los hidratados, hacen oficio de bases, siendo por lo tanto, monobásico, bibásico y tribásico respectivamente cada uno de ellos.

(1) En España, existen fábricas notables en Navarra, Provincias Vascongadas y otros puntos.

La cerilla fosfórica se suele elaborar del siguiente modo: cortada la cerilla, se moja la que se llama cabeza, en una pasta formada de goma-agua-fósforo-materia colorante (azul de Prusia-minio) y nitro ó clorato de potasa, según hayan de ser sordas ó producir ruido.

De todos estos compuestos estudiamos los siguientes:

**187. Acido fosforoso.**—Siempre que el fósforo arde en atmósfera de oxígeno ó de aire se produce el ácido fosfórico pero se puede producir la combustión de suerte que tenga menor grado de oxidación, para lo que basta hacer pasar el aire por fósforo caliente.

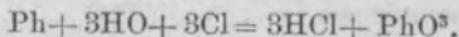
En los laboratorios se obtiene generalmente, empleando (fig. 32) una campana de vidrio situada sobre un gran plato con agua y por la que circula el aire y debajo de ella un frasco con embudo.



Fig. 32.

En este, se colocan diferentes tubitos de vidrio, en cada uno de los que se pone una barra de fósforo humedecido. El ácido fosforoso que se vá produciendo, como más pesado que el aire cae al fondo y se disuelve en el agua y al cabo de unos dias, se obtiene una disolución bastante concentrada de este ácido.

También se puede preparar por la acción del agua sobre el tricloruro, de este modo.



Este cuerpo se presenta unas veces cristalizado y otras en forma de líquido espeso: su color es blanco, sabor ácido, es muy delicuescente y soluble en el agua.

**188. Acido fosfórico anhidro.**—Tiene propiedades muy diferentes del hidratado. El anhidro se presenta sólido, blanco, parecido á los copos de nieve, y sin olor sensible y de fuerte sabor ácido. Es muy soluble en el agua y produce al caer en esta un ruido parecido al del hierro candente cuando se introduce en este líquido.

Se obtiene, haciendo arder el fósforo en una atmósfera seca de aire, lo que se realiza por medio de un aparato, como el que expresa la (fig. 33).

En la parte inferior de la campana en una capsulita, se colocan fragmentos de cal viva para desecar el aire interior, sacando aquella después, que se sustituye por otra, en la que se inflama el fósforo. El ácido fosfórico se condensa y precipita

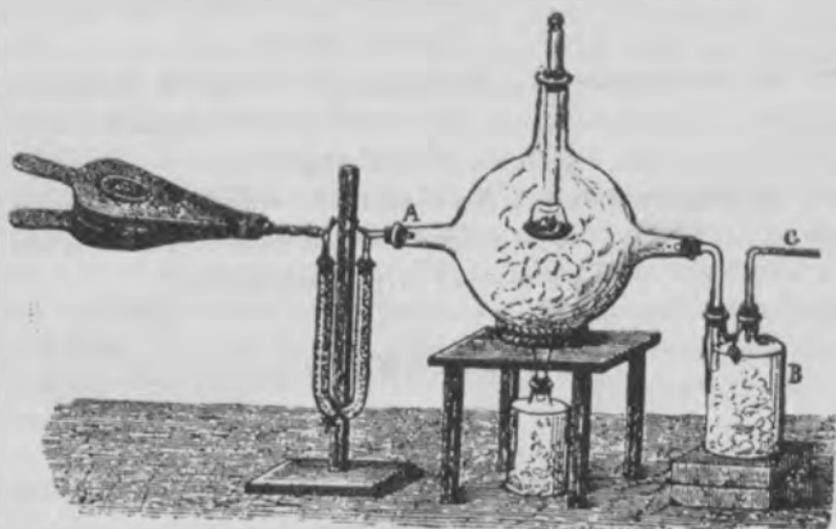


Fig. 33.

en forma de polvo blanco sobre las paredes de la campana y fuente en que vá situada. Lo que queda en la capsula es cierta cantidad de oxido rojo de fósforo. Después por medio de una espátula de platino se recoge el ácido fosfórico y se introduce en un frasco de vidrio bien seco.

**189. Acidos fosfóricos hidratados.**—Se preparan, calentando una mezcla de fósforo y ácido nítrico en una retorta de vidrio, cuyo cuello comunica con un recipiente que se cuida de tener frío. Se desprenden abundantes vapores y el fósforo desaparece rápidamente.

Si este ácido se deja abandonado en una campana con doble cantidad de agua, que la que ya tiene, se convierte en masa cristalina y forma el hidrato  $\text{PhO}^5 + 3\text{HO}$ .

Si ahora, se pone el ácido vítreo en presencia da una cantidad de agua igual á la que contienen, resultan cristales de la forma  $\text{PhO}^5 + 2\text{HO}$ .

Los caracteres que sirven para reconocer los ácidos fosfóricos en sus diferentes grados de hidratación, son los siguientes:

- 1º. El monohidratado.—Coagula la albumina y precipita en blanco el nitrato argentino y cloruro barico.
- 2º. El bihidratado.—. No coagula la albumina, ni el cloruro barico, pero si en blanco, el nitrato argentino.
- 3º. El trihidratado.—. No coagula la albumina, ni el cloruro barico, pero si en amarillo el nitrato argentino.

### CAPITULO III.

---

#### COMPUESTOS HIDROGENADOS DE FÓSFORO.

---

**190.** El fósforo y el hidrógeno se combinan y forman; 1º. *gás hidrógeno fosforado*, 2º. un *compuesto líquido* más abundante en fósforo y 3º. *uno sólido*, que contiene la mayor cantidad de fósforo.

**191. Gás hidrógeno fosforado.**— $\text{PhH}^5$  *Gengembre* en 1702, descubrió este cuerpo, que se obtiene, calentando en un matraz, una disolución concentrada de potasa caustica, á la que se unen pedazos de fósforo. Por medio de un tubo conductor que vá á parar á una vasija con agua, se van desprendiendo las burbujas de gás que se inflaman en contacto del aire, por lo que es necesario antes de adaptar el tubo, dejar marchar el aire que contenga el matraz, perdiendo una pequeña cantidad de gás, de lo contrario podría producirse una explosión. Esas burbujas al llegar á la superficie del agua é inflamarse forman una preciosa aureola iluminada que asciende con regularidad hasta perderse en la atmósfera.

Este gás es incoloro, de olor fétido y sui generis. Su den-

sidad es de 1,185 y se disuelve en el agua en corta cantidad. Se puede liquidar á  $-90^{\circ}$  y cristaliza á  $-132^{\circ},5$ .

**192. Hidrógeno fosforado líquido.**  $\text{PhH}^2$ .—Fué descubierto por *Thénard* (hijo). Es incoloro y no se solidifica á  $-20^{\circ}$ . Se descompone á  $30^{\circ}$ . Es insoluble en el agua. La menor parte de este cuerpo basta para hacer inflamables á los gases combustibles, que no presentan este carácter, como el hidrógeno, óxido de carbono, cianógeno y otros.

Se obtiene, descomponiendo por medio del agua el fósforo de calcio y recojiendo el líquido mezclado con el gas, en un recipiente rodeado de mezcla frigorífica.

**193. Hidrógeno fosforado sólido.**  $\text{Ph}^2\text{H}$ . Su existencia fué indicada por *Leverrier*. Por la acción de la luz sobre el fósforo gaseoso, mezclado con vapor del líquido, se forma sobre las paredes de la vasija un depósito, que es hidrógeno fosforado sólido, de color amarillo, insoluble en el agua y alcohol y soluble en una lejía de potasa.

Se prepara tratando el fósforo líquido por el ácido clorhídrico. Recojido se lava y deseca á  $100^{\circ}$ . Es cuerpo poco estudiado.

---

El Fósforo también se combina con los cuerpos halógenos, de cuyo estudio prescindimos en este tratado.

## CAPÍTULO IV.

### ARSÉNICO.—As.

**194.** Este cuerpo es conocido desde muy antiguo, pues *Geber* (siglo IX), dice que es muy semejante al azúfre. *Alberto el Grande* indica un procedimiento para su extracción y *Paracelso* se refiere al hablar de este cuerpo á sus propiedades venenosas.

Este metalóide, incluido durante algún tiempo entre los metales por presentar al exterior caracteres muy semejantes á éstos, se encuentra rara vez nativo en la naturaleza por su facilidad en combinarse con el oxígeno del aire.

Está formando gran número de arseniuros y ácidos arsenioso y arsenico, que forman arsenitos y arseniatos con diferentes bases.

**195. Propiedades físicas y químicas.**—El arsénico es sólido, de aspecto gris negruzco y brillante. Cristaliza en tetraedros. Se volatiliza al calor rojo sin liquidarse. Tiene por densidad 5,8; la de su vapor es 10,37.

Este cuerpo, proyectado sobre carbones calientes se une con el oxígeno del aire formando ácido arsenioso y arsénico. Arde en contacto del cloro seco.

Tiene gran analogía, como sus compuestos, con el fósforo: con el hidrógeno naciente forma el hidrógeno arsenical semejante al fosforado.

**196. Obtención.**—Se extráe ordinariamente, destilando en grandes cilindros de barro los arseniuros metálicos, de los que el más frecuente es el llamado *mispickel* (sulfo-arseniuro de hierro). Por el calor el arsénico se volatiliza, quedando por residuo el monosulfuro de hierro. Al *mispickel*, se le añade un poco de hierro para hacer mas rápida la desulfuración.

### COMBINACIONES DEL ARSÉNICO CON EL OXÍGENO.

---

**197. Ácido Arsenioso.**  $AsO_3$ .—Este ácido se presenta sólido, blanco é inodoro. Recien obtenido es transparente y lentamente se vá haciendo más opaco, hasta adquirir el aspecto de la porcelana. Son estados isomericos, en los que varía la densidad y solubilidad, pues en el primer caso, aquella es de 3,738 y en el opaco, de 3,699. Las solubilidades son respectivamente también á 12.º 1 vol. y 3 vol.

Es un ácido débil y se descompone facilmente por la acción del calor, como igualmente lo verifica en el alcohol.

Es por último, un compuesto altamente venenoso.

**198. Obtención.**— En las fábricas, se tuestan los arsenio-sulfuros de hierro, cobre, nickel y cobalto, del mismo modo que para el arsénico, pero facilitando la acción del oxígeno, mientras que la de aquel. se verifica en aparatos cerrados. Conviene sin embargo, realizar una nueva destilación, por medio de un cuerpo reductor como el carbón.

**199. Usos.**—Se emplea mucho en medicina, tomado con precaución, no obstante de que muchos habitantes de países montañosos para disminuir la fatiga producida por la ascen-

sión á sitios tan elevados y facilitar la respiración, se habi-  
túan á su empleo como medicamento, llegando á tomarle en  
grandes dósís. De aquí, su aplicación para las afecciones as-  
máticas, del hígado y para combatir el exceso de glóbulos san-  
guíneos y en otros diversos casos. En la industria se utiliza  
para la fabricación del *verde de Scheele* que es el arsénito de  
cobre y en la del flint-glass. En química como reactivo.

**200. Ácido Arsénico.**  $AsO_5$ .—Este ácido en el estado  
anhidro es sólido y blanco. Hidratado, es soluble y cristaliza  
con tres equivalentes de agua.

Al rojo blanco se convierte en ácido arsenioso y dos equi-  
valentes de agua que quedan en libertad. El carbon y el hi-  
drógeno reducen este ácido, dejando libre el arsénico.

Es mucho más venenoso que el arsenioso. Introduciendo una  
mano en una disolución del ácido que estudiamos, que esté  
bien diluida, causa una gran sensación de dolor en las uñas  
que se extiende por todo el brazo y que puede ser hasta mor-  
tal. Pueden evitarse sus efectos por medio de repetidas locio-  
nes de cal.

**201. Obtención.**—Se prepara oxidando el ácido arse-  
nioso por el ácido nítrico ó por el agua regia. La reacción  
es muy activa: se evapora el líquido hasta sequedad, se di-  
suelve en agua destilada y se evapora otra vez la disolución,  
hasta que adquiera consistencia de jarabe y situado en atmós-  
fera seca cristaliza el ácido.

**202. Usos.**—Se emplea en la estampación de tejidos y en  
la preparación de colores como el *rojo de anilina*.

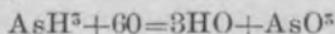
### COMBINACIONES DEL ARSÉNICO CON EL HIDRÓGENO.

---

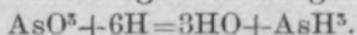
**203.** Forman estos metaloides dos hidrógenos arseníca-  
les, uno en estado gaseoso y otro sólido, análogo al hidróge-  
no fosforado sólido, muy difícil de obtener puro y poco estu-  
diado, por lo que prescindiendo de este, nos ocuparemos del  
*Hidrógeno arsenical gaseoso*.  $AsH_3$ . Es un gas incoloro, de olor  
aliáceo. Se liquida á  $-30^\circ$  y tiene por densidad 2,69. Arde con  
llama lívida y es altamente venenoso, pues basta respirarlo

en corta dosis para causar la muerte, como le aconteció al notable químico *Gehlen* al prepararlo.

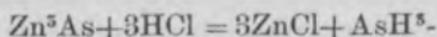
Se descompone por el calor en hidrógeno y arsénico, que puede condensarse en las partes frías en estado metalóideo. Si arde en presencia del oxígeno del aire se transforma en agua y ácido arsénico.



Puesto el hidrógeno naciente en presencia del ácido arsénico se cambia á su vez en agua é hidrógeno arsenical.



**204. Obtención.**—Se suele preparar por medio del arseniuro de zinc y el ácido clorhídrico en sencillo aparato, que se reduce á un frasco de dos tubuluras, á una de las que se adapta un tubo de seguridad y á la otra el aductor para conducir el gás.



vemos por la reacción que se forman 3 de cloruro de zinc y el hidrógeno arsenical.

**205.** Como el arsénico y sus compuestos son eminentemente venenosos y no sea objeto de este libro elemental entrar en el análisis de las materias que pudieran hallarse adulteradas, pues nos llevaría más lejos de nuestro propósito, habremos de concretarnos á indicar tan solo que por medio del aparato de *Marsh* y los procedimientos que se detallan en todas las obras de mayor extensión, se puede evidenciar no solo la presencia del arsénico y sus compuestos, sino determinar las diferencias que pueden resultar de las que proceden del antimonio y los suyos.

Indicaremos no obstante, que son varios los antidotos ó contravenenos que se emplean para combatir los efectos de estas intoxicaciones. Ante todo conviene provocar el vómito, como ya hemos dicho en otra ocasión, y despues, hacer tomar al paciente magnesia en gran cantidad desleida en agua, ó el óxido ferrico hidratado en exceso; y por último escitar la secreción de la orina por medio de la poción diurética indicada por el célebre Orfila, que se compone de 3 litros de agua de Seltz,  $\frac{1}{4}$  de litro de vino blanco y una onza de nitrato de potasa.

## LIBRO VI.

### BORO.—SILICIO, Y SUS COMPUESTOS.

#### CAPÍTULO I.

#### BORO Y ÁCIDO BÓRICO,

**206. Boro. Bo.**—Este metalóide no existe libre en la naturaleza, pero si combinado con el oxígeno y otros cuerpos. Se puede presentar bajo dos estados alotropicos, que son, *amorfo* y *cristalizado*. El primero, se presenta bajo la forma de un polvo gris y en terrones de aspecto verdoso, no tiene olor ni sabor, siendo suave al tacto. Es insoluble en el agua y ácido clorhídrico débil. Calentado en contacto del aire se transforma en ácido bórico. El cristalizado, es transparente ó ligeramente teñido de amarillo, casi tan duro como el diamante, pues raya al *corindon*, cristaliza en octaedros tetragonales, tiene por densidad 2,68 (1).

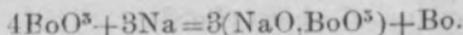
**207. Obtención.**—El amorfo puede prepararse fundiendo en un crisol de hierro una mezcla de 100 gramos de ácido bórico vítreo,

60 « de sodio

40 « de sal común para recu-

brir la masa.

Reacción.

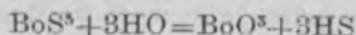


(1) Se considera por algunos autores además del boro amorfo y cristalizado el grafitoide, que aparece en láminas exagonales y es muy semejante al grafito, pero los trabajos de Sainte-Claire Deville demuestran que es un boruro de aluminio, como ha comprobado igualmente, que el boro cristalizado no es completamente puro.

Viértese el producto caliente en agua acidulada con ácido clorhídrico, y despues de filtrarse, se deseca el filtro sobreladrillos calientes.

Por último el cristalizado se prepara fundiendo en un crisol de carbon que se introduce dentro de otro de plombagina, una mezcla de 80 gramos de aluminio en pedazos y 100 gramos de ácido bórico vítreo.—Se trata el residuo de la fusión, 1.º por una legía de sosa caustica, 2.º por ácido hidroclórico hirviendo y 3.º por una mezcla de ácido hidrofluórico y nítrico, quedando la masa cristalina de boro.

**208. Ácido Bórico.**  $\text{BoO}^3$ .—Este ácido ha recibido tambien el nombre de *sal sedativa de Homberg*. Se halla en la naturaleza como producto volcánico y en las inmediaciones de los volcanes existen en algunos puntos fábricas para su obtención; como se verifica en las marismas de Toscana, en cuyos terrenos se observan, grietas de donde salen columnas de gases y vapores que se llaman *suffioni*. Este ácido bórico procede de la evaporación del líquido y su misma temperatura que es de  $100^\circ$ , siendo la naturaleza quien realiza la producción. Dumas admite, que en el interior del volcan se encuentra el sulfuro de boro que puesto en contacto con el agua realiza la reacción siguiente:



**209. Propiedades físicas y químicas.**—Este cuerpo se presenta en escamas blancas, nacaradas y fusibles, sien un buen fundente, muy empleado en el soplete. Poco soluble en agua fría y bastante si está caliente. Si se halla cristalizado toma tres equivalentes de agua. Densidad 1,43.

Es un caracter muy notable el de este ácido, el de comunicar á la llama de alcohol un color verde. Se une á otros metaloides formando compuestos de poca importancia hasta el día. Tratado con carbon al rojo y una corriente de cloro se transforma en cloruro de boro ( $\text{BoCl}^3$ ) y si es por azufre forma el sulfuro de boro ( $\text{BoS}^3$ ).

**210. Obtención.**—Aunque la mayor parte se obtiene de la industria como ya hemos indicado, se puede preparar descomponiendo por el ácido sulfúrico, en pequeñas porciones, una disolución concentrada y caliente del biborato sódico ó borax de la fórmula  $\text{NaO}, 2\text{BoO}^3$ , cuidando de ajítar, interin se vá

vertiendo el ácido. Precipitado el ácido bórico se purifica por repetidas cristalizaciones.

**211. Usos.**—Se utiliza como fundente, para la obtención del borax y preparación de las mechas de las bujías esteáricas para evitar su carbonización. En farmacia, para la preparación del cremor tartaro soluble.

## CAPÍTULO II.

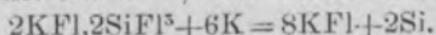
### SILICIO Y ÁCIDO SILÍCICO.

**212. Silicio.** Si.—Este cuerpo descubierto en 1810 por *Berzelius*, tiene grandes analogías con el Boro. Afecta dos formas alotrópicas, que son el *cristalizado* y *amorfo*. Del primero se conocen dos variedades, una en octaedros regulares de aristas convexas (silicio diamantino) y otra en láminas exagonales, semejantes al grafito.

Este cuerpo es duro, raya el vidrio, siendo rayado por el diamante. No se disuelve en el agua, verificándolo en los metales fundidos de los que se separa por enfriamiento. Se funde á 1220°, arde con llama intensa en el fluor, se combina con los cuerpos halógenos. Forma con el ácido clorhídrico un compuesto, que es el *cloroformo silícico*, análogo al *Cloroformo*, con la diferencia, de que el silícico sustituye al carbono en este último.

El segundo ó sea el amorfo, se presenta pulverulento, de color oscuro, insoluble en el agua y de mayor densidad. Arde como carbon en el aire. A la temperatura del rojo se hace más duro y áspero al tacto. Es buen reductor.

**213. Obtención.**—Se trata el Fluoruro doble de silicio y potásio, por el potásio en un crisol de barro y por medio de una conveniente temperatura se forma fluoruro potásico, quedando libre el silicio amorfo, como indica la reacción.



Se trata el producto por el agua fría que disuelve el fluoruro de potásio. El silicio se recoje en un filtro y se lava el precipitado con agua destilada hasta que no quede residuo, evaporando las disoluciones en lámina de vidrio.

Para obtenerle grafitoide, basta fundir una mezcla de fluoruro po-

tásico y aluminio. Se forma fluoruro doble de aluminio y potasio y el silicio queda unido al aluminio en exceso, que se trata por el ácido clorhídrico, quedando libre el silicio grafitóide.

**214. Acido Silícico.**  $\text{SiO}^5$ .—Único que se conoce de esta serie, se llama también *silice*, siendo una de las sustancias más exparcidas en la superficie de nuestro globo.

Forma el cristal roca, cuarzo, arenas: contiene abundantes silicatos de alumina, cal, magnesia, hierro, zinc etc. El cristal de roca, es el ácido silícico cristalizado y puro. (1) Tiene por densidad 2,6 no fundiéndose aún á altas temperaturas y si, en glóbulo vítreo á la llama de una mezcla de hidrógeno y oxígeno. La potasa y el ácido fluorhídrico son casi los únicos cuerpos que alteran al cuarzo.

Es incoloro, cristalino y no enrojece la tintura de tornasol apesar de ser ácido enérgico, pues desaloja á otros más enérgicos como el sulfúrico y nítrico en algunos casos. Si se hidrata, toma aspecto gelatinoso y entonces es un poco soluble, lo que comprueba su presencia en las aguas de los surtidores de Islandia (*geysers*).

**215. Obtención.**—Se prepara, fundiendo cuarzo pulverizado con un exceso de potasa en un crisol de platino. Después se trata por agua, que origina lo que los antiguos llamaban *licor de pedernales*. Viértese enseguida ácido clorhídrico en este silicato de potasa y se precipita el silícico en estado gelatinoso (silice soluble), carácter que pierde por la desecación. Anhidro, resulta en polvo blanco, insoluble en el agua y ácidos.

**216. Usos.**—El ácido silícico ó silice es la base de la fabricación en las lozas, porcelanas y argamansas, de la del vidrio y esmaltes.

**217.** El Silicio, forma también compuestos muy notables con el Fluor, cloro, iodo y otros cuerpos, dando lugar al Fluoruro de silicio ( $\text{SiF}^5$ ), cloruro de silicio ( $\text{SiCl}^5$ ) y Ioduro de silicio ( $\text{SiI}^3$ ), que tienen interés bajo el concepto científico.

---

(1) El cristal de roca teñido por el color violeta recibe en mineralogía el nombre de *amatista*. Otras variedades, no cristalizadas, los de *ópalo*, *onix*, *agata* y *calcedonia*. El de *jaspe*, si el ácido silícico está unido á óxidos metálicos.

En combinación con la alumina, sosa, potasa, cal y óxido de hierro, da lugar á gran número de minerales que forman parte de la constitución de granitos, esquistos.

Puede decirse en general que todas las rocas que no son calcáreas, son silíceas.

# SEGUNDA PARTE.

---

## METALES Y SUS MAS IMPORTANTES COMBINACIONES.

---

### LIBRO PRIMERO.

---

#### GENERALIDADES SOBRE LOS METALES.

---

##### CAPÍTULO PRIMERO.

###### PROPIEDADES DE LOS MISMOS.

---

**218.** Hemos indicado al principio de estas lecciones el carácter que distingue en general á los metales, que habremos de ampliar ligeramente en esta segunda parte. Admitida la clasificación de *Thenard*, seguiremos el orden establecido en las 7 secciones que comprende, prescindiendo de algunos cuerpos que carezcan de gran importancia y no deban ser por lo tanto objeto de estudio en clases puramente elementales, como también de aquellos compuestos que ofrezcan poco interés científico ó de no inmediata aplicación.

**219. Propiedades generales.**—Sabemos, que los metales son buenos conductores del calor y electricidad, con brillo metálico y susceptibles de buen pulimento, con densidad mayor en general que el agua destilada; y á excepción del

mercurio todos son sólidos. Igualmente como carácter químico, forman con el oxígeno *óxidos* ó *bases*, de que ya hemos tratado en la nomenclatura química.

Los metales se hallan en el interior de las capas terrestres, puntos montañosos, fondos de los lagos y arenas de los ríos. Pocas veces en los terrenos de sedimento: unos se encuentran nativos, otros unidos al oxígeno, azufre, cloro, arsénico etc. ya también constituyendo sales importantes.

Entre las propiedades físicas debemos indicar las siguientes: densidad, opacidad, brillo, color, cristalización, maleabilidad, ductilidad, fusibilidad, tenacidad y conductibilidad para el calor y electricidad.

*Densidad.*—Menos el Potasio, Sodio y Litio todos presentan mayor densidad que el agua, figurando el platino fundido con la mayor, que es 23.

*Opacidad.*—Por lo general todos son opacos, pero puede suceder que reducidos á láminas delgadas dejen paso á la luz, como le sucede al oro.

*Brillo.*—Algunos lo manifiestan á primera vista, pero á veces se tiene que recurrir al pulimento. Este brillo suele desaparecer si se reducen á polvo.

*Color.*—La mayoría de ellos presentan un color agrisado; en otros es muy notable, como el cobre y titanio que lo tienen rojo, el oro, amarillo. En las aleaciones se suelen modificar las coloraciones de los metales que las forman.

*Cristalización.*—Casi todos cristalizan. Los nativos por regla general siempre lo verifican; las formas que presentan con más frecuencia son la cúbica y octaédrica.

*Maleabilidad.*—Esta propiedad estudiada en física, nos recuerda que hay algunos metales que por medio del *laminador* ó *martillo*, pueden adquirir la forma de láminas, si bien hay otros que se disgregan por ser quebradizos.

*Ductilidad.*—Este carácter como el anterior se estudia en física como propiedad particular, y es la mayor ó menor facilidad que tienen algunos metales de estenderse en hilos.

Las tablas de maleabilidad y ductilidad pueden verse en el tratado de física.

El aparato que se emplea para la obtención de hilos metálicos, se llama *hilera*.

*Fusibilidad.*—Los metales tienen muy diversos puntos de fusión. El cuadro siguiente indica el de los más importantes.

### TEMPERATURAS DE FUSIÓN.

Iridio. . . . .	2,500 <sup>o</sup>	Plata. . . . .	1,000 <sup>o</sup>	Estaño. . . . .	229 <sup>o</sup>
Platino. . . . .	2,000	Aluminio . . . . .	800	Sodio. . . . .	90
Nikel. . . . .	1,600	Antimonio. . . . .	450	Potasio. . . . .	58
Hierro dulce. . . . .	1,500	Zinc . . . . .	410	Galio . . . . .	29
Acero. . . . .	1,400	Cadmio . . . . .	360	Mercurio. . . . .	39 <sup>o</sup>
Oro. . . . .	1,250	Plomo. . . . .	335		
Cobre. . . . .	1,100	Bismuto. . . . .	264		

*Tenacidad.* Es la propiedad que poseen los cuerpos de oponerse á ser rotos por el choque. La opuesta se llama *fragilidad*. Varía en los distintos metales y para ensayarla basta observar la resistencia que oponen á romperse por la acción de un peso dado.

Para apreciarla, se preparan hilos de diferentes sustancias y de igual diámetro y lonjitud fijosá un mismo punto y se suspen de por la extremidad libre un platillo que se vá cargando con pesos sucesivamente mayores hasta que se produzca la ruptura. Se prueba de este modo que las tenacidades son muy diferentes.

El cuadro siguiente indica los menores pesos que se necesitan para romper hilos de 2<sup>mm</sup>. de diámetro.

Hierro. . . . .	250 Kilóg.	Oro . . . . .	68 Kilóg.
Cobre . . . . .	137	Zinc. . . . .	50
Platino. . . . .	125	Nikel. . . . .	48
Plata . . . . .	85	Estaño . . . . .	16
		Plomo. . . . .	12

La tenacidad es de gran importancia en las aplicaciones técnicas y uso de estos cuerpos.

*Conductibilidad.* Esta, puede referirse al calor ó electricidad siendo muy interesante su conocimiento para saber las condiciones más ó menos ventajosas que pueden obtenerse de los metales en sus diferentes aplicaciones. Así, cuando hay que construir calderas destinadas á evaporar líquidos, la cantidad evaporada en un tiempo dado depende del poder conductor del metal que constituye la vasija. De igual suerte, para los fenómenos de electricidad ofrece especial interés, según los usos á que se destinen los metales. Como estos caractères han sido es-

tudiados en física con mayor extensión á ella nos referimos en este punto.

**220. Propiedades químicas.**—Los metales se combinan entre si y también con los metaloides en proporciones y con energías diferentes. Estudiar los más importantes caracteres que resultan de estas mútuas uniones, es el objeto de este epígrafe.

**221. Aleaciones.**—La unión de dos ó más metales, forma la *aleación* y si en ella se halla el mercurio recibe el nombre de *Amalgama*. Antiguamente se suponía, que eran simples mezclas metálicas, pero hoy está demostrado, que la mayoría de ellas revisten el carácter de verdaderas combinaciones, por ir acompañadas de los fenómenos que á estas les distingue y que hemos estudiado anteriormente.

El procedimiento más general para preparar las aleaciones es el de fundir los metales. Si son oxidables se realiza esta operación después de cubrirles con carbón en polvo, que reduce los óxidos y si el metal es volátil, se emplea su óxido y carbón.

Los caracteres que deben estudiarse en toda aleación son el color, dureza, densidad y fusibilidad. *Color.* Este suele modificarse respecto al que presentan cada uno de los metales, sin embargo suele dominar el más marcado. Ejemplo latón (cobre y zinc). *Dureza.* Por regla general aumenta en la aleación, respecto á la que tienen los metales que la constituyen. Así, el bronce es muy duro y sin embargo está formado por 2 metales, cobre y estaño, que pasan facilmente por la hilera y hasta son rayados por la caliza. *Densidad.* Varía notablemente, siendo unas veces mayor y otras menor que la densidad media de los cuerpos que forman la aleación.

*Fusibilidad* Es también muy variable, como se comprueba por la llamada de *D<sup>e</sup> Arcet*, que se compone de 8 partes de Bismuto, 5 de plomo y 3 de estaño y siendo su punto de fusión de 94°, 5, el de los metales que la constituyen respectivamente son para el Bismuto 264°, para el plomo 335° y para el último 228°.

Por regla general las aleaciones, que vienen á aumentar digamoslo así, el catálogo de sustancias metálicas conocidas hasta el dia y que tan útiles aplicaciones prestan á la industria y á la ciencia, adquieren propiedades diversas como la de hacer más difícil su oxidación, respecto á los elementos que entran en ella.

Entre las aleaciones que tienen uso práctico más frecuente tenemos las siguientes:

<b>Latón</b>	<b>Aleación D' Arcet</b>	<b>Metal blanco</b>
Cobre. . . . 66,67	Bismuto. . . . 8	Cobre. . . . 50
Zinc. . . . 33,33	Plomo. . . . 5	Zinc. . . . 25
<b>Bronce de Estátuas</b>	Estaño. . . . 3	Niquel. . . . 25
—	<b>Caracteres de im-</b>	<b>Moneda de Plata</b>
Cobre. . . . 90	<b>prenta</b>	—
Estaño. . . . 10	—	Plata. . . . 90
<b>Bronce de Cañones</b>	Plomo. . . . 80	Cobre. . . . 10
—	Antimonio. . . 20	<b>Moneda de Oro</b>
Cobre. . . . 90,9	<b>Maillecort</b>	—
Estaño. . . . 9,1	—	Oro. . . . 90
<b>Bronce de Campanas</b>	Cobre. . . . 50	Cobre. . . . 10
—	Estaño. . . . 18,75	<b>Similar</b>
Cobre. . . . 78	Plomo. . . . 31,25	=
Estaño. . . . 22	<b>Soldadura de plome-</b>	Cobre. . . . 90
<b>Bronce para espejos</b>	<b>ros.</b>	Zinc. . . . 10
—	—	
Cobre. . . . 67	Estaño. . . . 66	
Estaño. . . . 33	Plomo. . . . 14	

## CAPITULO II.

### ACCIÓN DEL OXÍGENO, HIDRÓGENO, AZUFRE, CLORO Y CARBONO SOBRE LOS METALES.

**222. Óxidos metálicos.**—Hemos expuesto anteriormente, que todos los metales exceptuando el oro, plata, platino, sodio, paladio é iridio, se combinan directamente con el oxígeno y que su carácter distintivo es el de formar óxidos. Estos pueden prepararse por diferentes procedimientos 1.º calentando el metal en contacto del oxígeno ó del aire. 2.º Calcinandoles con un cuerpo que pueda cederles oxígeno, como el clorato de potasa, nitro etc. 3.º Tratando los metales por el ácido nítrico, agua oxigenada ú ozono. 4.º Precipitando una sal por una base enérgica.

Muchos óxidos superiores se reducen á otros de grado inferior por la acción del calor.

**223. División de los óxidos.**—Se dividen generalmente en 5 clases:

- |                                      |   |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                   |
|--------------------------------------|---|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. <sup>a</sup> <i>Basicos.</i>      | } | Que son los que se combinan fácilmente con los ácidos, originando sales definidas y cristalizables. Ej. Los protoxidos de hierro, plomo, calcio, sodio y potasio.                                                                                                                                                                                 |
| 2. <sup>a</sup> <i>Acidos.</i>       | } | Que no se combinan con los ácidos ó muy rara vez y que forman sales bien definidas con las bases enérgicas. Ej. El cromico, plumbico, mangánico.                                                                                                                                                                                                  |
| 3. <sup>a</sup> <i>Indiferentes.</i> | } | Que hacen indistintamente el papel de ácidos con bases poderosas, y el de bases con bases enérgicas. Ej. La alumina ( $Al^2O^3$ ).                                                                                                                                                                                                                |
| 4. <sup>a</sup> <i>Singulares.</i>   | } | Los que no se combinan con los ácidos, ni con las bases. Ej. Bioxidos de Manganeso, bario, calcio etc. Mas si aumenta su grado de oxidación, se convierten en ácidos y si disminuye en bases.                                                                                                                                                     |
| 5. <sup>a</sup> <i>Salinos.</i>      | } | Son los que resultan de la combinación de un oxido metálico basico, con otro del mismo metal, haciendo oficio de verdaderas sales. Ej. ferrato ferroso (hierro magnético, $Fe^3O^4$ ); el de manganeso ( $Mn^5O^4$ ); el de cromo ( $Cr^3O^4$ ), debiendo escribirse sus fórmulas de este modo: $FeO, Fe^2O^3; MnO, Mn^2O^3; CrO, Cr^2O^3$ ; etc. |

**124. Acción del hidrógeno sobre los óxidos.**—

El hidrógeno descompone mediante cierta temperatura gran número de óxidos, apoderándose de su oxígeno para formar agua. Los metales de las dos primeras secciones no son descompuestos por este metaloide á ninguna temperatura. Los de la sexta sección se descomponen á temperaturas algo superiores á la de ebullición del agua.

Esta reducción puede realizarse por el aparato que expresa la (fig. 34) en donde se desprende el gás que se desea, al pasar por una campana vertical que contiene cloruro de calcio. Calentado el tubo que lleva óxido férrico, cúprico ó el que sometamos á la experiencia, queda reducido allí el metal y se forma el agua, según se observa en el dibujo.

**225. Acción del azufre.**—Este cuerpo actúa sobre la

mayoría de los óxidos á elevadas temperaturas. Se produce generalmente una mezcla de sulfuro y sulfato en los metales

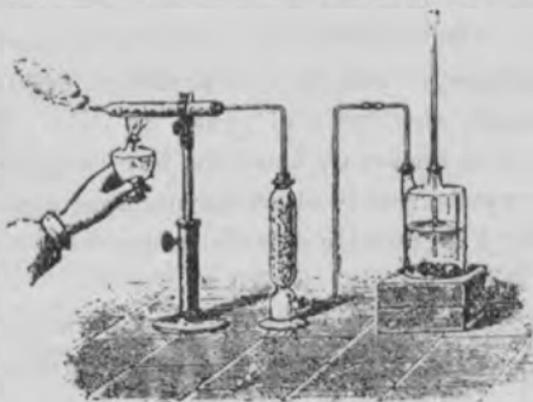


Fig. 34.

de la 1.<sup>a</sup> sección y si se añade carbón, no se forma más que sulfuro. Los de la 2.<sup>a</sup> sección no se alteran y algunos se convierten en sulfuros si se une carbón, actuando una corriente de vapor de azufre. Los de las demás secciones lo verifican desprendiendo ácido sul-

furoso, por más que sea preciso en la mayor parte de los casos unir carbón al óxido que se halle sometido á buena temperatura.

**326. Acción del cloro.**—Este metaloide reduce la mayor parte de los óxidos, expuestos al calor rojo dentro de un tubo de porcelana (fig. 35), desalojando el oxígeno y produciendo un cloruro del metal.

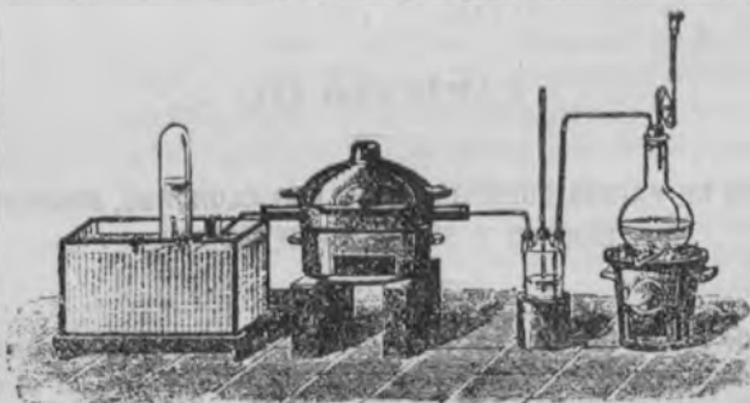
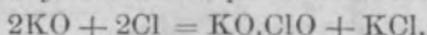


Fig. 35.

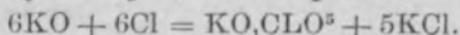
La acción del cloro sobre los óxidos es muy diferente se-

gún actúe en frío ó por la acción del calor. En seco, transforma casi todos los óxidos en cloruros.

Si los óxidos se hallan en disolución, la acción del cloro es muy diferente, así, si se hace pasar una corriente de cloro por una disolución de potasa, la reacción se modifica, según la concentración del líquido alcalino y el grado de calor. Si la disolución es débil y la temperatura también, hay reacción entre 2 equivalentes de potasa y 2 de cloro, formándose hipoclorito de potasa y cloruro de potasio de este modo:



Si es concentrada la disolución y mayor la temperatura, la reacción tiene lugar entre 6 de potasa y 6 de cloro, formándose clorato de potasa y cloruro de potasio.



**227. Acción del carbono.**—Este, reduce todos los óxidos metálicos que descompone el hidrógeno y á mayor temperatura lo verifica de otros que se resisten á la acción del hidrógeno. Así, los óxidos de potasio y sodio son descompuestos por el carbón al calor rojo blanco, quedando libre el metal.

Si la reducción se realiza á temperatura baja, hay desprendimiento de ácido carbónico y si tiene lugar á un alto grado de calor, se desprende óxido de carbono.

### CAPÍTULO III.

#### ACCIÓN DE VARIOS CUERPOS SOBRE LOS CLORUROS, BROMUROS, IODUROS Y SULFUROS METÁLICOS.

**228. Acción de varios cuerpos sobre los cloruros.**—El oxígeno no tiene acción sobre los cloruros de los metales de la 1.<sup>a</sup> sección, pero cambia fácilmente en óxidos los cloruros de los metales de la 2.<sup>a</sup>, 3.<sup>a</sup>, 4.<sup>a</sup> y 5.<sup>a</sup>, si se calientan en medio de una corriente de dicho gás. Los de la 6.<sup>a</sup> que no se descomponen por el calor, también se alteran calentados en atmósfera de oxígeno.

El hidrógeno no ejerce acción sobre los cloruros de las 2 primeras secciones, pero descompone por el calor á los de las otras;



Con el ácido sulfúrico ordinario forman los cloruros, ácido clorhídrico y se transforman en sulfatos;



El nitrato de plata precipita todos los cloruros de sus disoluciones, formándose cloruro de plata, que es insoluble, blanco y soluble en el amoniaco, ennegreciéndose al contacto de la luz.

El carbono no causa acción sensible sobre los cloruros metálicos.

Se preparan los cloruros por varios procedimientos y como más seguidos son los dos siguientes: 1.<sup>o</sup> Haciendo actuar el cloro ó agua regia sobre los metales; 2.<sup>o</sup> descomponiendo los óxidos por el ácido clorhídrico.

**229. Acción de los metaloides sobre los bromuros y ioduros.**—Los metaloides actúan sobre ellos, del mismo modo que sobre los cloruros, y se preparan también por análogos procedimientos,

**230. Preparación de los sulfuros.**—Los metales se combinan con el azufre si se les funde con este metaloide y mejor, si se les calienta á elevada temperatura en su vapor. También se obtienen los sulfuros calentando los óxidos con azufre ó calcinando en crisol brascado, una mezcla de óxido metálico, carbonato de potasa y azufre. El carbonato se cambia en polisulfuro, que transforma al óxido en sulfuro y el oxígeno se desprende en estado de óxido de carbono.

Se pueden preparar también gran número de sulfuros por el hidrógeno sulfurado, que actúa sobre las disoluciones de las sales metálicas correspondientes; y otros como los de la 3.<sup>a</sup> sección, tratando las disoluciones salinas de los metales por la disolución del sulfuro alcalino respectivo. Y por último descomponiendo los sulfatos por el carbón.

**231. Acción del oxígeno sobre los sulfuros.**—Obra sobre los sulfuros á diversas temperaturas. Los de los metales de la 1.<sup>a</sup> sección y el de magnesio que pertenece á la 2.<sup>a</sup> se transforman en sulfatos; los de la 3.<sup>a</sup> y 5.<sup>a</sup> se descomponen, siendo los productos que resultan diferentes, según la temperatura; si es alta, se desprende ácido sulfuroso y el metal queda en óxido. Los de la 4.<sup>a</sup> sección se

convierten en óxidos y el azufre se desprende bajo el estado de ácido sulfuroso. Los de la 6.<sup>a</sup> calentados en corriente de oxígeno se reducen al estado metálico, desprendiéndose el azufre del mismo modo que anteriormente hemos dicho.

## CAPÍTULO IV.

### GENERALIDADES SOBRE LAS SALES

**232. División de las sales.**—Dado ya (22) el concepto de lo que debemos entender por *sal*, indicaremos ahora, que el mayor número pertenece al grupo de las *oxisales*, que provienen de un ácido oxigenado con un óxido ú otro cuerpo cualquiera oxigenado también. En este grupo están comprendidas las sales amoniacaes, considerando, como ya hemos estudiado, al amonio como un radical metálico.

Estas *oxisales* se han dividido en *neutras*, *ácidas* y *básicas*. Se reconocen por los cambios de color que producen sobre materias colorantes de origen vegetal, como la *tintura de tornasol*, que es una verdadera sal (formada por la cal y un ácido vegetal de color rojo, *ácido litmico*). Los caracteres en que se funda esta división se reconocen facilmente, si se trata de combinaciones de bases poderosas con ácidos enérgicos, pero no son evidentes si se trata de bases débiles con ácidos enérgicos ó viceversa; y la dificultad es mayor si el ácido base ó sal que resulta son insolubles en el agua.

Diremos no obstante, que es *neutra una sal*, como en los sulfatos de potasa y sosa cuando no predomina el ácido sobre la base, pues están constituidas por un equivalente de ácido y otro de base. En este caso, la tintura de tornasol no se altera. Será *ácida*, cuando el ácido predomine sobre la base. Si el número de equivalentes del ácido fuese 2 ó 3 más que el de la base, la sal resultaría *ácida*, dando reacción sobre el papel colorante. Y por último si la base está en exceso sobre el ácido, sería *básica*.

Las *sulfosales*, *clorosales*, *selenisales* etc. provienen respectivamente de la combinación de dos sulfuros, dos cloruros, dos

seleniuros etc. de los que uno hace oficio de ácido y el otro de base.

Las *sulfosales* estarán formadas por un sulfuro metálico electro-positivo ó *sulfobase*, con otro *electro-negativo* ó *sulfácido*. Lo mismo diríamos de las *clorosales*, estarán formadas por la combinación de un cloruro metálico electro-positivo ó *clorobase*, con otro cloruro metálico ó metaloide electro-negativo ó *clorácido*. Y así de los otros.

Las sales pueden ser también *delicuescentes* y *eflorescentes*. Las primeras son las que tienen la propiedad de absorber el vapor de agua del aire y liquidarse después. Las 2.<sup>as</sup> son las que van perdiendo poco á poco el agua de cristalización, reduciéndose después á polvo. Estas propiedades no son absolutas, pues una misma sal puede ser delicuescente ó eflorescente según el estado higrométrico.

**233. Propiedades físicas de las sales.**—La mayoría de las sales son sólidas á la temperatura ordinaria: las que se originan de un ácido y base incoloros, resultan incoloras, pero las que se forman de una misma base coloreada con los diversos ácidos coloreados son coloreadas. El color de las sales que forman bases incoloras con un mismo ácido coloreado, es parecido al del ácido libre.

El sabor depende más bien de la base. Así las sales de sosa tienen sabor salado, parecido al de la sal común, las de potasa le tienen salado amargo; las de magnesia amargo fuerte; las de alumina azucarado-astringente etc. El ácido sin embargo influye en el sabor, como sucede en los sulfitos.

Carecen en general de olor, á no ser las volátiles como lo son las amoniacales.

Son más densas que el agua y su dureza es muy diversa, pues unas se dejan rayar por la uña y otras como los silicatos rayan al vidrio.

**234. Solubilidad.**—Unas sales son solubles y otras insolubles en el agua; otras lo verifican en el alcohol y disolventes neutros. Generalmente se disuelven en el agua más en caliente que á la temperatura ordinaria y como excepción pueden citarse las de cal, que lo verifican mejor en frío.

Las cantidades disueltas hasta saturación de una sal á cada temperatura, se pueden indicar graficamente, construyendo *curvas de solu-*

*bilidad*. Á partir de un punto de una recta se toman partes iguales, que representen unidades de temperatura y desde dicho punto en otra perpendicular á la primera, se hace otra escala que marca unidades de peso. (Estas líneas se conocen en geometría con los nombres de *eje de abscisas* y *eje de ordenadas*). Si la solubilidad de una sal para una misma temperatura es mayor, la línea vertical que indica la cantidad de sal disuelta también lo será y la curva nos dirá al primer golpe de vista si crece, disminuye ó no altera su poder disolvente cuando aumenta la temperatura, toda vez que si crece, se apartará del eje de las abscisas, si disminuye se acercará y sino hay alteración la recta será paralela á este eje.

En química tiene hoy gran interés el conocimiento de estas curvas de solubilidad, cuyos detalles pueden estudiarse en obras de ampliación.

Para terminar diremos, que la solubilidad de una sal, se puede deducir del siguiente modo: Tomese una cantidad conocida de una disolución saturada de una sal á una temperatura determinada y se la evapora convenientemente en una capsula pesada de antemano; lo que esta aumente de peso sería el de la sal que había disuelta y la diferencia entre el peso de la disolución y el de la sal será el del agua contenida en la disolución. Hallase ahora facilmente su coeficiente de solubilidad referido á 100 partes.

Sea P el peso de la disolución  
 P' el « de la sal  
 P—P' sería el del agua.

$$\left\{ \begin{array}{l} P - P' : P' :: 100 : x \end{array} \right. \text{ que nos dará la cantidad de sal disuelta en 100 de agua.}$$

**235. Saturación y sobresaturación.**—Cuando una disolución salina, contiene toda la cantidad de sal que puede disolver á la temperatura á que está sometida, se considera *saturada*. Si disminuye la temperatura, se deposita parte de la que estaba disuelta, pero si queda inalterable la disolución, se dice que esta *sobresaturada*, de lo que presenta un buen ejemplo el sulfato sódico,

**236. Acción del calor, luz y electricidad sobre las sales.**—El calor hace perder á las sales el agua interpuesta, disolviéndose algunas en su misma agua de cristalización, cuyo acto se llama *fusión acuosa*. Evaporada el agua, vuelven al estado sólido y continuando la acción del calor, la sal anhidra puede producir el estado líquido, realizando el ac-

to de la *fusión ígnea*. Dicho se está por lo mismo, que las sales anhidras no pueden realizar mas que esta última fusión.

Hay sales que no han podido fundirse hasta el día, otras que se volatilizan pasando directamente de sólidas al estado gaseoso. Otras al caer sobre el fuego producen ruidos debidos á la rotura de sus cristales, cuyo fenómeno se llama *decrepita-ción*. Por último, si al descomponerse por el calor, dejan libre el oxígeno, este activa la combustión y se dice que *deflágran*.

La luz obra sobre algunas sales reduciéndolas más ó menos intensamente, como les sucede á las sales de plata que se ennegrecen por su contacto.

La electricidad descompone la mayoría de las sales. El ácido y oxígeno de una sal se dirijen al polo positivo y el metal al negativo. Si se descompone el agua por un metal á la temperatura ordinaria el óxido básico que se forma, se dirige al polo negativo, desprendiéndose hidrógeno,

El sulfato de potása al descomponerse en su ácido y base, el primero vá al polo positivo y la base al negativo. Si es el sulfato de cobre cuyo metal no descompone el agua á la temperatura ordinaria, el oxígeno y ácido se dirijen al polo positivo y el metal al negativo, de lo que se obtiene aplicación en galvanoplástia para recubrir los moldes del metal descompuesto por efeto de esta electrolisis.

## CAPÍTULO VI.

---

### PRINCIPALES LEYES Á QUE ESTÁN SOMETIDAS LAS SALES.

---

**237.** Siempre fué objeto de principal estudio por todos los químicos, el conocimiento é investigación de los fundamentos en que descansa la constitución de sales y las acciones que sobre las mismas ejercen los diferentes cuerpos tanto simples como compuestos; y en la imposibilidad de extendernos en ciertos detalles que á no dudar, serían de interés, por impedirlo el carácter elemental de este libro, habremos de limitarnos á consignar las leyes que se han ido deduciendo relativas á este punto.

**238. Ley de Richter.**—*En todas las sales de un mismo género (son de un mismo género los sulfatos, lo son los cloruros, lo son los carbonatos etc., esto es aquellos compuestos en que entra el mismo ácido con diferente base,) existe una relación constante entre la cantidad del ácido y la del oxígeno de la base.*

**239. Ley de Wéncel.**—*Las cantidades de óxidos diferentes que neutralizan un mismo peso de un ácido fijo, son proporcionales á las de óxidos que neutralizan el mismo peso de otro ácido.*

**240. Leyes de Berthollet.**—*Estas leyes se refieren á la acción que ejerce un ácido, una base ó una sal sobre otra sal, y que estudiaremos separadamente.*

*Acción de los ácidos sobre las sales.* Si el ácido que actúa, es distinto del que existe en la sal, habrá descomposición en varios casos; y son los siguientes:

1.<sup>o</sup> *Siempre que la sal sea soluble en el agua y el ácido que actúa pueda formar un compuesto insoluble.* Vertiendo ácido sulfurico en una disolución de nitrato de barita se forma sulfato de barita y el ácido nítrico queda libre en el líquido. Si se vierte ácido sulfúrico en una disolución débil de nitrato de potasa, no hay descomposición, pero si se evapora el liquido se deposita sulfato de potasa, porque es menos soluble que el nitrato á elevada temperatura. En cambio el ácido nítrico podrá descomponer el sulfato, si la evaporación tiene lugar á baja temperatura, pues á 0.<sup>o</sup> el nitrato de potasa es menos soluble que el sulfato.

2.<sup>o</sup> *Puede haber descomposición por la insolubilidad del ácido que existe en la sal.* Se deja caer ácido sulfúrico en una disolución concentrada de borato de sosa y se forma sulfato de sosa precipitándose el ácido bórico en láminas cristalinas.

3.<sup>o</sup> *Se descomponen las sales por un ácido menos volátil que el de la sal.* Así vemos que todos los carbonatos son descompuestos por ejemplo, por el ácido nítrico, porque es más fijo que el ácido carbónico que forma estas sales. Igualmente el ácido bórico por ser más estable que el sulfúrico descompondrá todos los sulfatos á una temperatura elevada.

4.<sup>o</sup> *Cuando el ácido de una sal y el que ha de ejercer la reacción son gaseosos y poco solubles en el agua y sus afinidades con las bases son próximamente iguales, el ácido que se halla en mayor proporción desaloja al otro.* Si hacemos pasar por mucho tiempo una corriente de ácido carbonico á través de una disolución de un sulfuro alcalino, todo él se transforma en carbonato, con desprendimiento de hidrógeno sulfura-

do; é igualmente puede un carbonato alcalino convertirse en sulfuro, mediante una corriente de sulfhídrico.

El grado de concentración de los ácidos y la temperatura influyen mucho en estas leyes.

*Acción de las bases sobre las sales.* La descomposición de la sal tendrá lugar en los siguientes casos:

1.<sup>o</sup> *En general, hay descomposición de una sal soluble, cuando la base que actúa puede formar sal insoluble con el ácido de la primera.* Si se echa barita en una disolución de sulfato de potasa, se precipita el sulfato de barita y la potasa caustica queda disuelta. Igualmente la barita descompone al carbonato de potasa diluido y se precipita carbonato de barita.

2.<sup>o</sup> *La descomposición, es originada en muchos casos por la insolubilidad de la base que existe en la sal.* Así tenemos que la potasa, descompone al nitrato de plomo y se precipita óxido de plomo hidratado lo mismo que se verifica con todas las sales formadas por óxidos metálicos insolubles.

3.<sup>o</sup> *En ciertos casos un óxido metálico insoluble descompone una sal que contiene una base igualmente insoluble.* El óxido de plata descompone el nitrato de cobre en disolución, precipitando el óxido de cobre.

4.<sup>o</sup> *Cuando la base de la sal es volátil, la desaloja otra más fija.* La cal desaloja al amoniaco en sus combinaciones.

El calor influye notablemente en estos cambios.

*Acción de las sales sobre las sales.* Siempre que se unen dos sales puede ocurrir:

1.<sup>o</sup> *Que al unirse formen sal doble.* El sulfato de alumina, forma con el de potasa una sal doble (aiumbre). El cloruro de potasio, se une con el perchloruro de platino y produce el cloruro doble de potasio y platino.

2.<sup>o</sup> *Si se somete al fuego una mezcla de dos sales que posean ácidos y bases diferentes y que por el cambio recíproco de los componentes se pueda originar una sal más volátil, esta tendrá lugar casi siempre.* Calculando el clorhidrato de amoniaco con carbonato de cal, se forma cloruro calcico y carbonato de amoniaco, que es mucho más volátil que ninguna de aquellas sales.

Del mismo modo, el sulfato de amoniaco y cloruro de calcio por la acción del calor produce clorhidrato de amoniaco, que se volatiliza y sulfato de cal que queda como residuo.

3.<sup>o</sup> *Si dos sales se mezclan en disolución y pueden dar una sal inso-*

luble, por el cambio recíproco de sus elementos, la descomposición se verifica siempre y la sal insoluble se precipita. En efecto, si se vierte una disolución de sulfato de sosa en otra de nitrato de barita, se precipita el sulfato de barita y queda en el líquido el nitrato de sosa.

4.<sup>o</sup> Puede descomponerse á veces una sal insoluble dejándola hervir mucho tiempo con otra soluble. Así las sales insolubles formadas por la barita, estronciana y cal (sulfatos, fosfatos, arseniatos), son descompuestos cuando hierven con una disolución de carbonato de potasa ó sosa, produciéndose un carbonato de aquellas bases, barita, estronciana y cal, quedando en el líquido la base alcalina combinada con el ácido de la sal primitiva insoluble.

**241. Preparación de las sales.**—Generalmente se preparan por medio de la unión directa del ácido sobre el metal ó del óxido metálico de la base y siempre con sujeción á las leyes que acabamos de exponer. Por lo cual segun los casos, se debe hacer aplicación especial de las reglas establecidas en las diferentes constituciones de sales.

## LIBRO II.

---

### METALES MÁS IMPORTANTES DE LA 1.<sup>a</sup> SECCIÓN.

---

#### CAPÍTULO I.

---

#### POTÁSIO Y SUS COMPUESTOS.

---

**242. Potasio.** K.—Este metal fué descubierto por *Davy* en 1817, descomponiendo la potasa por una corriente eléctrica. No existe libre en la naturaleza, pero si es muy abundante en sus combinaciones, en ambos reinos.

**243. Propiedades físicas y químicas.**—Á la temperatura ordinaria es blando como la cera, haciéndose duro y quebradizo á temperaturas menores de 0.<sup>o</sup>. Cristaliza en octaedros y cubos y su aspecto es argentino sobre todo recién cortado. A 15.<sup>o</sup> su densidad es de 0,865 y se funde á 62<sup>o</sup>,5. Se volatiliza al rojo.

Por su gran afinidad con el oxígeno no se puede conservar en el aire, ni en el agua y sí en frascos que contienen aceite de nafta. Descompone el agua á la temperatura ordinaria, desprendiendo hidrógeno. Si en el agua se echa un pedacito de potasio se le ve resbalar sobre la superficie del líquido afectando la forma de una esferita brillante que disminuye rápidamente en volúmen yendo acompañada de una llama violada.

En el mismo punto que cesa la combustión el globulito, estalla, desprendiendo pequeños fragmentos. El agua debe ponerse en campana profunda.

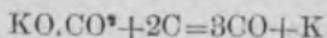
No se combina con el hidrógeno á la temperatura ordinaria, pero á 300.º absorbe 126 veces su volúmen de hidrógeno y forma el hidruro de potasio. Se combina con los cuerpos halógenos y arde en la atmósfera de estos. Si se deja caer un fragmento de potasio en el bromo, se produce una explosión.

**244. Obtención.**—La primera vez se obtuvo (282) descomponiendo por medio de una fuerte pila voltáica la potasa. Se colocó cierta cantidad de mercurio en una capsula de platino y por cima una disolución muy concentrada de potasa con pedazos de potasa sólida. Se hizo pasar el polo negativo á la capsula de platino y el positivo se aplicó á la disolución, verificándose la descomposición de la potasa. El agua y el óxido se descompusieron á la vez, yendo el hidrógeno y potasio al polo negativo y el oxígeno al positivo. Desprendidos los dos gases, el potasio quedó disuelto en el mercurio que por evaporación dejó libre al potasio.

Mas tarde se utilizó otro procedimiento, que se reduce á descomponer el nitrato potásico en vapor por medio del hierro calentado al rojo blanco. Para esto se utiliza un cañon de fusil encorvado dos veces, sometido á una alta temperatura. En una parte del cañon se colocan ovillos de alambre de hierro y por la acción del calor el agua de la potasa se descompone como la misma base; se desprende hidrógeno, se forma óxido férrico-ferroso y el potasio volatilizado se condensa en un recipiente de cobre que contiene aceite de nafta y despues mediante la destilación sobre este líquido se purifica el cuerpo.

El método hoy más seguido consiste en descomponer el carbonato de potasa por el carbón á alta temperatura, obteniéndose grandes cantidades de potasio (1).

La reacción da lugar á la formación de 3 de óxido de carbono y el metal.



**245. Usos.**—No tiene por sí tantas aplicaciones como de la importancia de este cuerpo parece debieran resultar, pues

---

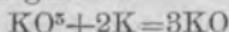
(1) El bitartrato de potasa se suele emplear para este objeto, por resultar económico y dejar como residuo mucho carbon.

su principal carácter que es el de ser reductor, está desempeñado ordinariamente por el sódio. Se utiliza en química para el análisis de algunos gases.

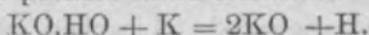
**246. Óxidos de Potasio.**—El oxígeno forma dos óxidos con el potasio; un protóxido (KO) y un peróxido (KO<sup>2</sup>). El primero en unión con el agua da lugar á la *potasa cáustica* (KO, HO), que hace oficio de sal y el agua el de base.

El protóxido ofrece dificultades para obtenerlo. Se hace transformar en peróxido de potasio un peso conocido de potasio calentándolo en una nave de plata, en medio de una corriente de oxígeno; se añade en dicha nave un peso doble de potasio del que se ha transformado en peróxido y se calienta en el mismo tubo, haciendo pasar una corriente de Nitrógeno.

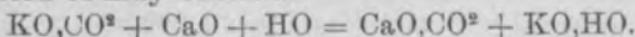
El resultado es el siguiente:



Se puede preparar también tratando pesos iguales de potasa cáustica y de potasio de esta manera.



Se obtiene la potasa cáustica haciendo hervir en una vasija de hierro una disolución de carbonato de potasa con cal. La reacción es muy sencilla:



después se decanta el líquido y se concentra en una vasija de plata. De este modo se llama *potasa cáustica por la cal*. Si se purifica por medio del alcohol que disuelve la potasa y no las otras sustancias que suele contener y después se decanta y evapora el líquido, se obtiene la *potasa alcohólica*.

Se presenta bajo la forma de un cuerpo blanco, fusible al rojo y volátil al rojo blanco. Es muy delicuescente y soluble en agua, con desarrollo de calor. Sabor cáustico.

Se emplea como *pedra de cauterio* para cauterizar las heridas, pues ataca las materias animales.

**247. Carbonato de potasa.**—La potasa forma con el ácido carbónico las 3 combinaciones siguientes:

Carbonato neutro. . . . . KO,CO<sup>2</sup>.

Sexqui carbonato. . . . . KO,  $\frac{3}{2}$ CO<sup>2</sup>.

Bicarbonato. . . . . KO,2CO<sup>2</sup>.

El primero se extrae generalmente de las cenizas de algunos vegetales, que contienen sales solubles y sobre todo de potasa y sosa, uni-

das á ácidos orgánicos, que son combinaciones de carbono, oxígeno é hidrógeno. Cuando se queman las plantas, los ácidos orgánicos se volatilizan, quedando en las cenizas la potasa y sosa en estado de carbonatos. Como estas cenizas contienen además otros elementos como son el sulfato de potasa y cloruros de sodio y de potasio, se les somete á la acción disolvente del agua, evaporando después la disolución. Los carbonatos de esta base reciben el nombre de la localidad ó país de donde se obtienen, y así se dice potasa de América, de Rusia, Tréveris, etc.

Son varias las operaciones que en la industria se practican para mejorar la obtención de este importante producto, que con el nombre de potasa comercial, se vende en bruto con un 20 por 100 de materias extrañas.

Si se quiere obtener más puro, se descompone en un crisol de hierro, por medio del calor, el *bitartrato de potasa* ó *cremor tartaro*. Queda por residuo una mezcla de carbonato de potasa y carbón, llamada *flujo negro*. Tratado por agua se disuelve el carbonato y queda separado el carbón, evaporando después hasta sequedad.

El mejor procedimiento es tratar el bioxalato de potasa unido al hidrato de potasa con un exceso de ácido oxálico. Se purifica esta sal por cristalizaciones sucesivas y se descompone sometida á la acción del calor en crisol de platino (1).

Este carbonato tiene muchas aplicaciones en la industria, en la fabricación del vidrio de Bohemia, del alumbre, jabones blandos y otros. Se usa también como reactivo en química.

*Bicarbonato de potasa.* Cristaliza en prismas incoloros oblicuos, menos cáustico y soluble que el neutro. No es delicuescente y dá reacción básica.

Se obtiene, haciendo pasar una corriente de ácido carbónico por una disolución acuosa de carbonato neutro.

**248. Sulfato de potasa.**— $\text{KO},\text{SO}^5$ . Se presenta blanco, sabor amargo y soluble en el agua más en caliente que en frío, insoluble en el alcohol. Cristaliza en prismas exagonales que terminan en pirámides.

---

(1) También se utilizan los residuos del azúcar de remolacha que dan un salino que contiene un 30 por 100 de carbonato de potasa.

El ensayo de las potasas merece gran interés en la industria y se realiza por procedimientos alcalimétricos.

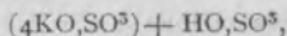
Se obtiene, tratando el cloruro de potasio por el ácido sulfúrico, se forma ácido clorhídrico y sulfato de potasa.



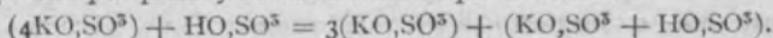
Este cuerpo se emplea en medicina como purgante y en la industria para la fabricación del alumbre.

*Bisulfato de potasa.*— $\text{KO},\text{SO}^5 + \text{HO},\text{SO}^5$ . Por la fórmula podíamos llamarle más bien, sulfato doble de potasa y agua. Se ha hallado en la gruta de *Solfo* (Nápoles). Cristaliza en agujas y octaedros romboidales. Es incoloro, de sabor ácido y más soluble que el anterior. Se funde á  $197^{\circ}$ .

Se obtiene, añadiendo al sulfato de potasa, una cantidad de ácido sulfúrico, mitad de la que tiene la sal y se obtiene una sal cristalizada de la fórmula



que tratada por una corta cantidad de agua, se descompone en sulfato de potasa que queda y en sulfato doble que se disuelve.

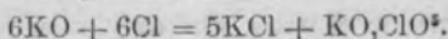


Se emplea este cuerpo en análisis química como reactivo por la vía seca.

**249. Clorato de potasa.**— $\text{KO},\text{ClO}^5$ . Esta sal descubierta por *Berthollet* en 1786 es incolora, soluble en el agua y anhidra. Cristaliza en láminas romboidales semejantes á escamas. Se considera como enérgico oxidante, es fusible á  $359^{\circ}$  y á mayor temperatura se descompone. Deflagra echada sobre ascuas.

Detona por el choque ó calor si está mezclada de materias avidas de oxígeno.

Se prepara en los laboratorios por medio de una corriente de cloro, que se hace pasar por una disolución concentrada de potasa y de cuya reacción se obtienen cinco de cloruro de potasio y el clorato que buscamos,



Tiene gran aplicación en la fabricación de cerillas fosfóricas, en pólvoras empleadas en fuegos artificiales; en química para la obtención del oxígeno y de otros cuerpos y en Medicina en disolución y en pastillas para afecciones de garganta. Produce en fin mezclas explosivas asociado á cuerpos combustibles como el azufre y fósforo, por efecto del choque.

**250. Nitrato de potasa.**— $\text{KO},\text{NO}^5$ . Esta sal llamada

también *salitre* y *nitro*, es blanca, de sabor fresco, algo amargo, cristaliza en prismas exagonales, tiene por densidad 1,933 se funde á 350° y á más temperatura se descompone. Se disuelven en 100 partes de agua á 0°, 15 á 20 volúmenes de esta sal, pero á 100° pueden disolverse hasta 250.

Es un enérgico oxidante, deflagra sobre las ascuas; una mezcla de azufre y nitrato de potasa introducida en un crisol que esté bien caliente produce una gran combustión, con desprendimiento de luz y se forma sulfato de potasa. Es un compuesto muy efflorescente.

En casi todos los países cálidos existe el nitro, principalmente en la India, en Egipto, abundando mucho en España. En la superficie de las tierras después de grandes lluvias se suelen formar efflorescencias salinas (1).

La formación del nitro se supone originada por la unión de materias orgánicas nitrogenadas y bases alcalinas y calcáreas, que en contacto del aire producen ácido nítrico naciente, que se combina con las bases.

**251. Obtención.**—En las nitrieras artificiales, se sigue un procedimiento semejante al que se supone tiene lugar en la naturaleza para la constitución de esta sal. Así es que su fabricación artificial se reduce á mezclar materias animales nitrogenadas con carbonatos de cal y magnesia, desmenuzados, y unidos si es posible, con carbonatos alcalinos.

Esta mezcla se deja durante algunos años y se vá realizando la formación de nitratos, principalmente de cal y potasa, que se transforman en nitrato de potasa por la adición de sales de potasa. Los montones que se hacen de estas sustancias se llaman *nitrieras artificiales*.

Al efecto se construye una especie de era impermeable, con grada y se tapa con un cobertizo y sobre ella se ponen las tierras calizas muy divididas, mezcladas con tierra vegetal y estiercol. Se les riega de vez en cuando con agua de estiercol y orines y se las revuelve bien. Se añaden también cenizas lavadas y según los países se emplean diferentes cuerpos como feldspatos, rocas potásicas, etc.

La forma más empleada consiste en construir muros que tengan vertical una de sus paredes y la otra en forma de gradas, sobre las que

---

(1) En la isla de Ceylán existen muchas grutas que presentan cubiertas sus paredes de hermosas efflorescencias.

se abren zanjas que sirven para retener las aguas empleadas en el riego: la cara vertical se expone al viento que más domine y que realiza la evaporación. De esta suerte la pared se va cubriendo de efflorescencias que raspadas, se recojen, haciéndose después lejías. El residuo insoluble se transporta al montón, echándolo sobre los escalones y mediante esta repetición de transformaciones sucesivas llega á salir del area que comprende. Se derriba después para colocarlo nuevamente en su primera posición.

En algunos puntos se hacen lejías con materiales antiguos de construcción, yesos salitrosos de edificios húmedos, de establos y caballerizas.

Para obtener purificado el nitrato de potasa se procede á una série de lixiviaciones con cenizas vegetales que sean potásicas, ó bien empleando primero una disolución concentrada de cal cáustica, después otra de sulfato sódico y por último otra de cloruro potásico.

Luego se hacen repetidas cristalizaciones, teniendo en cuenta, que entre las materias que le impurifican, ninguna de ellas sigue tan exactamente como el nitro la ley de solubilidad en razón directa de la temperatura.

El estudio de los diversos medios industriales que hoy se emplean para facilitar la producción de tan importante sal, requiere un gran conocimiento de los aparatos más usados y en cuyo exámen no nos es dable entrar, porque nos llevaría lejos de nuestro propósito. Solo diremos para terminar, que en algunas fábricas los salitreros se limitan con buen éxito á transformar los nitratos calcareos y magnesianos en nitrato de sosa por medio del sulfato de esta base y después convierten el nitrato de sosa por medio del cloruro de potasio, en nitrato de potasa ó salitre. En química analítica tiene gran interes el ensayo de los salitres.

**252. Usos.**—Esta sal se utiliza en medicina, en la industria para la preparación de muchos productos, entre estos, el ácido sulfúrico y sobre todo en la confección de la pólvora (1)

---

(1) La fabricación de este producto representa por sí solo un consumo extraordinario en todos los países. La pólvora es una mezcla íntima de carbón, azufre y nitro, que al arder 300° próximamente produce abundantes gases que por su fuerza elástica de unas 1000 atmósferas, sirve para lanzar proyectiles á grandes distancias. Aunque de modo incierto, se atribuye su descubrimiento á Bertoldo Schwartz, monje Benedictino en 1334.

**253. Sulfuros de potasio.**—El azufre forma con el Potasio las 5 combinaciones siguientes:

Monosulfuro de Potasio...	KS.	corresponde al protóxido...	KO.
Bisulfuro	« ... KS <sup>2</sup> .		
Trisulfuro	« ... KS <sup>3</sup> .	id. al peróxido...	KO <sup>5</sup> .
Tetrasulfuro	« ... KS <sup>4</sup> .		
Pentasulfuro	« ... KS <sup>5</sup> .	(Hígado de azúfre).	

*El Pentasulfuro.* Es sólido, amarillento, soluble en agua y alcohol y delicuescente. Se obtiene calentando el monosulfuro con gran exceso de azufre y aumentando la temperatura lo bastante para que marche todo el azufre que no pueda entrar en combinación, sin embargo de que el calor no puede llevarse hasta el rojo vivo, porque entonces el pentasulfuro, pasaría á trisulfuro.

Este cuerpo se usa mucho en medicina para la preparación de baños sulfurosos artificiales.

**254. Cloruro de Potasio.**—KCl. Es un cuerpo sólido, blanco y cristalizabile en cubos. Su sabor es amargo y salado, Su densidad es de 1,84. Se funde al rojo, sin descomponerse.

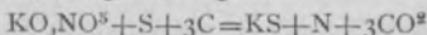
Se obtiene saturando por el ácido clorhídrico una disolución de carbonato de potasa. Por evaporación se forman los cristales cúbicos anhidros.

En la industria es muy estimada esta sal por la facilidad que tiene de transformarse en otras sales de potasa por doble descomposición.

**255. Ioduro de potasio.**—KI. Presenta esta sal color blanco, sabor amargo y cristaliza también en cubos anhidros.

Se obtiene de algas marinas, de las aguas madres de los varechs, después que han depositado los cloruros de potasio y sodio, como los sulfatos que tienen en disolución.

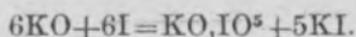
La reacción que tiene lugar es la siguiente:



La composición de las polvoras varía, según los usos á que se destina.

Polvora	{ Nitro... 75,00	Polvora	{ . . . 76,90	Polvora	{ . . . 62,00
de	{ Azufre. 12,50	de	{ . . . 9,60	de	{ . . . 20,00
guerra	{ Carbón 12,50	caza.	{ . . . 13,50	minas.	{ . . . 18,00
	<u>100</u>		<u>100</u>		<u>100</u>

Se le puede preparar tratando la potasa por el iodo, de este modo:



Por la calcinación, el iodato se transforma en ioduro.

Esta sal se emplea en medicina, en las artes y en fotografía.

**256. Cianuro de potasio.**—KCy. Cristaliza en cubos anhidros, como los dos anteriores. Es soluble en el agua é insoluble en el alcohol. En contacto del aire humedo se descompone poco á poco y se forma carbonato de potasa y se desprende ácido cianhídrico.

Puede prepararse fundiendo en un crisol una mezcla de ferrocianuro potásico (cianuro doble de hierro y potasio) por carbón poroso y dividido. En la industria se emplean otros diversos procedimientos.

Esta sal se usa como enérgico reductor en los análisis, en medicina para sustituir al ácido prusico, debiendo tenerse presente que es eminentemente venenoso.

**257. Carácterés de las sales de potasa.**—Las alcalinas en general, se diferencian de todas las metálicas, en que no dan precipitado con la disolución de un carbonato alcalino.

Las de potasa especialmente, por los siguientes carácterés: Por el *percloruro de platino*, dan un precipitado *amarillo canario* (de cloruro doble de potasio y aluminio), si la disolución no está muy dilatada. Este precipitado se deposita marcadamente, añadiendo al líquido cierta cantidad de alcohol.

Con una disolución de ácido clorhídrico dan precipitado gelatinoso, traslucido, de fluoruro doble de potasio y silicio y pasado algun tiempo se forma una gelatina trasparente é incolora.

El ácido perclorico produce un precipitado blanco de perclorato de potasa.

A la llama de alcohol dan color violado.

Al Espectroscopio dan dos rayas 1 roja y 1 violada.

## CAPÍTULO II.

### SODIO Y SUS COMPUESTOS.

**258. Sodio.**—Na. Este cuerpo fué descubierto por *Davy* en 1807, á la vez que el potasio.

No se halla libre, pero si son muy abundantes sus combinaciones en el reino mineral y orgánico.

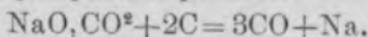
*Propiedades físicas y químicas.* Es muy semejante al potasio y posee gran afinidad para con el oxígeno, Es blando, color blanco argentino, fusible á 95° y se volatiliza al rojo. Cristaliza en octaedros. Es menos electro-positivo que el potasio. Arde con llama amarilla.

Se combina con el hidrógeno. Se puede fundir en atmósfera de cloro, sin combinarse con este cuerpo. En contacto del agua la descompone á la temperatura ordinaria formando hidrato sodico é hidrógeno que se desprende. Se produce un globo brillante que recorre la superficie del líquido, pero no se inflama como el potasio.

**259. Obtención.**—Se produce por análogos procedimientos que el potasio.

Descomponiendo la sosa por la pila, ó dicho óxido por el hierro á la temperatura del rojo.

En la practica se suele obtener, reduciendo el carbonato sodico por el carbón, añadiendo á la mezcla un poco de creta para hacerla menos fusible. La operación se hace, empleando análogo aparato que para el potasio.



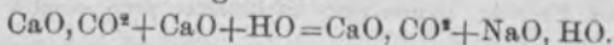
**260 Usos.**—Se emplea como reductor, para la extracción del boro y silicio y en la metalurjía del magnesio y aluminio.

**261. Oxidos de Sodio.**—El oxígeno forma con el sodio dos combinaciones, análogas á las del potasio  $\left\{ \begin{array}{l} \text{NaO} \\ \text{NaO}_2 \end{array} \right.$  y se preparan del mismo modo.

Si se calienta sodio en atmósfera de oxígeno seco, se inflama y convierte en peróxido  $\text{NaO}^2$ . Si se calienta este peróxido con un peso de sodio doble del que contiene, da el protoxido  $\text{NaO}$ .

Si el protoxido, se combina con un equivalente de agua se produce la *sosa caustica*, cuerpo semejante en sus propiedades á la potasa caustica. Para obtenerla, se descompone el carbonato de sosa en disolución por el hidrato de cal, siguiendo el mismo procedimiento que para el hidrato de potasa y tendremos la llamada sosa caustica por la cal, que se puede purificar disolviéndola en alcohol.

La reacción es la siguiente:

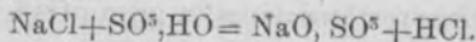


Tiene aplicaciones semejantes á las de la potasa. El hidrato de sosa sólido, expuesto al aire humedo pasa al estado de delicuescencia, formando un líquido viscoso de consistencia de jarabe.

**262. Sulfato de sosa.**— $\text{NaO, SO}^5$ . Se encuentra en gran cantidad en la naturaleza. Es sal incolora, de sabor picante y fresco y cristaliza en octáedros si está anhidra (1) y en prismas romboidales rectos si está hidratada. Muy soluble en el agua pudiendo dar disoluciones sobresaturadas: á  $39^\circ$ . pierde el agua.

Con 10 equivalentes de agua ó sea de esta forma,  $\text{NaO, SO}^5 + 10\text{HO}$ , se llama *sal de Gláuber*.

Se obtiene en la industria, descomponiendo el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico. Se forma el sulfato y ácido clorhídrico, de este modo:



También puede obtenerse el bisulfato de sosa ( $\text{NaO, 2SO}^5 + 3\text{HO}$ ), añadiendo al sulfato neutro, una cantidad de ácido sulfúrico igual á la que ya contiene; se produce un líquido ácido; que evaporado dá cristales de bisulfato de sosa.

(1) El sulfato de sosa anhidro se encuentra en España en varias salinas y en las inmediaciones de Aranjuez, formando el mineral llamado *Thenardita* dedicado por Casaseca á Thenard.

**263. Usos.**—Se emplea como purgante en medicina y en la industria para la fabricación del vidrio y sosa artificial.

**264. Carbonatos de sosa.**—Se conocen los 3 carbonatos, que á continuación se expresan:

Carbonato neutro de sosa. . . . .  $\text{NaO}, \text{CO}^2, 10 \text{HO}$

Sexqui carbonato de sosa. . . . .  $2\text{NaO}, \text{HO}, 3\text{CO}^2$

Bicarbonato de sosa. . . . .  $\text{NaO}, \text{HO}, 2\text{CO}^2$ .

El primero de estos compuestos se ha obtenido por muy diversos métodos.

Antiguamente se evaporaban las lejías, procedentes de las cenizas, de las plantas que viven á orillas del mar que contienen principalmente sales de sosa. Las más ricas proceden de la *salsola soda* y *salicornia europea*. Los *Varechs*, tienen poco carbonato, pero mucho sulfato y cloruro.

España suministraba grandísimas cantidades de este producto, de las *barrillas* que se encuentran en las costas de Alicante, Cartagena y Málaga, que es una planta semejante á la *salsola*. Después, ha decaído casi por completo este importantísimo comercio y se ha empleado el método *Leblanc*, (1791) que consiste en transformar el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico y descomponer inmediatamente el sulfuro de sosa por una mezcla de carbonato de cal y carbón realizándose la operación en horno á propósito. Resulta de esta operación, carbonato de sosa y un oxisulfuro de calcio, insoluble en el agua, siendo por lo mismo sencillo separar ambos cuerpos.

Esta sal se presenta blanca, cristalizable en prismas oblicuos de base romboidal que adquieren eflorescencia. Tiene sabor caustico,

**265. Bicarbonato de sosa.**—Esta sal se obtiene, haciendo pasar una corriente de ácido carbónico por una disolución concentrada de carbonato neutro, depositándose en cristales prismáticos rectangulares en gran parte. Se descompone facilmente por el calor y tiene sabor ligeramente salado.

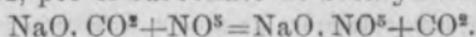
**266. Sexqui-carbonato de sosa.**—Se halla en la naturaleza cristalizado y se conoce este mineral con el nombre de *natrón*, que se cree formado por la reacción del carbonato de cal con la sal marina. También se halla en muchas aguas minerales como las de Vichy y en algunos lagos de Hungría y América.

Se produce siempre que se hierve una disolución de carbonato sodico.

**267 Usos.**—El carbonato neutro se emplea para la fabricación de la sosa caustica, de jabones duros, del vidrio y también como reactivo. El sexqui-carbonato, su principal aplicación es para jabones.

Por último el Bicarbonato tiene gran uso en las preparaciones del agua de Seltz, ácido carbónico y en medicina, para saturar la acidez en las digestiones difíciles (pastillas digestivas de Dárcet).

**268. Nitrato de sosa.**— $\text{NaO}, \text{NO}^5$ . Esta sal conocida también con el nombre de nitro del Perú es incolora, de sabor picante fresco, cristaliza en romboedros: es muy higrométrica. Casi toda la que se consume es del Perú y se puede obtener en los laboratorios, por el carbonato de sosa y ácido nítrico.



Se emplea en la preparación del nitrato de potasa con los materiales salitrosos (1).

**269. Cloruro de Sodio.**— $\text{Na Cl}$ . Esta importantísima sal, conocida vulgarmente con el nombre de *sal común*, se halla esparcida en la naturaleza bajo formas múltiples y así la hallamos en disolución en el agua de mar (*sal marina*) (2) y en

(1) Antiguamente se usaba en la confección de la pólvora, pero no es apropiado, porque la pólvora que se forma atrae facilmente la humedad, siendo su inflamación menos rápida que la de la ordinaria.

(2) Si bien las composiciones de las aguas de mar varían notablemente podemos indicar como más general el siguiente análisis en 1,000 partes, tomado de aguas del mar Mediterráneo.

Agua. . . . .	958,40
Cloruro sódico. . . . .	27,20
» potasio. . . . .	0,10
» magnesio. . . . .	6,10
sulfato de magnesio. . . . .	7,60
» calcico. . . . .	0,20
Carbonatos, calcico y magnesio. . . . .	0,20
» potasio. . . . .	0,20
Ioduros, bromuros y sales amónicas, <u>Indicios</u>	
	1.000.

manantiales salados, en grandes filones en el seno de la tierra (sal gémma), de los que tenemos ejemplos notables en nuestro país, en Carmona, Cardona y otros puntos del extranjero, como las minas de Vieliczka (Polonia).

**270. Propiedades Químicas y físicas.**—Su color es blanco, sin olor y de sabor salino característico. Cristaliza en cubos formando piramides cuadrangulares huecas, tiene 2,16 por densidad, es muy soluble en el agua é insoluble en el alcohol absoluto, el acuoso la disuelve algo. Los cristales de cloruro de sodio en las ascuas decrepitan. A la temperatura del rojo se funde y al rojo blanco se volatiliza. En aire humedo es delicuescente.

**271. Obtención.**—Se obtiene del agua de mar y manantiales ó se extrae de los criaderos de sal gemma. De los primeros se produce por evaporación espontánea, aumentándose la superficie del líquido, para lo que se emplean estanques de mucha extensión superficial y poco fondo como se realiza en las salinas situadas á orillas del mar. También se emplea el procedimiento de hacer descender las aguas por muros altos ó bastimentos, hechos con haces de ramas de espino y debajo de cobertizos abiertos á los vientos, para que sea más activa la evaporación.

De las minas, se extrae al descubierto, si las capas de sal son poco profundas ó por medio de galerías, en caso contrario.

Si la sal obtenida no es muy pura, se la disuelve y se somete después á nuevas evaporaciones.

**272. Usos.**—Es indispensable en los usos domésticos para sazonar los alimentos, para la conservación de carnes y pescados (salazones). En la industria, para la fabricación del ácido clorhídrico, sulfato sódico y cloruros; para el barnizado de lozas y en química como reactivo y fundente.

**273. Borato de sosa.**—Esta sal llamada también *Bórax*, es sólida, blanca, fusible, cristalina y soluble en el agua. En el comercio se halla en dos estados, *bórax ordinario* ( $\text{NaO}, 2\text{BoO}^5 + 10\text{HO}$ ) y el *octaédrico* ( $\text{NaO}, 2\text{BoO}^5 + 5\text{HO}$ ), que como se vé difieren en su agua de cristalización.

Calentado al rojo pierde su agua de cristalización y al solidificarse por enfriamiento se presenta como una masa vítrea. Es tan grande

la viscosidad del borax derretido, que se le puede estirar en hilos largos muy finos. El vidrio de borax disuelve en caliente la mayor parte de los óxidos metálicos, afectando diferentes coloraciones, que sirven para reconocer los metales, cuya propiedad se emplea mucho para los análisis cualitativos para determinar pequeñísimas cantidades de sustancia. Al efecto, se hace uso de un hilo de platino, uno de cuyos extremos, vá en forma de anillo. Se sumerge este lijeramente en borax anhídrido pulverizado, al que se añaden lijeras partículas del óxido metálico que se quiere reconocer. Se funde la materia al soplete y se obtiene una perlitita en la que se disuelve el óxido metálico, presentando despues de frio una coloración característica de dicho óxido,

Se encuentra esta sal en muchos lagos de la India, de donde se obtiene por evaporación, purificándose despues en la industria, descomponiéndolo el carbonato de sosa por el ácido bórico en agua hirviendo.

Tiene muchos usos: se emplea como fundente, como reactivo, para la soldadura del oro y plata, y en medicina como antiséptico.

**274. Hiposulfito de sosa.**—Esta sal se presenta incolora y de sabor amargo desagradable. Es soluble en el agua é insoluble en el alcohol. Sometida á la acción del calor experimenta la fusión acuosa y queda anhidra. Tratada por un ácido se descompone desprendiendo ácido sulfuroso y precipitando azúfre.

Cristaliza con cinco equivalentes de agua, formando hermosos cristales transparentes ( $\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^3 + 5\text{HO}$ ).

Se obtiene, calentando en una capsula de porcelana una mezcla de carbonato de sosa y flor de azúfre y agitándolo, para que el oxígeno del aire forme parte de la mezcla. Se trata el producto con agua y despues se evapora la disolución hasta producir la película cristalina. Se deja enfriar y se forman despues cristales romboidales.

Tiene interés en la fotografía, pues disuelve la sal de plata impresionable, que no se ha alterado en la cámara oscura; y tanto el cloruro como el ioduro y bromuro de plata son disueltos por ella. Es buen reductor.

**275. Caracteres de las sales de sosa.**—Los caracteres de estas sales son casi todos negativos respecto á las de potasa.

Son positivos los siguientes:

- Antimoniato de potasa (granujiento). . . . . precipitado blanco  
Ácido hidrosilícico. . . . . id.  
Llama de alcohol. . . . . color amarillo.  
Espectroscópico. . . . . Raya amarilla característica.

### CAPÍTULO III.

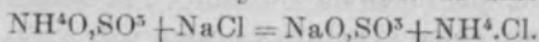
#### IDEA GENERAL DE LAS SALES AMONIACALES.

**276.** Admitida la teoría del *Amónio* ( $\text{NH}^4$ ), obrando como radical compuesto, del mismo modo que lo realiza el cyanógeno, tenemos que forma sales isomorfas con las de potasa y sosa, actuando como un metal y en tal supuesto, vamos á indicar los caracteres de las mas importantes, empezando por el

**277. Clorhidrato de amoniaco.**  $\text{NH}^3, \text{HCl}$ . — Esta sal conocida vulgarmente con el nombre de *sal amoniaco*, es el compuesto más importante de los amoniacales. Es incoloro, de sabor picante y cristaliza en agujas; se disuelve en el agua y alcohol. Calentada al rojo se volatiliza sin fundirse; para obtenerlo líquido es necesario calentarlo bajo una presión mayor que la de la atmósfera. Su densidad es de 1,5.

Se obtenía antiguamente en Egipto de los excrementos de los camellos, dándoles la forma de adobes que se secaban al sol y mediante el hollin que se formaba y que se sometía á una calcinación, en recipientes de vidrio, se sublimaba la sal. También en otras partes se han utilizado los orines en estado de putrefacción.

Hoy se emplea el cloruro de sodio y sulfato de amoniaco, formándose sulfato de sosa y clorhidrato de amoniaco;



Se emplea en los laboratorios como reactivo, en la obtención del amoniaco, para tintorería y para alimentar algunas pilas como la de *Leclanché*.

**278. Sulfato de Amoniaco.**  $\text{NH}^4\text{O}, \text{SO}^5$ . — Sal incolora-

sabor amargo y picante, soluble en el agua, é insoluble en el alcohol, cristalizándose en prismas exagonales, isomorfos con los del sulfato potásico. Se funde á 140.º y se descompone á 280º, formándose agua, nitrógeno y se sublima sulfito de amoniaco.

Se obtiene, saturando con ácido sulfurico una disolución de amoniaco. Se emplea para abonos y para obtener el alumbre amoniacal.

**279. Nitrato de Amoniaco.**  $\text{NH}^4, \text{NO}^5$ .—Esta sal es incolora, sabor fresco picante y muy soluble en el agua y deliquescente. Cristaliza en prismas de seis caras, isomorfos con los del nitrato potásico. Se funde á 152º y se descompone á 250º, produciendo agua y óxido nitroso: calentado de repente se inflama.

Se prepara, neutralizando el amoniaco líquido por el ácido nítrico y concentrando despues la disolución para que cristalice.

Se emplea para la preparación del protóxido de nitrógeno y algunas mezclas frigoríficas.

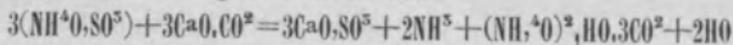
**280. Fosfatos de Amoniaco.**—El amoniaco forma muchas combinaciones con el ácido fosfórico pero la más importante es la que corresponde al *fosfato de sosa ordinario*. Por lo tanto, la fórmula será  $2\text{NH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$  y se presenta incolora y cristalizable en prismas cuadrangulares eflorescentes, solubles en el agua, descomponibles por el calor y á gran temperatura se descomponen dejando como residuo, ácido *metafosfórico* y separándose agua y amoniaco.

Se prepara, mezclando fosfato monocalcico, con el carbonato amónico; se forma fosfato neutro de cal que es insoluble y se precipita; y fosfato de amoniaco que queda en disolución y que cristaliza por evaporación.

Se usa este cuerpo como reactivo.

**281. Carbonatos de Amoniaco.**—El amoniaco y ácido carbónico se unen en varias proporciones, siendo poco estables sus combinaciones. Entre estas tenemos, el *carbonato neutro de amonio*, el *bicarbonato amónico* y el *sexqui carbonato amónico*, cuya fórmula es  $2(\text{NH}^4\text{O}), 3\text{CO}^2$ . Este compuesto es el mas importante y se presenta blanco, de sabor cáustico y de olor á amoniaco. Cristaliza en octaedros con cinco equivalentes de agua. Da reacción alcalina.

Se obtiene, tratando una mezcla de carbonato de cal y sulfato de amoníaco, en una retorta de barro á cuya boca se adapta una alargadera que comunica con un recipiente, en el que se condensan los vapores de la sal:



En general las sustancias animales sometidas á la destilación, nos dán esta sal impregnada de productos empireumáticos, de los que se priva mediante diferentes destilaciones. Este carbonato se suele llamar *sal volátil de Inglaterra*.

El mejor procedimiento, es el disolver la sal del comercio en el amoníaco concentrado y abandonar el líquido á la cristalización espontánea. Así resultan cristales prismáticos muy voluminosos de gran transparencia.

Este cuerpo se usa como reactivo en los análisis, se emplea unido á ciertas masas de pan, algo en perfumería y también en medicina.

El bicarbonato amónico ( $\text{NH}^4\text{O}, \text{HO}_2\text{CO}^2$ ), se puede obtener haciendo pasar una corriente en exceso de ácido carbónico á través de la disolución del sexqui-carbonato. Se forman hermosos cristales prismáticos inalterables al aire.

Esta sal tiene corto interés.

**282. Caracteres de las sales amoniacaes.**—Son; incoloras, á menos que el ácido no tenga color, sabor salado y picante; casi todas son solubles y volátiles.

Sus principales reactivos son:

- Ácidos sulfhídrico y clorhídrico. . no dan precipitado,
- Ácido hidroflosilicico. . . . . precipitado blanco gelatinoso.
- Ácido fosfomolibdico. . . . . Id. amarillo insoluble, en los ácidos.
- Cloruro platínico. . . . . Id. amarillo.
- Alcalis fijos y tierras alcalinas. . . desprenden gás amoníaco, que se reconoce por su olor, y vuelven azul el papel rojo de tornasol humedecido.

## CAPTULO IV.

### LITIO, BARIO Y ESTRÚNCIO.

**283. Litio.**—Li. Se han obtenido pequeñas cantidades de este metal. Primeramente se empleó el procedimiento de descomponer su óxido por la pila (1). Tiene mucha analogía con el de potasio y sodio. Se encuentra en algunos minerales como la *petalita* y *lepidolita*. Su aspecto es argentino brillante, fusible á 180°, dúctil y maleable y el más ligero de todos los metales, pues flota en el aceite de nafta.

**284. Litina.**—Es el óxido de litio. Se obtiene de los expresados minerales y tratando el sulfato de litina, por la barita; se forma sulfato de barita que se precipita y litina que se disuelve.

Es base semejante á las de potasa y sosa. Ataca al platino dejando una mancha negra.

Los caracteres más importantes de estas sales son:

Carbonatos solubles. . . muy concentrados, dan precipitado blanco.

Fosfatos solubles. . . . . id. . . . . id.

Llama de alcohol. . . . . coloración roja purpúrea.

Espectroscopio. . . . . raya roja carmín á la izquierda de la del sodio,

**285. Bario.**—Ba. Descubierta por *Davy* en 1808, á la vez que el potasio y sodio. Es blanco con brillo parecido al de la plata, que desaparece en contacto del aire, por transformarse en hidrato y carbonato de barita. No existe libre en la naturaleza y se halla formando sulfato de barita en el mineral llamado *baritina* y carbonato en la *witerita*.

Se obtuvo por *Davy*, por medio de la pila, descomponiendo su protóxido. Basta para ello poner mercurio en una cápsula de platino que comunique con el polo negativo de una pila, se vierte por encima una disolución de barita que contenga

---

(1) Este procedimiento fué empleado por *Davy*, sobre el alcalí llamado *litina* por *Berzelius* y por *Arfwedson* en 1817. En 1855 *Bunsen* y *Mathiessen*, emplearon un método más perfecto que consiste en someter á la electrolisis el cloruro lítico, fundido en un crisol y sirviendo de reóforo una barrita de carbón de retortas, rodeada de un tubo de porcelana y de negativo un alambre de hierro.

algunos cristales de barita hidratada y se sumerge en esta parte el polo positivo. El agua y la barita se descomponen á la vez, combinándose el bario con el mercurio y después se separa, destilando en una retorta de vidrio, por la que se hace pasar una corriente de hidrógeno para evitar la oxidación. El bario queda de esta suerte en forma de glóbulo metálico.

También se puede obtener descomponiendo por una corriente eléctrica el cloruro de bario.

El bario es muy ávido del oxígeno, sus combinaciones presentan gran densidad (de aquí su nombre que significa *pesado*).

**286. Óxidos de bario.**—Forma el oxígeno con este metal dos óxidos, que son el protóxido (*barita*)  $BaO$ ; y el bióxido  $BaO^2$ . El primero fué descubierto por *Scheele* en 1774. Es sólido, amorfo, sabor cáustico, densidad 4,73: se funde al calor de la luz oxhídrica, pero no se descompone, tiene reacción alcalina y es venenoso. Al rojo absorbe oxígeno y se transforma en bióxido.

Se obtiene generalmente la barita, del sulfato de barita natural (*baritina*) calcinándole con carbón y se produce el sulfuro de bario, que por el ácido nítrico se forma nitrato de barita y calcinando esta sal al rojo en una retorta de porcelana se descompone, quedando la base libre.

En la industria se siguen otros procedimientos.

Esta base tiene gran afinidad con el agua, en términos que produce por su unión gran desarrollo de calor y la barita se va transformando en hidrato y poco á poco reduciéndose á polvo. Este compuesto es de un uso indispensable en los laboratorios y para obtenerle no hay más que tratar la barita anhidra por el agua, presentándose en láminas cristalizadas que adquieren la composición de  $BaO + 10HO$ .

*Bióxido de bario.*—Es de color gris, se combina fácilmente con el agua y forma un hidrato blanco muy soluble en este líquido, descomponiéndose si hierve en él, desprendiendo oxígeno y dejando barita en disolución.

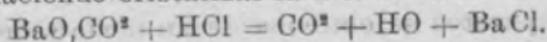
Para obtenerle basta calentar á  $350^{\circ}$  ó  $400^{\circ}$  el protóxido de bario en corriente de oxígeno.

Se usa este cuerpo para la obtención del agua oxigenada.

**287. Cloruro de bario.**— $BaCl$ . Este compuesto es blanco, ácre, soluble en el agua, poco en el alcohol, cristaliza

en láminas exagonales transparentes, es poco volátil y venenoso.

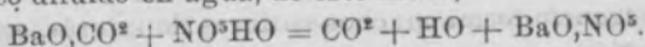
Se prepara, tratando el carbonato bórico por el ácido clorhídrico y haciendo cristalizar la disolución.



Se usa como reactivo para el ácido sulfúrico y sulfatos solubles.

**288. Nitrato bórico.**— $\text{BaO,NO}^5$ . Esta sal, es blanca ó incolora, sabor amargo, poco soluble en agua é insoluble en el alcohol, cristaliza en octaedros regulares, se funde por el calor y es venenosa.

Se obtiene, tratando el sulfuro ó carbonato de barita por el nítrico diluido en agua, de este modo,



Se usa como reactivo y para obtener la barita.

**289. Carbonato de barita.**— $\text{BaO,CO}^2$ . Existe en los minerales y esencialmente en el llamado *witherita*. Se halla abundante en Inglaterra, cristaliza en prismas rectos romboidales, es blanco, insoluble en agua y se funde al rojo blanco.

Se prepara, precipitando una sal soluble de bario por un carbonato alcalino. Se emplea, como reactivo y para preparar algunos compuestos de bario.

**290. Caracteres de las sales de bario.**—Son la mayor parte incoloras, de sabor salado acre y venenosas.

Con los ácidos sulfhídrico, clorhídrico y sulfúrico amónico, no precipitan.

Ácido sulfúrico y sulfatos solubles. precipitado blanco pulverulento.

Carbonatos alcalinos. . . . . íd. blanco.

Cromatos solubles. . . . . íd. amarillo.

Llama de alcohol. . . . . color amarillo verdoso.

Espectroscopio. . . . . rayas amarillas y verdes.

**291. Estroncio.**—Sr. Este cuerpo presenta en todas sus combinaciones grandes analogías con el bario é idénticos procedimientos sirven para preparar las combinaciones que realiza.

Existe en la naturaleza lo mismo que el bario, formando sulfatos y carbonatos. El 1.º es la *Stroncianita* (1), el 2.º la *Celestina*.

(1) Descubierto en *Strotian* (cabo de Escocia),

El Estroncio se extrae de la estronciana del mismo modo que el bario de la barita. Tiene color amarillento, es maleable, descompone el agua en frío y se oxida en contacto del aire, por lo que se conserva en aceite de nafta.

Sus compuestos se obtienen de un modo semejante á los del Bario, tomando como base de sus reacciones el carbonato y sulfato de estronciana.

Indicaremos no obstante, que el bióxido de estroncio se prepara, vertiendo agua oxigenada en una disolución de hidrato de estronciana. Que el sulfato es el más común de los minerales que forma el estroncio y que se prepara por doble descomposición, tratando la disolución de un sulfato alcalino por otra de nitrato de estronciana.

El estroncio forma muchos sulfuros de interés, entre ellos el *monosulfuro* que es una sulfobase poderosa.

**292. Carácterés de las sales de estrociana.**—Dan las mismas reacciones que las de barita, pero no precipitan con el cromato de potasa y además producen á la

Llama de alcohol. . . coloración roja purpúrea.

Espectroscopio. . . rayas rojas y una anaranjada.

## CAPÍTULO V.

### CALCIO Y SUS COMPUESTOS.

**293. Calcio.**—Ca. Este metal descubierto por *Davy* en 1808, descomponiendo la cal por la pila, fué obtenido después por *Bunsen* y *Mathiessen*. No existe libre en la naturaleza, pero sus combinaciones son numerosas, de las que indicaremos las más importantes. Se halla también en las cenizas de las materias orgánicas.

*Propiedades y obtención.*—Es un metal de color blanco amarillento, con gran brillo metálico, parecido al de la plata, cuyo brillo lo pierde en el aire, oxidándose y ardiendo con llama brillante si se inflama. Descompone el agua á la temperatura ordinaria, desprendiendo hidrógeno y transformándose en cal hidratada.

Puede obtenerse como lo hizo Davy, pero hoy día se descompone el ioduro de bario por el sodio, en un crisol de hierro (*Lies y Bordat*), también fundiendo al rojo, cloruro de calcio, zinc en granalla y sódio (*Carón*).

**294. Óxidos de calcio.**—Existen 2 combinaciones del calcio con el oxígeno. Un protóxido ( $\text{CaO}$ ), que se designa con el nombre de *cal* y un bióxido ( $\text{CaO}^2$ ).

El primero, es un cuerpo de gran uso en los laboratorios y en las construcciones, es la base principal de las argámugas y morteros. Se presenta blanco y amorfo, de sabor cáustico, de 2,3 por densidad, restableciendo el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido; es infusible á las más altas temperaturas de los hornos, no obstante indica un principio de fusión á la llama del soplete, alimentada por oxígeno é hidrógeno.

Se obtiene, por la calcinación del carbonato natural. Para producirle en corta cantidad se toma un poco de Espato de Islandia ó mármol blanco y se calcina en un crisol de barro á fuego de forja.

La cal se combina con el agua, produciendo desprendimiento de calor y este acto se llama *apagar la cal*, que se distingue de la cal cáustica ó anhídrica que se llama *viva*. En el primer caso aumenta notablemente de volúmen y si se añade gran cantidad de agua se forma la *lechada de cal*. La cal viva expuesta al aire, va absorbiendo el agua y ácido carbónico, reduciéndose á polvo.

En la industria y en gran escala se prepara la cal por medio de grandes hornos llamados *caleras*, que se dividen en hornos de *cocción continua* y *periódica*. Según la clase de carbonatos que se emplean para estas producciones se obtienen cales más ó menos puras y de aquí, nace la división de *magras* y *grasas*. Las primeras son las que difieren mucho de la cal pura, por contener los carbonatos, óxidos, cuarzo, arcilla etc. y si estas materias están en corta proporción y la cal es casi igual á la pura, entonces se denomina *grasa*.

Se llama cal *hidráulica* á la que se endurece por el contacto del agua. Se produce por la calcinación de piedras caleras que contengan de un 20 á un 30 por  $\%$  de arcilla.

*Bióxido de calcio.* Se prepara, vertiendo agua oxigenada en

el agua de cal. Se precipita en forma de laminitas cristalinas. Es poco estable.

**295. Usos.**—Son muchos y muy variados. Se emplea para morteros y cementos en construcciones, en química como reactivo y para la preparación de varios cuerpos, en agricultura como abono, en la industria para la fabricación de bujías estearicas y curtido de pieles y otras diferentes aplicaciones.

**296. Sulfato de cal.**— $\text{CaO}, \text{SO}^2$ . La naturaleza nos ofrece este cuerpo anhidro (*anhidrita*) é hidratado. En este caso tiene por fórmula  $\text{CaO}, \text{SO}^2, 2\text{HO}$  y constituye lo que ordinariamente se llama *yeso*. Se presenta éste, formando masas compactas y de textura cristaliza, se funde al rojo y enfriado, adquiere facetaciones semejantes á los cristales naturales. Afecta formas muy diversas, unas veces los cristales aparecen *hemitropiados*, otras en *flecha*, y si masas compactas se hallan teñidas por el óxido de hierro hidratado se constituye el *alabastro yesoso*, que se emplea para objetos artísticos y de lujo.

El sulfato de cal es poco soluble en el agua: 1000 partes solo disuelven 2 de esta sal á la temperatura ordinaria y su solubilidad disminuye con la temperatura. Su mayor solubilidad corresponde á  $35^\circ$  que es una anomalía semejante á la del sulfato de sosa y al seleniato de esta base.

Si se calienta á  $120^\circ$  ó  $130^\circ$  pierde toda su agua y se convierte en sulfato de cal anhidro, pero despues puede volverla á recobrar.

El yeso además de sus aplicaciones en química y en las construcciones, se emplea para el vaciado de figuras y para la reproducción de formas de otros objetos que se quieren obtener en gran número. También se utiliza con mejor éxito el *yeso alumbrado*, por tener más dureza y mejor aspecto y ser algo traslucido. Este, se prepara sometiendo el ordinario á una cocción que le priva de su agua de cristalización, sumerjiéndole luego en un baño de alumbre, donde permanece 6 horas. Se deseca al aire, se somete á otra segunda cocción hasta el calor rojo pardo, y molido después, se utiliza para el expresado objeto, reemplazando con ventaja al estuco.

**297. Carbonato de cal.**— $\text{CaO}, \text{CO}^2$ . Es una de las sustancias más esparcidas en el globo. Presentase en cristales de forma romboédrica con ángulos de  $105^\circ$ . Si son voluminosos y transparentes, se llaman de *Islandia*. Afecta este carbonato

también la forma de prisma recto de base rectangular y se llama *Aragonito*. Por esto se dice, que es un cuerpo dimórfico: se encuentra en muchas grutas formando *estalagmitas* y *estalactitas* calcáreas, como también en varios manantiales. Existe además bajo la forma de *alabastros calizos* que presentan diversidad de dibujos y si tienen brillo y transparencia se les llama *orientales*.

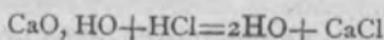
Las cáscaras de los huevos de pájaro, la cubierta de los moluscos, cangrejos, los huesos de los animales etc. contienen gran parte de este carbonato. Igualmente las cenizas de los vegetales.

No se disuelve sensiblemente en el agua y sí lo verifica, si está cargada de ácido carbónico.

**298. Nitrato de cal.**— $\text{CaO}, \text{NO}^3$ . Es una sal muy deliquescente, que se obtiene, disolviendo el carbonato en ácido nítrico y concentrando al fuego la disolución, que cuaja en masa cristalina por enfriamiento.

**299. Cloruro de Calcio y cal.**—El cloruro de calcio ( $\text{CaCl}$ ) es un compuesto neutro, de sabor amargo y acre; cristaliza con 6 equivalentes de agua ( $\text{CaCl}+6\text{HO}$ ).

Se prepara por medio de la cal hidratada ó carbonato de cal con ácido clorhídrico.



El 2º. compuesto es el que circula en el comercio, formado por el hipoclorito calcico, con cloruro calcico y algo de cal. Se presenta bajo la forma de un polvo blanco, caustico y clorado á la vez, soluble en el agua, descomponiendose en clorato y cloruro.

Este cloruro se emplea para obtener el cloro y como decolorante y desinfectante.

**300. Caracteres de las sales de cal.**—Son incoloras, de sabor picante algo amargo, y la mayoría insolubles en el agua.

Por los ácidos sulfhídrico, clorhídrico y sulfuro amonico, no precipitan.

Carbonatos alcalinos.	precipitado blanco pulverulento.
Acido sulfúrico. . .	id id en disoluciones concentradas
Oxalato de amoniaco	id id insoluble en ácido acetico
Llama de alcohol. .	coloración roja purpúrea.
Espectroscopio . .	varias rayas rojas y una anaranjada.

## LIBRO III.

### METALES DE LA SEGUNDA SECCION.

#### CAPITULO PRIMERO.

##### MAGNESIO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**301. Magnesio.**—Mg. Este metal fué descubierto por Bussy en 1831, fundiendo el cloruro de magnesio por el potasio. Posteriormente se han empleado otros procedimientos. No se halla libre, pero si formando gran número de compuestos.

**302. Propiedades físicas y químicas.**—Es un metal blanco argentino, poco denso, tenaz, duro y ductil y algo maleable. Se funde á 500.<sup>o</sup> y al rojo se volatiliza pudiendo destilar. Ardé con tanta intensidad que sustituye á la luz solar en las operaciones fotográficas y al efecto se emplea una *lámpara de magnesio*, que se halla en todos los Gabinetes. Este fenómeno se realiza no solo en el aire, sino en el cloro, bromo y vapor de azufre. Descompone el agua á temperatura superior á la ordinaria.

**303 Obtención.**—Ya hemos dicho antes, como fué obtenido por Bussy, cuya reacción es esta:



Hoy se emplea el procedimiento de *Deville* y *Carón*, que consiste en tratar el cloruro de magnesio por el de sodio y además con sodio á elevada temperatura.

**304. Usos.**—Hemos indicado, que la llama de este cuerpo puede utilizarse en ciertos casos por su gran intensidad. Aplicánse en forma de hilos ó cintas, que se adaptan á un conducto que se coloca en el centro de un reflector. Bunsen ha comprobado que 1 decígramo de este cuerpo ardiendo en atmósfera de oxígeno, produce una luz equivalente á 110 bujías.

El magnesio se emplea para el reconocimiento de algunos metales á los que desaloja de sus compuestos.

**305. Protoxido de magnesio.**— $MgO$ . Este cuerpo conocido con el nombre de *magnesia* es una sal blanca, pulverulenta y ligera, infusible aun á temperaturas elevadas de los hornos. Poco soluble en agua, pues requiere 5.000 partes de líquido para disolverse. Humedecida enrojece la tintura de tornasol, enrojecida por un ácido.

Es base poderosa y satura los ácidos; la cual la precipita en sus disoluciones. La anhídra se combina con el agua y forma la *magnesia caustica*,  $MgO, HO$ , que por el calor se reduce nuevamente al estado anhídrico.

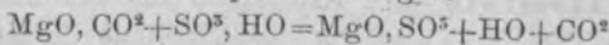
Es un gran antídoto para el envenenamiento del ácido arsenioso, pues se combina con éste y forma un compuesto insoluble no venenoso.

Se obtiene, calcinando el carbonato de magnesia. Tiene grandes aplicaciones en medicina y en química.

**306. Sulfato de magnesia.**— $MgO, SO^5$ . Este compuesto conocido con los nombres de *sal de la higuera*, de *Sedlitz* (Boemia), de *Epsom* (Inglaterra) y de *Vaciamadrid*, por encontrarse en estos puntos, se halla en estado sólido ó disuelto en las aguas. También se la extrae de varios minerales como la *Epsomita*.

Si está anhídrica, es amorfa, blanca, amarga y se disuelve en el agua, cristalizando en prismas romboidales eflorescentes, perdiendo por el calor su agua de cristalización.

Se obtiene, tratando el carbonato por el ácido sulfúrico, siendo esta la reacción que tiene lugar.



Ofrece grandes aplicaciones en medicina como purgante, como reactivo en química y para hacer ciertas preparaciones.

**307. Carbonato de magnesia.**— $MgO, CO^2$ . Se en-

cuentra abundante en la naturaleza en masas compactas y cristalizado á veces en romboedros. También se halla unido al carbonato de cal (Dolomia) formando grandes rocas,

Este carbonato es incoloro ó blanco, insoluble en el agua, descomponiendole por el calor que deja libre la magnesia. Con el ácido carbónico se transforma en bicarbonato de magnesia soluble: con el hidrato de magnesio forma un hidrocarbonato, que es la *magnesia alba* de los farmacéuticos.

Se obtiene, tratando por el calor una disolución de sulfato de magnesia por un exceso de carbonato sodico, recojiendo el precipitado para lavarle y desecarle después.

**308. Silicato de magnesia.**— $MgO, SiO^3$ . Existen muchos minerales como la *magnesita*, *talco*, *serpentina* etc. que contienen este silicato; los dos primeros combinados con agua, el tercero con el hidrato de la misma base. Sus fórmulas son  $MgO, SiO^3, 2HO$ ; y  $2(3MgO, 2SiO^3) + MgO, 2HO$ .

Los ácidos atacan esta sal. Se emplea para preparar el sulfato de magnesia, para construir preciosos objetos de adorno, como cornisas, jambas, vasos etc.

Unido el silicato de magnesia á otros diferentes, produce gran número de minerales de rocas antiguas como la *piroxena* y el *amfibol*.

**309. Carácter de las sales de magnesia.**—Son de sabor amargo desagradable en general, blancas ó incoloras y sus reactivos son:

Carbonatos neutros solubles. . .	precipitado blanco
id ácidos. . . . .	no precipitan, pero calentando, si.
Alcalis. . . . .	precipitado blanco
Acido oxalico y oxalatos. . . .	id id

## CAPITULO II.

### ALUMINIO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**310. Aluminio.**—Al. Este metal fué descubierto por Wöhler en 1827, (1) se presenta blanco azulado, ductil, malea-

(1) El nombre de aluminio, procede de *alumbre*, que es el sulfato doble de alumina y potasa, empleado desde muy antiguo en las artes.

ble y buen conductor del calor y electricidad. Tiene por densidad 2, 67; se funde á 700° y no es volátil.

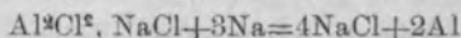
No se le ha encontrado libre en la naturaleza y en combinación es muy abundante pues forma parte de las arcillas, feldspatos y otros minerales.

No se altera en contacto del aire húmedo, ni aun á altas temperaturas. Constituye aleaciones muy notables y no forma amalgama. El ácido clorhídrico le disuelve, el sulfúrico y nítrico le atacan en caliente; por último las disoluciones alcalinas le disuelven, desprendiendo hidrógeno y formando aluminatos.

**311. Obtención.**—Se prepara, reduciendo el cloruro de aluminio anhidro por el sodio, se forma cloruro sódico y el metal queda aislado. Para esto se emplea en la industria el mineral llamado *criolita* que es un doble fluoruro de aluminio y sodio, mezclandolo con sodio y calentando hasta el rojo cereza.

La operación se realiza más facilmente por el cloruro de aluminio y sodio utilizando un horno de reverbero análogo al de la fabricación de la sosa. Enfriado el crisol en que se ha calentado el cloruro de aluminio con el sodio, se trata la materia por el agua fria, que disuelve el cloruro de sodio, dejando al aluminio en forma de un polvo gris, que adquiere brillo metálico frotandole con un cuerpo duro.

La reacción se puede expresar de este modo:



**312. Usos.**—El aluminio por sus notables propiedades se presta á grandes aplicaciones que llegarían á ser mayores, el día en que pueda obtenerse en gran cantidad, y á precio económico, por lo que se dificulta su uso en la actualidad. No obstante, se emplea en muchos objetos de bisutería, construcción de aparatos de física, matemáticas y cirugía.

**313. Oxido de aluminio.**— $\text{Al}^2\text{O}^3$ . Este oxido indiferente conocido con el nombre de *alumina*, hace oficio de base con ácidos enérgicos y de ácido con bases poderosas.

Se encuentra en la naturaleza formando varios minerales como el *corindón*, *rubi oriental*, *zafiro* etc. y en estado de hidrato el *diaspora* la *bauxita* y otros.

Este cuerpo es sólido, pulverulento, blanco, inodoro y tiene la propiedad de adherirse á la lengua. Depues del diamante es el cuerpo más duro. Es insoluble en el agua, se funde á la llama de la luz oxhidrica y no se descompone por el calor, ni es atacado por ningún cuerpo símple.

Se puede obtener, calentando en un crisol el alumbre amoniacal. Si se quiere obtener hidratada ( $Al^2O^3,3HO$ ) basta verter en una disolución de alumbre (sulfato de aluminio y potasa), una disolución de carbonato de potasa. Se produce un cuerpo blanco, gelatinoso, insoluble en el agua y soluble en potasa y sosa.

Este cuerpo tiene la propiedad de combinarse con algunas materias colorantes, produciendo compuestos coloreados insolubles, llamados *lacas*, que tanto se emplean en pintura y en estampación.

**314. Sulfato de alumina.**  $Al^2O^3,3SO^5$ .—Es una sal de gran interés en las artes. Es sólida, de sabor astringente, soluble en el agua y más en caliente que en frío, cristaliza en octaedros ó cubos; á  $92^{\circ}$  sufre la fusión acuosa.

Se la obtiene en la industria, tratando las arcillas y elijiendo las que contengan menos hierro como el *Kaolin*, por el ácido sulfúrico. Como esta sal se emplea esencialmente como mordiente en tintorería y el hierro ataca las materias colorantes es preciso evitar este inconveniente y por ello se trata al sulfato, por el *prusiato amarillo de potasa* que precipita al sulfato de hierro al estado de azul de Prússia.

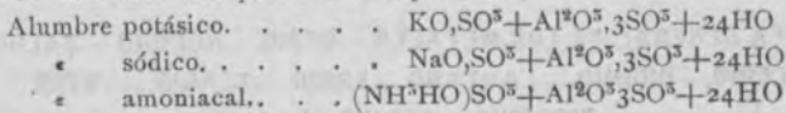
**315. Silicatos de aluminio.**—Existen en la naturaleza gran número de silicatos que dan origen á diferentes minerales. Entre ellos tenemos, las *arcillas*, que es un silicato de alumina hidratado y forma el *Kaolin*, que procede de la descomposición de los feldspatos por la acción continua del agua. El silicato de alumina anhidro, que dá origen á la *estauroida*, *disténa* y otros. Las *margas*, que son mezclas íntimas de arcilla y creta usadas en agricultura. También varias piedras preciosas estan formadas por silicatos, como el *granate*, silicato de alumina y cal; la *esmeralda*, de alumina y glucina.

**316. Alumbres.**—Reciben este nombre en general los sulfatos alcalinos, que se unen con el de alumina, aunque esta palabra se aplica ordinariamente al sulfato doble de alumina

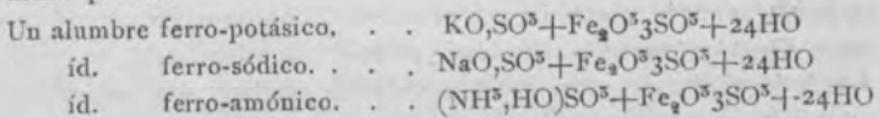
y potasa. Se preparan facilmente, uniendo los dos sulfatos y evaporando para que cristalice el sulfato doble.

Los alumbres potásico y amónico son poco solubles en frío y cristalizan facilmente: el sódico es muy soluble, y por lo mismo se le prepara echando sobre una disolución concentrada de la sal doble, una capa de alcohol absoluto, dejándolo abandonado por unos días. El alcohol se va combinando con el agua y el alumbre sódico se deposita en preciosos cristales octaédricos.

Las formas de estos alumbres son el octaedro, cubo ó combinaciones de ambos. Su composición se expresa así:



Los sexqui-oxidos basicos, isomorfos á la alumina, forman con los sulfatos alcalinos sales dobles semejantes entre si y á las que también se les ha da dado el nombre de alumbres. El sulfato de sexqui-oxido de hierro produce



Lo mismo diríamos de los sexquióxidos de maganeso y crómo. Se preparan de un modo idéntico al ordinario.

El alumbre potásico se disuelve en 18,4 partes de agua fria y en 0,75 de agua hirviendo. Se deposita en hermosos cristales octaédricos por enfriamiento, pero también puede verificarlo en cubos, por medio de una disolución ordinaria de alumbre saturada á 50°; y echando en ella carbonato de potasa se precipita un subsulfato de alumina que se disuelve de nuevo por agitación del líquido. Enfriado este, cristaliza el alumbre, conservando su composición en forma de cubos.

El sabor del alumbre es algo azucarado en el primer momento, pero luego es astringente. Calentado, pierde su agua de cristalización y pasa á ser anhidro conocido con el nombre de *calcinado*.

Los usos más principales de los diversos alumbres, son en química, como astringentes y el calcinado como cáustico; en las artes como mordientes y los de hierro y cromo también, pero colorantes. Además se utilizan para el encolado de papel, clarificación de sebos y formación de lacas.

**317. Carácterés de las sales de alumina.**—Las solubles, son incoloras, astringentes y venenosas. Sus reactivos son:

Acidos sulfhídrico y clorhídrico no dan precipitado.

Sulfuros solubles. . . . precipitado blanco de  $Al_2O_3, 3HO$ , desprendiendo  $HS$

Carbonatos alcalinos. . . . id. id. id. id.  $CO_2$

Potasa, sosa, amoniaco. . . . id. gelatinoso de id., soluble en un exceso de potasa é insoluble en el amoniaco.

Al soplete, adicionando nitrato de cobalto, producen coloración azul.

### CAPÍTULO III.

#### IDEA GENERAL DE LOS METALES.—CESIO.—RUBIDIO.—TALIO. CERIO.—DIDIMIO.—LANTANO.—ERBIO.—TERBIO.—YRTIO. ZIRCONIO.—TORINO Y GALIO.

**318. Cesio.**—Cs. Este nombre procede de *azul de cielo*, por las rayas azules que le caracterizan en su espectro. Fué descubierto por *Bunsen y Kirchhoff* en 1860. Es blanco plateado: densidad 1,88, se funde á  $27^\circ$ . Se admite que es el metal más electro positivo; descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Se ha obtenido por electrolisis del cianuro de cesio.

**319. Rubidio.**—Rb. Fué descubierto por los químicos anteriores en 1861, en un mineral de *Lepidolita*. Viene su nombre de (*ruber, rojo*). Es un cuerpo de aspecto argentino blando, dúctil y maleable. Su densidad es de 1,52; se funde á  $39^\circ$  originando un líquido semejante al mercurio; al rojo se volatiliza con vapor azul verdoso.

Se obtiene por una mezcla de tartrato ácido de rubidio, tartrato de calcio y carbón en polvo. Se calienta al rojo y el vapor del metal se condensa en una vasija que contiene nafta, en cuyo líquido se conserva.

**320. Talio.**—Th. Existe en varias piritas, blendas y otros minerales y esencialmente en la *Cróokesita*, en donde la descubrió *Cróokes* en 1861, por hallarse caracterizada por una hermosa raya verde que dá en el Espectróscopo. Tiene por densidad 11,86, mayor que la del plomo. Se funde á  $290^\circ$  y al rojo blanco se volatiliza: se combina con los cuerpos halógenos, el oxígeno y aire le oxidan á la temperatura ordinaria, recubriendo su superficie en una capa gris de hidrato.

Se obtiene, fundiendo el cloruro de talio con el cianuro potásico ó con flujo negro.

Forma compuestos con el oxígeno, cloro y iodo.

**321. Cerio.—Didimio.—Lantano.**—Estos metales descubiertos el 1.<sup>o</sup>, en 1809 por *Berzelius* é *Hisinger* y los otros dos posteriormente por *Monsander*, se encuentran reunidos en muchos minerales, de los que el principal es la *ceria*. Se hallan en estado de óxidos fundidos con el ácido silícico.

Sus combinaciones y propiedades son poco conocidas.

**322. Erblio.—Terbio.—Itrio.**—Existen estos metales en minerales poco frecuentes y que se conocen con los nombres de *Ortita*, *Itrotantalita* y *Gadolinita*. Sus propiedades están poco estudiadas y sus óxidos respectivos son la *Erbina*, *Terbina* é *Itria*, descubiertos los dos primeros por *Monsander* y el último por *Gadolni*.

**323. Zirconio.**—Zr. Este metal existe en el mineral *Zircón* (silicato de zircona), acompañado generalmente del óxido de hierro. Se le prepara, calentando en un crisol el referido mineral y enrojecido, se vierte en él agua fría para desagregar la materia y poderle reducir á polvo. Después se mete este dentro de otro crisol de platino, con 3 veces su peso de carbonato de potasa y se somete al rojo blanco; se ataca luego por el ácido clorhídrico la masa resultante y se evapora hasta sequedad. Se separa la sílice por filtración y en el líquido se vierte hidrosulfato de amoniaco, que precipita la zircona en estado de hidrato y el hierro en el de protosulfuro de este metal. Se decanta el líquido y se deja digerir el líquido que sobrenada en disolución de ácido sulfúrico. El sulfuro de hierro se disuelve en estado de hiposulfito, quedando la zircona en forma de polvo blanco que se calcina después.

Este óxido es insoluble en el agua y en los ácidos lo verifica con dificultad si está calcinada y fácilmente si está en estado de hidrato. Es infusible á las más altas temperaturas.

El zirconio se obtiene, descomponiendo el fluoruro de zirconio por el potasio. Su aspecto es de un polvo gris y por el frote toma brillo metálico.

**324. Caracteres de las sales de zircona.**—Las disoluciones de las sales de zircona precipitan por la potasa y sosa cáusticas y el precipitado no se disuelve en exceso de reactivo lo que distingue estas sales de las de alumina y glucina.

El sulfato de potasa produce en las disoluciones concentradas de zircona precipitado blanco y cristalino.

**325. Torio.**—To. Se halla este metal en algunos minerales raros de hierro, como la *torita* y *piroclor*. Del primero se extrae generalmente la *torina* ó sea el óxido de torio descubierto por *Berzelius*.

De todos sus compuestos el sulfato de torino es el más notable, siendo muy soluble en agua fría.

Tanto el metal, como sus compuestos hasta el día ofrecen corto interés.

**326. Galio.**—Ga. Fué descubierto en 1875 por *Lecoq de Boisbandran*, en una blenda. Es sólido, cristalizable en láminas, de color y brillo parecido al níquel. Tiene por densidad 5,96; se funde á 29° y no es volátil.

Forma un óxido, análogo al del aluminio, y constituye alumbres. Se obtiene descomponiendo el óxido por una corriente eléctrica.

## LIBRO IV.

---

### METALES MAS IMPORTANTES DE LA 3.<sup>a</sup> SECCIÓN.

---

#### CAPITULO I.

---

#### MANGANESO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

---

**327. Manganeso.**—Mn. Este metal descubierto por *Gahn*, no se encuentra libre en la naturaleza. Se presenta gris, duro, quebradizo, poco fusible. Descompone lentamente el agua á la temperatura ordinaria con desprendimiento de hidrógeno. A 100° la descomposición es rápida. Es muy ávido del oxígeno y por eso, para conservarlo se tiene en aceite de nafta.

**328. Obtención.**—Se obtiene á elevadas temperaturas, reduciendo uno de sus óxidos por el carbón.

También, calcinando en un crisol bien tapado el carbonato de manganeso que nos origina un protóxido de este metal, que con la décima parte de carbón vegetal y otra décima de borax fundido se coloca en un crisol brascado, calentado en forja hasta el máximun de temperatura.

El borax se emplea para reunir en un solo botón las partes metálicas. Puede purificarse el manganeso del carbón que contiene, por medio de la adición de un poco de carbonato de

manganeso é introducido en un crisol de porcelana, que vá dentro de otro de barro, cubriéndoles por lodo refractario.

Tiene como tal cuerpo simple pocas aplicaciones.

**329. Combinaciones del Manganeso con el Oxígeno.**—Forma 5 compuestos:

Protóxido de manganeso. . . . .	MnO	base enérgica.
Sexquíóxido de » . . . . .	Mn <sup>2</sup> O <sup>5</sup>	base débil.
Bióxido de » . . . . .	MnO <sup>2</sup>	neutra.
Acido mangánico. . . . .	MnO <sup>5</sup>	} ácidos.
» permangánico. . . . .	Mn <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	

*Protóxido de manganeso.* Es de color gris verdoso pulverulento, cristaliza en octaedros verde esmeralda si está anhidro. Calentado en el aire se sobreoxida; es soluble en el ácido clorhídrico. Es base poderosa; si se vierte potasa cáustica en una disolución de sus sales, se forma un precipitado blanco, que es el hidrato de protóxido. Se obtiene reduciendo un óxido superior por el hidrógeno ó también calcinando el carbonato de manganeso, libre del contacto del aire.

*Sexquíóxido de manganeso.* Existe cristalizado en la naturaleza y se presenta anhidro é hidratado. Este tiene semejanza con el peróxido, pero se distinguen fácilmente porque el color de este último es gris subido y el del hidrato es pardo.

*Bióxido de manganeso.* Se conoce generalmente con el nombre de *peróxido* y es el más común y usado en química. Se halla cristalizado en prismas prolongados, tiene brillo metaloídeo.

Se obtiene el hidratado, descomponiendo el manganato de potasa por agua caliente, y tambien haciendo pasar una corriente de cloro por agua que tenga en suspensión carbonato de manganeso.

Se usa en la preparación de muchos cuerpos en química, (oxígeno, cloro, cloruros, etc.), en la fabricación del vidrio como oxidante, para blanquearle y de aquí el nombre de *jabón de vidrieros*. En gran cantidad tiñe el vidrio de color violeta.

*Acidos de manganeso.* El *mangánico*, no se ha aislado todavía. El *perganmánico*, es un líquido espeso, de color verde oscuro, olor parecido al del ózono, muy soluble en el agua á la que comunica color violado.

El calor le descompone y á 40° detona.

Se obtiene vertiendo lentamente permanganato potásico en polvo sobre ácido sulfúrico de 60°. Se enfría después á —20° y se presentan unas gotas oleaginosas que son el cuerpo que se pretende hallar.

**330. Manganato de potasa.**—KO, MnO<sup>5</sup>. Si una mezcla de bióxido de manganeso y potasa se calienta al rojo oscuro, se forma otra de manganato de potasa y sexquíóxido de manganeso, que disuelta en agua, dá coloración verde. Si este líquido se pone en contacto del aire absorbe el ácido carbónico, cambia de color, adquiere el violáceo y despues el rojo, por cuyos cambios del manganato en permanganato de potasa y bióxido de manganeso, se le ha llamado *camaleón mineral*.

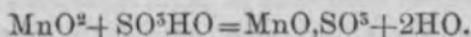
Los alcalis devuelven el color verde al líquido enrojecido por los ácidos, por efecto de una reacción contraria.

**331. Permanganato de potasa.**—KO, Mn<sup>2</sup>O<sup>7</sup>. Cristaliza en agujas de color pardo, con reflejos metálicos, se disuelve en agua sin alteración y la disolución es de hermoso color purpúreo. A 240° se descompone desprendiendo oxígeno y dejando como residuo el manganato de potasa y bióxido de manganeso.

Todas sus disoluciones se decoloran por los cuerpos reductores, de lo que se deducen aplicaciones en los análisis, y se emplea como oxidante enérgico.

**332. Sulfato de manganeso.**—MnO, SO<sup>5</sup>. Cristaliza en diferentes cantidades de agua y así se ven unos cristales semejantes al sulfato de hierro, otros al de cobre, segun que contiene 7 ó 5 equivalentes de agua la sal que estudiamos, siendo relaciones perfectamente isomórficas.

Se obtiene este cuerpo, calentando el peróxido de manganeso con el ácido sulfúrico; la reacción es como sigue:



**333. Caracteres de las sales de Protóxido de manganeso.**—Se reconocen por los reactivos:

Potasa y sosa que dán	precipitado blanco insoluble en exceso de reactivo
Carbonatos alcalinos	» id color rosaceo
Sulfhidrato de amoniaco	id color de carne
Al soplete, con borax,	vidrio de color violado.

## CAPÍTULO II.

### ZINC Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**334. Zinc.**—Zn. (1). Se halla abundante en el reino mineral, constituyendo esencialmente la *blenda* y *calamina*, de cuyos sulfuros y carbonatos se extraen en España grandes cantidades.

*Propiedades Físicas y químicas.* En un metal blanco azulado, cristaliza en prismas exagonales y en dodecaedros romboidales. Tiene por densidad 6,86 que llega á 7,21 si está laminado. Es algo quebradizo y por ello se le lamina á 150°, cuidando de que no exceda la temperatura de 200°. porque vuelve ha hacerse frágil. Se funde á 410° y se volatiliza á 930°. Es combustible calentado al rojo y arde con llama brillante.

Se une con los cuerpos halógenos, con el arsénico, fósforo y varios metaloides, y con el azufre, únicamente, si ambos cuerpos se hallan en estado de vapor. Descompone el agua á más de 100° grados desprendiendo hidrógeno. Los ácidos realizan con el zinc reacciones muy variadas, actúa sobre los hidratos desprendiendo hidrógeno y sobre muchas sales desalojando el metal.

**335. Obtención.**—Ya hemos indicado anteriormente que los minerales que contienen el zinc en más abundancia, son la *blenda* y *calamina*. En la industria se les calcina convenientemente para convertirlos en óxidos; se reducen por el carbón, mediante el procedimiento *inglés*, llamado á su vez de *descenso*, porque el zinc destilado baja (fig. 36) por unos tubos de hierro que atraviesan el suelo del horno y el fondo de los crisoles que le rodean, donde se halla la mezcla de óxido y carbón y que terminan en grandes recipientes de palastro que se enfrían y en donde se recoge el metal.

Este horno de reducción es muy parecido al empleado en el vidrio; antes de cargar los crisoles se tapan las aberturas

---

(1) Este metal se admite, fué conocido por el pueblo Chino antes que en Europa, á donde se importó en el siglo XII con el nombre de *estaño de India*. En 1743 se estudiaron los procedimientos que los chinos empleaban para su extracción, hoy modificado por completo.

superiores de los tubos con un tapon de madera, que se carboniza después por la elevación de temperatura y forma una

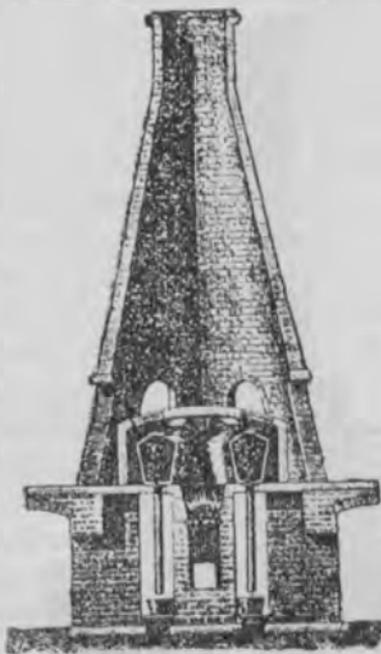


Fig. 36

la (fig. 37), reunidos todos al rededor de la chimenea central. Ahora bién, como esta se halla dividida por tabiques verticales, en 4 tubos correspondientes á igual número de hogares con sus correspondientes registros, resultan cuatro hornos independientes que economizan tiempo y combustible. Para recoger el zinc se adapta á la boca de cada caño otro tubo en forma de *alargadera*, enchufando en ella un cono ó pico, donde se condensa á veces un poco de óxido, quedando el zinc líquido en las alargaderas, de donde se extrae cada dos horas. Para recibir una segunda carga, conviene limpiar los tubos reponiendo los deteriorados.

El hogar está debajo del suelo del horno y la llama penetra por cuatro respiraderos, terminando la parte superior de la bóveda en dos conductos que desembocan en la chimenea central situada en medio del macizo y que sirve para los 4 hornos.

Todos estos procedimientos se hallan modificados en ciertos detalles, según las localidades, así se observa, que los vasos y hornos destilatorios empleados en Silesia difieren mucho del método belga, pero

sustancia porosa que da paso á los vapores de zinc, reteniendo las materias no volátiles. Las uniones de los crisoles se hacen con arcilla.

Otro procedimiento es el *Belga* ó de *ascenso*, en el que la mezcla referida se coloca en caños de barro que tienen próximamente 1<sup>m</sup>,10 de largo por 0<sup>m</sup>,15 de diámetro y cerrados por un extremo, formando se pilas horizontales de estas especies de retortas de barro refractario en cada uno de los cuatro departamentos que forman el horno, según se vé en

en cuyas variaciones de la metalúrgia del zinc no podemos entrar, pues nos llevaría más lejos de nuestro propósito.

**336. Usos.**—Son de gran interés y muy numerosos. Se emplea en química para la obtención de varios cuerpos como en algunos casos hemos ya estudiado; en la industria y en las artes para cubiertas de tejados, pilas eléctricas, confección de aleaciones, galvanización del hierro y otros muchos.

**337. Óxido de Zinc.**  $ZnO$ .— Puede obtenerse anhidro y por vía húmeda. Es base enérgica. El anhidro es blanco; y caliente, toma calor amarillo que desaparece por enfriamiento.

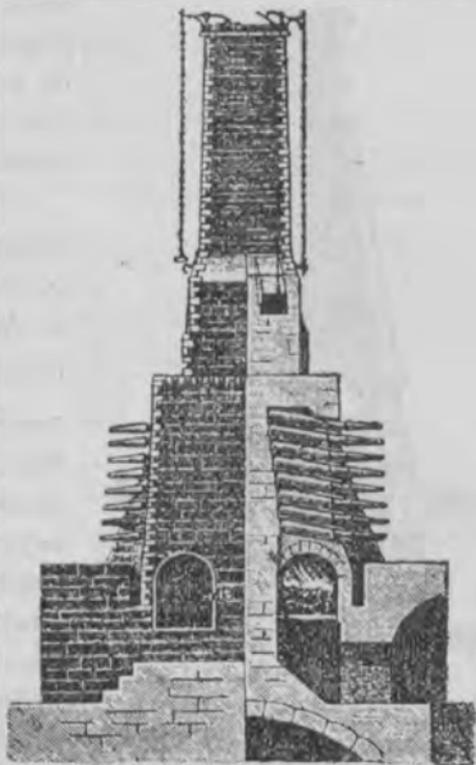


Fig. 37.

Se obtiene, calentando el metal en contacto del aire hasta que se inflame, depositándose una sustancia esponjosa blanca, á que los antiguos daban el nombre de *lana filosófica*, *nihil album* ó *pompholix*,

Si se desea obtener puro, es mejor tratar por el calor el nitrato de zinc.

El *blanco de zinc*, que sustituye al albayalde con la ventaja de no ennegrecerse por las emanaciones sulfurosas, se prepara, mezclando el óxido con aceites secantes.

**338. Sulfato de Zinc.**  $ZnO, SO^3$ .—Es la sal más importante de las de zinc: se la conoce también con el nombre de *vitriolo blanco*. Es incolora, cristaliza en prismas cuadrangulares con siete equivalentes de agua, de los que seis se des-

prenden fácilmente á poco más de 100°. A esta temperatura su solubilidad es extraordinaria. Su sabor es amargo algo estíptico.

Se obtiene en gran escala tostando la blenda al aire libre y reunida en montones. Parte del azufre se desprende en forma de (SO<sup>2</sup>) y parte de la blenda se convierte en sulfato de zinc, no pasando de cierto grado la temperatura.

En los laboratorios, puede tratarse el zinc por el ácido sulfúrico, metodo ya empleado para el hidrógeno.

Se usa en química y en medicina esta sal y en la industria, en la fabricación de indianas y otras.

**339. Carbonato de Zinc.**—ZnO,CO<sup>2</sup>. La Calamina, es el ejemplar que nos presenta de esta sal la naturaleza. Forma masas compactas, amorfas y á veces cristaliza en rombóedros. Se descompone por el calor, desprendiendo ácido carbónico.

Si se vierte un carbonato alcalino, en una disolución de sulfato de zinc se forma un precipitado de hidro-carbonato (2ZnO, Co<sup>2</sup>+3ZnO,HO).

Puede obtenerse el carbonato anhidro, por un carbonato alcalino, sobre la sal de zinc á elevada temperatura.

**340. Cloruro de Zinc.**—ZnCl. Es un compuesto sólido blanco, amorfo y delicuescente. Puede cristalizar en octaedros; es soluble en el agua y alcohol. A 250° se funde sin descomponerse, al rojo se volatiliza.

El zinc tratado por el cloro gaseoso se transforma en una sustancia blanca mantecosa, muy fusible.

Se obtiene este cloruro en disolución en el agua, tratando el zinc por el ácido clorhídrico.



Esta sal se emplea en los laboratorios como deshidratante, en medicina como cáustico y antiseptico, en los embalsamamientos, en la industria para la conservación de sustancias vegetales, para formar estucos (mezclado con sulfato básico, óxido de zinc y almidón), y también para desoxidar los metales que han de unirse al estaño.

**341. Caracteres de las sales de zinc.**—Por regla general son incoloras, de sabor amargo-estíptico, venenosas y de variable solubilidad. Sus reactivos son:

Ácido clorhídrico. . . .	no dan precipitado.
« sulfhídrico. . . .	blanco, de sulfuro de zinc.
Potasa, sosa, amoniaco. . .	Id. de óxido de zinc, soluble en exceso de reactivo.
Carbonatos alcalinos. . . .	Id. de carbonato de zinc.
Ferrocyanuro de potasio. . .	Id. de sulfuro de zinc hidratado.

### CAPITULO III.

#### HIERRO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**342. Hierro.**—Fe. Este cuerpo conocido desde la más remota antigüedad, puede decirse que en todos los países y épocas ha gozado de la mayor importancia por sus constantes aplicaciones á la industria y á las artes. Su completo estudio y perfecto conocimiento constituyen por si solo un punto de gran interes, no solo para el químico, sino para el Ingeniero que ha de aplicar los diferentes procedimientos que los adelantos modernos ván introduciendo en las preparaciones de este metal, en los distintos aspectos en que se obtiene de hierro *dulce, acero y de fundición ó hierro-colado.*

Nosotros habremos de concretar su estudio á lo más indispensable, en los reducidos límites de esta obra, indicando ante todo sus

**343. Propiedades físicas y químicas** —Es sólido y se encuentra abundante en la naturaleza, se halla nativo y en estado metálico en los aerolitos, y unido al cromo, níquel y cobalto. (1) En combinación forma muchos minerales. (2) En el reino vegetal forma varios compuestos y en el animal se halla en la sangre y en casi todos los líquidos y tejidos de nuestra economía.

Cristaliza en cubos y octaedros, su color es blanco azulado parecido á la plata cuando está bruñido. Su densidad es de 7,7. Puro es blando, tenaz dúctil y maleable. Su estructura se hace fibrosa por la forja; al rojo se ablanda y entonces se le trabaja y se le suelda á sí mismo. Á 1500° se funde.

(1) El estudio del análisis espectral tiende á demostrar la existencia del hierro en el sol y estrellas fijas.

(2) La hematites roja, parda, el óxido de hierro. El ferrato ferroso, piritas, siderosa, etc.

Este metal no se altera en contacto del aire seco, pero se oxida rapidamente si está húmedo, formandose en su superficie un cuerpo pulverulento de color parduzco-rojizo, que se conoce con el nombre de *orin* ó *herrumbre* que es el sexquioxido de hierro hidratado. Arde, como ya hemos estudiado, en el oxígeno.

Los ácidos le atacan formando las sales respectivas, unas veces por sustitución de su hidrógeno que se desprende, otras reduciendo el ácido por el metal.

**344. Obtención.**—La metalurgia de este cuerpo se realiza ordinariamente por los procedimientos llamados *forja catalana* y *altos hornos*. Los minerales que se emplean suelen ser los oxidos tanto anhidros, como hidratados y el carbonato ferroso, teniendo presente, que la ganga está también formada por silice, silicatos y carbonato alcalino.

Los sulfuros de hierro, no se emplean en la extracción de este metal, por lo dispendioso del procedimiento y la mala calidad de hierro obtenida.

*Forja catalana.* Este método se emplea, cuando se trata de minerales muy ricos en hierro y no se tiene combustible barato. La reducción se practica en una cavidad cuadrangular llamada crisol, de unos siete decímetros de profundidad, adosada á un muro y abierta en macizo de fábrica tosca (piedras y arcilla). En este, penetra una corriente de aire por una tobera situada lateralmente. El carbón que se introduce se va aumentando en cantidad en cuanto está bien encendido, echandolo por el lado de la tobera y el mineral por el opuesto.

Se va formando ácido carbónico que se cambia en óxido con exceso de carbón. El primer gás al pasar por el óxido de hierro le reduce dejando libre al metal. Una parte del óxido se combina con silice, formando escoria de silicato ferroso ó alumínico ferroso fusible, que no se reduce por el carbón y que origina una perdida de hierro. Resulta una masa esponjosa que tiene interpuesta parte de la escoria, se la golpea con un gran martillo (martillete) para reunir las partículas del metal.

El mineral conviene rociarle con agua, al introducirle en la forja. Por término medio se emplean 6 horas en cada operación de una forja. El producto es por término medio de 150 kilógs, de hierro en barras, consumiéndose próximamente 470 de mineral y 500 de carbón.

La extracción directa del hierro en estado de metal ductil, no se

realiza más que en muy determinados puntos como en Corcega, Pirineos y España, pues la mayor parte se produce hoy de los altos hornos, de que vamos á ocuparnos ligeramente.

Si el hierro se combina con cierta cantidad de carbono forma una combinación que es el *hierro colado ó fundición*, más fusible que el ductil.

*Altos hornos.* Estos hornos de cuba, de los que tenemos hoy en Bilbao excelentes modelos de este procedimiento metalúrgico y cuya fabricación compite á no dudar con la del extranjero, están formados de dos troncos de cono desiguales (fig. 38), cuya base comun recibe el

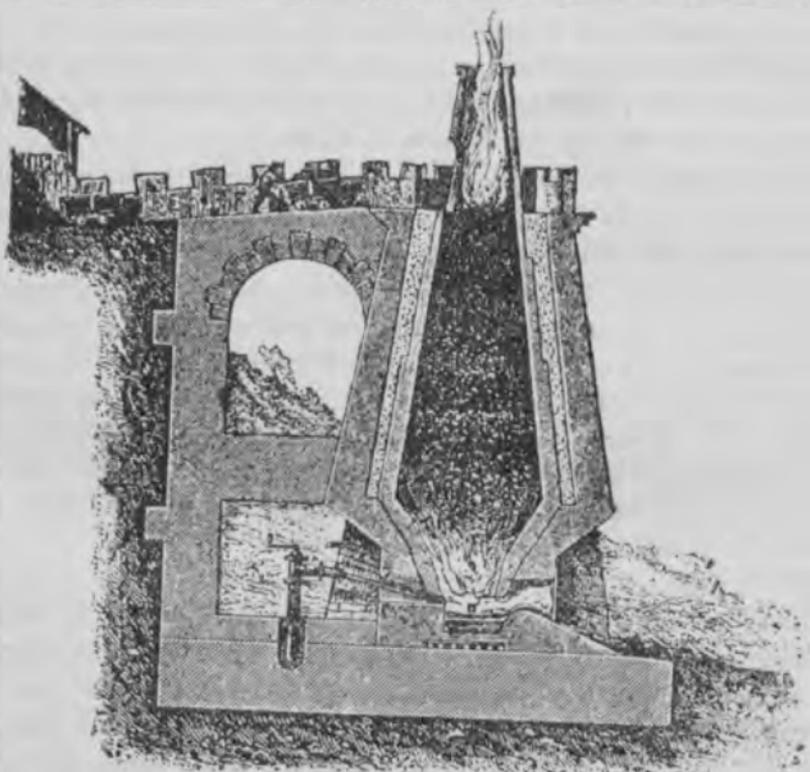


Fig. 30.

nombre de vientre, siendo su altura variable entre 10 á 20 metros segun se alimenten por leña ó cok. En la parte inferior se halla el crisol y por su parte superior se hallan abiertas las toberas que suelen ser dos ó tres por donde va entrando el aire que alimenta la combustión.

El mineral se tritura y mezcla con una cantidad proporcionada de

carbonato cálcico (*Castina*), si la ganga es silíceo ó con arcilla (*erbi-ca*) ó escorias de fragua, si es caliza, cuya agregación tiene por objeto formar una escoria de silicato doble de aluminio y calcio, en lugar de la de silicato ferroso ó aluminio ferroso que en otro caso se formaría. Se carga el horno con capas alternadas de carbón y mineral y una vez encendido, se van agregando carros de estas sustancias por el tragante ó boca á medida que van consumiéndose, por lo que así funcionan de una manera continua desde que empieza hasta que se concluye con el mineral almacenado.

Lleno el crisol de metal y corriendo la escoria por la parte superior, se abre un orificio que hay cerca del fondo y el hierro fundido corre á su vez por varios surcos hechos con arena, donde se moldea y solidifica, formando medios cilindros llamados *g0as*, que es el que se llama hierro colado ó de primera fusión.

El estudio detallado de tan importante industria y cuanto se refiere á las condiciones y circunstancias que acompañan á estas operaciones pueden verse en las obras de química aplicada y tratados especiales que se ocupan de esta materia, como de las diferentes clases de fundición de hierros, sin olvidar la notable descripción que hace Regnault en su obra de química general.

*Afinación del hierro.* La transformación del hierro colocado en ductil, se reduce á privarle del carbono y silicio combinados. Para esto se somete á una acción oxidante que cambia el carbono en ácido carbónico y al silicio en ácido silíceo y que se combina con bases, como el óxido de hierro y produce silicatos fusibles que salen en forma de escorias.

Como suele haber también fósforo y azufre que alteran la calidad del hierro en barras ó forjado, es necesario practicar también esta difícil eliminación. Si el azufre procede del mineral, se le somete á la torrefacción, pero si procede del cok, es preciso entonces aumentar la carga de castina en el horno, para que las escorias de fundición que resultan básicas retengan el azufre en estado de sulfuro de calcio.

Las fundiciones que tienen azufre ó fósforo en exceso, dan hierros de mala calidad. Conviene que aquellas esten cargadas de carbono para lo que se aumenta la carga y se activa la corriente de aire.

Los dos métodos que ordinariamente se usan para la afinación del hierro colado son: 1.º por medio de carbón de leña ó afinación en pequeños hogares y 2.º con ulla (procedimiento inglés), para lo que se

emplea el horno *puddler*, cuya descripción omitimos por su gran extensión (1).

*Acero.* Es un hierro menos carburado y que solo contiene 0,8 á 2 por 100 de carbono. Se practica esta operación por dos medios, ya descarburando parcialmente las fundiciones muy puras ó combinando el hierro forjado con cierta cantidad de carbono por la *cementación*, esto es, calentando por mucho tiempo barras de hierro en contacto de carbón y de aquí los dos nombres, de *acero de forja* ó natural y de *cementación*. También se sigue hoy el método de *Bessemer*.

Las importantes propiedades que se distinguen del hierro ductil, son debidas al temple, que como sabemos se produce por el rápido enfriamiento del hierro, en agua fria, cuando ha adquirido alta temperatura. De aquí la gran aplicación del acero para instrumentos cortantes, muelles, rails, bigueteria y otros usos, que van adquiriendo de cada día más interés, haciendo aumentar su producción y á la vez disminuir el consumo del hierro fundido.

**345. Usos.**—Son tan conocidos, que casi pudiéramos dispensarnos de indicarlos, toda vez que es el metal industrial por excelencia más estimado.

Diremos no obstante, que en estado de láminas delgadas se llama *palastro*, que se emplea para chapear; en hilos, recibe el nombre de *alambre*, que según sus géneros y forma, se utiliza para multitud de aplicaciones; cubierto de estaño se llama *hojadelata*, cuya utilidad es por todos sabida, y bañado de zinc forma el *hierro galvanizado* tan usado hoy, para evitar las oxidaciones. Por último, el acero del que ya hemos indicado algunos de sus usos, se emplea para el acorazado de barcos, fabricación de cañones y otros muchos que fuera prolijo enumerar.

**346. Óxidos de hierro.**—Se conocen cuatro óxidos que son el Protóxido ( $\text{FeO}$ ), sexquíóxido ( $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ), el magnético ( $\text{Fe}^3\text{O}^4$ ) y el ácido férrico ( $\text{FeO}^3$ ). Los dos primeros son básicos, el segundo salino y el último ácido.

*Protóxido de hierro.* Este óxido forma sales en su menor grado de oxidación. Se le puede obtener hidratado, precipitándolo de una de sus sales disuelta por la potasa ó sosa. Aparece de un color blanco verdoso y en contacto del zinc se pone

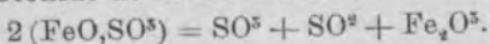
(1) Véase la obra de Regnault.

verde y luego toma el color amarillo, porque al oxidarse se convierte en sexquíóxido.

Este óxido tiñe de verde á los fundentes, y de aquí el color que toma el vidrio de botellas.

*Sexquíóxido de hierro.*—Se halla abundante en la naturaleza formando las hematites rojas, oligistos, limonitas.

Es una base débil y se prepara, calentando en un crisol, sulfato de protóxido de hierro. La reacción es la siguiente:



Preparado de este modo se llama *cólcotar* y se emplea en pintura al óleo, y sirve también para pulir la plata y espejos.

*Hierro magnético.*—Existe en la naturaleza y se suele presentar en cristales muy regulares octaédricos. Se encuentra en masas compactas y de este compuesto se obtiene hierro de superior calidad.

En los laboratorios se puede preparar, calentando alambres de hierro en un tubo de porcelana en medio de una corriente de vapor de agua. Para hallarlo en estado de hidrato, basta disolverlo en ácido clorhídrico y echar en la disolución exceso de amoníaco. Se forma un precipitado verde oscuro que se ennegrece por la desecación.

*Acido ferrico.*—Es análogo al mangánico y se produce en las mismas circunstancias. Se le conoce tan sólo en combinación con las bases formando ferratos.

**317. Sulfuros de hierro.**—Los sulfuros de hierro son varios: el *Profosulfuro* ( $\text{FeS}$ ), que se obtiene calentando una barra de hierro al rojo blanco y sumergiéndola en azufre derretido, ó en un crisol una mezcla de limaduras de hierro y azufre. El *Sexquisulfuro* ( $\text{Fe}_2\text{S}^3$ ) muy poco estable, se prepara descomponiendo el hidrato de protóxido de hierro por el hidrógeno sulfurado á  $100^\circ$ . El *Bisulfuro* ( $\text{FeS}^2$ ) es el más importante y se halla en la naturaleza en los minerales llamados *pirita marcial*. Puede cristalizar en forma cúbica (*pirita blanca*). Es cuerpo duro y dá chispas con el eslabón. Se le prepara, calentando protosulfuro de hierro muy dividido con la mitad de su peso de azufre hasta que el exceso se volatilice, resultando un polvo amarillo.

Se emplea este sulfuro para la preparación de muchos cuerpos en química.

**348. Cloruros de hierro.**—Existen dos combinaciones de cloro y hierro: el *Protocloruro de hierro* ( $\text{FeCl}$ ) y el *Sexquicloruro* ( $\text{Fe}_2\text{Cl}^5$ ). El primero es un cuerpo de color violáceo, cristaliza en laminillas nacaradas, solubles en el agua, produciendo coloración verde. Se prepara, haciendo pasar una corriente de gas ácido clorhídrico por hierro calentado al rojo, El hidratado, por hierro y el mismo ácido disuelto en agua.

El segundo cloruro, se obtiene calentando hierro en corriente de cloro y volatilizando el producto en medio de este gas, produciéndose hermosas laminitas irisadas pardas ó de verde oscuro. Es delicuescente y muy soluble en el agua. Se emplea como el anterior en medicina y en química como reactivo.

**349. Carbonato de hierro.**—( $\text{FeO},\text{CO}^2$ ). Llamado también hierro *espático*, se halla en la naturaleza (mineral *siderosa*) y en disolución de aguas ferruginosas carbonatadas.

Cristaliza en romboedros, su color es amarillento y pardo á veces.

Se prepara, tratando una sal ferrosa por un carbonato alcalino. Se emplea en medicina y hay que conservarle en vasijas cerradas pues se descompone.

**350. Sulfato de Protóxido de hierro.**—( $\text{FeO},\text{SO}^5$ ). Sal muy importante en la industria y se la conoce con el nombre de *caparrosa verde*. Se presenta de color verde esmeralda cuando está cristalizada, muy soluble en el agua y los cristales pierden su trasparencia y absorven oxígeno expuestos al aire, adquiriendo tinte amarillento porque se va formando el sulfato de sexquíóxido de hierro.

Forma varios sulfatos férricos básicos, insolubles.

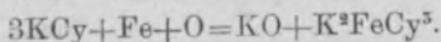
Este sulfato se obtiene como residuo de la preparaeión del hidrógeno, por medio del hierro y ácido sulfúrico; en las artes se halla tratando los hierros viejos por agua acidulada con dicho ácido ó por medio de las piritas, en contacto del aire en frío, pasando el sulfuro á sulfato,

Este compuesto tiene muchos usos en tintorería, fabricación del azul de Prusia, tintas y otros varios, y en medicina como astringente.

**351. Prusiato amarillo de potasa.**—( $\text{K}^2\text{FeCy}^3+3\text{HO}$ ).

Este cuerpo conocido también con el nombre de *ferrocyanuro de potasio*, tiene color amarillo y cristaliza en octaedros de base cuadrada, siendo soluble en el agua y no en el alcohol. Á 100° pierde el agua de cristalización, quedando en polvo blanco. Al rojo se descompone en cyanuro potásico y carbonato de hierro. El cloro le transforma en *ferricyanuro de potasio*, los óxidos en *eyanato* y el azufre en *sulfocyanato*; con el ácido sulfúrico diluido produce *ácido cyanhídrico*, y el nítrico le cambia en *nitro-prusiato*.

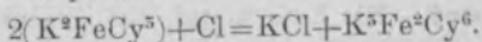
Se obtiene, haciendo hervir una disolución de cyanuro de potasio con limaduras de hierro en contacto del aire y se forma potasa y ferrocyanuro, de este modo:



Este cuerpo es un excelente reactivo y se emplea en la industria para la obtención del azul de Prusia.

**352. Prusiato rojo de potasa.**—( $\text{K}^5\text{Fe}^2\text{Cy}^6$ ). Este cuerpo llamado también *ferricyanuro de potasio*, (sal de Gmelin) se presenta cristalino de color rojo y soluble en el agua y puede pasar á prusiato amarillo por medio de los desoxidantes.

Se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por el ferrocyanuro de potasio en disolución. Se produce el ferricyanuro y el cloruro de potasio.



Tiene análogos usos que el anterior.

**353. Azul de Prusia.**—Con este nombre se designan varias sustancias, que aunque formadas por hierro y cyanógeno, no tienen sin embargo la misma composición. El cuerpo que ahora indicamos es el precipitado que se forma por una disolución férrica, mediante el contacto del ferrocyanuro potásico. De aquí, que los demás preparados no sean verdadero azul de Prusia.

El verdadero, contiene siete equivalentes de hierro y nueve de cyanógeno ( $\text{FeCy}^5$ ), ( $\text{Fe}^2\text{Cy}^5$ )<sup>2</sup>. Se usa en pintura, en la fabricación de estampados de telas y papel pintado.

**354.** El hierro forma también otro gran número de compuestos, que por su menor interés indicamos solamente, tales son los *Ioduros*, *Nitrato de protóxido de hierro*, *Nitruro de hierro*, *Fosfuro* y *Arseniuro de hierro* etc.

### 355. Caracteres de las sales ferrosas y férricas.

REACTIVOS.	SALES FERROSAS.	SALES FÉRRICAS.
»	color verde-azúl.	amarillas ó amarillas rojizas.
Ác. clorhídrico. .	no se alteran	no se alteran
Ác. sulfhídrico. .	nada	precipitado de azufre
Carbonatos solubles.	precipitado blanco	precipitado ocráceo
Alcalis . . . . .	id. id. que pasa á verde sucio	id.
Ferrocyanuro potásico	id. id que pasa á azúl	precipitado de azul de Prusia
Ferricyanuro potásico	id. id. azúl	coloración verdosa
Sulfocyanato potásico.	nada	id. de sangre arterial.

## CAPÍTULO IV.

### NIQUEL Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**356. Niquel.**—Ni. Este metal, fué descubierto en 1751 por Cronstedt, analizando un arseniuro de níquel (*Kupfer-niquel*). Es un metal agrisado, dúctil, duro y tenaz. Su densidad es de 8,47, disfruta como el hierro de la propiedad magnética que pierde á 400°. Es menos fusible que el hierro y aleado con este en la relación de  $\frac{1}{100}$  se hace inoxidable. Constituye diversidad de aleaciones todas muy importantes y entre ellas la de *maillechort*.

El ácido nítrico le ataca fuertemente y se combina con el carbon á temperatura elevada formando una especie de fundición.

**357. Obtención.** En la metalurgia de este metal se utilizan los óxidos, sulfuros y arseniuros, silicatos y otros; y entre estos, el más importante el *Kupfer-niquel* y el denominado *speiss* (sulfó-arseniuro de níquel), que se halla en los crisoles que sirven para la fabricación de esmaltes.

Se somete el mineral mezclado con carbon á varias quemas, que originan el ácido arsenioso que se desprende y el metal que queda réducido. También se puede obtener calentando el oxalato de níquel.

**358. Usos.**—Hoy tiene grandes aplicaciones, en la constitución de *aleaciones*, en la fabricación del níquelado galvánico y para objetos de construcción y adorno.

**359. Óxidos de níquel.**—Existen dos óxidos, el protóxido ( $\text{NiO}$ ) y un sexquíóxido ( $\text{Ni}_2\text{O}_3$ ). Se obtiene el primero en estado de hidrato, precipitando una disolución de sulfato de níquel por la potasa cáustica. El precipitado verde manzana que se recoje, se lava bien en agua hirviendo y calcinado fuera de la acción del aire, da un polvo gris que es el óxido anhidro.

También se le prepara por la calcinación del hidrocarbonato. Se disuelve en amoníaco, tomando el líquido un color precioso azul.

El sexquíóxido se halla por medio del cloro y protóxido hidratado de níquel diluido en agua, presentándose en forma de polvo negro que se disuelve en ácido clorhídrico.

**360. Sulfuros de níquel.**—Se forman, cuando se calienta el metal con azufre al rojo oscuro. También precipitando una sal de níquel por un sulfuro soluble.

**361. Sulfato de níquel.**—( $\text{NiO},\text{SO}^5$ ). Es la sal más importante de níquel y se presenta sólida, de color amarillento y por disolución produce el verde esmeralda y por concentración se forman cristales prismáticos rectos romboidales, que contienen siete moléculas de agua ( $\text{NiO},\text{SO}^5+7\text{HO}$ ).

Se descompone al rojo. Con el sulfato amónico, forma un sulfato doble.

Se prepara tratando el metal, su óxido ó carbonato, por el ácido sulfúrico.

**362. Caracteres de las sales de níquel.**—Anhidras, son amarillas, hidratadas, verde esmeralda. De sabor azucarado al pronto y despues estíptico. Son venenosas. Sus reactivos son:

Potasa, sosa ó sus carbonatos.	precipitado verde manzana.
Amoníaco.	Id. id. que se reeduelve en exceso de reactivo con coloración azul.

Prusiato rojo de potasa. . . . precipitado amarillo verdoso.  
Sulfuro amónico. . . . . Id. negro.

## CAPÍTULO V.

### COBALTO, CROMO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**363. Cobalto.**—Co. Descubierto por Brand en 1733. De color blanco de plata, duro, maleable y de carácter magnético.

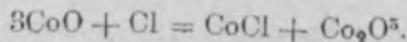
Se funde á más temperatura que el hierro. Su densidad es 8,6. En contacto del aire no se altera tanto como el hierro, pero con el tiempo se recubre de orin pardo. Calentado en dicho gás se transforma en óxido. Es soluble en el ácido clorhídrico y sulfúrico diluido con desprendimiento de gás hidrógeno. Y por último, se combina directamente con el azufre, cloro fósforo y arsénico.

Se prepara generalmente, reduciendo por el carbon el óxido de cobalto en una corriente de hidrógeno, quedando el metal en polvo.

**364. Óxidos de Cobalto.**—Hay dos, el protóxido (CoO) y el sexquíóxido (Co<sub>2</sub>O<sup>3</sup>). El primero en estado anhidro aparece bajo la forma de un polvo verdoso, que si se hidrata se tiñe de color rosa. Es base fuerte y volátil. Se obtiene hidratado, tratando la disolución de una sal de este metal, por la potasa cáustica. Se lava despues el precipitado azul gelatinoso que se forma para separar la potasa y se calcina luego libre de la acción del aire.

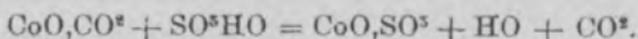
También se prepara calcinando el carbonato de cobalto en un crisol tapado.

El sexquíóxido se produce, haciendo pasar una corriente de cloro por agua que contenga hidrato de protóxido de cobalto en suspensión, el líquido se tiñe de color rosa y el precipitado de negro.



**365. Sulfato de cobalto.**—Co<sub>2</sub>SO<sup>4</sup>. Esta sal cristaliza en prismas que contienen 7 partes de agua y son isomorfos

con el sulfato ferroso, solubles en agua y eflorescentes. Se obtiene de este modo:



**366. Cloruro de cobalto.**—CoCl. Este cloruro presenta dos modificaciones, un compuesto rosa y otro azul, que dependen de la temperatura. Aparece en cristales, solubles en agua y alcohol é inalterables al aire. Puede obtenerse disolviendo el óxido del mismo metal ó el carbonato en ácido clorhídrico.

Se utiliza en la preparación de tintas simpáticas. Escribiendo los caracteres al principio, son invisibles, por el color rosa pálido que tiene la tinta, pero calentado el papel, aparecen azules y perfectamente visibles, desapareciendo al enfriarse.

**367. Caracteres de las sales de cobalto.**—Las anhidras son azules y las hidratadas color rosa. Sus reactivos son:

Potasa y sosa. . . . .	precipitado azul, que en exceso de alcalí, se vuelve rosáceo.
Amoniaco. . . . .	id. id. soluble en exceso de reactivo.
Carbonatos alcalinos. . . . .	id. rojo pálido de carbonato de cobalto.
Ac. sulfhídrico y sulfuros alcalinos.	id. negro de protosulfuro de cobalto.
Borax al soplete. . . . .	perla azul.

**368. Cromo.**—Cr. Descubierto por Vaquelin en 1797. Debe su nombre á la propiedad de producir colores variados los diferentes compuestos que forma. Es un cuerpo sólido, gris, frágil y susceptible de adquirir magnífico brillo. Posee el carácter magnético, infusible á la forja, de gran dureza, pues puede rayar al vidrio. Tiene por densidad 6,3. No se oxida al aire seco, pero al rojo sombrío se une con el oxígeno. Arde en el cloro y se disuelve en el ácido clorhídrico, con desprendimiento de hidrógeno.

Se obtiene calcinando en crisoles de cal, una mezcla de óxido crómico, de carbón, azúcar y aceite de linaza. Se prepara también por la acción del calor en un crisol, tomando

1	parte de cloruro crómico.
2	» » potásico.
2	» de zinc en granalla.
1/2	de cloruro potásico.

El zinc se echa por cima de la mezcla y el botón que resulta se halla formado por zinc y cromo cristalizado, que por el ácido nítrico disuelve al zinc.

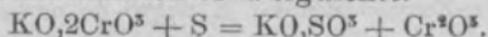
Se emplea esencialmente para modificar favorablemente la calidad de los aceros.

**369. Óxidos de cromo.**—Son muy venenosas las combinaciones que forma el cromo con el oxígeno.

Protóxido de cromo	CrO	
Sesquióxido	»	Cr <sub>2</sub> O <sup>3</sup> (isomorfo con el de alumina y hierro).
Bióxido	»	CrO <sup>2</sup>
Ácido crómico	CrO <sup>5</sup>	
» percrómico	Cr <sub>2</sub> O <sup>7</sup>	(correspondiente al permangánico).
Óxido salino	Cr <sub>3</sub> O <sup>4</sup>	( » al hierro magnético).

De estas, estudiaremos el sexquióxido de cromo y el ácido crómico.

Se obtiene el 1.<sup>o</sup> por varios procedimientos y entre ellos, exponiendo á fuego gradual y moderado una mezcla de dos partes de bicromato de potasa y azufre en exceso, porque parte de él se volatiliza. El oxígeno que se desprende del ácido crómico, transforma al azufre en ácido sulfúrico que se combina con la potasa. La reacción es la siguiente:



Aparece bajo la forma de un polvo verde, es muy duro y fusible al fuego de forja.

El segundo compuesto se prepara añadiendo á una disolución de bicromato de potasa saturada á 60°, volúmen y medio de ácido sulfúrico que se va añadiendo en varias porciones. Se forma bisulfato de potasa que queda en disolución y el líquido mientras se va enfriando, va depositando agujas rojas de ácido crómico.

A la temperatura ordinaria es de un hermoso color rojo y caliente se ennegrece. Es un enérgico oxidante; si se proyectan sobre él algunas gotas de alcohol absoluto, repentinamente se cambia en sexquióxido con tan alto grado de calor que se inflama el alcohol.

**370. Sulfatos de sexquióxido de cromo.**—Este sulfato (Cr<sub>2</sub>O<sup>3</sup>,3SO<sup>5</sup>) se obtiene en tres colores diferentes, rojo, verde y violeta, que se supone son modificaciones isoméricas de esta sal. Se produce la última, dejando abandonada durante

muchos días en frasco casi abierto, una mezcla de 8 partes de sexquióxido de cromo desecado á 100° y 10 de ácido sulfúrico concentrado. La segunda, disolviendo el sexquióxido á 60° en ácido sulfúrico concentrado; y la roja, calentando cualquiera de los anteriores sulfatos, hasta la temperatura de 200° con un exceso de ácido sulfúrico. Aparece una masa amarilla clara y evaporado el exceso de ácido dá por residuo un sulfato neutro de cromo, de color rojo.

Estos sulfatos producen alumbres, que pueden reemplazar á los de alumina, dando hermosas cristalizaciones.

**371. Cromatos.**—El ácido crómico se combina con casi todas las bases. Las de estronciana, cal y magnesia son solubles y las metálicas insolubles ó muy poco solubles. Las sales que forma dicho ácido con los alcalis origina dos séries: La de los cromatos neutros (de color amarillo claro); y la de los bicromatos (rojo anaranjado). Los primeros se reconocen por el color que presentan aun muy diluidos y por los que afectan por los precipitados que tienen lugar con las sales metálicas: así, las de plomo y bismuto en amarillo, las de mercurio en rojo claro, las de plata en rojo fuerte. Calentadas con ácido clorhídrico dan una disolución verde de sexquicloruro de cromo.

Entre los cromatos más notables tenemos el neutro de potasa ( $KO, Cr^5$ ) y el bicromato ( $KO, 2CrO^3$ ). El 1.º se presenta de color amarillo de limón, sabor amargo y soluble en el agua. Se obtiene añadiendo á la disolución del bicromato de potasa carbonato de la misma base y evaporando hasta la cristalización. El 2.º es de color rojo anaranjado, de sabor también amargo, más soluble en frío que en caliente y cristaliza en láminas rectangulares.

Se prepara tratando el cromato neutro por el ácido nítrico.

Ambos cromatos se emplean como reactivo, en tintorería y en la fotografía llamada al carbón.

**372. Caracteres de las sales de cromo.**

Sales de protóxido de cromo.	{	Son dos en rigor. El acetato y sulfato doble de protóxido de cromo y potasa. La potasa cáustica precipitado oscuro al principio y después claro.
------------------------------	---	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Id. de sesquióxido de cromo. son verdes, violeta ó rojas,

Alcalis. . . . .	precipitado verdoso ó violeta, soluble en exceso de reactivo.
Amoniacos . . . . .	precipitado violeta gris y el líquido que sobrenada presenta matiz rojo.

## CAP TULO VI.

### CADMIO, VANADIO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**373. Cadmio.**—Este metal cuya existencia fué sospechada en 1871 por Stromeyer en un óxido de zinc, y confirmada por Hermann al siguiente año, en los productos de la fabricación del zinc, se presenta sólido, color blanquecino, cristaliza en octaedros, es ductil y maleable y tiene por densidad, 8,34. Se funde á 320° y á 860° hierve. Arde en el aire con llama viva, convirtiéndose en óxido de color pardo.

Si se le dobla, produce un ruido semejante al del estaño. Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico le disuelven.

**374. Obtención.**—Basta reducir al rojo su óxido por el carbón. También descomponiendo el sulfato de Cadmio por la electricidad.

Su uso es muy limitado por la escasez de este metal.

**375. Óxido de Cadmio.**—CdO. Puede ser anhidro ó hidratado. El primero es de color oscuro infusible, diferenciándose del óxido de zinc en que no se reduce por el hidrógeno. Se obtiene, calentando el metal en presencia del aire ó atacando el cadmio por el ácido nítrico y descomponiendo el nitrato por el calor. El hidratado se forma, descomponiendo una sal soluble de Cadmio por la potasa. Es blanco, gelatinoso y poco estable.

**376. Compuestos más importantes. Cloruro de Cadmio.**—CdCl. Se obtiene, calentando el metal en medio de una corriente de cloro; ó disolviendo el cadmio en agua régia con exceso de ácido clorhídrico. Esta disolución del cuerpo que buscamos cristaliza facilmente en prismas rectangulares incoloros y pierde el agua por el calor sin descomponerse.

**Ioduro de Cadmio.**—CdI. Se presenta en hermosas láminas exagonales incoloras inalterables al aire y solubles en agua y alcohol y éter. Se suele preparar por una mezcla de limaduras de cadmio, iodo y agua. Evaporado el líquido se precipita el ioduro de cadmio, que se utiliza en fotografía y en medicina.

**Sulfuro de Cadmio.** CdS. Cristaliza en prismas exagonales de color amarillo.

Es insoluble en el agua, inalterable al aire y sólo es atacado por los ácidos concentrados.

Se obtiene precipitando una sal de cadmio por el hidrógeno sulfurado. Se usa en pintura.

**377. Caracteres de las sales de Cadmio.**—Son incoloras y de sabor metálico. Sus reactivos son:

Ácido sulfhídrico. . . . .	precipitado amarillo de sulfuro de cadmio.		
Sulfuro amónico. . . . .	id.	id.	insoluble en exceso de reactivo.

Carbonatos alcalinos. . . . .	id.	blanco	id.
-------------------------------	-----	--------	-----

Amoniaco. . . . .	id.	id.	id.
-------------------	-----	-----	-----

Al soplete, con carbonato de sosa, forman un anillo rojizo sobre el carbón.

**378. Vanadio.**—Vd. Este metal descubierto por Sefstróm, químico sueco, en 1830, es muy raro, y se le halla en corta cantidad en algunos minerales generalmente formando vanadatos de cobre y plomo. Se presenta sólido, de color blanco plateado y fractura cristalina. Arde en el oxígeno formando ácido vanádico y se combina también con el eloro.

Se obtiene, calentando ácido vanádico con potasio en crisol de platino, produciéndose una activa reacción. Después se trata la materia por agua para disolver la potasa y el metal queda en forma de polvo negro. También se puede preparar descomponiendo por corriente de hidrógeno un cloruro de vanadio.

Tiene escasas aplicaciones.

**379. Óxidos de vanadio.**—Existen tres óxidos; el Protóxido (VaO), Bióxido (VaO<sup>2</sup>) y el ácido Vanádico (VaO<sup>3</sup>).

Este último se prepara por el vanádato de plomo y ácido nítrico, por la acción del calor.



Algunos cuerpos reductivos le hacen pasar á un grado inferior de oxidación. Disuélvese despues en el ácido clorhídrico y calentando se desprende cloro quedando en disolución el bicloruro de vanádio. Tratada despues esta disolución por el carbonato de potasa, se forman copos de materia gris que es el hidrato de vanádio, que se disuelve fácilmente en los ácidos, dando sales cristalizables, cuyas disoluciones toman color azul.

Para obtener el Protóxido, basta calentar el ácido vanádico en corriente de gas hidrógeno, y se obtiene un polvo negro que es el Protóxido de vanádio.

**380. Cloruro de vanádio.**— $\text{VdCl}^3$ . Se produce este cloruro, calentando una mezcla de ácido vanádico y carbón en medio de una corriente de cloro. Si se condensa despues, se tiene un líquido amarillo, que esparce humos en el aire y cuyo punto de ebullición es superior á  $100^\circ$ .

## LIBRO V.

### METALES MAS IMPORTANTES DE LA 4.<sup>a</sup> SECCIÓN.

#### CAPÍTULO PRIMERO.

##### ESTAÑO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**381. Estaño.**—Sn. Este metal conocido desde muy antiguo, y considerado como plomo por los alquimistas, se encuentra rara vez nativo y casi siempre formando el ácido estánnico (mineral llamado *cassiterita*).

El estaño que circula en el comercio nunca se halla en perfecto estado de pureza, pues contiene arsénico y metales extraños, si bien el que procede de Malaca es bastante puro.

**382. Propiedades físicas y químicas.**—El estaño es blanco, parecido al aspecto de la plata. Posée cierto olor y sabor especial: es maleable por medio del martillo y sobre todo á la temperatura de 100°, pero es poco tenaz. Si una varilla de este metal se encorva origina un ruido, que se llama *grito del estaño*, que es debido á la textura cristalina que tiene en su interior, chocando unos cristalitos con otros. Se funde á 228° y al rojo blanco da vapores, aunque de débil tensión. Tiene gran tendencia á cristalizar. Su densidad, es de 7,29.

Se oxida rápidamente á la acción del calor, cambiándose en protóxido y bióxido ó en ácido estánnico. El ácido clorhídrico le ataca, convirtiéndole en cloruro y desprendiendo hidrógeno; el nítrico le transforma en bióxido y por último el agua régia le disuelve con facilidad. Descompone el agua en presencia de los alcalís fijos.

**383. Obtención.**—La metalurgia del estaño se realiza, reduciendo el óxido por el carbón, en un horno llamado de manga, en cuyo fondo se introducen estos cuerpos y se va inyectando aire por medio de un gran fuelle para destruir los sulfuros y arseniuros que suele tener. El metal fundido se desliza por el fondo del horno á un depósito y de éste á otro, de donde sale por un orificio que va en la parte inferior. Después no hay más que separar las escorias, pues el ácido carbónico producido en la reacción escapa por una chimenea.

Para producir el estaño químicamente puro, se trata el del comercio por ácido nítrico que oxida las sustancias extrañas, cambiándole en un polvo blanco, insoluble (ácido estánnico). Se lava este polvo con ácido clorhídrico débil para asegurar la operación anterior y después por medio de un crisol brascado, calentándole pasa al estado de régulo metálico.

**384. Usos.**—Se emplea en varias aleaciones, como los bronces, fabricación de hojadelata, para el estañado de metales y azogado de espejos. En química como reductor.

**385. Óxidos de estaño.**—Son tres combinaciones las que forman el oxígeno con este metal.

El Protóxido ( $\text{SnO}$ ). El Bióxido ó *ácido estánnico* ( $\text{SnO}^2$ ) y el *metastánnico* ( $\text{Sn}^5\text{O}^{10} + 5\text{HO}$ ).

El 1.º se puede obtener precipitando por el carbonato de amoniaco una disolución de protocloruro de estaño. Es blanco y se transforma por sobreoxidación en bióxido en contacto del aire.

El 2.º se encuentra en la naturaleza y se prepara atacando por el carbonato de sosa, el bicloruro de estaño, resultando un cuerpo ácido, que se descompone por ebullición. Es sólido, cristaliza en octaedros de base cuadrada, su densidad es

6,96. Se usa mucho en la fabricación de esmaltes y con los alcalís forma estannatos.

El 3.º es sólido, blanco, amorfo, traslucido y gelatinoso, enrojece débilmente el tornasol y se disuelve en los ácidos y bases enérgicas, formando meta-estannatos de los que, el de potasio y sódio son solubles. Se obtiene, precipitando el cloruro estánnico por la potasa.

**386. Cloruros de estaño.**—Existen dos cloruros, el Protocloruro de estaño ( $\text{SnCl}$ ) y el Biclорuro de estaño ( $\text{SnCl}_2$ ).

El 1.º es blanco, de sabor estíptico y algo soluble en el agua, es buen reductor. Se puede obtener tratando el estaño en exceso por el ácido clorhídrico hirviendo.

Usase mucho como mordiente en tintorería para preparar los colores violáceos. Es sal venenosa, siendo la leche su mejor antídoto.

El 2.º llamado por los antiguos *licor fumante de Livabio*, es un líquido incoloro, que al aire despidе humos blancos, de olor fuerte, hierve á  $120^\circ$ . Es muy soluble en el agua tiene por densidad 2,28 vertiendo unas gotas en el agua, se produce un ruido análogo al del hierro candente en el agua. Se obtiene anhidro por medio de una corriente de cloro seco sobre el estaño algo caliente.

Este cuerpo se combina con gran número de cloruros metálicos originando cloruros dobles de fácil cristalización.

El licor de Livabio se emplea en tintorería y unido al protocloruro de oro forma la *púrpura de Cassius*, empleada en pintura del vidrio y porcelana.

**387 Sulfuros de estaño.**—Hay tres combinaciones que corresponden á los óxidos respectivamente. Trataremos de las dos siguientes. El Protosulfuro de estaño ( $\text{SnS}$ ) y el Bisulfuro ( $\text{SnS}^2$ ) llamado también *oro masivo de Judea*. Se obtiene el primero, haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado á través de una disolución de cloruro estánnico ó estánnico. El Bisulfuro, mezclando 7 partes de flor de azufre, 6 de sal amoniaco, y una amalgama formada por 12 de estaño y 6 de mercurio. Despues se calienta todo al rojo sombrío en un

matraz de cuello largo y en baño de arena, cuya temperatura se aumenta gradualmente. En las paredes y cuello del matraz se condensan azufre, sal amoniaco, sulfuro de mercurio y protocloruro de estaño y el oro musivo queda en el fondo, bajo el aspecto de una masa dorada, formada por laminitas cristalinas. Las reacciones que tienen lugar son algo complicadas.

Se emplea el bisulfuro para el frote de las almohadillas en las máquinas eléctricas, para broncear esculturas de yeso y dorado de maderas.

**388.** El estaño se combina con otros cuerpos, como el arsénico, constituyendo arseniuros de textura cristalina y muy quebradizos.

**389. Caracteres de las sales de estaño.**

	STANNOSAS.	STÁNNICAS.
Hidrógeno sulfurado.	Precipitado de color castaña oscuro, soluble en exceso de reactivo.	Amarillo, soluble en exceso de reactivo.
Sulfuro amónico. . .	Id.	Id.
Carbonatos alcalinos.	Precipitado blanco.	Precipitado blanco
Cloruro mercúrico. .	Id. (que oscurece).	No precipitan.
Id. áurico.. . .	Precipitado purpúreo.	Id.

Introducida en las sales de estaño una lámina de zinc se deposita el estaño metálico.

## CAPÍTULO II.

### ANTIMONIO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**390. Antimonio.**—Sb. Este metal descubierto por Basilio Valentín (siglo XV), se halla en la naturaleza formando parte de algunos minerales, de los que el más notable es la *estibina*.

*Propiedades físicas y químicas.* Este metal, es de color blanco de plata, algo azulado, muy brillante. Su densidad es de 6,8, se funde á 450°, dando vapores sensibles al calor blanco. Cristaliza por fusión en octaedros. Se oxida en el aire, si se

mantiene fundido en él; se combina con muchos cuerpos: el ácido nítrico lo oxida, el agua régia le disuelve en estado de cloruro de antimonio y por último el ácido sulfúrico concentrado y caliente le oxida desprendiéndose ácido sulfuroso.

**391. Obtención y usos.**—En los laboratorios sólo se acostumbra á purificar el del comercio, que contiene partes de hierro, plomo, arsénico y azufre. Para esto se le mezcla bien con  $\frac{1}{10}$  de su peso de nitro y se funde en un crisol de barro, obteniéndose un botón metálico que aparece con laminitas cristalinas muy ténues.

Se emplea para ligas metálicas, siendo la más importante la de caracteres de imprenta, para la construcción de pilas termo-eléctricas y en otros usos, limitados hasta hoy, por su poca producción y excesivo precio.

**392. Óxidos de antimonio.**—(1) Se conocen dos combinaciones bien definidas del antimonio con el oxígeno. El óxido de antimonio ( $SbO^3$ ), y el ácido antimónico ( $SbO^5$ ). (2). El primero es blanco agrisado, se funde al rojo y á mayor temperatura se sublima. Se obtiene vertiendo pequeñas partes de una disolución de cloruro de antimonio, en otra hirviendo de carbonato de sosa, se separa el óxido en pequeños cristales.

El segundo es un compuesto de color amarilento, descomponible al rojo produciendo antimoniato de óxido de antimonio. Constituye dos hidratos, el monobásico y bibásico, el primero, que solo satura un equivalente de base y el segundo dos equivalentes, y se llama *metaantimónico*.

**393. Cloruros de antimonio.**—Se estudian dos combinaciones, el *Protocloruro de antimonio* ( $SbCl^2$ ) y el *Percloruro* ( $SbCl^5$ ). El primero se conoce tambien con el nombre de *man-*

---

(1) Los óxidos que forma el antimonio y su analogía con los del fósforo y arsénico, fué motivo para que aquel cuerpo estuviese agrupado antiguamente entre los metaloides.

(2) Algunos químicos admiten un 3.<sup>er</sup> óxido  $SbO^3$ , llamado *antimonioso*, que hoy se considera como el antimoniato de óxido de antimonio ( $SbO^5SbO^3$ ).

*teca de antimonio*, y aparece con aspecto de materia blanca y fácilmente fusible, soluble en agua con ácido clorhídrico. Es delicuescente al aire húmedo. Se funde á 73° y hierve á 230°.

Añadiendo á la disolución de este protocloruro alguna cantidad de agua se produce un abundante precipitado blanco, que desde antiguo se conoce con el nombre de *polvo de Algaroht*, y es un oxicloriguro de antimonio.

Se combina el  $SbCl^3$  anhidro con el gas amoniaco seco y da un compuesto de la fórmula  $(NH^3, SbCl^3)$ . Con los cloruros alcalinos forma cloruros dobles cristalizables.

Se obtiene por la acción del ácido clorhídrico sobre el sulfuro de antimonio. El líquido ácido que resulta se destila, hasta que el sulfuro de antimonio se empieza á solidificar en el cuello del recipiente condensador.

En cirugía se ha utilizado para cauterizar llagas y los armeros le usan para el empavonado de armas.

El *Percloriguro de antimonio*, se obtiene, calentando el antimonio en medio de una corriente de cloro séco. Aparece amarillento, volátil y esparrce humos blancos. En el aire se hidrata y forma masa cristalina y á la temperatura de su ebullición y presión ordinaria se supone que sufre la descomposición.

**394. Sulfuros de antimonio.**—Forma el antimonio con el azufre dos sulfuros, el *Protosulfuro* ( $SbS^2$ ) y el *Persulfuro* ( $SbS^3$ ), correspondientes al óxido antimonioso y ácido antimónico.

El Protosulfuro, existe en la naturaleza (stibina) y forma grandes filones en los terrenos antiguos. Se presenta cristalizado en prismas agrupados unos en otros y otras veces aparece en cristales del 4.º sistema. Tiene color gris oscuro, brillo metálico, se funde á una temperatura menor que la del rojo y cristaliza por enfriamiento, descendiendo desde este grado de calor. Su densidad es de 4,62.

Se prepara combinando directamente el antimonio y azufre, fundiendo varias veces la materia con azufre.

El *Kérmes*, tan usado en medicina es un preparado de antimonio, que puede obtenerse haciendo hervir cerca de una hora una parte de sulfuro de antimonio en polvo y 22  $\frac{1}{2}$  partes de carbonato de sosa anhidro, disuelto en 250 partes de agua. Re-

sulta un líquido que filtrado, produce una materia amarilla rojiza que es el Kermes. También puede prepararse por vía seca.

El *vidrio de antimonio*, se forma calentando al aire el sulfuro de antimonio, que se oxida, produciéndose ácido sulfuroso de óxido de antimonio. El residuo se funde al rojo y después de frío forma una masa que se conoce con dicho nombre.

Los oxisulfuros de antimonio se emplean principalmente en la preparación del *tártaro emético* tan usado en medicina.

**395. Biantimoniato de potasa.**— $\text{KO}, \text{SbO}^5 + 7\text{HO}$ . Es una sustancia blanca, cristalina y soluble en el agua, por mas que en ella se descomponga. Se obtiene neutro y anhidro, calentando en un crisol una parte de antimonio con cuatro de nitro y lavando el residuo con agua fría para eliminar el nitrato y nitrito alcalinos. Después se hierva la sal hasta completa disolución, se filtra el líquido y se evapora hasta la consistencia de jarabe en cápsula de platino; enseguida se unen fragmentos de potasa caústica y se continua evaporando hasta que depositada una gota del líquido sobre una placa de vidrio, ofrezca indicios de cristalización en cuyo momento se aparta la cápsula y se deja enfriar. Así se produce abundante precipitado cristalino de metaantimoniato neutro de potasa y de biantimoniato de potasa. Decantado el líquido alcalino, se deseca la sal sobre papel absorbente ó sobre yeso.

Este compuesto es el reactivo por excelencia para el reconocimiento de la sosa, pues precipita las sales de sódio formando un biantimoniato de sosa, casi insoluble en el agua.

**396. Caracteres de las sales de antimonio.**—Sus reactivos principales son:

Potasa ó sosa. . . . .	precipitado blanco, soluble en exceso de reactivo.
Ácido sulfhídrico.. . . .	id. rojo anaranjado de sulfuro de antimonio soluble en los sulfuros alcalinos.

Una lámina de zinc introducida en la disolución, precipita el antimonio en estado metálico.

### CAPÍTULO III.

#### URANO, MOLIBDENO, TUGSTENO, PELOPIO, NIOBIO, TÁNTALO Y ÓSMIO.

**397. Urano.**—Ur. Este metal se halla en la naturaleza en estado de óxido, se presenta blando, amarillento; duro y algo maleable y su densidad es de 18,5, casi la misma del oro. Es combustible, se inflama en el aire á temperatura superior á 200° y arde con brillo, convirtiéndose en óxido de color verde. Se disuelve con desprendimiento de hidrógeno en los ácidos diluidos y produce disoluciones verdes. Se une al cloro con producción de calor y luz, formando cloruro verde volátil.

Se obtiene del mismo modo que el magnésio, descomponiéndose su cloruro por el potásio, Para ello se coloca en un crisol de platino una mezcla de 2 partes de protocloruro de urano y una de potásio. Se afirma la tapadera al crisol por medio de alambres de hierro y se calienta con una lámpara de alcohol; se trata la materia fría por agua con lo que se disuelve el cloruro de potásio, quedando el urano en forma de polvo negro.

**398 Compuestos más importantes de este metal.**—Forma con el oxígeno dos óxidos; el protóxido ( $UrO$ ) y el sexquióxido,  $Vr_2O^5$ . Este último no se ha aislado aun. Las sales de protóxido de urano son verdes y se transforman en sales de sexquióxido, amarillas por reactivos oxidantes. El ácido nítrico realiza la misma modificación aún en frío. El sexquióxido forma muchas sales cristalizables que presentan la particularidad á diferencia de los sulfatos neutros y nitratos, de que son tribasicas, por lo que cristalizan en gran exceso de ácido.

La sal de sulfato de urano ( $UrO, SO^5 + 4HO$ ), se obtiene vertiendo ácido sulfúrico en disolución concentrada del protocloruro verde y calentado despues para desalojar el ácido clorhídrico. El residuo se trata por agua y se obtiene un líquido que deposita cristales verdes de la sal referida.

Si en dicho protocloruro, se vierte ácido oxálico, se for-

ma el oxalato de protóxido de urano, blanco verdoso. ( $\text{UrO}$ ,  $\text{C}^2\text{O}^5 + 3\text{HO}$ ).

El urano también se combina con el cloro y se forma el protocloruro de urano ( $\text{UrCl}$ ) y el oxiclورو del mismo metal.

Se conocen en general las sales de urano, porque tratadas por los alcalis dan precipitado amarillo.

Estas sales se emplean para el decorado de vidrios y porcelanas.

**399. Molibdeno.**—Mo. Este metal descubierto por Scheele en 1775, se encuentra en la naturaleza formando el sulfuro de molibdeno y de molibdato de plomo. Se presenta blanco, brillante, quebradizo. Se oxida y arde á alta temperatura. Su densidad es de 8,62.

El ácido nítrico le ataca fuertemente y le cambia en ácido molíbdico.

Se obtiene, calentando en un tubo de porcelana uno de sus óxidos en medio de una corriente de hidógeno. El cuerpo queda bajo la forma de polvo gris que adquiere brillo por el frote.

**400. Compuestos más importantes de este metal.**— Con el oxígeno forma tres combinaciones

Protóxido	$\text{MoO}$	} bases salificables.
Bióxido	$\text{MoO}^2$	

Ácido molíbdico.  $\text{MoO}^3$  Siendo éste el más importante.

El mineral más comun es el sulfuro  $\text{MoS}^2$ , que se presenta en láminas grises con brillo metalóideo y semejante al grafito. Existe en rocas graníticas y suele ir acompañado de estaño. Si este sulfuro se trata por el agua régia el azufre se transforma en ácido sulfúrico y el metal en ácido molíbdico; polvo blanco, que es muy soluble en agua despues de calcinado. Los ácidos le disuelven.

Se forman sales de protóxido y molibdatos y tambien el protocloruro de molibdeno, que se puede obtener, disolviendo el hidrato de protóxido en ácido clorhídrico.

**401. Caracteres de las sales de molibdeno.**— Los reactivos son:

Alcalis. . . . . precipitado pardo,

Ac. sulfhídrico. . . . las precipita y pasado algun tiempo forma depósito negro.

Hidrosulfatos alcalinos. precipitado negro y se disuelve en exceso de reactivo.

**402. Tungsteno.**--W ó Tg. Este metal fué aislado en 1783 por los españoles, hermanos Elhujar, reduciendo su óxido por el carbon. Existe en varios minerales en la naturaleza, siendo el más notable el Tungstato ferro-manganeso (*wolfram*), que se encuentra en Limoges. Su densidad es muy grande 17,5. Tiene color gris acero y es algo frágil. Inalterable al aire á la temperatura ordinaria. pero al calor se convierte en ácido tungstico.

Descompone al agua facilmente y forma también el ácido anterior. El ácido nítrico le ataca vivamente transformándole en dicho ácido y lo mismo realiza el ácido sulfúrico concentrado por la acción del calor.

Forma con el oxígeno dos óxidos bien definidos, un bióxido ( $WO^2$ ) y el ácido tungstico ( $WO^3$ ), que es el mas interesante porque sirve para preparar los demás compuestos del metal que estudiamos. Forma un polvo amarillo claro, insoluble en el agua y ácidos, disolviéndose facilmente en los líquidos alcalinos y amoniaco, cuando no está calcinado. Calentado en corriente de hidrógeno se forma el bióxido, que aparece como un polvo pardo.

No se conocen sales de los óxidos de tungsteno con los ácidos, pero el ácido tungstico se combina con todas las bases fuertes. Igualmente se une en los sulfhídratos de sulfuro y forma sales de sulfotungstato de sulfuro alcalino. También se une el metal W, con el cloro por acción directa, constituyendo el bicloruro y tricloruro de tungsteno.

Todos estos compuestos son análogos á los del molibdeno.

**403. Titano.**—Ti. Descubierto por Gregor en 1791. Se halla en unión de varios minerales, siendo el *Rutilo* el más importante, que es el ácido titánico casi puro. Existen tambien *hierros titanados* mezclas de óxido de hierro y ácido titanico.

Se combina con el oxígeno y los cuerpos halógenos. Se obtiene este metal calentando en un crisol de platino bien tapado, una mezcla de fluorotitanato de potasa y potásio. Aparece bajo la forma de un polvo gris amorfo, semejante al del hierro reducido por el hidrógeno.

Forma tres compuestos con el oxígeno ( $TiO$ — $Ti^2O^3$ — $TiO^2$ ); los cloruros ( $Ti^2Cl^3$ — $TiCl^2$ ) y un bisulfuro ( $TiS^2$ ), como tambien nitruros de titano.

Sus compuestos son muy semejantes á los de estaño.

**404. Pelopio, Niobio, Tantaló.**—Los dos primeros fueron descubiertos por Rose en 1846, apesar de suponerse séan un mismo cuerpo. El *Tantaló* se halla en minerales, llamados *tantalitas* y por Hatchett en 1801 en América, en el conocido con el nombre de *colombio*.

Las propiedades de estos cuerpos son poco conocidas.

**405. Osmio.**—Os. Este metal descubierto por Tennant en 1803, se presenta en polvo agrisado, con densidad de 22,47, menos fusible que el iridio, con propiedades químicas algo semejantes al arsénico. Hace oficio de elemento electro negativo con los metales, formando *osmiuros*. Forma el *ácido ósmico*, del que se obtiene el metal, reduciendo este ácido por el hidrógeno ó por el óxido de carbono, si aquél se halla en estado de vapor.

Es en general de aspecto azulado, con brillo metálico, poroso y muy duro é infusible á las mas altas temperaturas.

---

---

## LIBRO VI.

---

---

### METALES DE LA 5.ª SECCION.

---

---

#### CAPÍTULO I.

---

---

#### COBRE Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

---

---

**406. Cobre.**—Cu. Este metal conocido desde muy antiguo y al que los alquimistas le dieron el nombre de *Venus*, existe en estado nativo y unido con el oxígeno, azufre, arsénico y otros cuerpos. Se halla formando también abundantes carbonatos y sulfatos dobles (1).

**407. Sus propiedades físicas y químicas.**—Tiene color rojo brillante, es ductil, maleable y tenaz. Su densidad varía entre 8,77 y 8,96, según esté ó no forjado. Se funde al rojo fuerte. A la temperatura ordinaria no se oxida en el aire, pero si lentamente si está húmedo y se cubre de una materia verde, llamada *cardenillo*. Descompone el vapor de agua con desprendimiento de hidrógeno al calor blanco. El ácido clorhídrico diluido le ataca, si está dividido y poco si se halla en masa compacta; el nítrico le disuelve en frío, con desprendimiento de deutóxido de nitrógeno.

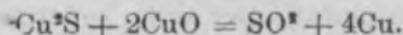
---

(1) En Inglaterra, Chile, Perú y Noruega abundan mucho los minerales de cobre.

**408. Obtención.**—El cobre que circula en el comercio es casi puro, pero si se quiere obtenerle de un modo perfecto en este estado, es preciso reducir el óxido de cobre por el hidrógeno, á una temperatura inferior á la del rojo.

La metalurgia de este importante metal se realiza generalmente tratando los óxidos y carbonatos de cobre por el carbón, en hornos de cuba, apoderándose el carbón del oxígeno y dejando libre el metal.

Los sulfuros presentan más dificultades en su tratamiento. Se les somete en la industria á varias quemas á fin de separar el sulfuro de hierro del cobre, cuya operación se llama *mata de cobre*, que se une con cuarzo y mineral de cobre oxidado ó carbonatado, sometiéndole en un horno de reverbero á la acción del aire y calor. El oxígeno se une con una parte de azufre del sulfuro de cobre y se produce ácido sulfuroso y óxido de cobre, dando por resultado cobre y ácido sulfuroso, de este modo:



Las materias de cuarzo y ácido silícico que se añadieron forman con el hierro una escoria vidriosa, que se separa.

**409. Usos.**—Es de uso indispensable en la industria. Se emplea para la confección de aleaciones, que ya hemos estudiado, en la combinación de calderas, alambiques, vasijas, alambres, chapeados, etc. En la fabricación de la moneda y en gran número de aplicaciones.

**410. Óxidos de cobre.**—Existen 4 combinaciones de esta clase y son las siguientes:

Un subóxido. . . . .	$\text{Cu}_2\text{O}$	} básicas, forman sales bien definidas.
* protóxido. . . . .	$\text{CuO}$	
* bióxido. . . . .	$\text{CuO}^2$	indiferente.
Y el ácido cúprico. . . . .		
De composición dudosa.		ácida,
Algunos admiten esta fórmula. . . . .	$\text{CuO}^5$	

*Subóxido de cobre.*—La naturaleza nos presenta este cuerpo en masas de color rojo y en cristales octaédricos transparentes del mismo color. Se puede obtener artificialmente por varios métodos. Uno, calentando en un crisol de barro una mezcla de 1 equiv. de óxido negro de cobre ( $\text{CuO}$ ) y 1 de cobre

metálico en polvo. Se produce agregación por medio de alta temperatura. También se puede preparar, hirviendo en disolución de azúcar el acetato de cobre.

Se emplea para dar color al vidrio.

*Protóxido de cobre.*—Es pardo negruzco. Se produce tratando virutas de cobre y también descomponiendo el nitrato por el calor.

El hidrato de protóxido de cobre se disuelve en el amoníaco, dando una hermosa disolución azul, algo purpúrea, que se conoce con el nombre de *agua celeste*.

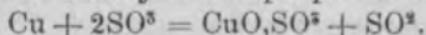
Se emplea este óxido para dar también color al vidrio.

*Deutóxido de cobre.*—Se le prepara tratando el hidrato del óxido anterior por el agua oxigenada. La materia azul se transforma en otras de color amarillo pardo.

*Ácido cúprico.*—Cuerpo poco estable á la acción del calor. Si al rojo se calienta una mezcla de cobre dividido, potasa y nitro y se trata la materia por agua, se forma una disolución azul, que al parecer contiene una disolución de potasa y de un óxido de cobre más oxigenado que los anteriormente estudiados.

**411. Sulfato de cobre.**— $\text{CuO},\text{SO}^5$ . Llamado también *caparrosa* y *vitriolo azul*. Es soluble en 4 partes de agua fría y 2 si está hirviendo y á la temperatura ordinaria forma hermosos cristales azules ( $\text{CuO},\text{SO}^5 + 5\text{HO}$ ), que son isomorfos con los del sulfato de protóxido de hierro verificada esta cristalización á  $40^\circ$ .

Se prepara, tratando el cobre por el ácido sulfúrico, formándose ácido sulfuroso y el cuerpo que se desea.



En la industria se emplean varios procedimientos. Se someten á la torrefacción los minerales sulfurados de cobre y se rocían con agua estas materias, se disuelven los sulfatos de cobre y hierro y se separan por cristalización.

Se suelen además utilizar las chapas de los barcos y otros materiales análogos, que se calientan en hornos de reverbero á la temperatura del rojo sombrío y cerradas las comunicaciones, se echa azufre en polvo, dejando después entrar el aire y se forma un sulfuro de cobre ( $\text{Cu}^2\text{S}$ ). Algo del azufre se desprende convertido en ácido sulfuroso y parte de sulfúrico y se

produce un subsulfato de peróxido de cobre. Acto seguido se sumerjen las láminas en calderas de agua acidulada con ácido sulfúrico y el sulfato de protóxido de cobre se disuelve y después, se evapora hasta su cristalización.

Si este sulfato se disuelve en caliente en el amoniaco, se ve un líquido azul, que enfriado, da cristales de color azul ( $\text{CuO}, \text{SO}^5 + 2\text{NH}^3 + \text{HO}$ ).

Tiene muchos usos en química, en tintorería, en la industria para la preparación de colores, en medicina como cauterizante.

**412. Nitrato de cobre.**— $\text{CuO}, \text{NO}^5$ . Se prepara disolviendo el cobre en ácido nítrico diluido y evaporando se producen preciosos cristales azules con tres ó seis equivalentes de agua, según la temperatura en que tiene lugar la cristalización.

Se emplea en tintorería y en ciertas aplicaciones de la química.

**413. Carbonato de cobre.**—En la naturaleza se presentan varios hidrocarbonatos de cobre, como la *malaquita* ( $\text{CuO}, \text{CO}^2 + \text{CuO}, \text{HO}$ ) y el *azul de montaña* ( $2\text{CuO}, \text{CO}^2 + \text{CuO}, \text{HO}$ ).

El carbonato de cobre verde, se emplea en la pintura al óleo, con el nombre de *verde mineral*.

Se puede obtener por la siguiente reacción:



Tiene grandes aplicaciones en pintura y tintorería.

**414. Arsenito de cobre.**— $2\text{CuO}, \text{AsO}^5$ . Se le conoce con el nombre de *verde de Scheele*. Se presenta en forma de polvo, de hermoso color verde, que puede variar su matiz, cambiando las proporciones de ácido arsenioso.

Se puede obtener, tratando el arsenito de potasa, por una disolución de sulfato de bióxido de cobre.



Hay que agitar constantemente durante la precipitación. Se utiliza en pintura.

**415. Caracteres de las sales de cobre.**—Según sean

*cuprosas* ó *cúpricas*, dan los caracteres siguientes por los reactivos que se expresan:

	<i>Cuprosas.</i>	<i>Cúpricas.</i>
Incoloras y en contacto del aire.	color verde ó azul. sabor estíptico. venenosas.	azul ó verde. lo mismo íd.
Ac. sulfhídrico.	precipitado negro.	lo mismo
Carbonato potásico.	íd. amarillo de hidrato cuproso.	precipitado azul de hidrocarbonato de cobre.
Amoniaco.	no precipitan.	precip. <sup>do</sup> azul verdoso
Ferrocianuro potásico.	»	íd. color castaña.
Lámina de hierro.	se precipita el cobre metálico.	
Llama de alcohol.	coloración verde.	

## CAPITULO II.

### PLOMO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**416. Plomo.**—Pb. Los alquimistas dieron á este cuerpo el nombre de Saturno. No existe libre; el mineral más abundante es la *Galena* (sulfuro de plomo). Se halla también en estado de carbonato (albayalde) cromato (plomo rojo), de cloruro, sulfato, y formando otros compuestos (1).

**417. Propiedades físicas y químicas.**—Presenta color blanco azulado, es blando y se deja cortar con el cuchillo y rayar con la uña, tizna al papel frotándole, es maleable por el martillo y bastante ductil. Se funde á 335° y al rojo dá vapores sensibles, pero no se puede destilar. Puede cristalizar por fusión y sus cristales no bien configurados aparecen octaédricos. Su densidad es de 11,445.

Se empaña al aire y la capa superficial que forma es delgada, debiendo ser un subóxido. Si el aire está húmedo y se expone á la acción de vapores ácidos, aunque sean débiles, forma óxido y aun el agua destilada puede hacer oficio de ácido

(1) Se supone haberse encontrado en muy pequeñas cantidades en la sangre y otros órganos, ingerido en los alimentos.

en este caso. Si se introduce una lámina de plomo en agua destilada se produce una capa de óxido hidratado. El ácido sulfúrico le ataca en caliente, desprendiendo gas sulfuroso y formación de sulfato de plomo. El ácido nítrico es su principal disolvente, formando nitrato soluble de dicho metal.

**418. Obtención.**— El plomo del comercio es bastante puro, pero puede obtenerse en su mayor grado de pureza calcinando en un crisol brascado, óxido de plomo, obtenido por la cristalización del nitrato de plomo cristalizado.

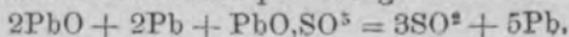
En la industria se siguen varios procedimientos para su preparación utilizando al efecto los abundantes minerales que le contienen, y entre éstos sobre todo el carbonato y sulfuro. La metalurgia del primero de estos cuerpos, se reduce á tratar el carbonato por la reducción del carbón, en hornos de manga análogos á los que se emplean para el estaño, congregándose el plomo que se va reduciendo en un recipiente situado debajo del horno.

Si nos valemos de las galenas se someten primero á operaciones mecánicas, como es el molido, por medio de cilindros y despues se criban, con lo que se facilita su fusión. Después si el mineral tiene ganga silícea, se somete á una reducción que se realiza calentándole con hierro fundido, que como tiene más afinidad que el plomo para con el azufre, le reduce de este modo:



Como las galenas contienen ordinariamente alguna parte de plata, es preciso que el tratamiento se dirija á la extracción de ambos cuerpos, otras veces las galenas van acompañadas de piritas cobrizas y dan *matas* tan cargadas de cobre, que es necesario tratarlas como minerales cobrizos.

El método llamado de *reacción*, se emplea si el mineral es poco silíceo y abundante en plomo. Para esto hay que quemar la galena de modo que se produzca óxido y sulfato de plomo. Cerradas después las entradas del aire en el horno de reverbero, cuyo suelo está formado por escorias silíceas y calentado por el cok, estas sustancias reaccionan sobre el sulfuro no descompuesto, dando por resultado plomo metálico y ácido sulfuroso, como observamos por la siguiente reacción.



El mineral así obtenido cae por una gran *tolva*, removiendo la masa por palas de hierro.

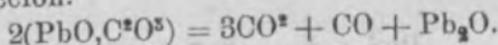
En algunas fábricas se introducen de vez en cuando en el suelo del horno fragmentos de cal para disminuir la fusibilidad de las escorias y otras veces añaden carbón en polvo para descomponer los oxisulfuros de plomo que se forman y retardar la torrefacción, cuando se ha adelantado más de lo conveniente.

**419. Usos.**—Son numerosos é importantes los que proporciona este metal. Laminado se emplea para la preparación de tubos de conducción, vasijas, etc. Para la fabricación de balas y perdigones (1) y entra como gran factor en varias aleaciones de gran uso (261).

**420. Oxidos de plomo.**—Tenemos 4 combinaciones de plomo con el oxígeno.

Subóxido. . . . .	$Pb_2O$	
Protóxido. . . . .	$PbO$	
Bioxido . . . . .	$PbO^2$	llamado también ácido plumbico.
Minio. . . . .	$Pb_3O^4$	óxido intermedio, resultado de la combinación del protóxido y ácido plumbico.

*Subóxido de plomo.* Es de color negro pulverulento, insoluble en agua y no forma sales. Se obtiene descomponiendo por el calor á 300° el oxalato de plomo, en baño de aceite ó metal fusible. Reacción:



*Protóxido de plomo.* Se presenta pulverulento de color amarillo y se llama *massicot*, y si ha sufrido la fusión, *litargirio*. Se obtiene calcinando el carbonato ó nitrato de plomo.

Se prepara hidratado, vertiendo amoniaco en una disolución fría de una sal de plomo. El precipitado blanco que se forma se disuelve fácilmente en las disoluciones alcalinas y evaporando el líquido, el óxido de plomo, se precipita en estado anhidro y en forma de escamitas parecidas á las del litargirio.

Este óxido de plomo se comporta como verdadero ácido con las bases enérgicas y sus disoluciones con los alcalis se consideran como salinas.

(1) A estos se les añaden unas milésimas de arsénico para que resulten bien esféricos.

*Rióxido de plomo.* Conocido tambien con el nombre de *óxido pulga*, por su color, se prepara calentando el minio por el ácido nítrico diluido. El protóxido de plomo se disuelve y queda ácido plúmbico en forma de polvo pardo negruzco.

*Minio.* Este óxido intermedio, es de color rojo vivo ó ligeramente anaranjado. Su composición es muy variable y depende del mayor ó menor tiempo que haya durado su calcinación. Se ha hallado en las grietas de un horno destinado á su obtención, minio cristalizado, y por lo tanto de composición definida, creyéndose que el protóxido y el ácido, puedan constituir muchas combinaciones definidas y que el minio es un óxido como los demás y no particular.

Puede obtenerse por vía húmeda vertiendo una disolución de plumbato de potasa en otra alcalina de litargirio. Se forma un precipitado amarillo de minio hidratado que por la desecación se cambia en polvo rojo de minio anhidro.

Este cuerpo tiene muchos usos para la fabricación del cristal, del flint-glass, esmaltes, pintura, etc. Unido al albayalde y un aceite secante para hacer una pasta con que se unen las juntas de los cilindros de vapor y tubos metálicos que han de recibir elevadas temperaturas.

**421. Sulfato de plomo.** —  $PbO,SO^2$ . Este sulfato único en su grupo, no se descompone por la acción del calor. El carbón le reduce fácilmente.

Se prepara tratando una sal de plomo, por un sulfuro alcalino. En los talleres de tintorería, en los que el alumbre se descompone por el acetato de plomo, para producir acetato de alumina en disolución, se obtienen grandes cantidades de sulfato de plomo.

**422. Nitrato de plomo.** —  $PbO,NO^5$ . Se prepara esta sal, disolviendo el carbonato de plomo en exceso de ácido nítrico. También se puede emplear el plomo metálico. Cristaliza en octaedros regulares y decrepita en las ascuas, activando la combustión, como los nitratos.

**423. Carbonato de plomo.** —  $PbO,CO^2$ . Este cuerpo conocido en mineralogía con el nombre de *albayalde*, cristaliza en hermosos cristales transparentes y muy refringentes, isomorfos con el aragonito.

Este cuerpo se fabrica por 2 procedimientos. El *holandés* y

el llamado de *Clichy*. Consiste el 1.º en exponer láminas de plomo introducidas en vasijas de barro vidriado, á la acción del aire, ácido carbónico y vapores de vinagre á 39º., producido por la fermentación del estiércol de que se rodean las vasijas, que desprende al mismo tiempo el ácido carbónico. El 2.º método es debido á Thenard, basta tratar el litarjirio por el ácido acético para producir una disolución de acetato de plomo tribásico que se descompone por una corriente de ácido carbónico.

El carbonato de plomo del comercio se suele adulterar con creta y sulfato de barita, de cal ó de plomo. La existencia de los tres últimos, se descubre por el ácido nítrico diluido, que disuelve el albayalde y precipita los sulfatos. La creta se descubre, disolviendo el albayalde en un ácido, precipitando el plomo de la disolución por el hidrógeno sulfurado y tratando el líquido después de filtrado, por el oxalato amónico, que precipita la cal al estado de oxalato. El albayalde puro debe disolverse todo en el ácido acético.

Este cuerpo es la base de las pinturas al óleo. Amasado al aceite forma la pasta de vidrieros. Mezclado con partes iguales de minio y aceite de linaza forma un mastic de extraordinaria dureza.

**424 Acetato de plomo.**— $PbO, C^4H^5O^3 + 3HO$ . Esta sal tan importante en los tintes, se prepara tratando el litarjirio por el ácido acético, procurando dejar un exceso de ácido, para que no se formen subacetatos.

**425. Carácterés de las sales de plomo.**—Las solubles son incoloras, algunas insolubles tienen colores diferentes. Su sabor es azucarado y después estíptico, son venenosas (1). Sus reactivos son los siguientes.

Ácido sulfúrico. . . . .	Precipitado blanco soluble en el tartrato amónico.
* clorhídrico. . . . .	id. id. de cloruro de plomo.
* sulfhídrico y sulfuros solubles.	id. negro de sulfuro de plomo.

(1) Producen envenenamientos rápidos tomadas en cantidad y en pequeña dosis van realizando intoxicaciones crónicas, de las que es frecuente el *cólico saturnino de los pintores*, que se realiza hasta por la piel. Se recomiendan las lociones frecuentes de agua acidulada por el ácido sulfúrico y mejor acetico-ventilación y descansos apropiados á este género de trabajos.

Carbonatos solubles. . . . .	precipitado blanco de carbonato de plomo,
Alcalis. . . . .	id. id. de hidrato plúmbico, soluble en la potasa y sosa.
Ioduro potásico. . . . .	id. amarillo de ioduro de plomo.
Cromato potásico. . . . .	id. id. de cromato de plomo.
Hierro, Zinc y Estaño . . . . .	Precipitan al plomo al estado metálico y cristalino.

### CAPÍTULO III.

#### BISMUTO Y SUS COMPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

**426. Bismuto.**—Bi. (1) Se encuentra en la naturaleza nativo y en estado de óxido, sulfuro y telururo.

*Propiedades físicas y químicas.* Es sólido, cristaliza en romboedros con ángulo de 87°,40' reunidos en forma de tolvas: su color es blanco ligeramente amarillento y con irisaciones debidas al óxido que le cubre, que forma una película. Tiene por densidad 9,8 y se funde á 270°, siendo más denso en estado líquido que en el sólido, por lo que aumenta de volumen como el agua. Hierve al rojo blanco.

Arde calentado en el aire con llama azul, despidiendo humos amarillos; también arde en atmósfera de cloro. Se une al bromo y al iodo directamente. Se oxida al rojo, formando un trióxido, igualmente lo verifica en el ácido nítrico, produciendo nitrato de bismuto ( $\text{BiO}^3.3\text{NO}^5$ ). El ácido sulfúrico concentrado y caliente le ataca desprendiéndose ácido sulfuroso.

**427. Obtención.**—El bismuto del comercio se halla rara

---

(1) Este metal fué conocido por los antiguos, apesar de que frecuentemente le confundieron con el plomo y estaño. Stahl y Dufay, indicaron el carácter de este metal y Pot en 1740 le diferenció de aquellos de un modo completo.

vez puro y se logra obtenerlo bastante puro, mezclando el metal pulverizado con  $\frac{1}{10}$  de su peso de nitro y calentando en crisol de barro, hasta que el nitrato de potasa se descomponga. Los metales extraños y parte del bismuto se oxidan, combiniéndose con la potasa y el sobrante del metal forma un boton metálico en el fondo del crisol.

Si se quiere obtener químicamente puro, basta fundir en un crisol, una mezcla de subnitrato de bismuto y flujo negro (carbonato potásico y carbon).

En la industria se hace facilmente la operación pues solo se requiere colocar el mineral que se emplé, en grandes cilindros de hierro algo inclinados, que se sitúan en hornos convenientes y en el fondo de dichos cilindros ván unos orificios por donde sale el metal fundido, quedando las gangas retenidas en aquellos.

**428. Usos.**—Se emplea para la formación de ligas, siendo notables por su gran fusibilidad las que forma con el estaño y plomo. También se utiliza en la fabricación de algunos vidrios.

**429. Oxidos de bismuto.**—Tenemos dos combinaciones de este género. Un óxido de la fórmula  $\text{BiO}^3$ , que podemos llamar trióxido de bismuto y el ácido bismútico  $\text{BiO}^3$ . Además existe uno intermedio que es de la fórmula  $\text{BiO}^2$ , que puede considerarse como una combinación de los anteriores.

Se obtiene el 1.º, tostando el metal al aire libre ó descomponiendo por el calor el subnitrato de bismuto. Aparece en forma de polvo amarillo, con densidad de 8,45, fusible al rojo y fijo, y al solidificarse produce un vidrio amarillo fuerte, que ataca y corroe los crisoles de barro.

Si se quiere hallar hidratado, basta descomponer el referido subnitrato por un alcalí ó por el amoniaco y se presenta blanco, en polvo, que despues de hervido en disolución de potasa, pierde agua y se transforma en polvo cristalino amarillo, que será nuevamente anhidro.

El 2.º ó sea el ácido bismútico se prepara, haciendo pasar una corriente de cloro por disolución concentrada de potasa, que tenga en suspensión bismuto muy dividido. Este cuerpo, puede formar combinaciones con el óxido de bismuto y originar óxidos salinos.

**430. Nitrato de bismuto.**— $\text{BiO}^3, 3\text{NO}^5 + 3\text{HO}$ . Sal la más importante de las que forma el bismuto y se obtiene disolviendo el metal en el ácido nítrico. Evaporando se forman hermosos cristales, de la fórmula arriba expresada.

Se disuelve esta sal en corta cantidad de agua sin descomponerse y si es en gran masa se descompone, formando un precipitado blanco, que es *subnitrato de bismuto*, llamado *blanquete*, que tanto se usa en medicina y para blanquear la piel, aunque se ennegrece por las emanaciones sulfhídricas.

**431. Sulfato de bismuto.**— $\text{BiO}^3, 3\text{SO}^5$ . Se prepara tratando el bismuto pulverizado con ácido sulfúrico concentrado. Se desprende ácido sulfuroso y el metal aparece en forma de polvo blanco, insoluble, que es la sal obtenida.

**432.** Se combina también este metal con el ácido carbónico, formando el carbonato de bismuto; con el azufre, el sulfuro de este metalóide, con el cloro, el cloruro etc., cuyos compuestos son menos importantes.

**433. Caracteres de las sales de Bismuto.** — Sus reactivos son:

Ác. sulfhídrico. . . .	precipitado negro de sulfuro de bismuto.
Potasa ó sosa. . . .	id blanco insoluble en exceso de reactivo.
Ioduro potásico, . . .	id pardo oscuro soluble en exceso de ioduro.

## LIBRO VII.

---

### METALES DE LA 6.<sup>a</sup> SECCIÓN.

---

#### CAPÍTULO I.

---

#### MERCURIO Y SUS COPUESTOS MÁS IMPORTANTES.

---

**434. Mercurio.**—Hg. Este metal, conocido desde muy antiguo con los nombres de *azogue*, *hidrargirio* (plata líquida), existe nativo en la naturaleza y sobre todo, formando el sulfuro de mercurio, mineral llamado *cinabrio*, que se extrae de las celebradas minas de *Almadén* en España, y de otros puntos del extranjero como *Iliria*, *Idria* y *San José de California*.

**435. Propiedades físicas y químicas.**—Es el único metal que se halla líquido á la temperatura ordinaria, solidificándose á  $-40^{\circ}$  en cuyo estado parece semejante á la plata, adquiriendo así maleabilidad por el martillo. Es inodoro é insípido y tiene por densidad 13,59. Posée un coeficiente de dilatación muy regular, que como sabemos por física es de  $\frac{1}{5550}$  entre  $0^{\circ}$  y  $100^{\circ}$ . Este metal hierve á  $350^{\circ}$  y la densidad de su vapor es de 6,976. Es volátil desde  $25^{\circ}$  en adelante y absorbe partes de aire y agua que abandona por ebullición.

Se combina con los cuerpos halógenos á la temperatura ordinaria y con el azufre; el aire le altera poco y unicamente

estando mucho tiempo bajo su acción se cubre de ligera película agrisada que se empaña.

El ácido sulfúrico le ataca en caliente, desprendiéndose ácido sulfuroso y formándose sulfato de mercurio. El nítrico le ataca en frío, originando nitrato de mercurio y desprendiendo bióxido de nitrógeno; el ácido clorhídrico apenas ejerce acción sobre este metal.

**436. Obtención.**—El tratamiento metalúrgico á que se somete el cinabrio se reduce á tostar el mineral en aparatos destilatorios; el azufre arde y se desprende en estado de ácido sulfuroso y el mercurio libre destila y se condensa en cámaras á propósito. (1).

El mercurio del comercio es casi puro recién obtenido de las fábricas de las minas, pero el ya usado en laboratorios y otras aplicaciones, suele contener metales extraños y sobre todo óxido de mercurio. El puro no moja el vidrio y sí, si se halla humedo ó con sustancias que le impurifiquen. Puede limpiarse bastante, haciendo resbalar sobre su superficie un grueso tubo de vidrio bien seco, que adhiere á la suya la película superficial del óxido formado y otros elementos, operación qu<sup>e</sup> debe practicarse con frecuencia en el mercurio empleado en los gabinetes.

Para purificar el mercurio hay precisión de destilarlo empleándose las mismas vasijas de hierro que sirven de envase. Se agita después varias veces durante 20 ó 30 horas con ácido nítrico diluido con doble volumen de agua á temperatura que no exceda de 60°.

**437. Usos.**—Se emplea en química para recojer gáses (cuba hidrargiro-neumática) para la extracción de ciertos metales como el oro y plata; en física para la construcción de barómetros, termómetros, manómetros, amalgamación de zincs y en otros muchos casos; en medicina como medicamento; en la industria para producir amalgamas de grandes aplicaciones, para el azogado de espejos y otros.

---

(1) El mineral mas rico en mercurio en Idria es el llamado *Stahlerz*, que dá hasta un 50 por 100 de mercurio. El *Lebererz* cinabrio diseminado, en squisto muy bituminoso, da un 40 á 50 por 100. Los filones de Almaden, presentan en ciertas partes cinabrio puro, pero la mayor parte, está en gangas calcáreas y arcillosas que dan un 15 por 100 de mercurio; no obstante ser las minas que producen más cantidad de dicho metal, pues por termino medio exportan cada año más de dos millones de kilogramos.

**438. Óxidos de mercurio.**—Existen dos combinaciones de esta clase, que son el protóxido,  $\text{Hg}^2\text{O}$ , llamado también *óxidulo* y *óxido negro de mercurio* y el proxido  $\text{HgO}$ , conocido con el nombre de *óxido rojo de mercurio*.

El óxidulo es poco estable, por más que forma con los ácidos sales bien definidas y cristalizadas. Se obtiene precipitando con la potasa cáustica el nitrato de mercurio.

El segundo óxido, se prepara dejando expuesto el metal á una elevada temperatura en contacto del aire y también descomponiendo el nitrato de mercurio por un calor suave.

**439. Sales más importantes.**—El óxidulo forma gran número de sales; las neutras son incoloras cuando lo es el ácido y amarillas si son básicas. Algunas neutras se descomponen por el agua en sales básicas que se precipitan y en sales con exceso de ácido que se disuelven.

*Nitrato de óxidulo de mercurio.*—Estas combinaciones lo son en gran número. El nitrato neutro se obtiene vertiendo sobre el mercurio metálico un exceso de ácido nítrico, depositando después de algún tiempo grandes cristales incoloros del referido nitrato, cuya fórmula es  $\text{Hg}^2\text{O}, \text{NO}^5 + 2\text{HO}$ .

Si el ácido se vierte en exceso de mercurio metálico, se forman cristales incoloros de nitrato básico  $3\text{Hg}^2\text{O} + 2\text{NO}^5 + 3\text{HO}$ . Y por último, si el nitrato neutro se trata por agua tibia se produce otro nitrato bibásico,  $2\text{Hg}^2\text{O}, \text{NO}^5$ , y si se hace hervir, aparece un polvo verde que se cree sea un nitrato, aun más básico.

Se distingue el nitrato neutro de los básicos, mezclándoles con una disolución concentrada de sal marina; el *neutro*, permanece incoloro porque el mercurio pasa á cloruro  $\text{Hg}^2\text{Cl}$  y los *básicos* adquieren el gris negro, porque se separa óxidulo á la vez que cloruro.

*Nitrato de protóxido de mercurio.*—Se obtiene esta sal, disolviendo mercurio en exceso de ácido nítrico por medio del calor é hirviendo hasta que cesen los vapores rojos.

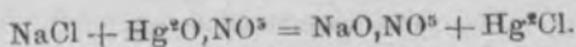
Existen también el *sulfato de óxidulo* y de *protóxido*. Se prepara el 1.º tratando una disolución de nitrato de óxidulo de mercurio por el ácido sulfúrico; y el 2.º, calentando mercurio metálico con ácido sulfúrico concentrado en exceso.

El *mercurio* se une con el *azufre* y forma el sulfuro de mer-

curio  $\text{Hg}^2\text{S}$ , correspondiente al óxido, bastando para ello hacer pasar una corriente de hidrógeno sulfurado por la disolución de una sal de protóxido de mercurio que produce un precipitado blanco, que es una combinación de protosulfuro de mercurio con la sal mercurial empleada en la reacción. Si se sigue aumentando la temperatura y continúa la corriente gaseosa, el precipitado se pone negro transformándose por completo en sulfuro de mercurio  $\text{HgS}$ . (*cinabrio* y reducido á polvo, se llama *bermellón*) (1).

El mercurio se combina con el cloro y forma el subcloruro de mercurio  $\text{Hg}^2\text{Cl}$ , *calomelano* y el protocloruro de mercurio  $\text{HgCl}$ , *sublimado corrosivo*.

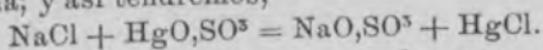
Se prepara el 1.º vertiendo cloruro de sodio en una disolución de nitrato de protóxido de mercurio, se forma nitrato de sosa y la sal que buscamos, según expresa la siguiente reacción:



El calomelano vá destilando y el nitrato de sosa queda retenido en la retorta.

Se emplea mucho en medicina como vermífugo y purgante el *calomelano al vapor*, que se obtiene, dejando penetrar en la reacción anterior una masa de vapor en grandes recipientes, á la vez que vapor de agua, produciéndose un polvo blanco impalpable que es el cuerpo á que nos referimos.

El 2.º ó sea el *sublimado corrosivo*, se prepara calentando en baño de arena, el cloruro de sodio y sulfato de bióxido de mercurio, añadiendo un poco de peróxido de manganeso, que no reacciona; y así tendremos;



Este cuerpo es muy venenoso, no obstante, empléase en medicina, pero en pequeñas dosis y para la conservación de sustancias animales y destrucción de insectos.

El mercurio, se une con el iodo y constituye *ioduros*, homólogos con los óxidos y cloruros. El *protoioduro de mercurio*,  $\text{Hg}^2\text{I}$ , es amorfo, de color verde, volátil é insoluble. Se obtiene triturando el iodo con el mercurio y añadiendo un poco de

(1) Es frecuente falsificar el bermellón por medio de ladrillo molido, cólcotar ó minio, pero basta calentar en un matracito el bermellón que suponemos falsificado y se volatiliza solo el sulfuro de mercurio y abandona todas las sustancias extrañas.

alcohol á la mezcla. El *bi-ioduro de mercurio*, HgI, presenta color rojo, es volátil y algo soluble en agua. Se prepara tratando el ioduro potásico por el bicloruro de mercurio de este modo:



**440. Carácterés de las sales de mercurio.**—Estas sales son muy venenosas, acusan un temblor que se llama mercurial y gran salivación (ptialismo), como se observa aun en los mineros que se dedican á la extracción de minerales compuestos de este metal. Los reactivos de estas sales son:

	<i>De protóxido.</i>	<i>De bióxido.</i>
Ac. clorhídrico.	P. blanco en grumos que se ennegrece por el NH <sup>3</sup> .	Nada.
Ac. sulfhídrico.	P. negro de sulfuro de mercurio insoluble en los sulfuros alcalinos.	Lo mismo.
Carbonatos solubles.	P. blanco.	P. rojizo.
Amoniaco.	P. negro.	P. blanco.
Ioduro potásico.	P. verde.	P. rojo escarlata, soluble en exceso de reactivo.

Lámina de cobre, produce mancha gris oscura, que adquiere brillo por el frote y que desaparece por el calor.

## CAPÍTULO II.

### RODIO.—IDEA GENERAL DE SUS COMPUESTOS.

**441. Rodio.**—Rh. Este metal existe en muy corta cantidad en la mayor parte de los minerales de platino y en América se ha encontrado unido al oro. Ha recibido este nombre por el color rosa que comunica á sus disoluciones.

Su aspecto es blanco plateado, dúctil y maleable, su punto de fusión es menor que el del platino. Tiene por densidad 10,8, no se oxida al aire á la temperatura ordinaria, ni es atacado por los ácidos ni agua

régia. El nitro y potasa le atacan al calor rojo, transformándole en sexquióxido y el bisulfato de potasa hace lo propio, formándose sulfato doble de potasa y sexquióxido de sódio.

Se le extrae del precipitado metálico que se forma al introducir una lámina de hierro en las aguas madres que resultan, despues de tratar por la sal amoniaco las disoluciones del platino en el agua régia.

**442. Sus compuestos más importantes.**—Se admiten dos óxidos de este metal bien definidos, el *Protóxido*  $RhO$  y el sexquióxido  $Rh_2O^5$ . El 1.º se forma tratando el metal muy dividido al aire libre. El 2.º tratando el rodio en polvo por una mezcla de nitro y potasa, disolviendo en agua y lavando el residuo con ácido diluído, resultando un polvo negro. Este óxido es el más importante, pues se combina con los ácidos produciendo sales cuyas disoluciones concentradas son rojas y rosa si están diluidas.

El Ródio tambien se combina con el Cloro formando dos cloruros que se obtienen de la torrefacción del ródio al aire libre y la acción del ácido clorhídrico.

El cloruro doble de sódio y ródio presenta preciosos cristales rojos ( $Rh^2Cl^5 + 3NaCl + 18HO$ ).

El azufre forma un sulfuro de la fórmula  $Rh^2S^5$ , que es fusible al fuego de forja.

## LIBRO VIII.

---

### METALES DE LA 7.<sup>a</sup> SECCIÓN.

---

#### CAPITULO I.

---

#### PLATA Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

---

**443. Plata.**—Ag. Este metal, conocido desde la más remota antigüedad, fué dedicado á Diana y su hermoso color blanco, hizo que los alquimistas le representaran por el simbolo de la Luna. Existe nativa (*plata virgen*) y formando varios minerales, como el cloruro (*plata córnea*), sulfuro (*argirosa*), sulfo-antimoniuro (*argiritrosa*) y unida á muchos cuerpos como el selenio, telurio, bromo, etc.

**444. Propiedades físicas y químicas.**—Cristaliza la plata en octaedros regulares, es el metal más blanco que se conoce y de gran brillo, buen pulimento y pequeño poder radiante, es dúctil maleable y tenaz. Se funde á 1000°, hierve á 2000°, desprendiendo vapores azules. Tiene por densidad 10,5.

No se oxida en contacto del oxígeno del aire, verificándolo en el ózono. Se combina con la mayoría de los metaloides; el ácido clorhídrico á 550° ataca á este metal, con el sulfhídrico forma el sulfuro de plata negro; los ácidos sulfúrico y nítrico la disuelven produciéndose la sal correspondiente. Como los al-

calis no la atacan, se emplean vasijas de este metal para evaporar sus disoluciones y otras operaciones.

**445. Obtención.**—De los diferentes minerales que hemos dicho (380) contienen plata, los hay con plomo y sin él; y de aquí los distintos procedimientos que en metalúrgia se emplean respectivamente, llamados de *copelación* y *amalgamación*.

El primero, consiste en tratar el mineral como si fuera de plomo, que reunido á la plata forma el plomo argentífero. Se somete despues á varias fusiones que tienden á separar el plomo casi puro y cristalizado de la aleación de plata; quedando así la plata mezclada con la menor cantidad posible de plomo. Ahora viene el acto de la *copelación*, que consiste en quemar el plomo y cobre si existiese, en contacto del aire, dejando libre la plata, pues que no sufre oxidación. El suelo del horno (fig. 39) es cóncavo y forrado de una capa gruesa de escorias pren-

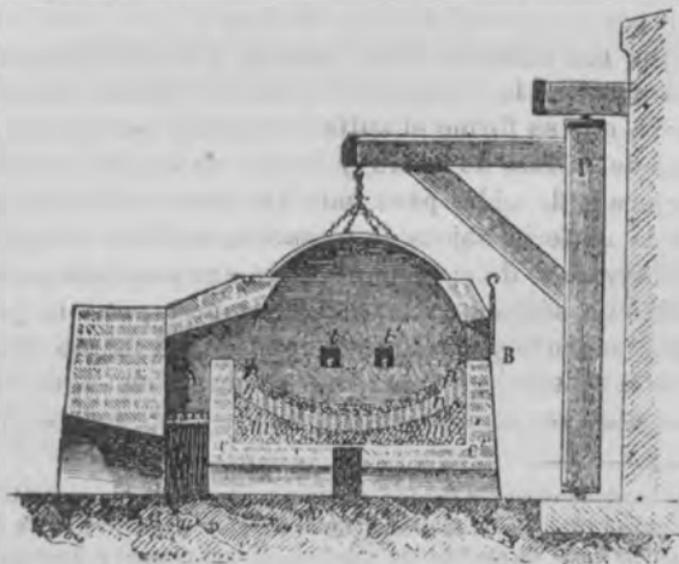


Fig. 39.

sadas *m m* y sobre ella una capa de ladrillos refractarios—*nn'* y despues otra de arcilla—*pp'*, que constituye la verdadera *copela*. El hogar *A*, es lateral y la bóveda del horno termina en cúpula de hierro que se mueve por una especie de grúa *P*.

Colocado el plomo argentífero en la copela se funde y por las toberas *t* y *t'* penetra el aire sobre el metal fundido; el plomo se oxida, produciendo *masicot*, luego litargirio que se vierte por una hendidura que lleva la copela. En el momento en que la plata queda separada del plomo se solidifica desprendiendo el oxígeno que había disuelto, percibiéndose el fenómeno del relámpago, que acusa la terminación de este trabajo.

El procedimiento de *amalgamación* ó de *Freiberg*, consiste en remover bien el mineral con mercurio en grandes toneles hasta producir la amalgama de plata, de la cual se separa esta última por destilación (1). Se aplica generalmente para las platas sulfuradas, siendo conveniente añadir á la amalgama cierta cantidad de sulfato de hierro que auxilia mucho la operación.

Este método presenta el grave inconveniente de que hay que aspirar los nocivos vapores de mercurio y de aquí su sustitución por los procedimientos de disolución y precipitación, de los que son notables el de *Agustín* y el de *Ziervogel*, que consiste el 1.º en la tostación del mineral á una temperatura dada para que se forme el sulfato de plata que queda unido con algo de sulfato de cobre y óxidos de hierro y cobre, se añade cloruro de sódio para cambiar este sulfato en cloruro y lavar la materia objeto de tostación en disolución concentrada é hirviendo de sal comun, para que se produzca un cloruro doble de sódio y plata, soluble y precipitar la plata de este doble cloruro por el cobre metálico. El 2.º no añade sal común á la tostación y trata este producto con agua hirviendo, para disolver el sulfato argéntico y algo de sulfato de

---

(1) Los toneles suelen ser movidos por una rueda hidráulica y en cada uno se suele introducir 150 litros de agua y 500 Kgm. de mineral que cae desde las tolvas y se añaden 50 Kgm. de planchas de palastro. Se tapa el tonel y después que está hecha la carga en todos, se hacen girar durante dos horas para que se vaya formando la masa. Se vierten después 250 Kgm. de mercurio por tonel y se les hace girar durante 20 horas y 20 vueltas por minuto. Pasado este tiempo se les llena de agua y vuelven á girar otras 2 horas con velocidad de ocho vueltas por minuto y la amalgama se separa de las materias pastosas que han adquirido mayor fluidez. Para sacar el mercurio amalgamado se dá vuelta al tonel de modo que la abertura quede en la parte inferior y después de operaciones destilatorias se obtiene el metal que se busca.

cobre, precipitando la plata de esta disolución por el cobre metálico (1).

**446. Usos.**—Son de todos conocidos, sin embargo, diremos que aleada la plata con el cobre para adquirir dureza se ha establecido la ley de su liga para los diferentes objetos de fabricación. Y así tenemos;

	<u>TOLERANCIA.</u>				
	<u>Plata.</u>	<u>Cobre.</u>	<u>Zinc.</u>	<u>Exceso.</u>	<u>Defecto</u>
Moneda. . . . .	900	100	»	3	3
Joyas. . . . .	800	200	»	»	5
Medallas. . . . .	950	50	»	3	3
Vajilla y platería. . .	id.	id.	»	»	3
Soldadura para plata.	767	223	100	»	» (2)

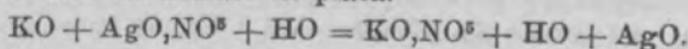
**447. Óxidos de plata.**—Existen 3 óxidos.

Subóxido  $\text{Ag}^{\text{I}}\text{O}$ .

Protóxido  $\text{AgO}$ . Es el que ofrece más interés.

Bióxido  $\text{AgO}^{\text{II}}$ . Estable hasta  $150^{\circ}$ .

Se obtiene el protóxido tratando por un exceso de potasa la disolución del nitrato de plata.



Es base poderosa, pues se combina hasta con los ácidos más débiles, neutralizando los enérgicos, por lo que el nitrato de plata es neutro á los reactivos coloreados.

**448. Nitrato de plata.**— $\text{AgO}, \text{NO}^{\text{I}}$ . Esta sal es incolora, anhidra, soluble en el agua y cristalizable en láminas romboidales. Se funde al rojo sombrío y se descompone á mayor temperatura, que si aumenta, se transforma en nítrito de plata  $\text{AgO}, \text{NO}^{\text{I}}$ . Se disuelve en 4 partes de alcohol hirviendo.

Se prepara en los laboratorios empleando las monedas de plata que tienen  $\frac{1}{10}$  de cobre y se disuelven en el ácido nítrico, se evapora hasta sequedad la disolución azul que se forma de nitratos de cobre y plata y se calienta el residuo hasta fusión en capsula de porcelana. Como el nitrato de plata se funde al rojo sombrío y á la misma el de cobre se convierte en

(1) El de Hauer está fundado en disolver el cloruro de plata en el hiposulfito de sódio, precipitando la plata por el cobre ó estaño.

(2) Los gobiernos tienen delegados llamados *fielos contrastes*, que marcan los objetos que se exponen á la venta, para evitar fraudes.

protóxido, que dá á la masa color negro y manteniendo la misma temperatura hasta que tenga lugar toda la descomposición del nitrato de cobre, lo que se deduce, sacando con una varilla parte de la materia, disolviéndola en agua y vertiendo en la disolución filtrada un exceso de amoniaco; si el líquido no se tiñe, de azul el nitrato de cobre está ya descompuesto. No resta mas que disolver la masa en agua y separar por filtración el óxido de cobre.

También se suele preparar, empleando el cloruro de plata y descomponiéndolo por la cal en un crisol que se somete al rojo blanco y se obtiene plata pura, que no hay más que disolver en ácido nítrico.

Esta sal tiene muchas aplicaciones. Fundido el nitrato se usa en cirugía para cauterizar, recibiendo el nombre de *pedra infernal* que se emplea en forma de barritas delgadas. Se usa como medicamento interno, si bien debe administrarse con gran cuidado (1). Para lavar las manchas de esta sal, se emplea una disolución de cyanuro de potasio.

Se emplea también el cuerpo que estudiamos, como reactivo, en fotografía y para la preparación de varios cuerpos.

**449. Cloruro de plata.**— $\text{AgCl}$ . Existe como producto natural (*plata córnea*) afectando la forma de cubos y octaedros de color gris perla. Se presenta blanco, grumoso, se funde á  $260^\circ$ , formando un líquido amarillo que se solidifica y se deja cortar por el cuchillo. Da vapores al rojo, pero es poco volátil.

Expuesto á la luz se ennegrece, absorbe en frío gran cantidad de gás amoniaco seco.

Para obtenerle basta tratar por ácido clorhídrico ó sal marina una disolución de nitrato de plata y se forma un precipitado blanco grumoso.



Se emplea para obtener plata pura; en fotografía y para platear varios metales por frote.

**450.** La plata forma además diversidad de sales con otros cuerpos, como son el *sulfato é hiposulfito de plata*, el *carbonato y acttato* y

---

(1) Hay que evitar que el enfermo se exponga á la acción de la luz, interin no haya evacuado la sal de plata distribuida en el organismo, pues de lo contrario las partes del cuerpo se tiñen de color morado, por la acción de la luz en el tejido subcutáneo.

con los halógenos Bromo, iodo, fluor y cianógeno, constituye el *bromuro*, *ioduro*, y *fluoruro de plata*.

**451. Caracteres de las sales de plata.**—Sus principales reactivos son:

Acido clorhídrico. . . . .	Precip.	blanco, cuajoso, insoluble en los ácidos y muy soluble en el amoniaco.
» sulfhídrico. . . . .	Precip.	negro, insoluble en los sulfuros alcalinos.
Carbonatos alcalinos. . . . .	»	blanco, pulverulento de carbonato argéntico.
Potasa ó sosa. . . . .	»	oscuro, verdoso, de hidrato argéntico.
Cyanuro potásico. . . . .	»	blanco de cyanuro de plata, soluble en exceso de reactivo y ácido nítrico..

## CAPÍTULO II.

### ORO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**452. Oro.**—Au. Este precioso metal existe libre (oro nativo), formando parte de ciertas rocas cuarzosas y mezclado con tierras silíceas y en las aguas de muchos rios que acarrear entre sus arenas particillas metálicas y que por lo general, son los que nacen en terrenos primitivos. Los principales criaderos se hallan en el Brasil, Chile, Méjico y California, entre los rios auríferos más importantes tenemos el Garona, el Rhin y en España el Darro, Miño y otros. El oro que se halla en los terrenos de acarreo aparece en forma de laminillas ó de granos redondeados llamados *pepitas*, que algunas alcanzan un peso de 70 kilogramos. En el Brasil se ha encontrado también este metal unido á la plata y paladio en forma de granitos menudos, que se conocen con el nombre de *polvo de oro*.

**453. Propiedades físicas y químicas.**—Presenta un color amarillo característico, se funde á 1200° del termómetro de aire, tomando un color verdoso y desprendiendo vapores sensibles. Tiene por densidad 19,5. Es muy maleable y ductil: en láminas deja paso á la luz presentando color verde

Cristaliza por fusión afectando la forma de cubos modificados.

No se oxida en contacto del oxígeno por alta que sea la temperatura; los ácidos no le atacan y sí el agua régia, que le disuelve, transformándole en sexquicloruro  $Au^2Cl^5$ . El cloro y bromo le atacan aun en frío. El azufre no se combina con él, pero en los polisulfuros alcalinos si se funde, es atacado y constituye sulfuros dobles. El arsénico es uno de los pocos cuerpos que se combina con el oro.

**454. Obtención.**—Los procedimientos que se emplean son diferentes según que proceda de flones ó de arenas arrastradas por los rios. En este caso se emplean varios medios que se conocen con el nombre en general de lavado de tierras, valiéndose de artesones ó extendiendo las arenas en planos inclinados, por los que resbala el agua que arrastra á varias ranuras que existen en estos planos las partes pesadas, entre las que se halla el oro.

En otros puntos como en los montes Ourales se emplea otra forma de lavado.

Lo mas frecuente para separar el oro de las gangas ó materias terrosas que le acompañan es amalgamarle, destilando despues. Si vá unido al cobre ó plomo se concentra en estos metales para extraerlo por copelación.

Si se quiere obtener puro, se descompone por el calor el cloruro aurico y el residuo se funde con borax y algo de nitro.

**455. Usos.**—Por ser tan conocidos de todos, nos limitaremos á decir que sus tan apreciadas aleaciones se hallan sujetas á contraste, como las de la plata, indicadas en el capítulo anterior.

<i>Ligas.</i>	<i>Oro.</i>	<i>Cobre.</i>	<i>Tolerancia.</i>	
			<i>Exceso</i>	<i>Defecto.</i>
Monedas. . . . .	900	100	2	2
Medallas. . . . .	916	84	2	2
Jóyas. . . . .	750	250	3	3
Oro para soldar.. . . .	800	200	«	«

La vajilla que se usa en nuestro país es de 22 quilates oro y 2 de cobre.

**456. Ensayos del oro.**—Generalmente se hacen por la *pedra de toque* y por *copelación*.

La 1.<sup>a</sup> es una piedra silíceo, negra y dura (1). Se frota sobre ella el cuerpo que se quiere reconocer, quedando una huella metálica, que según el color que presenta y el que se origina por la acción del ácido nítrico (d. 1,34) mezclado con un poco de clorhídrico (d. 0,02), se deduce la legitimidad, por comparación con el aspecto de otras aleaciones de ley conocida.

El ensayo por copelación se realiza fundiendo una pequeña parte de un peso triple de plata. Se copela la aleación, y el cobre se oxida y separa, quedando un boton de plata y oro, que sometido en forma de lámina á la acción del ácido nítrico hirviendo, disuelve la plata, quedando el oro, que se determina en peso con toda exactitud.

**157. Óxidos de oro.**--Se conocen dos; un oxidulo ó protóxido  $Au^2O$  y un peróxido ó sexquióxido  $Au^2O^3$ . Ninguno forma sales con los oxácidos.

Se obtiene el primero, descomponiendo el cloruro de oro por una disolución dilatada de potasa. El protóxido se precipita en forma de polvo, de color violeta oscuro, que se descompone á 25°.

El segundo se prepara haciendo hervir una disolución de percloruro de oro con potasa en exceso, produciéndose aurato de potasa, que se descompone por el ácido nítrico y el sexquióxido que aparece bajo la forma de un polvo amarillo.

Este último forma en general auratos con las disoluciones alcalinas que pueden cristalizar por evaporación.

**158. Cloruros de oro.**--Tenemos el protocloruro  $Au^2Cl$  y percloruro  $Au^2Cl^3$  análogos á los compuestos anteriores. El primero se obtiene descomponiendo al segundo por el calor á 200°. Se presenta amorfo, verdoso, insoluble en el agua.

El percloruro, llamado también sexquicloruro, se obtiene disolviendo oro en agua régia, que evaporada deposita cristales amarillos. El éter realiza una acción disolvente más enérgica que el agua sobre este cuerpo.

Se combina con el amoniaco y forma un compuesto amarillo que es explosivo, llamado *oro fulminante*. Este sexquióxido

---

(1) Antiguamente esta piedra procedía de Lidia, que se halla en forma de cantos rodados. Hoy vienen también de Sajonia y Bohemia. Sus condiciones han de ser:

- 1.° color negro intenso para que la raya sea visible
- 2.° inalterable á la acción de los ácidos.
- 3.° dura y de buen roce.

de oro se emplea en el dorado galvánico y en química como reactivo.

**459. Púrpura de Cassius.**—Recibe este nombre (debido á Cassius de Leide, 1683) un precipitado, que contiene *oro, estaño y oxígeno*, y que se emplea para producir sobre el vidrio y porcelanas los colores de púrpura y rosa.

Ordinariamente se obtiene este notable compuesto tratando una disolución bien diluida de sexquicloruro de oro por una mezcla de protochloruro y bicloruro de estaño. Se vé un precioso precipitado de color purpurina. También se suele preparar calentando el protóxido de oro Au<sup>2</sup>O con una disolución de estannato de potasa.

**460. Caracteres de las sales de oro.**—Sus reactivos son:

Ac. sulfhídrico . . .	precipitado pardo oscuro, soluble en los sulfuros alcalinos.
Potasa ó sosa . . .	Id. amarillo de hidrato de oro.
Sulfato ferroso . . .	Id. oscuro de oro, reducido en polvo.
Cloruro estannoso con cloruro estanníco	Id. purpúreo. (Púrpura de Cassius).

### CAPÍTULO III.

#### PLATINO Y SUS COMPUESTOS MAS IMPORTANTES.

**461. Platino.**—Pt. Este apreciado metal, descubierto en 1735 en Colombia, en una arena aurífera, fué estudiado más tarde por el célebre español D. Antonio Ulloa en 1748, recibiendo primeramente el nombre de *platina*, por su aspecto parecido á la plata.

Se halla nativo en terrenos antiguos de acarreo, formando pepitas como el oro y unido á otros cuerpos, como el cloro, cobre, iridio, paladio. Las localidades más importantes en que se halla, son el el Brasil, montes Ourales (Siberia) y Colombia.

**462. Propiedades físicas y químicas.**—Presenta este metal un color blanco gris y es susceptible de hermoso pulimento. Es muy maleable y dúctil sobre todo, siendo bastante tenaz. Su densidad es de 21,5. Infusible al fuego de tra-

agua y lo verifica al soplete de gas oxhídrico, ablandándose á temperatura inferior á su fusión, que es cuando se puede forjar y soldar.

El agua regia es su verdadero disolvente. Al rojo le atacan los alcalis, esencialmente la *litina*, sin que le alteren los carbonatos alcalinos. Una mezcla de sílice y carbón le ataca, por lo cual se suelen destruir los crisoles de platino si se les calienta con frecuencia sobre carbón, debiendo evitarse la acción de este último.

Puede presentarse bajo la forma de *platino metálico*, *esponja ó musgo de platino* y *negro de platino*.

**463. Obtención.**—Para obtener el platino en estado de pureza, se disuelve el del comercio en agua regia (1). Esta disolución se filtra y se vierte en ella cloruro de potasio que produce un abundante precipitado cristalino, de color amarillo (que es doble cloruro de Pt y K), poco soluble en agua. Se mezcla dicho precipitado con carbonato de potasa y se calienta al rojo en crisol de barro; el cloruro de platino, pierde el cloro, que se une al potasio del carbonato, quedando aislado el platino y desprendiendo oxígeno y ácido carbónico.

El *Musgo de platino* se prepara, tratando el cloruro de platino por la sal amoniaco, originando un precipitado amarillo, que es un cloruro doble de platino y amoniaco ( $PtCl_2 + NH_5, HCl$ ) el cual calcinado al rojo, después de lavado, forma una masa esponjosa de platino, que es la llamada esponja ó musgo de este metal. Se emplea mucho para la absorción y condensación de gases.

El *negro de platino*, se prepara, reduciendo el platino en disolución por una materia orgánica facilmente combustible. A este efecto se le hace hervir con carbonato de sosa y azúcar, produciéndose cloruro de sodio y platino precipitado en estado metálico, actuando el oxígeno de la sosa sobre el azúcar que le transforma en agua y ácido carbónico, siendo muy conveniente agitar el matraz durante la operación para que el platino no se agarre á las paredes. Se filtra después el líquido, se recoge el precipitado y se seca entre papel sin cola. Igualmente que el *musgo*, se utiliza para la absorción de gases.

(1) En los laboratorios se utilizan los crisoles usados y otros objetos de platino inutilizados por el uso.

**464. Usos.**—Este cuerpo tiene importantes aplicaciones, para la construcción de crisoles, retortas, para-rayos; por su gran resistencia á la acción del calor y de los ácidos para hilos y láminas usados en química. Se utiliza también en la construcción de joyas de valor, y para las lámparas de hidrógeno en forma de esponja de platino.

**465. Óxidos de platino.**—El Oxígeno con el platino forma dos óxidos; el *protoxido*  $PtO$  y el *Bioxido*  $PtO^2$ .

Se obtienen por un cloruro de platino y la potasa caustica. Ambos óxidos se reducen por el calor. El bioxido con el amoníaco constituye un compuesto fulminante que no detona por percusión.

**466. Cloruros de platino.**—Se conocen dos combinaciones: el *Protocloruro*  $PtCl$  y el *Bicloruro*,  $PtCl^2$  que corresponden á los dos óxidos. El 1.<sup>o</sup> es de un color verdoso, oscuro, amorfo é insoluble en el agua. Se obtiene por el bicloruro, que calentado en baño de aceite á  $200^{\circ}$ , pierde un equivalente de cloro.

El segundo de estos compuestos, se prepara disolviendo el platino en agua regia y evaporando el líquido á un calor suave para separar el exceso de ácido. Después se trata por agua, presentando su disolución un color amarillo pardo. No cristaliza y se disuelve facilmente en el alcohol. Se combina con gran número de cloruros metálicos y de estos, el cloruro doble de platino y potasio y el de platino y amoníaco ofrecen útiles aplicaciones en los análisis porque son poco solubles en agua é insolubles en alcohol.

Se emplea el bicloruro como reactivo y en galvanoplastia.

**467. Caracteres de las sales de platino.**—En general, las *platinosas* son de color amarillo verdosas ó pardo oscuras. Las *platinicas*, anaranjadas ó pardo rojizas. Sus reactivos esenciales son:

Ac. Clorhídrico. . . . no dan precipitado.

Ac. sulfhídrico y sulfuros solubles.

precip. negro de sulfuro de platino, soluble en los sulfuros alcalinos.

Cloruro potásico ó amónico. precip. amarillo de cloruro doble.

Potasa ó amoníaco. . . . id. amarillo, soluble en caliente, en exceso de reactivo.

## CAPITULO IV.

### RUTENIO-PALADIO-IRIDIO.

**468. Rutenio.**—Ru. Este metal, descubierto en época reciente, se presenta en arenas platiníferas, unido con más frecuencia al Osmiuro de Iridio, del que se puede obtener hasta un 6 por ciento.

Este cuerpo es blanco y frágil y su principal carácter es el de su gran resistencia á la fusión, pues ni aun con llama de soplete, producida por el hidrógeno y oxígeno, se consigue realizarla. Tiene por densidad 8,6. Es inalterable por los ácidos y agua régia.

El Rutenio se extrae del osmiuro de iridio, habiéndose obtenido diferentes óxidos y cloruros correspondientes, que hasta el día tienen poco interés por las pequeñas cantidades que se pueden extraer del referido metal.

**469. Paladio.**—Pd. Este cuerpo descubierto por Wollastón en 1803 en un mineral de platino, ha sido introducido en el comercio, desde hace pocos años como producto del llamado *oro-polvo* del Brasil (389); tiene aspecto brillante intermedio entre la plata y platino: su densidad es 11,8; al fuego mas alto de forja empieza á fundirse y lo verifica fácilmente á lallama del soplete de gas oxígeno é hidrógeno. Es maleable y dúctil.

Con el oxígeno no se une directamente, pero si lo verifica fundiéndole con potasa ó con nitro. El ácido sulfúrico no le ataca y el nítrico lo verifica en caliente y más aun en agua régia.

Se combina directamente con el azufre, cloro y plata.

Por ser poco abundante tiene escasas aplicaciones hasta el día y entre las de más usos tenemos, la que se refiere á la construcción de limbos y escalas graduados en instrumentos de astronomía y geodesia, porque tiene la propiedad de no ennegrecerse por el hidrógeno sulfurado, conservándose siempre limpias estas importantes partes de dichos aparatos.

Una parte de paladio y 0,1 de plata constituye una aleación usada por algunos dentistas.

**470. Óxidos de Paladio.**—El oxígeno forma con el Paladio dos óxidos: un *Protóxido* y un *Bióxido*  $\text{PdO}^2$  que hasta el día no

se ha aislado. El primero, puede prepararse anhidro, descomponiendo el nitrato de paladio á temperatura poco alta. Queda por residuo un polvo gris oscuro, con poco brillo y si se eleva la temperatura desprenden de su oxígeno.

**471. Cloruros de Paladio.**—Se conocen dos, correspondientes á los óxidos. Un *Protocloruro* PdCl y un *Bicloruro*, PdCl<sup>2</sup>. El primero se prepara, disolviendo el metal en agua régia; aparece una disolución roja que al evaporarse deposita cristales de un color rojo oscuro que son protocloruro de paladio. Este compuesto se descompone por el calor, quedando libre el metal. Origina cloruros dobles con los cloruros alcalinos y con la sal amoníaco, dando hermosos cristales insolubles en el alcohol y muy poco en el agua.

El bicloruro se obtiene, calentando gradualmente el protocloruro en agua régia y evaporando en el vacío, aparece el compuesto bajo forma parda cristalina. Es poco estable.

**472. Iridio.**—Ir. Descubierto por Tennant en 1803, á la vez que el osmio. Es blanco agrisado, tiene por densidad 22,41. Se funde por la llama del soplete de gás oxígeno é hidrógeno. No es atacado por los ácidos, ni aun por el agua régia, sino esta concentrada. Se emplea poco por su gran valor y gran escasez. Puede utilizarse en puntas de pararrayos y en muchas aplicaciones, si pudiera generalizarse su producción.

Se puede obtener por la calcinación del cloruro doble amoniacal, apareciendo en masas esponjosas de color gris, parecidas á las de platino. Se funde con más dificultad que el platino. El cloro le ataca al calor rojo y en presencia del cloruro de potasio, produciéndose un cloruro doble de estos dos metales.

**473. Oxidos de Iridio.**—Se conocen estos 4 óxidos.

Protóxido. . . . .	Ir <sup>2</sup> O.
Sexquíóxido.. . . .	Ir <sup>3</sup> O <sup>5</sup> .
Bióxido. . . . .	Ir O <sup>2</sup> .
Trióxido. . . . .	Ir O <sup>3</sup> .

Se obtiene el 1.<sup>o</sup> precipitando por un carbonato alcalino el protocloruro doble de Iridio y potasio. Es de color gris verdoso, soluble en los ácidos y sus disoluciones son verdes.

El 2.<sup>o</sup> se prepara, tratando el Iridio por los alcalis ó nitratos alcalinos. Produce un polvo negro, insoluble en los ácidos y combinándose con los alcalis, cuyas disoluciones son pardas.

El 3.<sup>o</sup> se prepara disolviendo el óxido anterior en una disolución de potasa y saturando el líquido con un ácido, se origina un precipitado que absorbe el oxígeno del aire, tiñéndose de azul y despues de añil intenso y da el cuerpo  $\text{IrO}^2 + 2\text{HO}$ .

El 4.<sup>o</sup> ó sea el bióxido, se obtiene precipitando por un alcali, el tricoloruro de Iridio  $\text{IrCl}^3$ , dando un precipitado amarillo verdoso que es el  $\text{IrO}^3$ .

**474. Cloruros de Iridio.**—Se conocen cuatro cloruros correspondientes á los óxidos referidos. El Protocloro de Iridio  $\text{Ir}^2\text{Cl}$ , que se obtiene calentando hasta el rojo sombrío, el iridio muy dividido en una corriente de cloro.

El sexquicloruro  $\text{Ir}^3\text{Cl}^3$ , disolviendo el sexquióxido en ácido clorhídrico.

El bicloruro  $\text{IrCl}^2$ , disolviendo el metal en agua régia á temperatura de ebullición.

Y por último el tricoloruro  $\text{IrCl}^3$ , se prepara, tratando un óxido ó cloruro de iridio por agua régia, no excediendo la temperatura de 50<sup>o</sup>. Resulta una disolución parda-oscura que contiene el compuesto  $\text{IrCl}^3$ .

Todas las disoluciones de iridio y de sus óxidos aparecen con gran diversidad de colores.



# LIGERAS IDEAS SOBRE QUÍMICA ORGÁNICA.

---

## LIBRO PRIMERO.

---

### GENERALIDADES.

---

**475. Objeto de la química orgánica.**—Hemos dicho en la primera parte de esta obra, que la química orgánica se ocupa de las sustancias procedentes de los reinos animal y vegetal; debemos significar no obstante, que su concepto se ha modificado con los adelantos de la ciencia, pues desde *Lavoisier*, que suponía *ser el estudio de las materias orgánicas formadas por fuerzas vitales*, hasta el día, en que se han obtenido cuerpos orgánicos derivados de ellas por reacciones naturales, viniendo *Dumas* á ampliar el referido concepto, al decir, que la química orgánica *examina las sustancias del reino orgánico y las que de ellas se derivan*, se ha dado un gran paso en el orden científico.

El sábio *Gerhardt*, la define de este modo: «*La Química orgánica tiene por objeto el estudio de las combinaciones que forma el carbono*», fundándose en que todas las sustancias orgánicas contienen este cuerpo. Mas como también hay compuestos del reino inorgánico que se hallan en este caso, de aquí, que no se admita como rigurosamente exacta y por más que tienda dicha definición á unificar los conocimientos de la química, dotándoles de un carácter más general para en su día hacer desaparecer la división que de aquella hoy se hace,

#### **476. Composición de las materias orgánicas.**

—El carbono, oxígeno, nitrógeno é hidrógeno, y á veces el azufre y fósforo, son los elementos que forman las sustancias orgánicas tanto vegetales, como animales. Suelen existir tambien algunos principios minerales que resultan, como cenizas, cuando se quema la materia orgánica. Los 4 primeros reciben el nombre de *elementos orgánicos*, porque forman los tejidos de animales y vegetales (1).

Algunas materias no contienen todos los elementos, pues las hay como la esencia de trementina, de limón y naranja, que solo están constituidas por el carbono é hidrógeno otras por tres, como el azúcar, que contiene los dos últimos y el oxígeno. La mayoría de los alcaloides constan de los cuatro como la morfina y algunas de mayor número como la albumina, caseína, etc., que llevan azufre en unión de los cuatro ya referidos.

#### **477. Formación de los compuestos vegetales y animales.**

—El gran laboratorio de la vida orgánica es el reino vegetal, la mayor parte de los compuestos orgánicos proceden de él. Todo vegetal en su existencia tiene dos períodos la *germinación* y *vegetación*; en el 1.º la germinación crece á expensas de la materia del perispermo (cotiledones de la semilla) y mediante el auxilio del agua, aire, calor y ausencia de luz. Viene el desarrollo del *rejo*, despues en sentido contrario la *plúmula* para convertirse mas tarde en *tallo*. Durante este período, el perispermo produce un líquido, por virtud de los fenómenos físicos y químicos que se operan, que sirve para alimentar el embrión.

En el 2.º período, la planta se nutre ya por sus hojas, que toman sus alimentos del aire y de la raiz, que á su vez los recoge del terreno. Los elementos orgánicos que eran de procedencia mineral, por una serie de fenómenos físicos y químicos se convierten en materia viva ú orgánica, realizándose los fenómenos de asimilación del carbono, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno y azufre, en virtud de las acciones químicas que se realizan.

#### **478. Materia orgánica y organizada.**—Recibe el

---

(1) Algunos autores añaden á estos elementos, el azufre que se encuentra en los principios sulfuro nitrogenados y el fósforo que lo está en la pulpa cerebral. Tambien admiten al hierro y iodo por hallarse, en los glóbulos rojos de la sangre el 1.º y el 2.º en algunas algas.

primer nombre, cualquier compuesto químico nacido en el reino orgánico y los que de él se derivan por diferentes reacciones: siendo en general fusibles y cristalizables. *Materia organizada*, es la que forma parte constituyente de un órgano vegetal ó animal (almidón, celulosa, etc.). No cristalizan y son insolubles, formando parte de los tejidos animales ó vegetales.

**479. Principios inmediatos** — Se dá este nombre, á las sustancias más simples del reino orgánico, que no puedan producir materias distintas, sin alterar su composición elemental, como el ácido cítrico y la morfina. Se comportan como los compuestos binarios en química inorgánica. Los hay ácidos, básicos y neutros, originando dichos principios y sus combinaciones las especies ó compuestos definidos de la química orgánica.

**480. Polimeria, Isomeria, Metameria.** — Son *poliméricos*, aquellos cuerpos orgánicos, que teniendo igual composición centesimal, su equivalente es distinto.

Ejemplos:	Etileno. . . . .	$C^4 H^4$ .
	Metileno. . . . .	$C^3 H^2$ .
	Amileno, . . . . .	$C^{10} H^{10}$ .

Se llaman *isoméricos*, á los que además de tener la misma composición, su equivalente es el mismo.

Así, son isoméricos la Esencia de trementina  $C^{20} H^{16}$ ,  
y el Terébeno. . . . .  $C^{20} H^{16}$ .

Por último reciben el nombre de *metaméricos*, los que siendo isoméricos, se hallan formados por distintos generadores.

Ejemplos:	Éter metilacético. . . . .	$C^8 H^6 O^4$ .
	Éter etilfórmico, . . . . .	$C^6 H^6 O^4$ .

Constituidos el 1.º por alcohol metílico y ácido acético: el 2.º por alcohol etílico y el ácido fórmico.

**481. Fórmulas de los compuestos orgánicos.** — El equivalente químico de las sustancias orgánicas, puede referirse á ácidos orgánicos, bases ó alcaloides y materias neutras. Respecto á los primeros se hallan lo mismo que los de los ácidos minerales, puesto que en ambos, su equivalente es la cantidad en peso que se combina con un equivalente de base, siendo el ácido monobásico. La fórmula química se halla por los mismos procedimientos que en química mineral.

El equivalente y fórmulas de los alcalis orgánicos se obtiene de un modo semejante al de los ácidos. En las materias

neutras, aumenta la dificultad, pues para su determinación, hay que examinar varios casos que ofrecen mayor complejidad, pues las agrupaciones son complicadas, entrando cada elemento por muchos equivalentes, así es que no existen verdaderas fórmulas racionales.

Citaremos algunos ejemplos:

Azúcar de caña. . . . .	$C^{12}H^{11}O^{11}$ ó $C^{12}H^8O^9, 2HO$ .
Morfina. . . . .	$C^{54}H^{19}NO^{14}$ .
Acido amigdólico. . . . .	$C^{40}H^{26}O^{24}$ .
Amigdalina. . . . .	$C^{40}H^{26}O^{24} + NH^5$ .
Oxálato amónico. . . . .	$NH^4O, C^2O^5$ .
Oxámido. . . . .	$NH^4O, C_2O^5 - 2HO$ .
Gás oleífico. . . . .	$C^4H^4$ .
Licor de los Holandeses. . . . .	$C^4H^4 + Cl^2$ .

En las materias orgánicas, por efecto de esta complejidad que presenta la molécula orgánica, obsérvase, que un corto número de elementos puede producir gran número de cuerpos; que los mismos elementos y en igual número de átomos de cada uno, pueden originar cuerpos diferentes, (azúcar, celulosa y otros tienen la misma fórmula); y por último, que los mismos elementos y en idéntica proporción, multiplicada la molécula, puede á su vez producir cuerpos también distintos (azúcar de frutos y azúcar de leche).

#### 482. Idea del análisis inmediato y elemental.—

Las sustancias existentes en los seres orgánicos rara vez se hallan en estado de pureza y es necesario separarlas de aquellas, con las que están mezcladas y este es el objeto del *análisis inmediato*. Esta selección ó separación cuando se trata de realizarla en química inorgánica ofrece menos dificultad que cuando se refiere á compuestos orgánicos, cuyos elementos se metamorfosean de un modo extraordinariamente variable. No obstante, por medio de una buena práctica y conocimiento, en la forma de aplicar el calor, los disolventes neutros, alcohol, éter, aceites esenciales, ácidos y bases diluídos, extraer de los agregados complejos, las sustancias ó principios inmediatos

que se suponen existen, como el azúcar de plantas azucaradas, el ácido cítrico y esencia de limón, de este último, puede facilitarse la solución del problema.

El análisis elemental tiene por objeto reconocer los elementos (O-H-N-C) que constituyen los principios inmediatos y determinar las proporciones en que entran.

Entre los varios procedimientos, tenemos como más práctico y en uso, el de Liebig con algunas modificaciones que la experiencia ha ido introduciendo, y en cuyos detalles no nos es posible entrar por impedirlo el carácter de este libro y la imposibilidad de que en un curso de física y química elemental haya tiempo, para que el alumno pueda adquirir conocimientos de suyo difíciles en su corta edad y sin gran base de preparación.

Sin embargo, indicaremos solamente, que la esencia del método referido, consiste, en apreciar las proporciones de los elementos, por medio de la balanza en peso, sustituyéndole por el de volúmen.

Que el cuerpo oxidante es el óxido de cobre, á excepción de los cuerpos grasos, sustancias sulfuradas y cloradas, para las que se emplea el cromato de plomo.

## CAPÍTULO II.

### LIGERA IDEA DE LAS CLASIFICACIONES ORGÁNICAS.

**483.** En química orgánica no existe hasta el día una clasificación filosófica y racional que explique la formación de las materias orgánicas y el modo de hallarse agrupados sus elementos, por más que deba consignarse que hoy la ciencia se halla en camino de realizar esta aspiración, dado su visible progreso y adelanto.

Como no sea otro nuestro objeto, que hacer indicaciones generales para que el alumno pueda más adelante inspirándose en ellas, estudiar las notables obras de química orgánica que extensamente se ocupan de las diversas teorías que se disputan la conveniencia de su adopción y entre las que tenemos la llamada de las sustituciones, la de los tipos

químicos y otras, nos limitamos tan sólo á marcar el orden que hemos de seguir en el estudio de los diferentes compuestos de que brevemente hemos de tratar, por creerlo metódico y conveniente al objeto.

Este orden será el siguiente: Ácidos orgánicos.—Amidas.—Alcalis orgánicos.—Cuerpos neutros.—Alcoholes.—Cuerpos grasos.—Esencias.—Resinas.—Gomas y Aceites volátiles; haciendo una ligera reseña de los llamados Betunes y Barnices, Materias colorantes y de las sustancias más importantes del Reino Animal.

## LIBRO II.

---

### ÁCIDOS ORGÁNICOS.—AMIDAS.

---

#### CAPÍTULO I.

---

#### CARACTÉRES DE ESTOS ÁCIDOS. ÁCIDOS ACÉTICO, OXÁLICO, BENZÓICO Y FÓRMICO.

---

**484. Ácidos orgánicos.**—Lo mismo que los minerales tienen sabor agrio y la propiedad de enrojecer las tinturas azules de los vegetales, y neutralizar las bases para formar sales. Unos son naturales y otros artificiales que resultan de la acción de los agentes químicos.

Son también oxácidos é hidrácidos; los 1.<sup>os</sup> constituidos por un radical compuesto y el oxígeno (ácido acético, formado por el radical *acetilo* y el oxígeno). Los 2.<sup>os</sup> lo están por el radical y el hidrógeno (ácido cianhídrico).

Se dividen en monobásicos, bibásicos y tribásicos, según que contienen en estado libre uno, dos ó tres equivalentes de agua.

En general son incoloros, algunos muy pocos, son coloreados.

dos; la mayor parte son sólidos y cristalizables, pero hay varios en estado líquido.

El ácido nítrico actúa sobre gran número de ácidos orgánicos; el calor descompone á unos y á otros los volatiliza.

Se forman estos ácidos por los agentes de oxidación (ácidos nítrico, crómico, sulfúrico, etc.) Por la oxidación de los alcoholes, por fermentaciones y otros procedimientos.

**485. Ácido oxálico.**— $C^2O^5,HO$ . Descubierto por *Bergmann* en 1776, tratando el azúcar por el ácido nítrico. *Scheele*, le descubrió en las acederas. Se halla en los tres reinos. En la orina se suelen formar también oxalatos de cal, que producen los cálculos morales.

Se obtiene del zumo de las acederas y también por el azúcar ó almidón y ácido nítrico.

Forma este ácido oxalatos muy importantes, sobre todo el de potasa ( $KO,C^2O^5,HO$ ); el bioxalato, llamado sal de acederas, que se obtiene por el zumo de esta planta con la adición de la arcilla y albúmina, evaporando después, para obtener cristales.

Hay otros muchos oxalatos como el de sosa, litina, cal, amoniaco, estronciana, plomo, etc.

**486. Ácido benzóico.**— $C^{14}H^5O^5,HO$ . Fué descubierto en 1608 por *Blaise de Vigéner*. Existe en el *benjuí*, en el *estoraque* y *bálsamo de Tolú* y en la *sangre de drago* etc.

Se produce por la sublimación del *Benjuí*, por la putrefacción de la orina humana y sobre todo de la de los rumiantes. Por la oxidación al aire de la esencia de almendras amargas y otros procedimientos.

Criataliza en prismas exagonales, blancos, brillantes y de lustre sedoso. Obtenido por sublimación del *benjuí* tiene olor aromático, y balsámico, sabor algo picante, acre, soluble en 200 partes de agua á  $25^{\circ}$ . Su disolución enrojece al papel tornasol. Se funde á  $125^{\circ}$  y hierve á  $240^{\circ}$  excitando la tos sus vapores

El ácido benzóico forma *benzoatos*, como el de potasa, sosa, plomo y otros que resultan en general de la acción del ácido sobre la base respectiva y que tienen diferentes aplicaciones.

**487. Ácido acético.**— $C^4H^5O^5,HO$ . Este ácido se presen-

ta bajo diversos estados. Fué conocido desde la más remota antigüedad en el vinagre (1). *Lowitz*, fué el que primeramente á fines del siglo anterior lo obtuvo cristalizabile. Existe en forma de acetato de potasa, en la savia de los vegetales; y en los líquidos animales se hallan cortas cantidades de acetatos alcalinos. El principal modo de producirse, es por la eremacausia (combustión lenta) que sufre el alcohol del vino. En la destilación seca de la leña, se forma el ácido *piroleñoso* (ácido acético), por cuyo procedimiento se obtiene en gran cantidad.

El ácido acético monohidratado se prepara, destilando una mezcla en iguales partes de acetato de plomo neutro desecado y bisulfato de potasa.

Este cuerpo cristaliza en tablas exagonales, hierve á 120° y su vapor arde con luz azulada, siendo la densidad de este de 2,09 á 2,30. Su densidad es de 0,08 á 0° y á 20° es de 1,06. Este cuerpo aumenta de densidad por la adición de agua. Se disuelve en el alcohol y á su vez disuelve la fibrina, resinas, alcanfor, no precipitando la albumina. No ataca al carbonato de cal, pero sí estando diluido en agua.

Forma este ácido, *acetatos* como el de potasa neutro, que se prepara saturando ácido acético con carbonato de potasa y filtrando después y evaporando en cápsula de plata y teniendo cuidado de añadir algo de ácido acético. Son también importantes los acetatos de sosa, barita, alumina, hierro, cobre y otros.

Se emplea mucho en medicina como diurético y contra la ictericia.

**488. Ácido fórmico.**— $C^2HO^5,HO$ . Este ácido fué descubierto por *Fischer* en 1760 en las hormigas rojas, si bien se confundió con el acético. Se halla en el líquido que exudan dichas hormigas, en las trementinas y en la esencia de trementina (2). Se produce en muchas circunstancias.

Se obtenía antes por la maceración de las hormigas en doble peso de agua, destilando después y saturando el ácido fórmico producido, por el óxido de plomo. Hoy se suele preparar,

---

(1) Moisés hablaba ya de este compuesto.

(2) Se creé existe también libre en las ortigas.

destilando una mezcla de 10 partes de almidón, 37 de bióxido de manganeso, 30 de agua y otras 30 de ácido sulfúrico. También, descomponiendo el ácido oxálico por la glicerina (*Berthelot*).

El ácido fórmico es líquido á la temperatura ordinaria, cristaliza á 0° y hierve á 100°. Su densidad es 1,235, ardiendo sus vapores con llama azulada. Es muy corrosivo, olor picante y enérgico.

Constituye *formiatos*, que se producen fácilmente por neutralizar el ácido fórmico á las bases. Son importantes los formiatos de mercurio, plata y cobre.

## CAPÍTULO II.

### ÁCIDOS TÁNICO, CÍTRICO, MÁLICO Y TÁRTRICO.

#### \*AMIDAS.

**489. Ácido tánico.**— $C^{54}H^{19}O^{51},3HO$ . Este ácido llamado vulgarmente *tánino* se encuentra esencialmente en las agallas (1) y zumáque.

Se obtiene de estas materias; para lo cual se pulverizan y someten á la lexicivación, tratándose por el éter que disuelve principalmente el tanino, clorofila, aceite esencial y ácido agálico, apoderándose el agua que tiene el éter del ácido tánico y quedando en disolución en el éter las otras materias. Se forman dos capas una inferior que contiene el ácido tánico y otra superior que retiene los otros principios.

Se presenta escamoso, incoloro si está puro, pero en contacto del aire presenta tinte amarillo. Es soluble en agua y alcohol, muy poco en el éter. Precipita de sus disoluciones la gelatina, combinándose con la piel de los animales, en lo que está fundado el curtido de pieles.

(1) Excrecencias de las hojas y ramos del *Quercus infectoria*, producidas por la picadura del insecto *cynips galle tinctoria*.

Los ácidos sulfúrico, fosfórico y clorhídrico forman con la disolución del tánino precipitados blancos.

**490. Ácido cítrico.**— $C^{12}H^{5}O^{11},3HO$ . Fué descubierto por *Scheele* en 1784. Existe principalmente en los limones, cidras, naranjas, grosellas y otros frutos ácidos. Unas veces se halla libre y otras se encuentra en estado de citrato ácido.

Se obtiene generalmente de los limones, privados de corteza y semilla. Se les prensa para recojer el zumo (que contiene agua, ácido cítrico, azúcar, principio extractivo y mucílago que enturbia el líquido). Se realiza 1.º la clarificación, después se satura por el carbonato de cal, que forma citrato de cal, que se lava; trátase luego por ácido sulfúrico para verificar la separación por medio del calor que se desarrolla teniendolo en contacto 7 ú 8 días, sin dejar de agitar, para que sea completa la descomposición. Por último, se verifica en baño de María la evaporación y se decolora el ácido por el carbón, lavado con ácido clorhídrico.

El ácido cítrico cristaliza en prismas romboidales rectos, es incoloro y de sabor ácido agradable, soluble en agua, en alcohol é insoluble en el éter. Su disolución no precipita con la potasa, ni con el agua de cal en frio, pero si hierve, se enturbia por formarse citrato de cal.

Tiene muchos usos, para la preparación de citratos, limonadas, polvos refrescantes, con una esencia y coloraciones diversas. Se usa en tintorería para quitar manchas de hierro, etc.

Forma este ácido gran número de citratos, como los de potasa, sosa, barita, cal y otros varios.

### **491. Ácidos málico y tártrico.**

El *Málico*,  $C^8H^4O^8,2HO$ , fué descubierto por *Scheele* en 1785, en el zumo de las manzanas, cristaliza en prismas, posee sabor ácido agradable, es delicuescente. Fusible á 100º. Forma malatos.

El *Tártrico*,  $C^8H^4O^{10},2HO$ . Presenta muchas variedades, por más que todas tienen la misma composición química. Fué descubierto por aquel químico en 1770. Se halla en las uvas sin madurar y en menos cantidad después de madurar, en es-

tado de bitartrato de potasa, que se deposita en las cubas de vino, formando el tártaro crudo. Se encuentra también en otros frutos ácidos y algunos vegetales.

Se obtiene del tártaro crudo purificado ó del cremor tártaro, que es un bitartrato de potasa.

Cristaliza en prismas romboidales oblicuos y con frecuencia son hemiédricos. Los cristales son incoloros, transparentes, de sabor ácido desagradable. Densidad 1,75. Soluble en agua fría y más en caliente, también lo es en alcohol é insoluble en el éter. Caliente, se hace piroeléctrico, poseyendo en un extremo la electricidad positiva y en el otro la negativa. Se funde á 175°.

Forma tartratos importantes de fácil obtención, que se reconocen porque calcinados al aire se hinchan y desprenden olor de azúcar quemado, dejando un residuo carbonoso.

El *tártaro emético*, es un tartrato de potasa y antimonio, muy usado en medicina como vomitivo y purgante. Obra como veneno en dosis de 20 á 50 centigramos, siendo buen antidoto la infusión de agallas ó cocimiento de quina.

**492. \*Amidas.** — Se dá en química orgánica este nombre á algunos compuestos nitrogenados, derivados de las sales amoniacaes por separación de los elementos del agua y que pueden regenerar estas sales por la fijación de los mismos elementos del agua.

*Dumas* en 1830, descubrió la primer amida, destilando el oxalato amónico y recibió el nombre de *oxámida*. Se han dividido en neutras, ácidas y básicas, siendo las primeras las más importantes.

En general se consideran como derivados del tipo amoniaco, esto es, amoniacos, en los que ha sustituido al hidrógeno un radical de ácido. Tienen analogía con los alcaloides y se dividen en monamidas, diamidas, triamidas y tetramidas, subdividiéndose en clases.

## LIBRO III.

### ÁLCALIS ORGÁNICOS.

**493. Definición y propiedades de estos compuestos.**—Los cuerpos orgánicos, que desempeñan el papel de bases como lo realizan estas en química inorgánica, reciben el nombre de *álcalis orgánicos* ó *alcaloides*, toda vez que pueden combinarse con los ácidos orgánicos ó con los minerales, siguiendo en un todo las leyes de Berthelot, ya estudiadas anteriormente.

En general se presentan sólidos, pero algunos como la *nicotina*, *anilina*, son líquidos, incoloros, poco solubles en agua y mucho en el alcohol y éter. Se descomponen por el calor y poseen un sabor amargo.

Son venenosos, propiedad conocida desde antiguo en ciertas plantas de donde se obtenían (heléboro, cicuta, nuez vómica, etc.) Después de varios ensayos, en 1816 *Sertuérner* obtuvo el primer alcaloide que fué la *morfina*.

En general están formados por los 4 elementos, C, H, O y N, pero existen algunos como la *nicotina* y *conina*, que no contienen el oxígeno. Las que están desprovistas de este cuerpo, son ordinariamente volátiles.

Berzelius consideró á los alcaloides como amoniacos copulados. El Cloro y Bromo actúan sobre ellos formando ácidos y nuevos alcaloides clorados y bromados por sustitución.

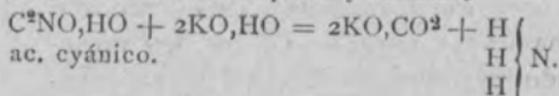
Los alcaloides naturales no se han podido obtener por métodos sintéticos, pero sí se han preparado sustancias, que go-

zan de las mismas propiedades y se denominan alcaloides artificiales (1).

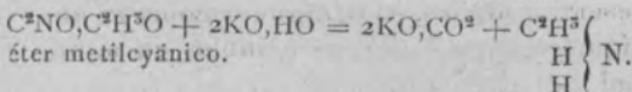
**194. Su obtención.**—Ordinariamente se tratan las partes del vegetal que contienen los alcaloides por ácidos minerales diluidos, que descomponen las sales de los alcaloides separando las bases. Se precipita enseguida el líquido por el amoniaco ó carbonato de sosa, y se halla así la base orgánica mezclada con sustancias insolubles en análogas circunstancias, de donde se les separa por medio de disolventes apropiado, ofreciendo esta operación algunas dificultades originadas por la disolución en los alcaloides, de ciertas sustancias difíciles de eliminar.

1) Wurtz en 1849. estudió los alcaloides artificiales dándoles el nombre de amoniacos compuestos, suponiéndolos derivados del tipo amoniaco  $\left. \begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix} \right\} N$  por sustitución del hidrógeno por los radicales alcohólicos, etilo, metilo, amilo, etc.

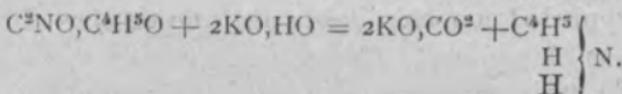
Obtuvo Wurtz estos compuestos destilando los éteres cyańicos con la potasa, formándose carbonato de potasa y amoniaco.



amoniaco.

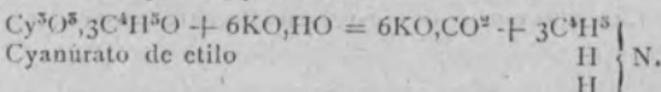


Metilíaco ó metilamina.

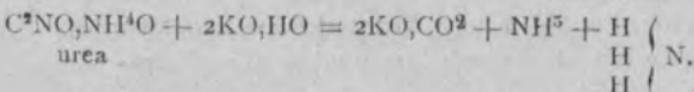


Etilíaco ó etilamina.

También obtuvo amoniacos compuestos destilando éteres cyańicos con la potasa, y lo mismo con las ureas.



Etilamina.



Amoniaco.

**495. Idea general de algunos alcalóides.**—Siendo muy extenso el estudio de estos compuestos; nos limitamos á indicar tan sólo las propiedades mas generales de algunos de los mejor estudiados, que pertenecen al grupo de las *Aminas* (alcalóides derivados del amoniaco).

*Quinina.*  
 $C^{40}H^{24}O^{4}N^2$ .

Existe en las quinas (1), combinada con el ácido quinico y el ác. cíncotánico. También se obtiene de las flores y hojas de los árboles de las quinas.

Se presenta blanca, porosa y friable y á veces en cristales prismáticos de 6 caras. Es soluble en agua de cal. Se reconoce, porque disuelta en agua acidulada con  $SO^3HO$  y tratada esta disolución con agua de cloro y amoniaco, toma coloración verde esmeralda que despues se enturbia. En medicina tiene un uso importantísimo como febrífugo, como igualmente el sulfato de quinina que es necesario administrar con gran conocimiento por todo facultativo.

*Emetina.*  
 $C^{60}H^{44}O^{16}N^2$ .  
 fórmula dudosa.

Descubierta en la raíz de la *Ipecacuana*. Sus propiedades no están bién conocidas. Se presenta en polvo blanco, es inodora y de sabor amargo. Soluble en el agua fría y más en caliente, muy soluble en el alcohol. Se funde á  $65^{\circ}$ . No se usa pura en medicina por lo difícil de su obtención y ordinariamente se emplean los polvos de *Ipecacuana* y extractos acuosos.

*Cafeina.*  
 $C^{16}H^{10}O^{4}N^4 + 2HO$ .

Descubierta en 1824 por *Runge*, del café, pero también se halla en otros vegetales como el Thé y Guarana. El café contiene de 3 á 5 por 100 de cafeina. Existen varios procedimientos para su obtención, entre ellos el de *Vogel* que consiste en tratar el café en polvo por la bencina.

Cristaliza en prismas acilulares de 6 caras, es inodora, de sabor ligera mente amargo; se funde á  $178^{\circ}$  y se hace volátil á  $184^{\circ}$ . Es soluble en el agua alcohol y éter.

(1) Cortezas de árboles del Gen. *Cinchona*, casi siempre verdes, que habitan en América meridional. Sus propiedades son excelentes para las fiebres intermitentes por los alcalóides que contienen.

Fue conocido este alcalóide en el siglo XVII, pero hasta el año 1816 no se le aisló. Existe en el ópio, jugo de adormideras, de donde le extrajo *Ser-tuerner*, desliendo el ópio en ácido acético diluido, tratando despues la masa con agua y precipitando la morfina por el amoniaco. Hoy se emplean otros procedimieetos.

*Morfina.*  
 $C^{54}H^{19}O^6N+2HO$

Cristaliza en pequeños prismas incoloros, transparentes del sistema prismático recto rectangular. Tiene sabor amargo intenso; es poco soluble en agua insoluble en éter y lo es en las dioluciones de potasa, sosa y cal.

El ácido nítrico la colora de amarillo rojo y de color azul el cloruro férrico. Se emplea mucho en medicina, generalmente en forma de sulfato ó acetato. La *codeina* es también otro alcalóide descubierto en el ópio como la *Narcotina*.

Descubierto este alcalóide por *Pelletier* y *Cavén-ton* en 1818 en la *nuez vomica*. También existe en las *habas da San Ignacio* en gran cantidad.

Es incolora y cristaliza en octaedros; tiene sabor amargo fuerte y para disolverse necesita 2500 partes de agua hirviendo. Es insoluble en el éter y lo es en el alcohol de 90<sup>o</sup> centesimales.

*Estricnina.*  
 $C^{48}H^{28}O^4N^2$

Para reconocerla, se trata el polvo unido al bióxido de plomo colocado en vidrio de reloj con unas gotas de ácido sulfúrico con  $\frac{1}{10}$  de ácido nítrico y la mezcla toma un color azul que desaparece para pasar al violado, luego al rojo y despues al amarillo.

Es un veneno violento y se aplica en dosis pequeñas en medicina. Si contiene bruzina se reconoce porque entonces, da color rojo con el ácido nítrico.

Descubierta en 1818 por *Meissner* en la cebadilla: también existe en el Eléboro blanco.

*Veratrina.*  
 $C^{64}H^{52}O^{16}N^2$

Cristaliza en prismas romboidales. posee sabor ácre y excita en la membrana pituitaria grandes estornudos. Insoluble en agua y soluble en alcohol y éter. Es un violento veneno, llegando á causar el tétano y la muerte. Se emplea en medicina en muy pequeñas dosis contra la hidropesía, parálisis, neurálgias y reumatismos agudos.

Existe especialmente en las semillas y bulbo del *colchico de otoño* (*colchicum autumnale*).

*Colchicina.*  
 $C^{46}H^{54}O^{22}N$

Cristatiza en agujas finas, es muy soluble en agua, alcohol y éter. Su sabor es muy amargo. El ácido sulfúrico le colora en amarillo pardo.

Es un veneno ácre, produciendo el narcotismo; se usa en medicina contra la gota.

*Aconitina.*  
 $C^{60}H^{47}O^{14}N.$

Fué descubierto por *Hesse* en 1833. Se halla en varias especies del Género *Aconitum*.

Es un polvo blanco amorfo y sabor amargo. El ácido sulfúrico le colora de amarillo que pasa al rojo.

Es un veneno ácre, narcótico de los más enérgicos. Se emplea en pequeñas dosis en píldoras, como sedante, contra las afecciones nerviosas y el asma espasmódico.

*Atropina.*  
 $C^{54}H^{25}O^6N.$

Descubierto en 1833 por *Geiger* y *Hesse*. Existe en la *belladona* (*Atropa belladona*). Cristaliza en agujas blancas y sedosas: es incolora y sabor ácre amargo. Soluble en 500 partes de agua fría: se funde á 90° y á 140° se volatiliza.

Es un veneno violento; se emplea en medicina en dosis muy reducidas y ejerce una acción marcada sobre la pupila, que se dilata é inmoviliza. Produce delirios y letargo.

El contra veneno de este alcalóide es una solución de tanino.

*Nicotina.*  
 $C^{10}H^{14}N^2$

Fué descubierto por *Posselt* en 1829 en el tabaco. Este alcalóide no contiene oxígeno. Se emplea hoy el procedimiento de *Schlasing* y *Debize* para obtener grandes cantidades, de cuyos detalles prescindimos.

Este alcalóide es un líquido incoloro y en contacto del aire se transforma en amarillo, de sabor ácre-picante. Es en extremo venenoso y sus vapores irritantes: hierva entre 240° y 250°.

El humo del tabaco también contiene nicotina: los efectos que realiza en los fumadores siempre son perjudiciales á la salud. La acción de la nicotina es rápida: una ó dos gotas en la boca de un perro le deja postrado y caido generalmente del lado derecho, sobreviniendo despues la paralisis y la muerte.

*Conina.*  
 $C^{16}H^{15}N.$

Descubierto en 1827 por *Giesecke*, en la *cicuta*. Se distingue por no contener oxígeno, ser líquido, volátil, de olor fuerte, penetrante y desagradable. Hierva á 212°.

Es un veneno narcotico que obra con gran rapidez; se emplea en medicina como calmante, contra las fiebres intermitentes y en algunos países contra la tuberculosis.

## LIBRO IV.

---

### CUERPOS NEUTROS.

---

#### CAPÍTULO PRIMERO.

---

##### AZÚCARES.

---

**496.** Las sustancias neutras no poseen propiedades ácidas, ni básicas y contienen el hidrógeno y oxígeno en proporciones convenientes para producir agua.

Se comprenden 3 clases de azúcares; á saber: 1.º los propiamente dichos, ó sea que pueden experimentar la fermentación alcohólica por la levadura de cerveza; 2.º grupo: azúcares, que tienen idéntica composición que el azúcar de uva, pero que no experimentan inmediatamente la fermentación alcohólica, en contacto de dicha levadura y 3.º grupo, formado por principios azucarados que tienen exceso de hidrógeno, y que la fermentación no se realiza por la levadura de cerveza, sino por otros fenómenos.

**497. Azúcares propiamente dichos.**—Entre estos tenemos, el *azúcar de caña*, llamado *sacárosa*  $C^{12}H^{11}O^{11}$ , con sus variedades de remolacha, palmera, sorgho, zanahorias, y otros frutos.

*Azúcar de uva ó glucosa*,  $C^{12}H^{12}O^{12} + 2HO$ , con sus variedades de frutos ácidos, de miel de diabetes, fécula, etc.

*Azúcar incristalizable ó levulosa*  $C^{12}H^{12}O^{12}$ , procedente de la inversión del azúcar de caña por los ácidos y la contenida en varios frutos.

*Azúcar de leche ó lactosa*,  $C^{24}H^{24}O^{24}$ , que no presenta otras variedades.

Existen otras especies poco importantes.

El gran interés que en el mundo comercial despierta la obtención de la sacárosa, que constituye uno de los elementos de mayor riqueza en algunos países y cuya producción anual excede de 2000 millones de kilogramos, en cuya fabricación se encuentra España á gran altura, por la que se realiza en Andalucía, y esencialmente en sus Colonias, ha hecho que los procedimientos que se utilizan adelanten sobremanera. Sin que podamos entrar en detalles que fuese preciso conocer, para describir con exactitud los métodos empleados, diremos, que la primera operación que se realiza, es la obtención del zumo de las cañas llamado *vesou* (por medio de molinos y cilindros de presión), y las cañas exprimidas reciben el nombre de *bagazo*, (que se emplea para combustible).

El zumo obtenido se clarifica prontamente para evitar su descomposición, lo que se realiza calentándole con un poco de agua de cal á la temperatura de  $70^{\circ}$ . Por esta acción se coagula la albumina y se recoje la clorofila, cera y cuerpos que la enturbian, formándose espuma abundante que marcha á la parte superior del líquido. La cal neutraliza el fosfato ácido del zumo y forma una sal insoluble que queda en las paredes.

Hecha la clarificación se hace pasar á una segunda caldera y se evapora con prontitud hasta que marque  $25^{\circ}$  del areómetro de Beaumé, colándolo por una tela de lana. Después en otros recipientes se evapora hasta consistencia de jarabe y se vierte en estanques, para su enfriamiento. Cuando está próximo á cristalizar, se traslada á varios toneles de madera con orificios cerrados en el fondo, agitando con una tabla, apareciendo el azúcar en forma de pequeños cristales irregulares, dándose después salida por los referidos orificios á las aguas madres, que aun pueden evaporarse para obtener otros cristales. Este azúcar llamado *melaza*, contiene un  $62$  p  $\%$  de azúcar cristalizable. Se refina por diferentes procedimientos muy perfeccionados y también el precedente de la remolacha con más razón, por la cal que contiene, empleándose el negro animal y un poco de albumina (clara de huevo ó sangre).

**498. Glucosa.**—*Lowitz* en 1792 distinguió el azúcar de

miel, del de caña y *Proust* en 1802 le determinó en las uvas. Se halla también en los higos, peras, ciruelas, y en general en frutos ácidos. Tienen azúcar incristalizable ó levulosa mezclada con glucosa: se ha hallado también en la orina de los diabetes y en corta cantidad en la sangre, quilo, linfa, albumina de huevo, etc.

*Kircoff* en 1811 convirtió el almidón en azúcar de uva por la acción del ácido sulfúrico diluido y *Læwig* sintéticamente, por la acción de la amalgama de sódio sobre el éter oxálico.

El método general, es el empleo de la uva albillo, que tiene poca acidez y materia colorante, añadiendo al zumo, creta, para que sature los ácidos y despues se clarifica con albumina, se filtra, se concentra bien y después de algunos días, se forman cristales que se purifican con alcohol de 90° en frío, que disuelve el azúcar incristalizable y no la glucosa.

Por último, se disuelven en agua, se evaporan y cristalizan.

Su sabor es menos dulce que el del azúcar de caña; las disoluciones de la glucosa desvían á la derecha el plano de polarización de la luz. A 170° se funde y á mayor temperatura se convierte en *caramelo*, como el azúcar de caña. Reduce las sales de cobre, mercurio, plata y oro.

**499. Levulósá.**—No cristaliza y desvía el plano de polarización de la luz á la izquierda. Existe en los frutos maduros y ácidos y se produce siempre que se origina el azúcar *invertido*, que es una mezcla de partes iguales de glucósá y levulósá. Si se hierva el azúcar de caña en ácidos diluidos, se forma esta sustancia y se vé que de *dextrógira* que era la disolución, se ha convertido en *levógira*, por lo que ha recibido el nombre de azúcar *invertido*.

Se obtiene la levulósá, mezclando 10 gramos de azúcar invertido, 6 de hidrato de cal y 100 de agua y se exprime bien esta masa. Aparece una combinación líquida, glucosato de cal y otra sólida, levulosato de cal: este se trata por disolución de ácido oxálico que forma oxalato de cal insoluble, quedando libre la levulósá.

Es muy soluble en agua y alcohol acuoso, no en el anhídrido. Es más dulce que la glucósá.

**500. Azúcar de leche.**—Existe en la leche de los mamíferos, cristaliza en prismas romboidales con apuntamien-

tos octaédricos, los cristales son incoloros y duros, tiene sabor dulce, agradable, algo gomoso. Es insoluble en alcohol y éter; desvía á la derecha el plano de polarización de la luz. A 160° toma color pardo y á 175° forma el *lacto caramelo*. Los ácidos sulfúrico y clorhídrico concentrados ennegrecen la lactosa ó azúcar de leche, produciéndose ácido úlmico.

Reduce las soluciones de las sales de cobre, plata y mercurio. Tiene varios usos. Se emplea para preparar el ácido láctico: se une también á ciertos medicamentos y se utiliza en homeopatía como escipiente.

La *sacarimetría* ó sea el análisis de los azúcares, constituye un importante estudio de la química.

## CAPÍTULO II.

### FÉCULAS.—CERVEZAS.—GÓMAS.

**501. Féculas.**—Esta palabra se deriva de *fœx, fœcis*, que significa *heces*. Reciben hoy el nombre de féculas las materias amiláceas obtenidas de varios vegetales.

Están caracterizadas en general, por ser insolubles en agua fría, formar engrudo con el agua caliente, tomar color azul con el iodo y transformarse en glucosa por los ácidos diluidos y de la diastasa.

El nombre de *almidón* se aplica á la materia amilácea obtenida de los cereales y el de *fécula* á la de otros vegetales como la patata, tapioca sagú etc. La materia amilácea es muy abundante en el reino vegetal sobre todo en las gramíneas, semillas de leguminosas, en el tallo de algunas plantas y en cortezas y frutos de algunos vegetales.

La fécula que mas se usa es la obtenida del trigo y patatas

**502. Almidón.**— $C^{12}H^{10}O^{10}$ . Contiene generalmente el del comercio, un 18 por % de agua; se obtiene en las fábricas en grande, por la fermentación del trigo y harinas.

Suele adulterarse por la arcilla, creta y sulfato de cal y se reconoce la falsificación incinerando y pesando el residuo; si contiene más de 1 por % de cenizas es prueba de que existían sustancias minerales.

La *dextrina* tiene la misma composición y se obtiene de la torrefacción de la fécula, distinguiéndose del almidón, en que es soluble en el agua y toma color amarillo. Su disolución con el iodo y el almidón es insoluble y toma color azul.

De la goma se distingue, en que el ácido nítrico hirviéndola la transforma en ácido oxálico y á la goma en ácido mucico.

Hay además otras materias congéneres con las féculas, como la *Inulina* y *liquenina* obtenidas la 1.<sup>a</sup> en la raíz de énula y la 2.<sup>a</sup> en varios líquenes y musgos, muy usada en medicina.

**503. Harinas de cereales.**—La más importante es la de trigo, que contiene por termino medio

Almidón. . . . .	60	á	75
Gluten seco. . . . .	9	á	14
id. húmedo. . . . .	24	á	35
Glucosa. . . . .	4	á	8
Dextrina. . . . .	3	á	5
Salvados. . . . .	1	á	2
Agua. . . . .	8	á	12

Las harinas de *leguminosas*, contienen mas cantidad de materias grasas y nitrogenadas y menos fécula. Se conocen, porque al malaxar harina con agua desprende un olor que no tiene la harina buena, y el gluten no es coherente, ni tiene plasticidad, sin lustre y color oscuro.

El ensayo de las harinas, constituye un estudio analítico de gran interés.

Las de *arroz*, *maíz* y *alforjas* vistas al microscopio presentan sus granos en masas angulosas irregulares y más gruesas que los granos de la harina de trigo. La de maíz toma color naranja, tratada con ácido nítrico diluido y echando despues un poco de carbonato de sosa.

Las de *centeno*, *cebada* y *avena*, son poco coherentes y plásticas, lo que se observa al obtener el gluten.

**504. Cervezas.**—Reciben este nombre las infusiones de cebada germinada fermentadas y cocidas con *lúpulo*. Se conocen desde muy antiguo, si bien el empleo del lúpulo es más moderno.

Comprende su fabricación muchas operaciones de las que indicáremos tan solamente lo más esencial. La 1.<sup>a</sup>, es la preparación del *malta*, que es la cebada germinada, para lo que se pone en maceración la cebada en agua en grandes receptáculos. Luego se llevan los granos á los *germinadores*, suelos limpios; y cuando empieza á salir la raicilla se

bifurca, encorvándose las divisiones; después aparecen los tallitos y cuando tiene unos dos tercios de la longitud del grano se detiene la germinación. Viene luego la desecación de la cebada germinada y la separación de las raicillas.

En este primer período, el gluten ha entrado en putrefacción, convirtiéndose en *diástasa* (verdadero fermento), que actúa sobre la *fécula*, cambiándole en *dextrina* y luego en *glucosa*, originándose la fermentación *sacarina*.

2.<sup>a</sup> operación. Constituye esta operación la preparación del mosto, para lo que se hace en molinos á propósito. Se pulveriza el malta obtenido, que se somete en agua á la lexiviación transformándose en glucosa ó dextrina la parte de almidón que pudiera quedar en la germinación. Después se verifica una ebullición sostenida para impedir la fermentación lactica y en este acto se echa el lúpulo que realiza la cocción durante 3 ó 4 horas, según sea la cerveza. Se deja después reposar y enfriar y se echa un poco de levadura de cerveza de otra fabricación anterior y se inicia la fermentación alcoholica durante varios días, verificándose la insolubilidad de la diástasa existente en el mosto que se vá mezclando con ácido carbónico, apareciendo una masa que sube á la superficie, con abundante espuma (levadura) que cae después en un recipiente inclinado que recoge el líquido que vá cayendo.

Terminada la fermentación tumultuosa, se coloca la cerveza en otros pequeños toneles, en los que se aviva la fermentación, llenándose los toneles con cerveza que va sustituyendo á la espuma y si esta cesa, lo realiza también la fermentación.

3.<sup>a</sup> operación. Se reduce á clarificar la cerveza por medio de la gelatina. Si se quiere obtener espumosa se añade un poco de mosto sin fermentar ó un poco de glucosa, sujetando los tapones de las botellas.

Toda cerveza debe tener olor, color y sabor propios y no contener depósitos. Si enrojece el papel tornasol, contiene ácidos acético y láctico, procedentes de su mala fabricación. Debe contener de 4 á 5 de alcohol y 5 á 8 de extracto (principios solubles de lúpulo, azúcar, dextrina y sustancias albuminóideas).

Las cervezas se suelen adulterar, sustituyéndo el lúpulo por cuerpos amargos y narcóticos, como el acibar, agenjos, genciana y otros que el análisis se encarga de descubrir.

**505. Gómas.**—Se dá este nombre á varios productos vegetales que forman con el agua líquidos viscosos y originan el ácido *múxico* por la acción del nítrico.

En general son sólidas, amorfas, incoloras ó amarillentas, insolubles en alcohol y éter y solubles en agua fría ó caliente. Su consistencia es espesa.

Entre las más notables tenemos las siguientes:

- |                                          |   |                                                                                                                                                                                                                               |
|------------------------------------------|---|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <i>Arabina ó Arábiga.</i> Gumato de cal. | } | Es muy soluble en agua. Su disolución desvía á la izquierda el plano de polarización de la luz. Forma gumatos con las bases. Por el ácido nítrico se convierte en ácido múcico, oxálico y tártrico. Se usa mucho en farmacia. |
| <i>Cerasina</i> , ac. me-<br>tagumico.   | } | Existe en la goma de los ciruelos, cerezos, almendros, etc.<br>Es insoluble en agua fría y por larga ebullición se hace soluble, transformandose en arabina.                                                                  |
| <i>Basorina</i> $C^{12}H^{10}O^{10}$     | } | Es el principio gomoso que existe en la goma de <i>Basóra</i> y en la <i>tragacanto</i> . Con el ácido nítrico, dá ácido múcico y oxálico y por el ácido sulfúrico diluido en caliente se cambia en <i>glucosa</i> :          |

### CAPÍTULO III.

#### MATERIAS VEGETALES NEUTRAS DE MÁS INTERÉS. CONSERVACIÓN DE MADERAS Y FABRICACIÓN DE PAPEL.

**506. Celulosa.**— $C^{12}H^{10}O^{10}$ . Existe en abundancia en los vegetales, formando las paredes de las celdillas. En algunos está muy unida, como en el lino, cáñamo y algodón formando filamentos y en otros, está desagregada como en los líquenes, parenquima de las hojas, sirviendo de alimento como la fécula. En la médula del *Eichinomene paludosa*, existe casi pura. En este caso es blanca, sólida y trasparente, y tiene por densidad 1,30. Es insoluble en agua, alcohol y éter y en los ácidos débiles. Se disuelve en el reactivo *cupro-amónico* de Peligot que se obtiene, disolviendo el cobre metálico en amoniaco en contacto del aire.

La celulosa de algunas criptógomas toma el color azul, por el iodo, lo que no se verifica si está muy agregada.

Además de la celulosa existe la *materia incrustante*, que es compleja y predomina en los huesos de los frutos, depositándose en las células alargadas de los tejidos fibrosos y leño-

tos. Se separa fácilmente de la celulosa, triturando en mortero de agata el *leñoso* (llamado serrin), separando después por tamiz. Se distinguen, en que la celulosa no se ennegrece por el ácido sulfúrico y si la materia incrustante, que también se disuelve en el agua de cloro (1).

Por la acción del ácido sulfúrico, la celulosa experimenta notables transformaciones: trituradas las hilas en un mortero con dicho ácido concentrado, aparece una masa viscosa, en la que se halla el ácido *sulfo-lignico*, dextrina y glucosa. El azúcar de leñoso y trapos se puede hallar, tratando estas materias con ácido sulfúrico hirviendo, luego con agua y neutralizando el ácido con creta. Se filtra y evapora después para obtener la glucosa.

La *pectosa* se halla en los frutos sin madurar y en varias raíces, como las zanahorias, nabos y remolachas, que por maduración se convierte en *pectina*. Aquella es insoluble en agua, alcohol y éter; más si se hierven los frutos verdes en agua se hace soluble, porque se transforma en pectina por la acción de los ácidos orgánicos.

La *cutosa*, existe en la epidermis de la corteza de las plantas. Es insoluble en el éter.

La *fungina*, se encuentra en los hongos. Es soluble en los ácidos clorhídrico, nítrico y potasa.

**507. Piroxilina ó algodón polvora.**—Schöenbein en 1846, descubrió este cuerpo, obtenido por la inmersión del algodón en ácido nítrico. Se emplea el monohidratado, á 49°. Se lava después y seca al aire.

Tiene el aspecto del algodón ordinario, con viso amarillento y más aspereza. Se inflama por el choque ó por temperatura que exceda de 100°. Es insoluble en agua, alcohol, éter y cloroformo y lo realiza en una mezcla de éter y alcohol; también en el éter acético.

Se emplea como materia explosiva y para preparar el colodión, usado en fotografía y el medicinal, que consta de

	4 partes de piroxilina.
100	„ éter.
11	„ alcohol de 90°.

(1) Payen ha comprobado la existencia de 4 principios en la materia incrustante: *lignosa*, *lignona*, *lignin* y *lignirosa*.

Se agita esta mezcla, se pasa por lienzo claro y se tiene despues en frasco bien cerrado.

**508. Conservación de las maderas.**—Según lo dicho anteriormente, las maderas están formadas de celulosa y materia incrustante, que son las que dan color, dureza y diferente densidad. En general son menos densas que el agua, sin embargo, algunas como el ébano, guayaco, encina etc., no son flotantes. Su principal carácter es la combustibilidad. Merced á una lenta combustión, que se opera con el tiempo, las maderas se transforman en *sustancias úlmicas*, aparte de los insectos y plantas parásitas que las destruyen.

Diferentes medios se emplean para su conservación. Entre las materias que más se usan, debemos citar, el pirolíginito de hierro, cloruros de mercurio ó zinc y el sulfato de cobre, que penetran por absorción, según los procedimientos de *Boucherie*, que consisten esencialmente en utilizar la fuerza aspirante de la sávia de las plantas. Por este procedimiento adquieren, absorbiendo varias sales, ciertas propiedades, como son, modificar su color y para la imitación de otras maderas, dotarlas de mayor tenacidad, hacerse incombustibles, más flexibles, etc.

**509. Fabricación del papel.**—Es una importante aplicación de las materias leñosas. Las primeras materias que se emplean para esta industria son los trapos de hilo y algodón, papel, estopas, y cuerdas viejas y otras varias sustancias celulósicas. Se limpian con agua alcalinizada con sosa ó cal y una corriente de vapor de agua, para separar las partes grasas y solubles en los líquidos alcalinos. Se deshilachan los trapos por la Pila deshilachadora, que por medio de un cilindro con cuchillas, divide los hilos en pequeñas partes, que después con agua constituyen la pasta. Cuando ésta se halla bien afinada por el movimiento del cilindro, se decolora por el hipoclorito de cal ó cloro gaseoso, pudiéndose moldear después á mano, que es el papel de *forma* ó por medio de máquinas, que es el papel *continuo*.

La forma consiste en un marco de madera que tiene una tela metálica; se vierte en él la pasta fluída y forma una capa delgada, saliendo por los intersticios de la tela la parte líquida, auxiliando la operación por los movimientos que se imprimen al molde. Se secan estas placas entre franelas formando pila, despues se prensan, introduciéndolas por último en un baño de gelatina y alumbre.

La fabricación á máquina se diferencia, en que el encolado se verifica en la misma pasta añadiendo carbonato de sosa, fécula y resina; haciendo el aparato el trabajo de mano que practican los operarios en el otro procedimiento. La pasta va pasando por medio de una bomba á un depósito de bastante extensión que penetra en un cilindro hueco cubierto de franela á la que se adhiere la pasta, pasando después entre cilindros caldeados interiormente, para que se endurezca. Así se obtiene el papel liso y continuo (1).

El *papel de color*, se obtiene lo mismo, pero colorando la pasta con azul de Prusia, cromato de plomo, extracto de campeche, etc. El *cartón*, se fabrica de papeles y trapos viejos, blancos ó de color y con restos de cuerdas, añadiendo resina, cal y creta y aumentando la presión. El *cartón piedra* que hoy tiene tan grandes aplicaciones es grueso generalmente, se obtiene, agregando á la pasta una disolución de gelatina, creta, arcilla y cemento. Su uso es frecuente para moldeados y decorar habitaciones.

---

(1) La escasez de trapos, hace que se utilice hoy en algunos puntos el esparto, las hojas de maiz, cáñamo, pajas de trigo, arroz, madera, ortigas, yute y otras muchas sustancias.

## LIBRO V.

---

ALCOHOLES, ÉTER, CLOROFORMO.

---

### CAPITULO PRIMERO.

---

GENERALIDADES SOBRE LOS ALCOHOLES.

---

**510.** Se dió este nombre al espíritu de vino, obtenido por destilación de este líquido. Después se han descubierto productos también, por destilación]de la madera, de patatas higos y otras materias, que tienen caracteres homólogos aunque no todos los estudiados, los presentan con él alcohol tipo ó sea el de vino.

Se definen en general diciendo "que son los hidratos de óxidos orgánicos, cuyo radical es un carburo de hidrógeno positivo, en el que pueden sustituir  $n$  veces  $O^2$ , á  $n$  veces  $H^2$ , resultando un ácido orgánico.

Se han dividido en *monoatómicos* y *poliatómicos*, pudiendo ser estos, *biatómicos* ó *triatómicos*.

El de vino es monoatómico porque sustituyen  $O^2$  á  $H^2$ , resultando el ácido acético que es monobásico, así como en los biatómicos, sustituyen en  $2O^2$  á  $2H^2$ , siendo el ácido bibásico y los triatómicos  $3O^2$  á  $3H^2$ , siendo tribásico. Los biatómicos

se suelen llamar *glicoles*, intermedios entre la glicerina, alcohol triatómico y el ordinario monoatómico.

**511. Su división en 5 grupos.**

1. <sup>er</sup> GRUPO ( <i>homólogos</i> ).	2. <sup>o</sup> GRUPO.
Alcohol metílico (madera). $C^2H^4O^2$	Alcohol alílico. . . . $C^6H^6O^2$
» etílico (devino). . . $C^4H^6O^2$	» méntico. . . $C^{20}H^{20}O^2$
» propílico. . . . . $C^6H^8O^2$	3. <sup>er</sup> GRUPO.
» butílico. . . . . $C^8H^{10}O^2$	» canfórico. . . $C^{20}H^{18}O^2$
» amílico (patatas). $C^{10}H^{12}O^2$	4. <sup>o</sup> GRUPO.
» caprónico. . . . . $C^{12}H^{14}O^2$	» benzóico. . . $C^{14}H^8O^2$
» caprílico. . . . . $C^{16}H^{18}O^2$	» cumínico. . . $C^{20}H^{14}O^2$
» etílico. . . . . $C^{32}H^{34}O^2$	5. <sup>o</sup> GRUPO.
» cerílico. . . . . $C^{54}H^{56}O^2$	» Cinámico. . . $C^{48}H^{10}O^2$
» melísico. . . . . $C^{60}H^{62}O^2$	» Colestérico. . $C^{32}H^{24}O^2$

**512.** Los alcoholes producen ácidos por sustitución de los elementos, según ya hemos dicho.

Si esta oxidación no es grande, separandose 2 de H para formar agua, sin sustituir el oxígeno, se forman otros compuestos llamados *aldehidos* (1), intermedios entre el alcohol y ácido respectivo.

En cada alcohol se admite la existencia de un radical electro-positivo que forma un óxido con el oxígeno, que con el agua, forma hidrato de óxido orgánico ó sea el alcohol respectivo.

Los radicales positivos serán	}	Del Etilico	$C^4H^5O, HO$	hidrato de óxido de étilo.
		El Etilo	$C^4H^5$	
		Del Metílico	$C^2H^3, OHO$	» » metilo.
		El metilo	$C^2H^3$	
		&		

Si pierden hidrógeno los radicales alcohólicos se transforman en una serie de carbonos de hidrógeno, que son electro-negativos, esto es radicales de ácidos.

Asi del Etilo	$C^4H^5 - H^2 = C^4H^3$	(Acétilo).
del Metilo	$C^2H^3 - H^2 = C^2H$	(Formilo)
	&	

(1) Alcohol deshidrogenado.

## CAPÍTULO II.

### ALCOHOL ETÍLICO, ÉTER SULFÚRICO, CLOROFORMO.

**513. Alcohol etílico.**—Llamado *espíritu de vino* ó simplemente *alcohol*. Se halla en todos los líquidos que han sufrido la fermentación alcohólica, como el vino, cerveza, sidra, etc.

Se obtiene por destilación. El *aguardiente* (50° á 60° centesimales) se halla por destilación, hasta que los productos no se inflaman. El alcohol (tiene de 82 á 86° cent<sup>s</sup>); se produce rectificando el aguardiente en un alambique, empleando el baño de María. El aparato hoy más usado es el de *Laugier*.

El alcohol rectificado del comercio de 85°, se obtiene en las primeras operaciones hasta de 90° y puede llegarse á obtener casi anhidro.

El alcohol al destilar lleva consigo los principios aromáticos de los líquidos que sirven para su preparación y de ello se derivan las diferentes bebidas espirituosas que se indican á continuación.

Rom, se produce de las melazas del azúcar (el color lo toma, de azúcar quemado, brea ó raspaduras de suela).

Aguardiente de granos.	»	cebada y granos de cereales.
Whisky.	»	patatas y ciruelas.
Marrasquino de Zara.	»	zumo de ciruelas y albaricoques.
Ginebra.	»	cerveza y bayas del enebro.
Curaçao.	»	alcohol y cáscara de naranja.
Kirsch.	»	destilación del zumo fermentado de cerezas negras muy maduras.

El alcohol etílico es un líquido neutro, movable, incoloro, de olor agradable, sabor cáustico. Su densidad á 15° es de 0,794. Hierve á 78° á la presión ordinaria y la densidad de su vapor es 1,589. No se ha solidificado y á —100° toma consistencia oleaginosa. Se mezcla en agua en todas proporciones, existiendo reducción de volúmen.

Se emplea en química como un gran disolvente. Arde con

llama poco brillante. Por su lenta oxidación forma aldehído. Por la acción del cloro produce el *cloral* ( $C^4HCl^3O^2$ ).

Las aplicaciones del alcohol etílico son importantes y numerosas, tanto en química como en la industria. En farmacia es de uso indispensable.

**514. Éter sulfúrico.**— $C^4H^5O$ . Se llama éter vínico ó común. Se diferencia del alcohol en un equivalente de agua. Es un líquido incoloro, muy movable y volátil, de olor y sabor fuertes, poco soluble en agua y sí en alcohol. Hierve á  $35^{\circ},6$  y se solidifica á  $-32^{\circ}$ .

Es gran disolvente de materias grasas, aceites, resinas, fósforo, azufre y otros cuerpos. Se emplea también para la obtención del colodión y como anestésico. Arde con llama fuliginosa, originando agua y ácido carbónico.

Se obtiene; mezclando lentamente 10 partes de ácido sulfúrico concentrado y 7 de alcohol en aparato conveniente.

**515. Cloroformo.**— $C^2HCl^3$ . Fué descubierto al mismo tiempo por *Liebig* y por *Souberain* en 1831.

Se forma, por la acción del cloro sobre el éter metil-clorhídrico. Por la acción de los alcalis sobre el cloral, por la acción del cloro sobre el hidrógeno protocarbonado y por último por el hipoclorito de cal con un exceso de cal sobre el alcohol vínico, que es el procedimiento más seguido, debiendo tenerse grandes precauciones en la complicada marcha de esta preparación.

Es un líquido incoloro, trasparente, muy movable, olor etéreo, semejante al de las camuesas, su sabor es picante al principio y luego fresco azucarado. Densidad 1,84, hierve á  $60^{\circ},8$ . Es soluble en alcohol y éter, casi insoluble en el agua. Arde con llama verde; es disolvente de muchos cuerpos.

Se emplea como gran anestésico en medicina, ofreciendo su uso graves peligros, sino se aplica con perfecto conocimiento, pues produce la muerte, manifestándose en nuestro organismo por la inmediata palidez, gran decaimiento y falta de pulso. Se creó que el corazón es el órgano que recibe más directamente su influencia.

También se aplica en pequeñas dosis como antiespasmódico y en pomada para dolores y también unido á la gelatina, constituyendo el *cloroformo gelatinizado*.

# LIBRO VI.

---

## CUERPOS GRASOS.

---

### CAPITULO I.

---

#### GENERALIDADES.—DIVISIÓN DE LOS MISMOS.—ÁCIDOS GRASOS. ACEITES.—CERAS.

---

**516. Definición de los cuerpos grasos.**—Se dá este nombre desde tiempos antiguos, á los aceites, sebos, mantecas, grasas y otros untuosos al tacto (1).

Schéele, fué quien primeramente fijó el carácter de estas sustancias grasas y más tarde, Dumas, Berzelius y Berthélot, han comprobado que la oleina, margarina y otros elementos grasos son éteres de la glicerina. Hoy se definen diciendo “que son compuestos orgánicos, que por la acción de los alcalis y óxidos metálicos en unión del agua, se componen de un ácido graso que se combina con la base para formar un jabón mi-

(1) Moisés habla ya en el Exode de las lámparas de aceite. *Dioscorides*, se refiere también al aceite de olivas: Plinio y Galeno indican la industria de fabricación de jabones. Schéele sin embargo, fué quien primeramente en 1779, realizando una preparación, observó que los aceites y grasas hervidos con litargirio y agua forman un jabón metálico, quedando en esta última un principio constitutivo de las grasas á que llamó *principio dulce de los aceites* que hoy se conoce con el nombre de *glicerina*.

neral (saponificación) y en óxido glicérico, que se hidrata, para producir la glicerina.

**517. Sus caractères.**—Son cuerpos neutros, ricos en carbón é hidrógeno, combustibles, untuosos al tacto y no volátiles, por lo cual manchan. Puros, carecen de olor y sabor. Se disuelven en alcohol, bencina, éter y sulfuro de carbono. Tienen menor densidad que el agua, no hierven por que antes se descomponen.

Entre las especies de más interés tenemos: la *margarina*, *estearina* y *oleina*. Los aceites, grasas, mantecas y sebos, están formados por mezclas de dichos cuerpos, dominando en los primeros la oleina, en las segundas y terceras la margarina y en los sebos la estearina.

Su carácter principal es el de saponificarse, esto es, eliminan por los alcalis y óxidos metálicos la glicerina.

**518. Estearina.**— $C^6H^5O^5, 3(C^{56}H^{55}O^3)$ , *triestárate de óxido glicérico*. Se halla en el sebo y grasas de carnero y en aceites vegetales. Se obtiene del sebo (mezcla de esteárina, margarina y oleina).

Es sólida, blanca y fusible á  $62^{\circ}$ . poco soluble en el alcohol y éter y combustible. Duffy admite 3 modificaciones moleculares.

**519. Margarina.**— $C^6H^5O^5, 3(C^{54}H^{53}O^3)$ , *trimargarato de ácido glicérico*. Se halla en la mayoría de las grasas, como la manteca, enjundia., aceites, grasa humana y de gamo etc.

Se obtiene de estas dos últimas sustancias, haciendolas hervir con alcohol; por enfriamiento se presentan escamas y después se purifica por varias cristalizaciones. También se emplea mucho el aceite de olivas.

Cristaliza en escamas, es más soluble que la estearina. En alcohol cristaliza en agujas.

**520. Oleina.**— $C^6H^5O^5, 3(C^{56}H^{55}O^3)$ , *trioleato de glicerina*. Existe en la mayor parte de los aceites líquidos mezclados con margarina y algo de estearina. Su obtención es más difícil que la de los cuerpos anteriores. Se puede preparar agitando el aceite de olivas con una disolución concentrada de sosa caustica, se calienta algun tanto para separar la oleina del jabón producido, se cuele por lienzo y se separa por decantación la oleina.

Es líquida, algo amarillenta, sin sabor, ni olor, insoluble en agua y poco en alcohol.

**521. Ácidos grasos.**—*Margarico.*— $C^{54}H^{54}O^4$ , Sólido, blan-

co, cristaliza en agujas nacaradas. Se funde á 60° soluble en alcohol y arde con llama brillante en el aire. Se obtiene sometiendo el ácido esteárico á la destilación.

*Estearico.*— $C^{56}H^{96}O^4$ . Se funde á 70° y contiene  $C^2H^2$  átomos más que el anterior, de propiedades análogas, Se produce, saponificando la estearina por la potasa y agua.

*Oleico.*— $C^{56}H^{96}O^6$ . Líquido, incoloro, soluble en alcohol y éter; se solidifica ó 4°. Se halla por el éter el jabón de plomo(1).

**522. Aceites.**—Estos pueden ser vegetales secantes, no secantes y grasos, mantecas vegetales y materias grasas animales.

Los 1<sup>os</sup>. expuestos al aire se desecan y espesan. Entre estos, tenemos el de *linaza*, que procede del lino (*linum usitatissimum*)—y se obtiene de las semillas de esta planta. De gran número de aplicaciones en la industria, fabricación de jabones, barnices, pintura, tinta de imprenta etc. Aceite de *nueces*, que se obtiene como el anterior de las semillas de este vegetal. Aceite de *ricino*, procede de las semillas del ricino (*Ricinus communis*) muy usado como purgante. Aceite de *adormideras*, se prepara de igual suerte, esto es de las semillas de adormideras en polvo. Se usa en pintura fina y para mezclar y adulterar el de oliva. No tiene propiedades narcóticas.

Entre los *no secantes*, tenemos el *aceite común*, que como es sabido, procede de las aceitunas; y cuya obtención es bien conocida: sus usos son grandes y numerosos. Estos aceites se suelen falsificar con los de cacahuet, sesámo, adormideras, siendo fácil su reconocimiento en química analítica.

El de *almendras dulces* (*amigdalus communis*), obtenido de las almendras frescas y que tanto se usa en medicina, debiendo estar prevenido, de las falsificaciones que se hacen para sustituirle por los albaricoques. El de *cacahuet*, que se halla por medio de las semillas de este vegetal dando abundante producto, sus usos son varios; para la confección de jabones y alumbrado.

Por último tenemos los aceites de *avellana*, *sesámo*, *colza* y otros que se obtienen de las plantas respectivas.

---

(1) El jabón de plomo es un oleato y margarato de plomo, preparado con aceite de almendras.

Entre las grasas animales, tenemos el aceite de *hígado de bacalao*, que procede de los peces del género *Gadus*, usado en medicina como reconstituyente; el de *raia* que se obtiene de los hígados de las *raias* y es muy rico en iodo, aceite de *ballena* y otros *cetáceos* y el de *manó de buey*, que tantos usos industriales tienen.

Por último, citaremos la manteca de *cerdo*, *vaca*, *grasa de oso*, de *caballo*, *enjundia de gallina*, etc.

**523. Ceras.**—Estas, se diferencian de los compuestos anteriores, en que la base que las forma no es de *glicerina*, sino otro hidrato de óxido orgánico. Como apéndice se incluyen también la *colestonina*, *ambarina* y *castorina*, que se distinguen de los cuerpos grasos, en que no son saponificables por los ácidos, obteniéndose respectivamente de la *bilis*, *ambar gris* y de los *castóreos*.

La *Sperma ceti* ó *esperma de ballena*, se halla en las cavidades superiores de la cabeza de los *cachalotes*: es blanca y nacarada, untuosa al tacto, laminosa fusible á 45° y tiene por densidad 0,942 á 15°. Se emplea para la elaboración de *bujías blancas* y *confecciones farmacéuticas*.

*Cera de abejas* (*Apis mellifera*). Se extrae de los *panales* que fabrican estos animales, calentando la *miel* y después haciéndoles fundir en *agua*, para recoger la parte que se solidifica por enfriamiento. Se forma la *cera virgen*, que después se blanquea por varios procedimientos. Sus usos son bien conocidos.

Hay otras variedades de *ceras*, como la *cera de China*, de *palma*, *caña*, etc.

## CAPÍTULO II.

---

### IDEA DE LA FABRICACIÓN DE JABONES Y BUJIAS ESTEÁRICAS.

---

**524. Definición y propiedades.**—Reciben el nombre de jabones las combinaciones de los ácidos grasos con bases minerales. Los ácidos que generalmente intervienen, son el *oleico*, *margarico* y *esteárico* con las bases.

Los jabones alcalinos son solubles en *agua*, *alcohol* y *éter* y los de-

más insolubles. Los formados por el óxido de plomo se llaman *emplastos*. Los que se usan para el lavado son los de potasa y sosa. Se dividen en *duros* y *blandos*; los primeros son de base de sosa y se preparan con aceites de olivas, cacahuet, grasas etc., los segundos son de base de potasa y se emplean los aceites de cañamones y de adormideras.

**525. Jabón de sosa.**—En España se practican buenas elaboraciones de este jabón, entrando como primeras materias el aceite inferior de oliva y barrilla. La sosa se somete á una levigación en grandes depósitos, disolución que recibe el nombre de *legía de jabonero*, que se depositan en cisternas. Estas legías son *cáusticas*, tratadas por la cal y saladas si se les añade sal común.

Las distintas operaciones de saponificación son las siguientes:

*Empastado.* Se hace uso de una gran caldera de fondo metálico, situada en un hogar. Se coloca la legía de unos 8<sup>o</sup> del areómetro Beaumé y se calienta hasta ebullición, echando despues el aceite y moviendo la masa para que se emulsionen bién estos líquidos. Se ván añadiendo despues legías cada vez mas faertes, para terminar con legías cáusticas, realizándose la saponificación y quedándo la glicerina disuelta en el agua.

*Separación de la pasta.* Tiene por objeto separar de la mezcla una gran cantidad de agua que contiene y se suele añadir cloruro de sodio que transforma la parte homogénea y viscosa en una pasta granulosa, que se separa del agua y despues de dos ó tres horas de reposo, se dá salida á la pasta líquida por una llave que en el fondo tiene la caldera.

Se activa el fuego del hogar para la *cocción* de la pasta, hasta que termina la saponificación, añadiendo dos ó tres legías fuertes mientras dura la cocción. Terminada la operacion, se enfría la caldera y el jabón vá á la parte superior.

*Endurecido.* La pasta pasa á unos moldes en los que por enfriamiento se vá endureciendo, apesar de que conserva una parte variable de agua.

Los jabones pueden adquirir diferentes colores, gris, blanco, vetado, amarillo, etc. El que se obtiene generalmente participa de color gris, debido á algo de hierro.

**526. Jabones blandos.**—Para estos, se usa el aceite de cañamones, adormideras, colza y otros, haciendoles hervir en grandes calderas con abundantes legías cáusticas de potasa y al formarse la masa homogénea, se evapora hasta que adquiera la necesaria consistencia, para colocarles en moldes.

Suelen ser negros ó verdes. Negros cuando se emplea el aceite de cañamones y se coloran con sulfatos de hierro y cobre; y resultan verdes cuando se hacen con aceites amarillos y se añade disolución de añil.

Para darles más dureza, en algunas partes, se les añaden resinas.

**527. Jabones de tocador.**—Se fabrican por análogos procedimientos, añadiendo alguna esencia para aromatizarlos y utilizando el aceite de palma, de olivas ó de almendras y manteca. Entre los varios jabones que se usan, tenemos el de *almendras amargas*, jabón blanco aromatizado con la esencia de dichas almendras: *Windsor*, preparado con sebo aromatizado y coloreado; el *polvo de jabon*, usado en las barberías, es una mezcla de harina de trigo y jabón blanco bien seco y en polvo, aromatizado por alguna esencia. Por último, los llamados *transparentes* incoloro ó de varios colores, se preparan disolviendo en el alcohol ó en glicerina, como más económico, jabón bien desecado preparado con manteca ó sebo; la masa caliente se vierte en moldes y aparece trasparente despues de fría y seca.

**528. Fabricación de bujías.**—Este importante producto de la industria, que ha venido á sustituir á la cera y esperma de ballena por su mayor baratura, es debido á Gay Lussac y Chevreul (1825) se fabrica con sebo y aceite de palma: las formadas por sebo llevan ácido esteárico, con algo de margárico y las fabricadas con aceite de palma, contienen ácido palmítico. Hay varios métodos para la fabricación de tan importante producto, de cuyos detalles habremos de prescindir, indicando solamente, que entre los más seguidos tenemos, el de saponificar el sebo con la cal, descomponiendo el jabon calizo por medio del ácido sulfúrico y también saponificando el sebo por el ácido sulfúrico.

## LIBRO VII.

---

ESENCIAS.—RESINAS.—CAUTCHUC.—GUTA-PERCHA.—  
BETUNES.—BARNICES Y MATERIAS COLORANTES.

---

### CAPÍTULO I.

---

#### ESENCIAS Ó ACEITES VOLÁTILES.

---

**529. Su definición.**—Se dá el nombre de aceites volátiles á los principios olorosos á que deben su aroma las plantas. Se diferencian de los fijos en su composición y propiedades físicas. Unos aceites estan formados por carburos de hidrógeno y otros son oxigenados, por lo que pertenecen á los aldehidos, alcoholes, ácidos etc. La mancha que producen sobre papel ó una tela, no es subsistente como en los cuerpos grasos.

Todos son de origen vegetal, y se extraen de las hojas y flores.

**530. Obtención.**—Diferentes procedimientos se emplean en la industria para la obtención de las esencias. Se utilizan siempre las partes frescas de los vegetales y ya se someten al método de expresión, ó al de destilación con el agua por medio de alambiques, según sea la naturaleza más ó menos jugosa de la planta y también emplease el de los disolventes, que

se aplica principalmente á las esencias de carácter fugaz, estos, que contienen corta cantidad distribuida en el tejido vegetal.

**531. Propiedades generales de las esencias.**— Suelen presentar color más ó menos claro amarillento, algunas como la de agenjos lo tienen verde y la de manzanilla azul oscuro.

El punto de ebullición varía entre  $140^{\circ}$  y  $200^{\circ}$ . Su densidad fluctúa entre 0,760 á 1,095. Se disuelven en alcohol, éter y aceites grasos y á su vez ellas disuelven al fósforo y azufre. Su aroma está en relación con la acción del aire, así es que presentan más olor las que se oxidan mas rápidamente.

Se suelen falsificar por el alcohol, materias resinosas y aceites grasos y se mezclan con otras esencias mas baratas como la de romero, espliego, trementina, etc. Mas por el análisis químico se pueden reconocer estas adulteraciones.

**532. Esencia de trementina.**— $C^{20}H^{16}$ . Se extrae de los pinos y abetos, mezclada con la resina por destilación. La que se vende en el comercio con el nombre de *aguarrás*, está coloreada y tiene algo de resina. Se purifica destilándola con agua.

Si está pura esta esencia, es incolora, de olor fuerte y ácre. Densidad 0,86, hierve á  $160^{\circ}$ , es soluble en alcohol y éter. Arde con llama fuliginosa.

Se usa mucho rectificada en medicina, como vermífugo y mezclada con éter para combatir los cálculos biliosos y el reuma. En las artes para pinturas, barnices, etc.

**533. Esencias de limón, naranja, bergamota, cidra.**— $C^{10}H^{16}$ , isoméricas con la trementina. Se preparan de las cortezas del limón, naranja etc., por espresión ó destilación. La 1.<sup>a</sup> es un líquido ligeramente amarillo, densidad 0,85, hierve á  $170^{\circ}$  y desvía á la derecha el plano de polarización. La *de naranja*, hierve á  $180^{\circ}$ , la de *bergamota* á  $185^{\circ}$ . la de *cidra* á  $178^{\circ}$ . Se diferencian de la esencia de limón en el olor característico de cada una.

**534. Esencia de azahar, de pimienta.**—Isoméricas también con la trementina. Se obtiene la 1.<sup>a</sup> de las flores del naranjo por destilación con agua. Adquiere color en contacto del aire y se emplea en perfumería y medicina.

Como esta esencia contiene ácido acético no puede tenerse en vasijas de cobre:

La de pimienta se obtiene destilando la pimienta negra con agua; hierve á 167°. (1).

**535.** Entre las esencias oxigenadas, con propiedades análogas á los aldehidos y consideradas como hidruros de radicales orgánicos, tenemos las de *almendras amargas*, *canela*, *cominos* y entre las que tienen caracteres análogos á los alcoholes pueden citarse, la de *menta* y *alcáfor de Borneo*.

**536. Almendras amargas.**—La esencia de esta sustancia no se halla en las almendras, pero resulta de la acción de la emulsina sobre la amígdalina y el agua. Se realiza una verdadera fermentación *bonzoilica*, siendo la emulsina el fermento que actúa sobre la amígdalina transformándola en glucosa, esencia de almendras amargas y ácido prúsico.

El aparato que se emplea para la destilación de esta esencia es el alambique Florentino.

Es ligeramente amarilla, de olor fuerte á ácido prúsico y acre; se usa en medicina como sedante y antiespasmódica asociada á otros cuerpos.

**537. Esencia de canela.**—Existe la de *Ceylan*, obtenida de la corteza del *Laurus Cinanomum* y la de *China*, de las flores del *Laurus cassia* (esencia de Casia). Estas esencias se suelen adulterar por la de *clavo*, pero se reconocen, añadiendo una disolución concentrada de potasa; si hay solidificación existirá la mezcla y sinó se produce la solidificación, la esencia será pura.

**538. Esencia de cominos.**—Se obtiene de los cominos por destilación con agua. Es de aspecto amarillo y muy acre. Parece estar formada de un carburo de hidrógeno llamado *cimeno* y de una esencia oxigenada llamada *cuminol*.

**539. Esencia de anís.**—Se tiene del anís, del mismo modo que la anterior. Es ligeramente amarillenta, se halla formada de una parte líquida de igual composición que la esencia de trementina y otra sólida, que es la esencia de anís y que recibe el nombre de *anhétol*.

Tiene varios usos.

**540. Esencia de rosas.**—Está formada de dos aceites; uno sólido hasta los 95° que destila á 300° y otro líquido, al que debe su olor, creyéndose sea un compuesto oxigenado.

**541. Esencia de jazmín.**—Se obtiene, destilando las flores

---

(1) Las esencias de *abedul*, *laurel*, *gengibre* etc. son también isoméricas con la de trementina, teniendo reducida aplicación.

de jazmín en una corriente de vapor de agua. También se emplea el método de los disolventes.

**542. Alcanfor de Borneo.**— $C^{20}H^{48}O^2$ . Procede del *Dryobalanops aromática*, árbol que habita en Borneo. También existe en corta cantidad en la esencia de valeriana (resultante de la hidratación del Bornéno.

El Borneol se presenta en pequeños cristales incoloros, su olor es parecido al alcanfor ordinario, se funde á  $198^{\circ}$  y hierve á  $212^{\circ}$ . Desvía á la derecha el plano de polarización, es soluble en alcohol y éter. Se le há dado el nombre de *alcohol canfolico*.

**543. Alcanfor ordinario.**— $C^{20}H^{16}O^2$ . Procede del *Laurus camphora*, árbol de la China, del Japón é islas de Sonda. Para su obtención se somete el leño del árbol á la destilación con agua, empleando alambiques de hierro, cubiertos de capiteles con pajas. Se condensa el alcanfor arrastrado por los vapores del agua. Puede purificarse despues por sublimación en matraces de vidrio.

Se presenta en panes cóncavos y cristalinos. De olor aromático intenso, sabor amargo. Su densidad 0,992 á  $10^{\circ}$ . Se funde á  $175^{\circ}$  y hierve á  $204^{\circ}$ .

## CAPÍTULO II.

### RESINAS.—GOMAS.

**544. Resinas.**— Son cuerpos sólidos compuestos de (C. H. y O), de fractura vítrea, inodoras, insípidas y mezcladas á veces con materias colorantes, solubles en alcohol, éter, cloroformo, bencina, en los aceites fijos y volátiles Arden en el aire con llama roja carbonosa.

Suelen estar acompañadas del ácido *benzóico* y se combinan con los alcalis, formando sales análogas á los jabones resinosos.

La familia de las *coníferas* producen la mayor parte de las resinas por exudaciones que se realizan, practicando incisiones en las cortezas del vegetal.

Las resinas se dividen, en resinas, gomo-resinas y bálsamos. Las 1.<sup>as</sup> son insolubles en agua, las 2.<sup>as</sup> tienen parte so-

luble en agua y parte en alcohol y los últimos son blandos y contienen ácido benzóico y á veces ácido ciriámico.

Entre estas tenemos las siguientes:

<i>Resinas.</i> . . .	Celofonia, (pez griega).	Galipot.
	Resina común.. . . .	Sandaraca.
	Id. de drago. . . . .	Guayacina.
	Id. de María. . . . .	Copal.
	Id. de Jalapa. . . . .	Laca.

&

*Gomo-resinas.* Las más principales son:

Gomo-resina amoniacal.	Mirra.
Id. de hinojo.	Galbano.
Mafétida. . . . .	Opoponaco.
Gutagamba. . . . .	Euforbio, (cerco-resina).

*Bálsamos.* . . . Entre ellos podemos citar:

Estoraque líquido. . . .	Bálsamo del Perú.
Bálsamo de Tolú. . . .	Estoraque y Benjui.

**545. Succino.**—Es materia fósil, sólida, dura y tenaz de color amarillo, inodoro, insoluble en agua, alcohol y éter. Se funde á 260°. Desprende olor aromático, ardiendo en el aceite. Abunda en varias minas (mar Báltico). Se usa para objetos de adorno, siendo la sustancia en que primeramente se descubrió por el frote, el carácter eléctrico.

**546. Goma elástica ó cautchuc.**— $C^8H^7$ . Cuerpo de gran interés y aplicación en la industria. Se presenta sólido, oscuro-amarillo, blando y sumamente elástico. Se funde á 120°. Es soluble en éter, benzina, aceites y en el de hulla sobre todo. Es impermeable al agua y para varios líquidos y gases y no se altera por la acción de las bases y ácidos.

Se halla en los jugos lechosos del *Jatropha elástica*, *Siphonia elástica*, en los de algunas *Euforbiáceas* y en los de la *adormidera*, *lechuga* y otros.

Para fabricar los objetos del cautchuc es preciso someter las botellitas en que se contiene á diferentes operaciones. Se sumerjen en agua á 40° para que se ablanden y se reducen á pedacitos convenientes para obtener las formas que se desea y reducidas á láminas se hacen pasar por cilindros calientes de un laminador.

El cautchuc se emplea vulcanizado, haciéndole absorber azufre, con lo que se evita su reblandecimiento. Se consigue

por varios procedimientos, entre ellos, sumergiendo la goma en una mezcla de 100 partes de sulfuro de carbono y  $2\frac{1}{2}$  de protocloruro de azufre introduciéndole despues en agua.

**547. Gutapercha.**— $C^{20}H^{16}$ . Es un carburo de hidrógeno sólido. Suele venir de China y Borneo y procede generalmente de la savia descendente de la *Isonadra percha*.

Es tenaz, dura y porosa. Su densidad es de 0,979; poco soluble en alcohol y éter anhidro y mucho en caliente en la benzina, sulfuro de carbono y esencia de trementina.

Resiste á la acción de las disoluciones alcalinas, del ácido clorhídrico y fluorhídrico. Para los distintos usos á que se destina sufre diferentes preparaciones.

Tiene hoy importantísimas aplicaciones; en física para los cables y diversos aparatos de electricidad, en galvanoplastia y en la industria.

### CAPÍTULO III.

#### BETUNES Y BARNICES.

**548. Betunes, Petróleo y Asfalto.**—Son los Betunes, materias de origen vegetal de épocas remotas, ya mineralizadas, sólidas ó líquidas que tienen la misma procedencia que los carbones.

Son carburos de hidrógeno, semejantes á las resinas, muy combustibles y abundantes en carbón. Entre estos betunes se hallan también el *petróleo* ó *accite de nafta* y *asfalto*, que se extraen de las minas.

El petróleo procedente en su mayor parte de la América del Norte, se emplea como es sabido para el alumbrado y para otros muchos usos.

El *Asfalto*, llamado tambien *betún de Judea* procedente del *Lago Asphaltites*, en donde flota en grandes masas, es sólido, de color negro lustroso. Se reblandece por el calor y se funde á  $100^{\circ}$ . Se extrae también de Hungría, Suecia y otras localidades. Como se sabe por física, este cuerpo se empleó en fotografía para recibir y fijar la impresión de las imágenes.

Hoy se emplea para pavimentos y usos semejantes.

**549. Barnices.**—Son materias resinosas disueltas en alcohol, esencias ó aceites secantes. Los fabricados en alcohol realizan bien el pulimento, pero son menos persistentes, porque la evaporación del alcohol es más rápida, mientras que los elaborados con aceites grasos, si bien tardan mas en secarse, subsisten más.

La esencia de trementina constituye por sí un barníz. El llamado de *aguarrás*, es una disolución de colofonia en esencia de trementina.

Los barnices se obtienen reduciendo á polvo los cuerpos sólidos para que unan bien al disolvente, añadiendo vidrio molido y auxiliando por el calor.

Hay materias como el copal y la laca que requieren ciertas preparaciones anteriores. Las materias colorantes que suelen emplearse para los barnices son entre otras como más usadas, el añil, azafrán, curcuma, drago, gutapercha, etc.

Indicamos á continuación algunos de los barnices más usuales.

<i>Barniz para maderas y metales.</i>	<i>Barniz para pin- turas.</i>	<i>Barniz para dorar. maderas.</i>
—	—	—
Succino. . . . 500	Sandaraca. . . . 160	Colofonia. . . . 40
Aceite linaza. . . 60	Almaciga. . . . 40	Succino. . . . 160
Id. id. co-	Trementina.. . . 8	Resina elemi. . . 80
cido. . . . 750	Esencia de id. . . 120	Esencia de Tre-
	Aceite de linaza	mentina. . . 1000
	cocido. . . . 1000	
<i>Barniz para el hierro.</i>	<i>Barniz secante para muebles.</i>	<i>Barniz para cuadros.</i>
—	—	—
Colofonia. . . . 2	Copal blando. . . 90	Almaciga. . . . 360
Sandaraca. . . . 2	Sandaraca. . . . 100	Trementina. . . 45
Resina laca.. . . 1	Almaciga. . . . 90	Alcanfor. . . . 15
Esencia de tre-	Trementina.. . . 75	Esencia de tre-
mentina. . . . 2	Alcohol.. . . 1000	mentina. . . 100
Alcohol. . . . 3		

## CAPÍTULO IV.

### MATERIAS COLORANTES.

**550. Propiedades generales.**—Reciben el nombre de materias colorantes las que disueltas en líquidos adecuados pueden fijarse sobre los tejidos por sí mismas ó por el intermedio de otro cuerpo. En su mayor parte proceden del reino vegetal, en donde se encuentran en sus diferentes órganos (hojas, flores, semillas, etc.).

Se han dividido en nitrogenadas ó no nitrogenadas. Por lo general tienen sabor azucarado y un poco acre. Son inodoras y muy pocas cristalizan. Se suelen descomponer por el calor, algunas no se disuelven más que en el alcohol y aceites esenciales y otras en los ácidos concentrados, (como la indigotina, purpurina, etc.). El cloro y ácido sulfuroso las decolora: algunos óxidos metálicos forman con las materias colorantes las *lacas*, y varias sales actúan sobre ellas fijándolas en las telas haciendo uso de *mordientes*. El carbón animal absorbe las materias colorantes sin alterarlas.

**551. Su división.**—Por su color, se han dividido en azules, rojas, amarillas y verdes.

*Azules.* Materias colorantes de la violeta, lirio, uvas, flor de malva, bayas de espino cerval.

*Rojas.* Materias colorantes de la resina-drago, azafrán, campeche, palo del Brasil, cochinilla, etc.

*Amarillas.* Materias colorantes del ruibarbo, curcuma, gualda, palo fustete.

*Verdes.* Verde china y clorofila de las plantas.

Indicaremos las más importantes.

**552. Materias colorantes de la raíz de rubia.**—Se cultiva principalmente la rubia en el Oriente: en España en la provincia de Valladolid. La materia amarilla que existe en el tejido vegetal se va haciendo más roja en contacto del aire por la absorción del oxígeno. En la raíz de la rubia hay el *ácido ruberítrico*, que se transforma fácilmente en azdcar y materia colorante.

La raíz de rubia si está cortada en pedazos, recibe en el comercio el nombre de *alizari* y en polvo *rubia molida*.

La *Grancina*, producto tintorial, conocido en 1827 por Robiquet y Colin, se obtiene mezclando la rubia en polvo con un peso igual de ácido sulfúrico concentrado primero en frío y después en caliente á 100°. Se añade después agua á la mezcla y se lava con gran cantidad de agua para separar el ácido sulfúrico. Este ácido destruye todos los principios de la rubia menos la *alizarina* (C<sup>20</sup>H<sup>6</sup>O<sup>6</sup>).

**553. Materia colorante del campeche.**—La *hematxilina* ó *hematina*, que es la materia colorante de esta planta se obtiene por decocción de palo campeche y evaporando hasta sequedad, lo que resulta, se trata por alcohol que disuelve la hematina, depositando cristales amarillos transparentes. Se disuelve en agua caliente, alcohol, éter, dando disoluciones amarillas; si se añade un alcali, sobre todo el amoniaco, toma color rojo intenso.

Puede adquirir otros colores diversos, además de los dos ya citados, pues el agua de cal y los óxidos hidratados forman precipitado azul; las sales de plomo lo dan violáceo fuerte; las de hierro, negro azulado y las de zinc púrpura oscuro.

El campeche, tiene muchas aplicaciones, para hacer tinta y para la tintura de tejidos.

**554.** Entre las materias colorantes rojas, tenemos la *Brasilina* (leño del Brasil); *Santalina* (leño de Sándalo); *Cartamo* (flores del cártamo); *Zafranina* (azafrán) y *Carmina* (existe este principio colorante en la *Cochinilla*).

Entre las amarillas se hallan la *Luteolina* (existe en la gualda); *Fustina* (en el leño fustete); *curcumina* (raíz de curcuma) y otras muchas.

**555.** *Verde china*, es la materia colorante usada en China y obtenida de la corteza de la especie *Rhannus*, que también se puede preparar por decocción de cortezas de espino cerval y después de fría tratando por agua de cal, dejando la mezcla á la acción del aire y la luz. También tenemos como colorante verde, la *Clorofila* que puede obtenerse de las hojas y partes herbáceas verdes con alcohol hirviendo.

**556. Materias colorantes azoadas.**—*Orchilla*, de color rojo; se produce por efecto de la eremacausia de ciertos principios existentes en algunos líquenes de los géneros, *Rocella*, *Evernia*, *Variolaria*, etc. *Tornasol*, materia colorante azul que procede de la alteración de la *orcina*. *Añil*, producido por la acción del aire húmedo y alcalis sobre un principio neutro y blanco que existe en algu-

nas especies del género *Indigófera*, en las Indias orientales, en el *Polygonum Tinctorium* y en la *Verba pastel*. Se produce también por eremacausia, favorecida por el amoniaco que se desprende en la putrefacción y por la cal que se agrega.

El añil puro (*indigotina*), tiene lugar por la oxidación de una materia incolora (añil blanco) que existe en las plantas que se utilizan para la preparación del añil y que tiene color azul intenso, es insoluble en agua y alcohol. Se decolora transformándose en blanco por agentes de reducción. Este se diferencia del azul en su composición pues tiene un equivalente menos de hidrógeno.

Del añil, se derivan muchos productos colorantes de corto interés.

**557. Colorantes artificiales.**—Entre éstos, citaremos los de más importante aplicación. *Rojo de anilina* ó *Fuchsina*. Se obtuvo por Verguin, tratando el bicloruro de estaño anhidro sobre la anilina á la temperatura de 180°.

Tambien se prepara con el cloruro mercúrico y la anilina, ó el cloruro estánnico, actuando sobre esta última y otras varias sales como el protocloruro de cobre.

Se presenta con color verde y lustre metálico.

Se disuelve poco en el agua, á la que comunica un color rojo violáceo, y con el mismo color se disuelve en alcohol, espíritu de madera y acetona.

Es muy económica, por teñir en pequeña cantidad, grandes cantidades. Con la fuchsina y los demás colores de anilina se puedén producir tintas de escribir de varios colores. Basta poner 15 gramos de fuchsina ú otro color de anilina con 150 de alcohol, se tapa perfectamente y al cabo de unas cuantas horas, se añaden 1000 gramos de agua destilada y se calienta suavemente, hasta que no se perciba olor de alcohol; luego se agrega una solución de 60 gramos de goma arábica y 250 de agua.

*Azul de Lyón.*—Se produce, calentando la fuchsina seca con anilina, empleando 1 kilógramo de la 1.<sup>a</sup> para 2 de la 2.<sup>a</sup>

*Verde de anilina.*—Se produce en los residuos de la preparación de la fuchsina, se halla una materia verde, unida con el amarillo de anilina ó crisanilina.

Se puede obtener también, mezclando dos disoluciones de cloruro de anilina y cloruro férrico, calentando algo para precipitar la materia verde.

*Azul de anilina.*—Por la acción de los alcalis y bicromato de potasa, se transforma en caliente la esmeraldina (otra materia verde de anilina que se forma, mezclando dos disoluciones de cloruro de anilina y clorato de potasa en presencia del alcohol y ácido acético), en una materia azul (azurita). Es insoluble en casi todos los líquidos y así es que para fijarla en las telas, hay que impregnar estas antes, de cloruro de anilina y clorato de potasa, exponerlas al aire para que se forme la esmeraldina y después sumerjir las telas en agua de jabón hirviendo.

*Azulina.*—Posee color azul, parecido al sulfato de cobre amoniacal. Se obtiene, calentando á 180°, 5 partes de ácido rosólico y 7 de anilina, durante algunas horas.

**558. Blanqueo de tejidos.**—El algodón suele contener materias resinosas, colorantes, grasas y sales de cobre. Se lava la tela con agua y se hace hervir con lechada de cal. Se lava nuevamente y se expone al sol y aire ó se mezcla con hipoclorito de cal, lavando por último con lejía debil.

La de lino y cañamo se preparan de un modo semejante, pero repitiendo las lociones de hipoclorito de cal. La seda y lana se lavan con jabón y agua caliente. La primera se suele tratar también por ácido sulfuroso. La lana se suele blanquear con orines ó jabón amoniacal y después se emplea aquel ácido.

**559. Mordientes.**—En las disoluciones de sales metálicas después de impregnadas y tenidas en digestión, se tiñen de los colores preparados en los baños. El acetato de alumina, cloruro de estaño y cremor tártaro son los mordientes más usados.

La aplicación del mordiente en la lana se hace á 100°, el algodón y el hilo de 35° á 40° y la seda á la temperatura ordinaria.

**560.** En resúmen las materias colorantes más usadas en los tintes son:

*Rojas.* Rubia, orchilla, cártamo, palo del Brasil, sándalo rojo, fuchsina.

*Azules.* Añil, azul de Prusia, azul de campeche, obtenido con los mordientes de cobre, carmín de indigo, azul de Lyón y azulina.

*Amarillos.* Gualda, leño amarillo, fustete, ácido nitro-picrico, cromato de plomo, etc.

*Negros.* Nuez de agallas, zumaque, sales de hierro, á veces de cobre, pasando después por baños de tanino, agallas, campeche y otras sustancias astringentes.

## LIBRO VIII.

---

### EXÁMEN DE ALGUNAS SUSTANCIAS IMPORTANTES DEL REINO ANIMAL.

---

#### CAPÍTULO PRIMERO.

---

#### GENERALIDADES.-ÁCIDOS Y BASES ORGÁNICAS NITROGENADAS,

**561. Generalidades.**—La química orgánica animal estudia los principios inmediatos, líquidos, tejidos y los fenómenos químicos que tienen lugar en el organismo.

Nos encontramos con sustancias minerales, ácidos, bases nitrogenadas y no nitrogenadas, cuerpos grasos y materias proteicas (cuerpos sulfuro-nitrogenados).

Entre los gases mas importantes existentes en la economía animal tenemos, el O, H, N, CO<sup>2</sup> é HS. El agua desempeña el oficio de disolvente de los alimentos, da elasticidad y reblandece los órganos y obra químicamente unido al almidón y azúcar de caña para transformar estos cuerpos en glucosa. (1).

Las sales son unas solubles y otras insolubles, desempeñando importante papel en el organismo. Entre estas es muy esencial la sal común

---

(1) El cuerpo de un animal contiene por termino medio  $\frac{75}{100}$  de agua.

y los fosfatos de potasa y sosa; los sulfatos alcalinos se hallan en corta cantidad. De las sales insolubles es interesante el fosfato tribásico de cal que se halla en los huesos, como el fluoruro de calcio, en huesos, dientes y en otras partes del organismo.

Los ácidos se encuentran en gran número: así el fórmico y acético se hallan en el sudor, el butírico también en el sudor y líquidos intestinales, aunque en pequeña cantidad y á veces en el estómago (si los alimentos fermentan). El ácido oxálico bajo la forma de oxalato de cal en la orina fermentada; el láctico en el jugo gástrico, intestino grueso, en el quilo. El ácido úrico en la orina humana; el hipúrico en la de los hervívoros; el colico en la hiel de buey; el hiocolico en la bilis del cerdo; el ácido sudórico en el sudor y por último los cerebico y oleofosfórico en la masa cerebral.

Entre las bases nitrogenadas tenemos como más esenciales la urea creatina y creatinina. La glucosa existe en la sangre, en las orinas diabéticas. La celulosa solo se observa en animales inferiores.

Entre los cuerpos grasos, son de interés la estearina, oleína, margarina y otros que forman el tejido adiposo (1). Por último entre los elementos albuminoideos, se pueden citar la albumina fibrina y caseína que forman las sustancias plásticas de los tejidos, siendo su estudio de gran interés.

Haremos indicación de algunos de los principios antes reseñados,

**562. Ácido úrico.**— $C^{10}H^8O^4N^4, 2HO$ . Descubierto por Schéele en 1776. Existe en la orina humana, en cantidad de una décima por ciento, siendo menor en los carnívoros y no existiendo en los herbívoros. (2).

Se obtiene, tratando las materias excrementicias de los animales que le contienen por un líquido alcalino y el urato formado se trata por el ácido clorhídrico, que precipita el ácido úrico. También puede obtenerse del guano.

Se presenta en láminas blancas, lustrosas, sin olor ni sabor marcados, es insoluble en alcohol y éter y en agua lo verifica en 1000 partes.

---

(1) Análogos ó derivados de estos principios tenemos las *ceras* producidas por algunos insectos, la *castorina* de los castores, la *cetina* de la cabeza del cachalote, la *colesterina* en la bilis etc.

(2) Es segregado por las aves y algunos insectos y se halla en forma de *uratos* en los excrementos de las serpientes.

De este ácido se derivan muchos cuerpos.

**563. Ácido hipúrico.**— $C^{18}H^8NO^5, HO$ . Se halla en la orina de los herbívoros, en la de algunos reptiles y en la orina humana con uso de alimentos vegetales. Cristaliza en prismas incoloros, se disuelve en agua, alcohol y éter, y por la acción de varios fermentos se transforma en ácido benzoico.

**564. Ácidos cólico.**— $C^{52}H^{42}NO^{14}HO$  y *coleico*  $C^{52}H^{45}NO^{14}S^2$ . Se hallan en las bilis de algunos animales. Se obtiene el primero precipitando la bilis por acetato de plomo y por alcohol de  $85^{\circ}$  hirviendo. Se filtra y se trata despues por hidrógeno sulfurado; se forma sulfuro de plomo insoluble y el ácido cólico queda libre. El segundo se prepara por este procedimiento: se trata la bilis por acetato néutro de plomo, se separa el depósito y al líquido claro se le añade algo de subacetato de plomo; se filtra para separar el purificado que ha de ser blanco para luego tratarle nuevamente con acetato de plomo amoniacal.

El precipitado formado se trata por el alcohol y una corriente de gás sulfhídrico y se filtra, recogiendo en el vacío la solución alcoholica que nos da el ácido coleico.

**565. Urea.**— $C^2O^2N^2H^4$ . Fué descubierta en 1773 en la orina, por Rouelle, obteniéndola Wæhler en 1828 por la combinación del ácido cyanico con el amoniaco. Se halla en la proporción de un 79 á 80 por 100 de la parte sólida de la orina humana pues el hombre produce unos 40 y más gramos cada 24 horas. En los carnívoros la proporción de urea es grande. En menores cantidades se halla en otros líquidos como la sangre, sudor, linfa etc.

Se obtiene transformando la urea en nitrato, que forma cristales que se disuelven en agua caliente y añadiendo carbonato de plomo en cantidad, para formar nitrato de plomo con desprendimiento de ácido carbónico y quedando en libertad la urea. También se prepara concentrando la orina y añadiendo una disolución saturada de ácido oxalico; el oxalato de urea se descompone en agua, añadiendo carbonato de cal en polvo, que forma oxalato insoluble de cal, quedando la urea en disolución en el agua (Berzelius).

Se produce también artificialmente por otros diversos procedimientos. Cristaliza en prismas largos, tiene sabor fresco

y amargo, es soluble en agua y en 5 partes de alcohol frío de 92°. Se funde á 120°. Forma varias sales.

**566. Creatina.**— $C^3H^9O^4N^3$ . Se halla en la carne muscular de los mamíferos, en los líquidos que impregnan los músculos; existe en la carne de gallina en gran cantidad, en la carne humana en la proporción de 0,068 por ciento (1).

Se obtiene digiriendo en baño de María pedacitos de carne con 1 ó 2 volúmenes de alcohol mezclado con vidrio molido, despues se cuele y evapora para eliminar el alcohol, añadiendo subacetato de plomo que precipita la creatina y despues por una corriente de hidrógeno sulfurado se precipita el plomo, y se evapora hasta consistencia siruposa, cristalizando la creatina.

Es neutra, insípida, insoluble en éter, soluble en 75 partes de agua fría y en 95 de alcohol anhidro.

**567. Xantina, Hipoxantina, Guanina, Taurina.**—La *Xantina* ( $C^{10}H^4N^4O^4$ ) es el ácido uroso. Se halla en algunos cálculos urinarios del hombre y algunas concreciones de rumiantes. La *Hipoxantina* ( $C^{10}H^4N^4O^2$ ). Se halla en el bazo del hombre y del buey y la sangre de este último. La *Guanina* ( $C^{10}H^5N^5O^3$ ), se extrae del guano; y por último la *Taurina* ( $C^4H^7NS^2O^6$ ), se halla en la bñlis, en el tejido pulmonal, según Lehmann se origina en el hígado.

## CAPÍTULO II.

### SUSTANCIAS PROTEICAS.

**568.** El carácter de estas materias, es análogo al de los vegetales, siendo de advertir, que contienen azufre y que su importancia es grande en la vida animal, considerándose constituidas por la celulosa ó un cuerpo análogo, unido al amoníaco y sin agua.

Los principios protéicos se reconocen por varios hechos,

---

(1) Se halla la creatina en la carne de caballo, zorra, cabra, ciervo, liebre, buey carnero, ternera y peces.

como son, el de entrar fácilmente en putrefacción, constituyendo fermentos que producen coloración violeta por el ácido clorhídrico caliente y amarillo por el ácido nítrico y por último que la potasa cáustica les disuelve, formándose ácido sulfhídrico si se añade el nítrico ó sulfúrico, quedando precipitada la proteína.

El tanino y otros mordientes se unen á las materias albuminoideas y las hace incorruptibles y de aquí su aplicación á la fabricación de curtidos y conservación de cuerpos orgánicos.

**569. Fibrina animal.**—Recien obtenida se presenta en filamentos blancos transparentes y elásticos, expuesta á un calor suave se hace córnea, gris y opaca. Es insoluble en agua, alcohol y éter, y se disuelve en las legías ligeramente alcalinas.

Se halla en disolución en la sangre, más en la arterial que en la venosa, en el quilo y linfa.

Se obtiene, agitando la sangre con una escobilla, antes que se coagule á la que se adhieren los filamentos de fibrina, que se purifica lavándola con agua, alcohol y éter sucesivamente, hasta que aparezca incolora.

**570. Albumina animal.**—Si está desecada es trasparente, lustrosa y amorfa, más densa que el agua, soluble en agua é insoluble en alcohol, sus disoluciones desvian á la izquierda al plano de polarización, á la temperatura de 65° se enturbian. No está bien estudiada; y menos las modificaciones de que es susceptible.

La albumina forma con los ácidos precipitado, si está en disolución, y también con el nitrato de plata, el sublimado corrosivo y otros cuerpos, Con la cal forma pasta aglutinante que se usa para unir fragmentos de mármol ó porcelana.

La barita, cal y éstronciana precipitan la albumina, formando compuestos insolubles. El alcohol coagula la albumina y la precipita en sus disoluciones, como también la creosota, tanino.

El ácido fosfórico trihidratado, según ya hemos estudiado anteriormente no la coagula. Se halla en la sangre, quilo, linfa,

clara de huevo, folículos de Graaf, en las serosidades y líquidos del parenquima de los órganos activos.

Tiene muchos usos, se emplea como alimento, para la clarificación de jarabes y vinos, como contraveneno de las sales metálicas (esencialmente de cobre y mercurio) y como mordiente para fijar colores en tejidos de algodón.

**571. Caseína.**—Se halla esencialmente en la leche de los mamíferos, de la que se separa en forma de coágulo por medio de ácidos débiles ó dejando el líquido durante algún tiempo en contacto del aire. También se encuentra con la albumina en la yema del huevo.

Es una materia blanca, incolora, insípida, insoluble en el alcohol y éter y poco soluble en agua y más en los alcalis y disoluciones de carbonatos, fosfatos y cloruros alcalinos. La mucosa del cuajar de los rumiantes y el jugo gástrico de los carnívoros coagulan la caseína.

Para obtenerla pura, se suele seguir el siguiente procedimiento: se somete la leche á calor suave con la adición de un poco de ácido sulfúrico lavando el precipitado en gran masa de agua y después tratándole con carbonato de sosa, que disuelve la caseína. Se expone la disolución á la temperatura de 20° para que separe la manteca y se añade después ácido sulfúrico diluido que precipita la caseína, que se lava en agua y después con una disolución de algo de carbonato de sosa que separa el ácido y por último, se lava con alcohol y éter que elimina la materia grasa.

**572. Gelatina.**—Esta materia se obtiene de la piel, huesos, tendones y cartilagos, por efecto de la transformación que sufren estos tejidos por la acción del agua á una elevada temperatura.

Es incolora, inodora, trasparente y disuelta en agua hirviendo es muy adherente, empleándose en las artes con el nombre de cola fuerte. Se obtiene por aparatos digestores como la Marmita de Papin, que se estudia en física.

La *cola de pescado*, se obtiene de la vejiga natatoria del es-

turión y se emplea pra pegar y para clarificar vinos, cervezas y otras bebidas.

**573. Globulina.**—Es muy parecida á la albumina. Se halla en el cristalino del ojo formando las  $\frac{36}{100}$  partes del mismo. La disolución concentrada produce un líquido muy refringente.

Se coagula á 73<sup>o</sup>, formando un líquido lechoso. La disolución acuosa de globulina se precipita por una corriente de ácido carbónico.

FIN.

# ÍNDICE.

## LIBRO PRIMERO.

	<u>PÁGINAS.</u>
PRÓLOGO. . . . .	5
<i>Nociones generales.</i> —Definición de la Química. — Su división.—Composición de los cuerpos. . . . .	7
Mezcla y combinación. . . . .	9
Clases de combinación.—Análisis y síntesis. . . . .	10
<i>Principios de cristalografía.</i> —Cristales. . . . .	10
Modos de verificarse la cristalización.—Truncadura, Biselamiento y Apuntamiento. . . . .	11
Centro y ejes del cristal.—Sistemas cristalinos. . . . .	12
Goniómetros.—Dimorfismo.—Polimorfismo.—Isomorfismo.—Alotropía.—Isomería. . . . .	15
<i>Leyes fundamentales de la Química.</i> . . . .	16
Nomenclatura química. . . . .	19
Notación química. . . . .	23
Nociones de la teoría atómica. . . . .	26
Idea de las clasificaciones. . . . .	30
Aparatos y utensilios usados en química. . . . .	33

## LIBRO II.

### ESTUDIO DE LOS METALOIDES.

Oxígeno. . . . .	40
Ozono. . . . .	42
Hidrógeno.—Compuestos que forma con el oxígeno. . . . .	45
Agua.—Compuestos que forma el hidrógeno con el oxígeno. . . . .	49
Nitrógeno.—Aire atmosférico.—Compuestos del Nitrógeno con el oxígeno. . . . .	56
<i>Amoniaco y amonio.</i> . . . . .	65
<i>Carbono.—Variedades del carbono.</i> —Compuestos que forma con el oxígeno é hidrógeno. . . . .	67

## LIBRO III.

Azufre y compuestos que forma con el oxígeno. . . . .	75
Compuestos que forma el azufre con el hidrógeno y carbono. . . . .	85
Selenio y compuestos que forma con el oxígeno é hidrógeno. . . . .	88
Teluro.—Compuestos que forma con el oxígeno é hidrógeno. . . . .	89

## LIBRO IV.

Cloro. . . . .	91
Compuestos que forma el cloro con el oxígeno. . . . .	93
Idem. id. con el hidrógeno. . . . .	95
Agua regia. . . . .	97
Bromo y sus compuestos más importantes. . . . .	97
Iodo y sus compuestos más importantes. . . . .	99
Fluor y ácido fluorhídrico. . . . .	102
Cyanógeno y sus compuestos. . . . .	103

## LIBRO V.

Fósforo. . . . .	106
Combinaciones del fósforo con el oxígeno. . . . .	109

Compuestos hidrogenados de fósforo.. . . . .	112
Arsénico. . . . .	113
Combinaciones del arsénico con el oxígeno.. . . .	114
Idem. id. con el hidrógeno. . . . .	115

### LIBRO VI.

Boro y ácido bórico. . . . .	117
Silicio y ácido silícico.. . . . .	119

## SEGUNDA PARTE.

### LIBRO I.

Propiedades de los metales. . . . .	121
Acción del oxígeno, hidrógeno, azufre, cloro y carbono sobre los metales. . . . .	125
Acción de varios cuerpos sobre los cloruros, bromuros, ioduros y sulfuros metálicos.. . . . .	128
Generalidades sobre las sales.. . . . .	130
Principales leyes á que estan sometidas las sales. . . . .	133
Preparación de las sales. . . . .	136

### LIBRO II.

Potasio y sus compuestos, . . . . .	137
Sódio y sus compuestos. . . . .	146
Idea general de las sales amoniacales.. . . . .	152
Lítio,—Báριο y Estroncio.. . . . .	155
Calcio y sus compuestos. . . . .	158

### LIBRO III.

Magnesio y sus compuestos. . . . .	162
Aluminio y sus compuestos. . . . .	164
Idea general de los metales Cesio,—Rubidio,—Talio.—Ce-	

rio.—Didimio.—Lantano.—Erbio.—Terbio.—Itrio.—Zirconio.—Torino y Galio.. . . . .	168
---------------------------------------------------------------------------------	-----

**LIBRO IV.**

Manganeso y sus compuestos.. . . . .	171
Zinc y sus compuestos. . . . .	174
Hierro y sus compuestos. . . . .	178
Níquel y sus compuestos. . . . .	186
Cobalto, Cromo y sus compuestos. . . . .	188
Cadmio, Vanadio y sus compuestos.. . . . .	192

**LIBRO V.**

Estaño y sus compuestos. . . . .	195
Antimonio y sus compuestos. . . . .	198
Urano.—Molibdeno.—Tungsteno.—Pelopio.—Niobio.—Tántalo y Osmio. . . . .	202

**LIBRO VI.**

Cobre y sus compuestos. . . . .	206
Plomo y sus compuestos. . . . .	210
Bismuto y sus compuestos.. . . . .	215

**LIBRO VII.**

Mercurio y sus compuestos. . . . .	219
Rodio y sus compuestos. . . . .	222

**LIBRO VIII.**

Plata y sus compuestos.. . . . .	224
Oro y sus compuestos. . . . .	229
Platino y sus compuestos. . . . .	232
Ruthenio.—Paladio.—Iridio. . . . .	235

## QUÍMICA ORGÁNICA.

### LIBRO I.

Generalidades.. . . . .	239
Composición de las materias orgánicas.—Formación de los compuestos vegetales y animales.—Materia orgánica y organizada.. . . . .	240
Principios inmediatos.—Polimeria.—Isomería.—Metamería.— Fórmulas de los compuestos orgánicos.. . . . .	241
Idea del análisis inmediato y elemental. . . . .	242
Lijera idea de las clasificaciones orgánicas. . . . .	243

### LIBRO II.

Ácidos orgánicos.—Sus caracteres.—Ácidos acético, oxálico.—Benzóico y Fórmico. . . . .	245
Ácidos.—Tánico.—Cítrico.—Málico y Tártrico.—Amidas. . . . .	248

### LIBRO III.

Alcalis orgánicos. . . . .	251
Idea de algunos alcaloides. . . . .	253

### LIBRO IV.

Azúcares.—Sus clases y divisiones. . . . .	256
Feculas.—Cervezas.—Gomas. . . . .	259
Materias vegetales neutras de más interés.. . . .	262
Conservación de maderas y fabricación de papel. . . . .	264

### LIBRO V.

Generalidades y división de los alcoholes.. . . .	266
Alcohol étflico.—Éter sulfúrico.—Cloroformo. . . . .	268

**LIBRO VI.**

Cuerpos grasos.—Generalidades.—Su división y caracteres. . . . .	270
Ácidos grasos. . . . .	271
Aceites. . . . .	272
Ceras. . . . .	273
Idea de la fabricación de jabones. . . . .	273
» de bujías esteáricas. . . . .	275

**LIBRO VII.**

Esencias ó aceites volátiles.—Su obtención. . . . .	276
Esencias de trementina, limón, naranja, bergamota, cidra, azahar, pimienta, de almendras amargas, canela, cominos, anís, rosa, jazmín, alcanfor de Borneo y ordinario. . . . .	277
Resinas.—Gomas. . . . .	279
Betunes y Barnices. . . . .	281
Materias colorantes naturales y artificiales. . . . .	283
Blanqueo de tejidos. . . . .	286
Mordientes. . . . .	286

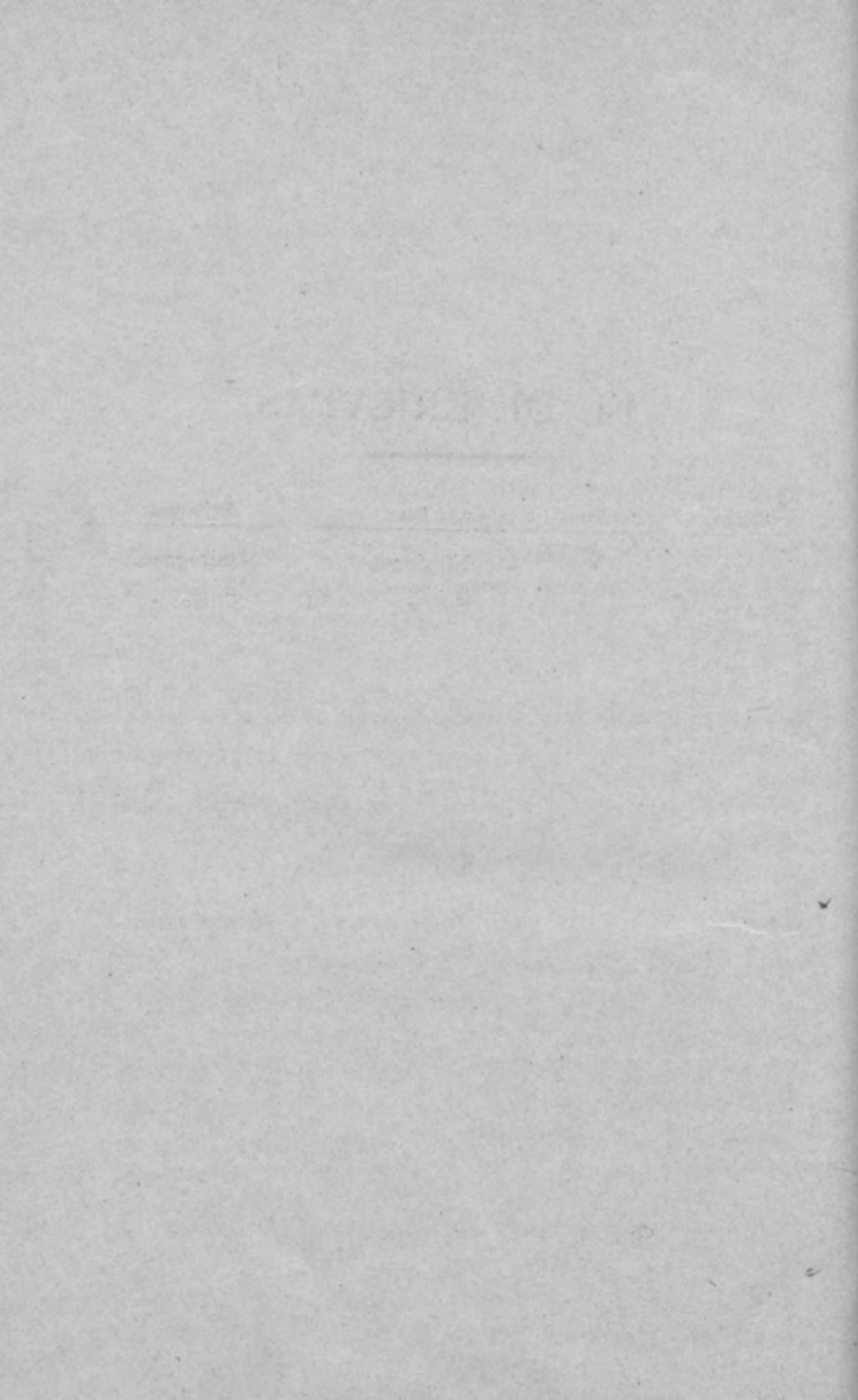
**LIBRO VIII.**

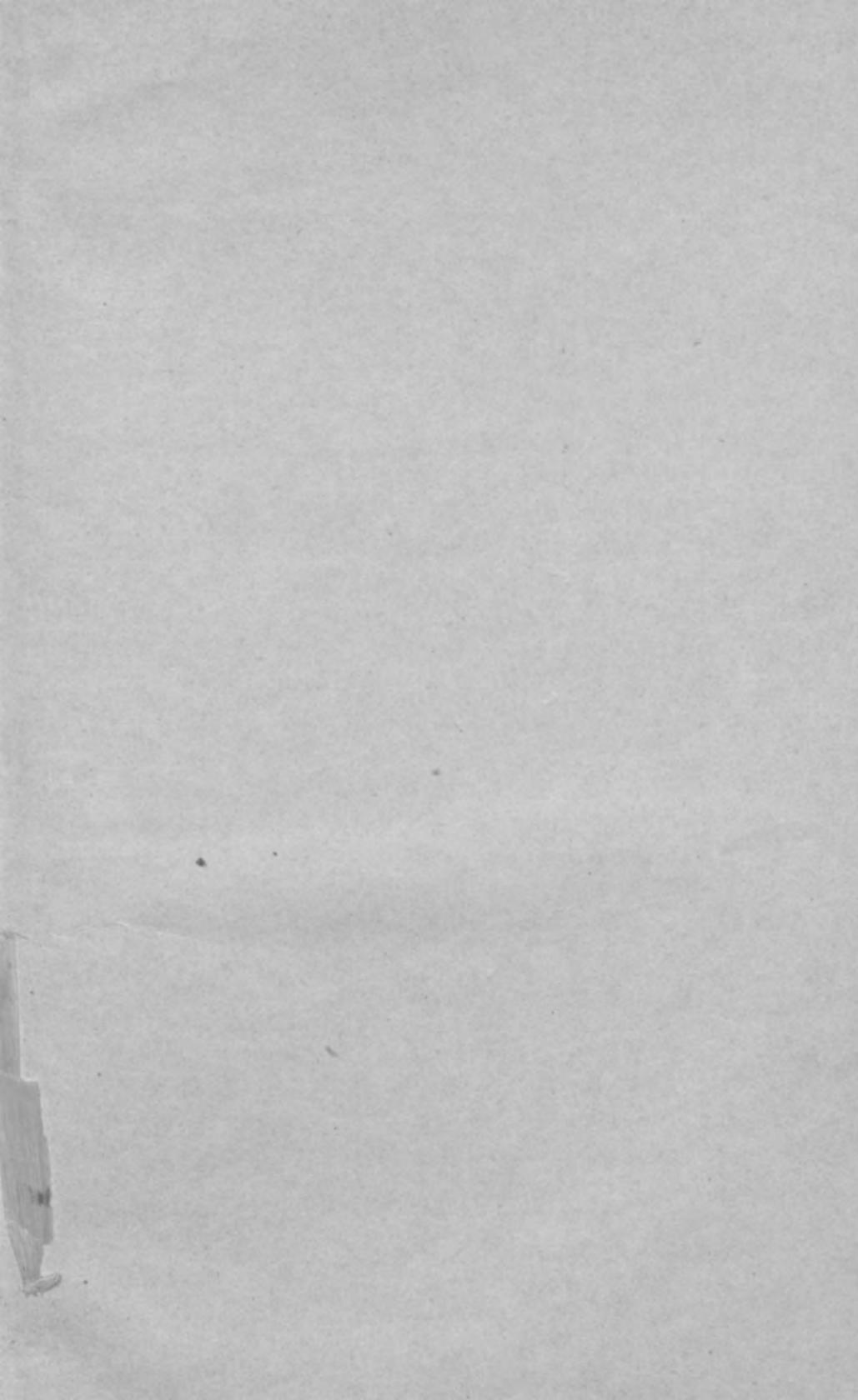
Exámen de algunas sustancias importantes del reino animal. . . . .	288
Ácidos: Úrico.—Hipúrico.—Colico y Coleico. . . . .	289
Urea.—Creatina.—Xantina.—Hipoxantina.—Guarina.—Tau- rina. . . . .	290
Sustancias Protéicas: Fibrina.—Albumina.—Caseina.—Gela- tina.—Globulina. . . . .	291

## FÉ DE ERRATAS.

---

<u>Página.</u>	<u>Línea.</u>	<u>Dice.</u>	<u>Debe decir.</u>
73	13	Nitrógeno	Hidrógeno.
119	8	Silicie	Silicio.





















MONTALVO



QUINTA GENERAL



**G 40812**

