

1887. X 74 - 167

LECCIONES  
DE  
QUÍMICA INORGÁNICA ELEMENTAL

POR

DON JOSÉ ALCOLEA Y TEJERA,

LICENCIADO EN CIENCIAS FÍSICO-QUÍMICAS Y EN MEDICINA Y CIRUGÍA,  
PERITO QUÍMICO Y MECÁNICO,  
CATEDRÁTICO POR OPOSICIÓN DE FÍSICA Y QUÍMICA  
DEL INSTITUTO DE 2.ª ENSEÑANZA DE CÁDIZ,  
PROFESOR DE ANATOMÍA PICTÓRICA  
DE LA ESCUELA PROVINCIAL DE BELLAS ARTES,  
PROFESOR HONORÍFICO DE ACÚSTICA Y TEORÍA FÍSICA DE LA MÚSICA  
DE LA REAL ACADEMIA DE SANTA CECILIA, ETC.

La edición anterior de esta obra ha sido declarada de mérito por el Consejo de Instrucción pública.

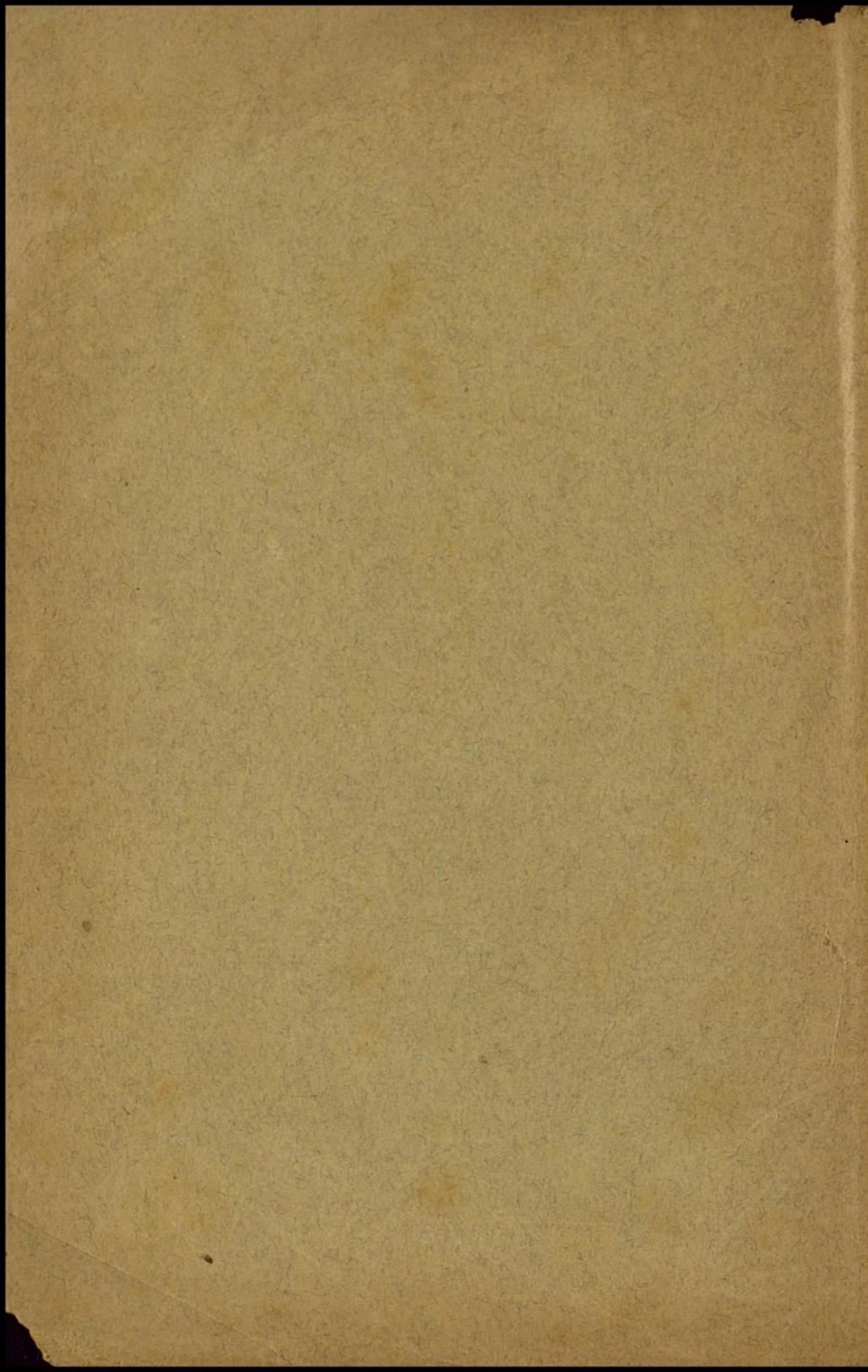
TERCERA EDICIÓN.

CADIZ.

IMPRESA Y LITOGRAFÍA DE LA REVISTA MÉDICA,  
DE D. FEDERICO JOLY Y VELASCO.

1887.





S X/K  
2030

LECCIONES  
DE  
QUIMICA INORGANICA ELEMENTAL.

---

## Obras didácticas del mismo autor.

---

MEMORIA sobre las densidades de los cuerpos.—1866.

RESUMEN de Física.—1868.

COMPENDIO de Física.—1887. [3.<sup>a</sup> edición.]

ELEMENTOS de Acústica y Teoría física de la Música.—1883.

*Es la primera obra que se ha publicado en España para el estudio elemental concreto de esta materia.*

PROGRAMA de la asignatura de Acústica y Teoría física de la Música.—1883.

PROGRAMA de Física y Química.—1884. [7.<sup>a</sup> edición.]

*Aprobado por la Dirección general de Instrucción pública de conformidad con el Real Consejo.*

REVISTA científica popular.—1883.

---

187  
11-74-120169

LECCIONES  
DE  
QUÍMICA INORGÁNICA ELEMENTAL

POR

DON JOSÉ ALCOLEA Y TEJERA,

LICENCIADO EN CIENCIAS FÍSICO-QUÍMICAS Y EN MEDICINA Y CIRUGIA,  
PERITO QUÍMICO Y MECÁNICO,  
CATEDRÁTICO POR OPOSICIÓN DE FÍSICA Y QUÍMICA  
DEL INSTITUTO DE 2.ª ENSEÑANZA DE CÁDIZ,  
PROFESOR DE ANATOMÍA PICTÓRICA  
DE LA ESCUELA PROVINCIAL DE BELLAS ARTES,  
PROFESOR HONORÍFICO DE ACÚSTICA Y TEORÍA FÍSICA DE LA MÚSICA  
DE LA REAL ACADEMIA DE SANTA CECILIA, ETC.

La edición anterior de esta obra ha sido declarada de mérito por el Consejo  
de instrucción pública:

TERCERA EDICIÓN.

*José Alcolea y Tejera*  
*17*

CADIZ.

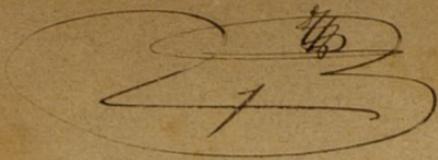
IMPRESA Y LITOGRAFÍA DE LA REVISTA MÉDICA,  
DE D. FEDERICO JOLY Y VELASCO.

1887.

---

Es propiedad del autor, que se reserva todos los derechos que las leyes le conceden.

---



LECCIONES  
DE  
QUÍMICA INORGÁNICA ELEMENTAL.

---

PRIMERA PARTE.  
NOCIONES PRELIMINARES.

---

LECCION I.

GENERALIDADES.

---



QUÍMICA es la ciencia que estudia la composición íntima de los cuerpos y la acción que estos ejercen entre sí, siempre que de ella resulta un cambio permanente en su constitución.

Se entiende por cambio en la constitución de un cuerpo cualquier variación en el número, naturaleza ó modo de agrupación de los átomos que lo forman.

DIVISION DE LA QUÍMICA. Divídese la Química en *inorgánica* y *orgánica*: la primera se ocupa de los cuerpos inorgánicos ó minerales, y la segunda trata de las transformaciones que pueden sufrir las sustancias que existen en los seres organizados ó proceden de ellos.

Atendiendo á las aplicaciones que de los conocimientos químicos pueden hacerse, recibe los nombres de *Química médica*, *industrial*, *farmacéutica*, *agrícola*, etc.; cuyos calificativos dejan comprender fácilmente el objeto especial de cada una de ellas.

**ÁTOMOS, MOLÉCULAS, PARTÍCULAS.** El conocimiento de las propiedades de los cuerpos permite establecer que todos se componen de partes sumamente pequeñas, *indivisibles é invisibles*, llamadas ÁTOMOS, los cuales están separados por espacios vacíos ó *poros* y se mantienen agregados bajo la influencia de fuerzas inherentes á los átomos mismos. La reunion de átomos constituye las MOLÉCULAS, tambien *invisibles*, de cuya agrupacion resultan las PARTÍCULAS, mas ó menos ténues, pero apreciables por los sentidos.

**CUERPOS SIMPLES Y COMPUESTOS.** Para el estudio de las propiedades químicas se dividen los cuerpos en *simples* y *compuestos*. Cuerpos simples ó *elementos* son aquellos en que no se ha podido descubrir hasta el dia mas que una sola especie de materia. Su número asciende á sesenta y cinco. Cuerpos compuestos son los que resultan de la combinacion de los simples.

**COMBINACION Y MEZCLA.** Se llama combinacion la union de dos ó mas cuerpos, simples ó compuestos, de la que resulta otro con propiedades *distintas* de las que ofrecian los componentes. Al efectuarse toda combinacion hay desprendimiento de calórico y electricidad, pudiéndose siempre comprobar que las cantidades de los elementos que se combinan son *relativamente* constantes para cada compuesto.

Mezcla es la simple interposicion de las partículas de un cuerpo entre las de otro, en proporciones indeterminadas y sin modificacion en los caractéres particulares de las sustancias que se juntan.

**AFINIDAD.** Para que los cuerpos se combinen es indispensable que sus átomos se hallen *sensiblemente* en contacto, y que intervenga la accion de una fuerza capaz de vencer la inercia de la materia y de provocar la reunion permanente de estos. Esta fuerza, bajo cuyo influjo se verifica la union de los cuerpos de distinta naturaleza, se conoce con el nombre de *afinidad*.

**COHESION.** Unidos por la afinidad los átomos heterogéneos, forman moléculas semejantes entre sí, las cuales se agrupan constituyendo masas mas ó menos considerables por la accion de otra fuerza llamada *cohesion*.

Distínguense, por lo tanto, estas dos fuerzas, en que la afinidad actúa entre moléculas heterogéneas y la cohesion entre moléculas similares.

Los átomos, por ejemplo, del *azufre* y del *hierro*, cuerpos simples, se combinan solicitados por la fuerza de afinidad, produciendo un compuesto llamado *sulfuro de hierro*, y las moléculas de sulfuro de hierro se reúnen en cantidades variables por efecto de la cohesión.

Se han llamado moléculas *integrantes*, á las que siendo de la misma naturaleza forman por su reunión los cuerpos tanto simples como compuestos; y moléculas *constituyentes* las de cada uno de los elementos que existen en una combinación. En los cuerpos simples solo hay moléculas integrantes, mientras que en los compuestos se hallan moléculas integrantes y constituyentes.

CIRCUNSTANCIAS QUE MODIFICAN LA AFINIDAD. La afinidad no ejerce acción sobre los átomos sino cuando se hallan en contacto, por consiguiente, todas las causas capaces de facilitar ó entorpecer dicho contacto han de alterar necesariamente su eficacia. Las mas influyentes son: el grado de cohesión de los cuerpos que han de combinarse, la cantidad relativa de estos, su estado eléctrico, la temperatura á que se sometan, la acción de la luz, la presión, los compuestos de que anteriormente hayan formado parte, su densidad relativa y la presencia de determinadas sustancias.

DISOLUCION. Disolución es la liquefacción de los cuerpos sólidos por la acción de un líquido apropiado que se llama *disolvente*.

Para explicar el fenómeno de la disolución es preciso admitir la existencia de una fuerza atractiva entre las moléculas del disolvente y las del cuerpo sólido, superior á la de cohesión. Esta fuerza, denominada *fuerza disolvente*, tiene alguna semejanza con la finidad; pero se distingue de ella en que los cuerpos al disolverse solo sufren un cambio de estado conservando sus propiedades características; y en que la disolución es tanto mas fácil cuanto mayor es la analogía de composición entre el disolvente y el cuerpo disuelto.

La afinidad, por el contrario, modifica siempre las propiedades de los cuerpos que se combinan, y actúa con mas energía sobre ellos cuanto mas heterogéneos son entre sí.

CRISTALIZACION. Llámase cristalización el paso de las sustancias líquidas ó gaseosas al estado sólido, cuanto toman espontáneamente formas geométricas. Estas formas,

que son siempre las mismas en igualdad de circunstancias, reciben el nombre de *crisales*, y los cuerpos que no las presentan se denominan *amorfos*.

**MÉTODOS DE CRISTALIZACION.** Los cuerpos sólidos no pueden cristalizar si no se destruye previamente su cohesion. Para conseguirlo se emplean tres medios: *la fusion, la volatilizacion ó sublimacion, y la disolucion*.

La cristalización por fusion se obtiene calentando los cuerpos en vasijas adecuadas hasta que se fundan, dejándolos despues enfriar al abrigo de todo sacudimiento hasta que se forme una costra sólida en su superficie. Rompiendo en seguida esta con una varilla, y vaciando la parte líquida que queda en el centro de la vasija, se encuentran los crisales adheridos á sus paredes.

Por sublimacion cristalizan los cuerpos volátiles reduciéndolos á vapor, y haciendo pasar este á un recipiente frio donde al condensarse toman la forma cristalina.

En el método por disolucion se pueden usar dos procedimientos: saturar en frio el líquido disolvente, ó sea *disolver en él toda la cantidad del cuerpo cristalizabile que admita á la temperatura ordinaria*, esperando despues á que tranquilamente se verifique la evaporacion espontánea del líquido; ó saturar este al grado de calor en que disuelve mas porcion del sólido, dejándolo enfriar en completo reposo.

Corresponde tambien á este método la llamada por algunos *disolucion ignea*, que consiste en disolver el cuerpo que se pretende cristalizar en otro, fundido de antemano, cuya temperatura de vaporizacion sea inferior á la de aquel, para que aumentando el calor se volatilice y queden los crisales aislados.

Los crisales son tanto mas voluminosos y regulares cuanto mas lentamente se forman y mas viscoso es el líquido donde se engendran: se favorece tambien su produccion sumergiendo en la disolucion cuerpos sólidos, que sirven como núcleo sobre el cual aquellos se adhieren.

## LECCION II.

## PRINCIPIOS DE CRISTALOGRAFIA.

Las numerosas formas cristalinas que los cuerpos ofrecen se hallan sujetas á leyes que facilitan mucho su comprension. De su estudio detallado se ocupa la *Cristalografía*.

Todo cristal aislado está siempre terminado por superficies planas que se denominan *caras*.

La interseccion de dos caras es una línea recta llamada *arista*.

*Ángulos del cristal* son los ángulos sólidos que resultan de la reunion de tres ó mas caras en un punto.

Todos los cristales son poliedros convexos, por consiguiente nunca presentan ángulos entrantes.

Llámanse *formas simples* aquellas en que todas las caras son semejantes, y *compuestas* las que ofrecen caras de especie diferente.

La forma que prepondera en un cristal compuesto se llama *forma dominante* y las otras *formas secundarias*.

Siempre que por efecto de la combinacion de formas simples resulta una arista reemplazada por una cara paralela á ella, recibe esta el nombre de *faceta*, y se le aplica el de *bisel* cuando la arista es sustituida por dos caras que le son paralelas.

Si en el lugar de un ángulo de la forma dominante se encuentra otro mas obtuso, se expresa esta modificacion diciendo que se ha formado un *apuntamiento* sobre el ángulo.

Háse convenido en llamar *centro del cristal* á un punto que se considera en su interior, el cual posee la propiedad de dividir en dos partes iguales á cualquier recta, que pasando por él, termina en dos caras del cristal.

*Ejes del cristal*, en las formas simples, son unas líneas rectas que se conciben pasando por el centro, alrededor de las cuales están colocadas simétricamente las caras. Se dice que dos ejes son *semejantes* cuando juntan los vértices de

ángulos semejantes ó terminan en el centro de aristas ó de caras iguales.

En una misma forma pueden existir varios sistemas de ejes, en cuyo caso se fija la consideracion en el que mejor se preste al estudio del cristal. Al inspeccionar los cristales conviene colocarlos de modo que uno de sus ejes sea vertical, y si por su forma presentan uno diferente de los otros, á él debe darsé la indicada posicion. Este eje recibe el nombre de *principal* y los demás se llaman *secundarios*.

**SISTEMA CRISTALINO.** Es el conjunto de formas diferentes que se derivan de otra tomada como tipo.

El conocimiento de los sistemas cristalinos es de gran importancia, en razon á que la esperiencia demuestra que nunca se hallan en un cristal formas simples correspondientes á sistemas de ejes distintos.

Cualquiera de las formas comprendidas en un sistema cristalográfico pudiera considerarse como tipo; pero se prefiere la mas simple, como el octaedro ó el prisma, que pertenecen á todos los sistemas.

Las modificaciones de los cristales, atendiendo á las cuales se consideran unas formas como derivacion de las otras, son las *truncaduras*, *biseles* y *apuntamientos*.

Se admiten en cristalografía seis sistemas, que son los siguientes:

#### SISTEMA REGULAR Ó CÚBICO.

*Tipo.*—El cubo.

*Carácter.*—Tres ejes iguales y perpendiculares entre sí.

#### SISTEMA TETRAGONAL.

*Tipo.*—El prisma recto de base cuadrada.

*Carácter.*—Tres ejes perpendiculares, dos solamente iguales.

#### SISTEMA RÓMBICO.

*Tipo.*—El prisma recto de base rectangular.

*Carácter.*—Tres ejes desiguales y perpendiculares entre sí.

#### SISTEMA EXAGONAL Ó ROMBOEDRICO.

*Tipo.*—El dodecaedro exagonal.

*Carácter.*—Cuatro ejes, tres iguales que se cortan en

el mismo plano formando ángulos de  $60^\circ$ , y el cuarto desigual es perpendicular á ellos.

#### SISTEMA MONOCLINOÉDRICO.

*Tipo.*—El prisma oblicuo de base rectangular.

*Carácter.*—Tres ejes desiguales, dos de los cuales son oblicuos entre sí y el tercero perpendicular á ellos.

#### SISTEMA TRICLINOÉDRICO.

*Tipo.*—El prisma oblicuo no simétrico.

*Carácter.*—Tres ejes desiguales y oblicuos entre sí.

Estudiando Haüy la relacion entre la naturaleza química de los cuerpos y su forma cristalina, llegó á establecer como leyes que las sustancias de igual composicion química cristalizaban siempre en el mismo sistema, y las de composicion diferente ofrecian formas pertenecientes á sistemas distintos.

La esperiencia ha comprobado que estas leyes no son tan absolutas como se habia creido. Existen cuerpos que sin variar de composicion afectan formas correspondientes á dos sistemas, mientras que otros de composicion diferente cristalizan en el mismo sistema. Se llaman los primeros *dimorfos*, é *isomorfos* los segundos; denominándose respectivamente *dimorfismo* é *isomorfismo* á esta propiedad que en ellos se observa:

Son ejemplos de cuerpos dimorfos, entre otros, el azufre, carbono; los carbonatos de cal, de hierro y de plomo; los sulfatos de magnesia y de zinc. Como isomorfos se pueden citar los protóxidos de hierro, de cromo y de manganeso.

**ISOMERIA.** Se llama así la particularidad que ofrecen algunos cuerpos compuestos de presentarse con propiedades distintas, constando de los mismos elementos en igual relacion centesimal.

**ALOTROPIA.** Se designa con este nombre la cualidad que poseen ciertos cuerpos simples de presentar en algunos casos formas distintas, aspectos variados, y hasta propiedades diferentes, como sucede con el oxígeno y el fósforo.

**ANÁLISIS Y SÍNTESIS.** Para estudiar las propiedades químicas de los cuerpos es preciso unas veces aislarlos de

sus combinaciones, y otras constituir con los simples diversos compuestos, cuya formacion permite apreciar las acciones que ejercen unos sobre otros. La operacion que tiene por objeto separar los elementos de un compuesto se llama *análisis*, y la que se emplea para combinarlos *síntesis*.

El análisis es *cualitativo* cuando se limita á investigar los cuerpos distintos que una combinacion contiene, y *cuantitativo* si determina además sus proporciones.

Puede hacerse el análisis *por la via seca*, ó sea empleando el calor para verificarlo; y *por la via húmeda* valiéndose de líquidos.

Cuando solo se trata de comprobar la existencia de una sustancia determinada en un compuesto, la operacion que se practica recibe el nombre de *ensayo*.

Los ensayos, análisis y descomposiciones se efectúan por la accion de los agentes físicos, ó por medio de reactivos, auxiliados muchas veces por alguno de aquellos.

**REACTIVOS.** Son estos unos cuerpos de composicion conocida, que obrando sobre las sustancias á que se aplican producen fenómenos característicos y constantes en igualdad de circunstancias. Las modificaciones originadas en los cuerpos al actuar sobre ellos los agentes ó reactivos se llaman *reacciones*.

Los reactivos mas usados son los siguientes:

Acetato de plomo.	Cloruro de bario.
Acido clorídrico.	Cloruro de oro.
Acido nítrico.	Cloruro de platino.
Acido oxálico.	Cromato de potasa.
Acido sulfúrico.	Ioduro de potasio.
Agua de cal.	Jarabe de violetas.
Agua regia.	Nitrato de barita.
Amoniaco.	Potasa.
Bicloruro de mercurio.	Sosa.
Bicloruro de platino.	Sulfato de zinc.
Cianuro férrico potásico.	Sulfidrato de amoniaco.
Cianuro ferroso potásico.	Tintura de tornasol.

---

## LECCION III.

## NOMENCLATURA QUÍMICA.

La nomenclatura, en lo referente á la química inorgánica, comprende la esposicion de las reglas que se han aceptado como base para la denominacion de los compuestos inorgánicos.

Su objeto es no solo asignar un nombre á cada sustancia distinta, sino expresarlo de modo que indique los elementos que la constituyen y sus proporciones.

Por lo que toca á los cuerpos simples, basta con aprender los nombres que figuran en la tabla correspondiente.

DIVISION DE LOS CUERPOS SIMPLES. Los cuerpos simples se distribuyen en dos clases: *metaloides* y *metales*.

Los metaloides tienen por carácter producir al combinarse con el oxígeno cuerpos *indiferentes* ó *ácidos*; NUNCA BASES SALIFICABLES, y como propiedades físicas distintivas el ser malos conductores del calórico y de la electricidad.

De los quince elementos que generalmente se incluyen en este grupo, cuatro son gaseosos, nueve sólidos, uno líquido, y respecto al otro puede decirse que su estado físico no se halla aun determinado.

Los metales se distinguen en que forman con el oxígeno en el mayor número de casos compuestos *básicos*, *algunas veces ácidos*, pero CASI NUNCA NEUTROS; y físicamente considerados son buenos conductores de la electricidad y del calórico.

Cuarenta y nueve de los cincuenta metales conocidos se presentan al estado sólido; únicamente el mercurio es líquido, y todos menos tres son mas densos que el agua.

DENOMINACION DE LOS CUERPOS COMPUESTOS. La nomenclatura de los compuestos inorgánicos está fundada en un sencillo artificio, mediante el cual se expresan todas las combinaciones con dos nombres, uno genérico y otro específico, dándoles terminaciones especiales.

Las combinaciones se llaman *binarias* ó de primer orden, si contienen dos elementos; *ternarias* ó de segundo orden cuando están formadas por tres, y así sucesivamente.

En las combinaciones binarias suele llamarse *radical* al cuerpo mas electro-positivo de los dos que en ellas entran.

Los compuestos de primer orden se dividen en tres grupos: *ácidos*, *básicos* y *neutros* ó *indiferentes*.

**ACIDOS.** Llámanse ácidos los compuestos binarios que son electro-negativos respecto á las bases, y pueden combinarse con ellas para formar sales. Además de estas propiedades fundamentales, poseen en el mayor número de casos la de enrojecer las tinturas azules vegetales, en particular la de tornasol y el jarabe de violetas; restablecer el color amarillo á la cúrcuma enrojecida por las bases, y tener un sabor mas ó menos ágrío, si son solubles en el agua.

**BASES.** Se dá el nombre de bases á los cuerpos binarios electro-positivos con relacion á los ácidos, capaces de combinarse con estos para constituir sales; que devuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos, enverdecen el jarabe de violetas, enrojecen el amarillo de cúrcuma y tienen sabor á lejía cuando son solubles.

**CUERPOS INDIFERENTES.** Las combinaciones binarias neutras pueden, segun las circunstancias, hacer el papel de ácidos ó de bases; pero no ejercen accion sobre las materias colorantes.

Los ácidos resultan de la combinacion del oxígeno con un metaloide ó un metal, ó bien del hidrógeno con un metaloide. Los primeros reciben el nombre general de *oxácidos* y los segundos el de *hidrácidos*.

**NOMENCLATURA DE LOS OXÁCIDOS.** Los ácidos formados por el oxígeno, se expresan con la palabra *ácido* seguida del nombre del radical terminado en *ico* ú *oso*, y anteponiendo á este las preposiciones *hipo*, *hiper* ó *per*, segun la cantidad de oxígeno que contengan. Si el oxígeno forma un solo compuesto ácido con el radical, termina el nombre de este en *ico*. Así, la única combinación de este género que resulta de la union del oxígeno con el carbono se llama *ácido carbónico*.

Cuando forma dos compuestos ácidos, el menos oxigenado se denomina dando al radical la terminacion en *oso*, y la de *ico* al que tiene mas oxígeno. Segun esta regla, los dos

oxácidos que se conocen del arsénico se distinguen con los nombres de *ácido arsenioso* y *ácido arsénico*.

Si formare tres ó cuatro, conservando para dos de ellos las antedichas terminaciones, los que tienen un grado de oxigenacion inmediatamente inferior al indicado por estas, se designan anteponiendo la partícula *hipo* al nombre del radical; y en el caso de que hubiese otro mas oxigenado que aquel á quien corresponda la desinencia en *ico*, se le anteponen las partículas *hiper* ó *per*, como se vé en los ejemplos siguientes:

Oxácidos del nitrógeno.

- Acido nitroso.
- Acido hiponítrico.
- Acido nítrico.

Oxácidos del azufre (Sulphur).

- Acido hiposulfuroso.
- Acido sulfuroso.
- Acido hipo-sulfúrico.
- Acido sulfúrico.

Oxácidos del cloro.

- Acido hipocloroso.
- Acido cloroso.
- Acido hipoclorico.
- Acido clórico.
- Acido perclórico ó hiperclórico.

NOMENCLATURA DE LOS HIDRÁCIDOS. Denomínanse estos poniendo despues de la palabra *ácido*, el nombre del metaloide que se une al hidrógeno, acabado en *ídrico*: tambien se encuentran designados con el nombre del metaloide terminado en *ido* y á continuacion la palabra *hídrico*.

EJEMPLOS.

- |                                     |   |  |
|-------------------------------------|---|--|
| Hidrógeno<br>combinado<br>con ..... | } | Azufre-Acido sulfídrico ó Sulfido hídrico.<br>Cloro-Acido clorídrico ó Clorido hídrico.<br>Bromo-Acido bromídrico ó Bromido hídrico.<br>Iodo-Acido iodídrico ó Iodido hídrico.<br>Fluor-Acido fluorídrico ó Fluorido hídrico.<br>Selenio-Acido selenídrico ó Selenido hídrico. |
|-------------------------------------|---|--|

**NOMENCLATURA DE LOS ÓXIDOS.** Si el oxígeno forma con el radical una sola combinación de este género, se expresa con la palabra *óxido* seguida del nombre del radical en genitivo, por ejemplo, *óxido de carbono*.

Cuando esa misma cantidad del radical uniéndose con distintas proporciones de oxígeno, forma varios óxidos, se llama *monóxido* ó *protóxido* al menos oxigenado; *sesquióxido* al que contiene una cantidad de oxígeno igual á vez y media de la del protóxido; *bióxido* al que contiene doble cantidad, y *trióxido* si contuviere tres veces mas.

Se expresa tambien el *orden gradual* de oxigenacion en este caso, empleando respectivamente las voces *protóxido*, *deutóxido* y *peróxido*; siendo de notar que esta última se aplica al mas oxigenado, cualquiera que sea la proporción de oxígeno que contenga: monóxido tiene igual significacion que protóxido.

Se designa tambien el grado de oxidacion como en los ácidos, dando al radical la terminacion en *oso* para indicar el óxido que contiene menos oxígeno, y la desinencia en *ico* para marcar el que contiene mas; anteponiendo la preposición *per* al nombre modificado con esta última inflexion, para expresar el óxido que contuviere mayor cantidad de oxígeno que los dos anteriores.

#### EJEMPLOS.

Monóxido de manganeso.  
Sesquióxido de manganeso.  
Bióxido de manganeso.

De otro modo: Protóxido de manganeso.  
Deutóxido de manganeso.  
Peróxido de manganeso.

O bien . . . . . Óxido manganeso.  
Óxido mangánico.  
Óxido permangánico.

---

## LECCION IV.

### NOMENCLATURA QUÍMICA.



Algunos óxidos conservan en la ciencia los nombres vulgares con que se les conocía antes de crearse la nomenclatura. Son los siguientes:

Potasa.....	Oxido de potasio.
Sosa.....	Oxido de sodio.
Cal.....	Oxido de calcio.
Barita.....	Oxido de bario.
Estronciana ..	Oxido de estroncio.
Magnesia .....	Oxido de magnesio.
Alumina.....	Oxido de aluminio.
Agua.....	Protóxido de hidrógeno.

Además de los oxácidos é hidrácidos existen compuestos binarios de propiedades ácidas, en los cuales otro metaloide ocupa el lugar del oxígeno, y reciben el nombre de *sulfácidos*, *clorácidos*, etc., segun que aquel sea el azufre, cloro, etc.

Por igual motivo se llaman *clorobases*, *bromobases*, *iodobases*, etc., las combinaciones básicas en que el oxígeno está reemplazado por el cloro, bromo, iodo, etc.

Los nombres particulares que á estas dos especies de cuerpos corresponden se forman segun las reglas establecidas para los compuestos binarios neutros, por haberse considerado en un principio como tales.

**COMPUESTOS BINARIOS NEUTROS.** En este grupo se incluyen los que resultan de la combinacion de un metaloide distinto del oxígeno con otro metaloide ó con un metal, y los formados por el hidrógeno que no son ácidos.

Designánse estas combinaciones con el nombre del elemento mas electro-negativo terminado en *uro* y á continuacion el de otro cuerpo en genitivo: por ejemplo, *cloruro de arsénico*, *ioduro de potasio*, *sulfuro de carbono*.

Las proporciones del elemento electro-negativo, cuando forma varios compuestos neutros con una cantidad constante de otro cuerpo simple, se indican anteponiendo al nombre de aquel las partículas *sesqui*, *bi*, *tri*; *proto*, *deuto*, *per*, de igual manera que en los óxidos.

## EJEMPLOS.

Sesquibromuro de hierro.	Protoiduro de mercurio.
Bicloruro de estaño.	Deutocloruro de cobre.
Trisulfuro de potasio.	Percloruro de hierro.

Para denominar los compuestos binarios indiferentes *gaseosos* del hidrógeno, se enuncia el nombre de este y en seguida el del otro metaloide dándole la terminacion *ado*: por ejemplo, *hidrógeno carbonado*.

NOMENCLATURA DE LAS SALES. Llámanse *sales* las combinaciones que resultan de la *union* ó de la *reaccion* de los ácidos con las bases.

Se distinguen dos especies de sales: unas que están constituidas por la union de un compuesto binario ácido con otro de igual orden básico, teniendo ambos el mismo elemento electro-negativo; y otras que se forman en virtud de la simultánea descomposicion que sufren los hidrácidos y óxidos metálicos al reaccionar entre sí. Las primeras se llaman *sales ánfidas* y las segundas *haloideas*.

Las sales ánfidas, aunque formadas por dos cuerpos binarios, solo constan de tres elementos distintos, en razon á que el ácido y la base tienen un elemento común.

Las haloideas son verdaderos compuestos binarios, porque al verificarse la reaccion que las origina, el hidrógeno del ácido se une al oxígeno del óxido para formar agua, y la sal resulta exclusivamente de la combinacion del metaloide con el metal.

Las reglas de nomenclatura de las sales haloideas, son las que quedan establecidas para los compuestos en *uro* ó combinaciones neutras de primer orden.

Las sales ánfidas se dividen en grupos, cada uno de los cuales toma el nombre del elemento comun á los dos cuerpos binarios que las constituyen. Por esta consideracion se llaman *oxisales*, *sulfosales*, *clorosales*, *bromosales*, *iodosales*, etc.

Al crear la nomenclatura química solo se fijaron reglas para las oxisales, de donde nace la costumbre de tomarlas como tipo de referencia al tratar de la denominacion de los compuestos ternarios.

Para dar nombre á una sal ánfida, se tiene en cuenta la naturaleza y proporciones del ácido y de la base.

Las sales ánfidas se expresan con dos nombres: uno genérico derivado del que corresponde al ácido ó cuerpo electro-negativo, y otro específico que representa la base.

Si el nombre del radical del ácido acaba en *ico* el genérico de la sal termina en *ato*; y cuando aquel concluye en *oso* el de esta acaba en *ito*: á estos nombres, así modificados, sigue el de la base precedido de la preposicion *de*.

#### EJEMPLOS.

Acido bórico con óxido de sodio. Borato de óxido de sodio.  
 Acido fosforoso con óxido de aluminio. Fosfito de óxido de aluminio.  
 Acido hiposulfúrico con óxido de bario. Hiposulfato de óxido de bario.  
 Acido hipocloroso con óxido de calcio. Hipoclorito de óxido de calcio.

Exceptuando los casos en que los óxidos tienen nombres especiales, en lugar del óxido se acostumbra poner el nombre del metal: por ejemplo, sulfato de zinc, en vez de sulfato de óxido de zinc.

Al combinarse los ácidos con las bases pueden resultar neutralizadas completamente sus propiedades individuales, en particular la accion que ejercen sobre las materias colorantes, en cuyo caso las sales se llaman *sales neutras*. Si la proporcion del ácido es mayor que en las sales neutras reciben el nombre de *ácidas* ó *sobresales*; y el de *sales básicas* ó *subsales*, cuando la cantidad del óxido excede á la contenida en la sal néutra correspondiente.

Se expresa la proporcion del ácido anteponiendo al nombre genérico de las sobresales las partículas *sesqui*, *bi*, *tri*: por ejemplo, sesquicarbonato de potasa, bisulfato de sosa, tricromato de potasa. Las proporciones de la base en las subsales se significan con las palabras *bibásico*, *tribásico*, etc., colocadas antes ó despues del nombre del óxido ó del metal: por ejemplo, cromato de plomo bibásico, carbonato tribásico de bismuto.

Un solo ácido se halla muchas veces combinado con dos bases al mismo tiempo, formando sales que se llaman *dobles*, las cuales se expresan sencillamente poniendo los nombres de ambas bases despues del genérico de la sal, ó agregando además el calificativo *doble*: por ejemplo fosfato de magnesia y de alumina, carbonato doble de cal y de sosa.

El agua, que es un cuerpo neutro, puede combinarse con las bases haciendo el papel de ácido, y con ciertos ácidos á la manera de las bases.

La combinacion del agua con una base se llama *hidrato*, y se expresa anteponiendo esta palabra al nombre del óxido: por ejemplo hidrato de potasa, hidrato de óxido de zinc. Para designar la combinacion del agua con los ácidos y su proporecion, se emplea el adjetivo *hidratado* unido á las partículas *mono*, *bi*, *tri*, etc.: por ejemplo, ácido fosfórico monohidratado, bihidratado, trihidratado.

Las sales son tambien capaces de combinarse con el agua, lo cual se indica del mismo modo que en los ácidos: por ejemplo, sulfato de sosa hidratado. Para denotar que el agua no forma parte de un compuesto se le agrega en general la palabra *anhidro*: por ejemplo, óxido de estaño anhidro, ácido sulfúrico anhidro.

Las sales ánfidas, cuyo elemento comun es un metaloide distinto del oxígeno, reciben nombres análogos á los de las oxisales.

#### EJEMPLOS.

Cloruro de platino con cloruro de potasio. Cloroplatinato de cloruro de potasio.  
Sulfuro de molibdeno con sulfuro de plomo. Sulfomolibdato de sulfuro de plomo.

**ALEACIONES.** Los compuestos formados por los metales uniéndose entre sí se llaman *aleaciones* ó *ligas*. Exprésanse poniendo simplemente despues de las palabras *liga* ó *aleacion* los nombres de los metales que la constituyen: por ejemplo, *liga de hierro y estaño*, *aleacion de cobre y zinc*.

En el caso de ser el mercurio uno de los metales de la *liga* se suprime su nombre, empleando la palabra *amalgama* seguida de los nombres de los otros metales: por ejemplo, *amalgama de estaño*, que equivale á decir *liga de estaño y mercurio*.

## LECCION V.

## LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS.

Durante mucho tiempo se creyó que los cuerpos podían combinarse de una manera arbitraria, y que las propiedades de cada sustancia dependían de sus elementos constitutivos y no de las proporciones de éstos. Un estudio más atento y la aplicación de procedimientos analíticos más exactos han llegado á comprobar que las combinaciones se efectúan con sujeción á las siguientes leyes.

## LEY DE LOS ELEMENTOS.

Los compuestos inorgánicos resultan de la unión de dos, tres, cuatro y rara vez de cinco cuerpos simples, los cuales no se reúnen todos directamente, sino formando combinaciones de dos en dos. En general, los compuestos binarios resultan de la combinación de un cuerpo simple con otro, los ternarios proceden de la unión de dos cuerpos binarios que contienen un elemento común, los cuaternarios son producidos por dos ternarios que tienen iguales dos de los seis elementos que los constituyen, etc.

## LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.

Cada cuerpo compuesto está formado siempre por los mismos elementos en idénticas proporciones. Es decir, que un cuerpo deja de ser lo que era, no solo porque aumente ó disminuya el número de elementos que lo constituyen, sino porque varíe la cantidad relativa de cualquiera de ellos.

## LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

(Ley de Dalton.)

Cuando dos cuerpos se combinan en distintas proporciones, considerando como invariable el peso de uno de ellos en los diversos compuestos, las cantidades ponderales del otro tienen entre sí relaciones simples.

## EJEMPLOS.

28 partes en peso de hierro con..	{	16 de azufre forman	protosulfuro de hierro.
		32 de „ „	bisulfuro de hierro.
		48 de „ „	persulfuro de hierro.
14 partes en peso de azoe con ..	{	8 de oxígeno forman	protóxido de azoe.
		16 de „ „	bióxido de azoe.
		24 de „ „	acido azotoso.
		32 de „ „	acido hipoazótico.
		40 de „ „	acido azótico.

Si en el segundo ejemplo se considera como invariable la cantidad de oxígeno, la del azoe que corresponde á los mismos compuestos estaría representada de este otro modo:

Oxígeno.	Azoe.
8 partes . . . . .	14 partes.
8 „ . . . . .	7 „
8 „ . . . . .	4,66 „
8 „ . . . . .	3,50 „
8 „ . . . . .	2,8 „

De suerte que la cantidad de azoe varía en la relacion simple de  $1 : \frac{1}{2} : \frac{1}{3} : \frac{1}{4} : \frac{1}{5}$ .

Al tenor de estos casos, se ha comprobado que las relaciones existentes entre los pesos del cuerpo cuyas cantidades varían, están representadas por la série  $1 : 1\frac{1}{3} : 2 : 2\frac{1}{2} : 3 : 3\frac{1}{2} : 4 : 5 : 6 : 7$ .

## LEY DE LOS VOLÚMENES.

(Ley de Gay-Lussac.)

La combinacion de los gases se verifica entre volúmenes que tienen una relacion simple, y si el producto de dicha combinacion es gaseoso ó volátil, existe tambien una relacion sencilla entre su volúmen y el que ocupaban los gases ántes de combinarse.

Ningun compuesto aeriforme, resultante de la union de dos gases, tiene nunca un volúmen mayor que la suma de los volúmenes de sus componentes, siendo frecuente que acontezca lo contrario.

EJEMPLOS.

2 v. <sup>s</sup> de azoe	con 2 v. <sup>s</sup> de oxígeno	= 4 v. <sup>s</sup> de bióxido de azoe.
2 v. <sup>s</sup> de hidrógeno	con 2 v. <sup>s</sup> de cloro	= 4 v. <sup>s</sup> de ácido clorídrico.
2 v. <sup>s</sup> de hidrógeno	con 2 v. <sup>s</sup> de iodo	= 4 v. <sup>s</sup> de ácido iodídrico.
2 v. <sup>s</sup> de azoe	con 1 v. <sup>o</sup> de oxígeno	= 2 v. <sup>s</sup> de protóxido de azoe.
2 v. <sup>s</sup> de cloro	con 1 v. <sup>o</sup> de oxígeno	= 2 v. <sup>s</sup> de ácido hipocloroso.
2 v. <sup>s</sup> de azoe	con 4 v. <sup>s</sup> de oxígeno	= 4 v. <sup>s</sup> de ácido hipo-azótico
2 v. <sup>s</sup> de cloro	con 4 v. <sup>s</sup> de oxígeno	= 4 v. <sup>s</sup> de ácido hipo-clórico.
6 v. <sup>s</sup> de hidrógeno	con 2 v. <sup>s</sup> de azoe	= 4 v. <sup>s</sup> de amoniaco.

Se sobreentiende que al hacer la comparacion de los volúmenes es necesario reducirlos por el cálculo á las mismas condiciones de temperatura y de presion.

LEY DE RICHTER.

En las sales de igual género, ó sea en las formadas por un mismo ácido con diferentes bases, existe una relacion constante entre la cantidad del ácido y la del oxígeno de la base.

LEY DE BERZELIUS.

En las oxisales hay siempre una relacion simple entre las cantidades de oxígeno del óxido y del ácido.

EJEMPLOS.

En los carbonatos	es dicha relacion	de uno á dos.
En los nitritos	„ „ „	de uno á tres.
En los sulfatos	„ „ „	de uno á tres.
En los nitratos	„ „ „	de uno á cinco.
En los cloratos.	„ „ „	de uno á cinco.
En los bromatos	„ „ „	de uno á cinco.
En los iodatos	„ „ „	de uno á cinco.
En los percloratos	„ „ „	de uno á siete.
En los periodatos	„ „ „	de uno á siete.

LEY DE LOS CALORES ESPECIFICOS.

(*Ley de Dulong y Petit.*)

Los calores específicos de los cuerpos simples se hallan en razon inversa de sus pesos atómicos (\*).

---

(\*) Como puede verse en las págs. 32 y 33, los pesos atómicos de los cuerpos simples se confunden con los equivalentes, ó son con alguna excepcion el doble de éstos.

Dulong y Petit comprobaron que multiplicando el peso atómico de cada cuerpo por su calor específico se obtenía un producto constante, al cual se ha llamado *calor atómico*. Este producto, rectificado con posterioridad á los trabajos de dichos físicos, está representando por 6,4.

Toda vez que el calor atómico se obtiene multiplicando el calor específico por el peso atómico, es evidente que para hallar este último basta dividir 6,4 por el número que expresa el calor específico correspondiente á cada cuerpo simple.

#### EJEMPLO.

Calor atómico.....	6,4	= 56 peso atómico del hierro (próximamente)
Calor específico del hierro.	0,11.379	

#### LEYES DE REGNAULT.

El calor específico de las ligas á una temperatura poco distante de su punto de fusion es exactamente la media de los calores específicos de los metales que las forman.

En las combinaciones de la misma composicion atómica y de constitucion química semejante los calores específicos están en razon inversa de los pesos atómicos.

#### LEY DE ISOMORFISMO.

(*Ley de Mitscherlich.*)

Los cuerpos isomorfos tienen una composicion química semejante, están formados por el mismo número de equivalentes, y pueden reemplazarse en un cristal sin alterar la forma fundamental de éste.

Los carbonatos de magnesia, de cal, de hierro y de manganeso ofrecen iguales proporciones en sus elementos constitutivos, y todos cristalizan en romboedros con ligeras diferencias en el valor de los ángulos. Los sulfatos de cobre y de hierro, cuya composicion es análoga, disueltos juntamente en agua en cualquier proporeion, dan cristales de la misma forma que los que ofrece la disolucion de cada una de estas sales separadamente.

## LECCION VI.

## EQUIVALENTES QUÍMICOS.—TEORÍA ATÓMICA.

Para que varios elementos se combinen no es indispensable, ni en muchos casos posible, que estén aislados previamente, bastando que las moléculas de los compuestos se hallen en condiciones de que la afinidad pueda ejercer su accion, para que bajo el influjo de esta fuerza se destruyan las combinaciones que aquellos formaban y se establezca un arreglo molecular distinto, del cual resultan uno ó mas compuestos nuevos. En el cambio recíproco de elementos que entonces tiene lugar, se comprueba la existencia de una relacion constante entre las cantidades en peso de los cuerpos que se sustituyen, ó desalojan á otros de sus combinaciones.

Llámanse, en general, equivalentes, *las cantidades ponderales de dos cuerpos capaces de reemplazarse en una combinacion para formar compuestos del mismo orden.*

Si en una disolucion de nitrato de plata que contenga un peso conocido de esta sal, 170 gramos por ejemplo, se introduce una lámina de cobre, pesada tambien de antemano, se observa al cabo de algun tiempo que el líquido toma un tinte azulado, mientras que la parte del cobre sumergida se cubre de una capa de pequeñas partículas de plata. La balanza comprueba que la porción de plata adherida al cobre pesa 108 gramos, y que la lámina ha perdido 32 gramos de su peso.

El nitrato de plata es una sal neutra formada por la combinacion del ácido nítrico con el óxido de plata, y la experiencia demuestra que en los 170 gramos de nitrato empleados hay 54 gramos de ácido nítrico y 8 gramos de oxígeno, unidos á 108 gramos de plata, constituyendo la base de la sal.

Despues de la reaccion que ha producido la separacion de la plata, no queda el menor vestigio de este metal en el

líquido, el cual contiene entonces nitrato de cobre, en cuya sal se encuentran los mismos 54 gramos de ácido nítrico y los 8 gramos de oxígeno, combinados con los 32 gramos de cobre que se hallan de menos en la lámina. La única diferencia entre el nitrato de cobre y el de plata consiste en que 32 gramos de cobre han sustituido á 108 gramos de plata.

Igual resultado se obtiene con cualquiera otra combinacion de plata: siempre 108 gramos de ésta son reemplazados por 32 gramos de cobre.

Introduciendo una barra de hierro en una disolucion de nitrato de cobre, este metal se precipita, como la plata en el caso anterior, mientras que una parte de hierro se disuelve. Compruébase fácilmente que 32 gramos de cobre han sido sustituidos por 28 gramos de hierro, los cuales pasan á unirse con 8 gramos de oxígeno, que se hallaban combinados con el cobre desprendido.

Del mismo modo puede descomponerse una sal de plomo por medio del zinc; viéndose entonces que 33 gramos de zinc desalojan y sustituyen á 104 gramos de plomo, que estaban unidos á 8 gramos de oxígeno.

Echando pedazos de zinc en ácido sulfúrico hidratado, que puede considerarse como sulfato de agua, se desprende gas hidrógeno; notándose que para desalojar un gramo de este cuerpo han desaparecido 33 gramos de zinc para unirse con 8 gramos de oxígeno, como en los casos anteriores.

Nada mas lógico que llamar equivalentes á las cantidades 1, 32, 108, 28, 33 y 104, puesto que se han reemplazado mutuamente para formar una combinacion del mismo grado con un peso constante de oxígeno.

Del mismo modo que los cuerpos simples, se sustituyen en proporciones variables los ácidos y óxidos en las sales.

Los ejemplos citados bastan para establecer la nocion de los equivalentes químicos, y por ellos se puede comprender que los números mediante los cuales se representan, no expresan otra cosa que relaciones, por cuya razon se llaman *números proporcionales*. Estos números sirven para indicar con la mayor sencillez la composicion de los cuerpos.

La proporcion de los elementos que entran en un com-

puesto se expresa en céntimos, es decir, que se indica cuantas partes de cada uno contienen 100 partes en peso de la combinacion que dichos elementos forman.

EQUIVALENTES DE LOS CUERPOS SIMPLES.—Se ha convenido en dar este nombre á la cantidad *en peso* de cada elemento, que uniéndose á una porcion fija de otro, que se toma como unidad, produce el primer grado de combinacion.

A propuesta de Berzelius se adoptó en un principio como unidad de comparacion el oxígeno, representando por 100 su equivalente. Con arreglo á esta base, el equivalente de otro cuerpo simple cualquiera es la cantidad ponderal de él, que combinada con 100 partes en peso de oxígeno produce el grado menor de oxigenacion.

Posteriormente Prout, partiendo del supuesto de que los equivalentes de todos los cuerpos elementales eran múltiplos del correspondiente al hidrógeno, eligió como unidad este metaloide: muchos químicos han seguido su ejemplo, porque si bien es cierto que la hipótesis de Prout no se encuentra comprobada en todos los cuerpos simples, aquellos cuyos equivalentes no son rigurosamente múltiplos del hidrógeno ofrecen relaciones numéricas bastantes sencillas; á lo que se agrega que adoptando como tipo el equivalente del hidrógeno igual á 1 se facilitan mucho los cálculos.

Esta sola consideracion nos hace adoptar como unidad el hidrógeno; pues en rigor es indiferente valerse de uno ú otro, toda vez que los equivalentes expresan únicamente relaciones, y éstas no varían cualquiera que sea la unidad elegida.

Conocidos los equivalentes con respecto al hidrógeno, multiplicándolos por  $\frac{100}{8}$  ó 12,5 se tienen los referidos al oxígeno.

De la definicion de los equivalentes de los cuerpos simples parece desprenderse, que el procedimiento para averiguarlos ha debido consistir en hallar directamente las cantidades de cada elemento necesarias para formar la combinacion binaria de primer grado con 100 partes de oxígeno, ó con 1 de hidrógeno; pero este medio, sin duda el mas lógico, es inaplicable, por no ser posible combinar directamen-

te ningun cuerpo simple con todos los demás. La investigacion de los equivalentes se ha verificado por distintos medios fundados en las leyes de las combinaciones químicas, cuya exposicion no es propia de unas nociones, bastando conocer los resultados que se consignan en las tablas págs. 30 y 31.

#### TEORIA ATÓMICA.

Aunque los equivalentes solo expresan las relaciones numéricas de las cantidades ponderales en que los cuerpos se unen, sirven para explicar perfectamente las combinaciones. Sin embargo, algunos químicos modernos aceptando las ideas de Dalton que á principios de este siglo reprodujo la antigua hipótesis de los átomos, han fundado sobre ella la teoría llamada *atómica*, segun la cual se consideran las leyes de las combinaciones como una consecuencia de la constitucion molecular de los cuerpos.

Apóyase esta teoría en el supuesto de que los átomos de cada cuerpo simple poseen un peso invariable, y se conviene en considerar las combinaciones como el resultado de la yustaposicion de los átomos elementales. Admitidas estas bases, fácil es comprender que los cuerpos solo pueden combinarse en proporciones definidas, toda vez que estas representan las relaciones constantes que existen entre los pesos de los átomos que se unen. No es menos claro que cuando un mismo peso de un cuerpo forma combinacion con cantidades ponderales distintas de otro, éstas han de ser necesariamente múltiples, puesto que los átomos son indivisibles.

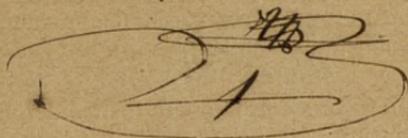
En lo relativo á los gases, se admite que bajo igual presion y temperatura contienen los gases simples el mismo número de átomos, siendo los pesos atómicos de los cuerpos aeriformes proporcionales á sus densidades. Haciendo aplicacion de estos principios á los vapores y gases compuestos, se ha establecido como un hecho general la proporcionalidad entre las densidades, el peso de los átomos y el de las moléculas de los cuerpos gaseosos

La determinacion del peso atómico de los cuerpos simples no susceptibles de tomar el estado gaseoso, se ha veri-

ficado por consideraciones fundadas en su calórico específico, como queda dicho al exponer la ley de Dulong y Petit.

Admítase, por último, en la teoría atómica, que los cuerpos simples están formados por moléculas como los compuestos; entendiéndose por molécula un grupo de átomos que forma la menor cantidad de un cuerpo simple ó compuesto capaz de existir al estado libre, entrar ó salir de una combinacion. El átomo representa la más pequeña porcion de un elemento que es indivisible por las fuerzas químicas.

Este modo de ver trae consigo un sistema de formulacion distinto del que dejamos establecido, cuyos detalles no caben en los límites de unas nociones.



## LECCION VII.

## NOTACION QUÍMICA.

Sabidas las reglas de la nomenclatura, se expresa sin la menor dificultad la composicion de cualquier sustancia por complicada que sea; pero al representarla por escrito, y particularmente al esponer las reacciones que se verifican entre los cuerpos compuestos, es bastante embarazoso el tener que valerse de muchas palabras.

Aunque Lavoisier fué el primero que concibió la idea de indicar abreviadamente el nombre, propiedades esenciales y modo de ser los cuerpos, el establecimiento de la escritura química, tal como hoy se emplea, es debido á Berzelius.

NOTACION QUÍMICA.—La notacion ó formulación química es un sistema simbólico, parecido al del Algebra, mediante el cual se representan por signos convencionales los cuerpos simples, los compuestos y las reacciones. Abraza su estudio el conocimiento de los *signos, fórmulas y ecuaciones*.

Los signos ó *símbolos* son la representacion de los cuerpos simples, la cual se hace por medio de la letra mayúscula inicial de su nombre químico, sola, ó seguida de alguna de las otras que dicho nombre contiene, cuando la inicial es comun á varios. Así, H, I, O, V, son los signos del hidrógeno, iodo, oxígeno y vanadio. Ir, Os, Cl, Mg los del iridio, osmio, cloro y magnesio.

Los signos, al mismo tiempo que recuerdan el nombre de los cuerpos simples, representan sus respectivos números proporcionales. De suerte que C, símbolo del carbono, no expresa una cantidad cualquiera de este metaloide, sino precisamente la que corresponde á un equivalente, ó sea 6.

El número de equivalentes que entran en una combinacion se determina con cifras antepuestas á los signos: por ejemplo 2 Br, 3 Cl, 4 H; que indican dos veces 80 de bromo, tres veces 35,5 de cloro, cuatro veces 1 de hidrógeno.

Las *fórmulas* son la expresion de las combinaciones, y se componen de los signos de los cuerpos simples que las constituyen. Si el compuesto contiene un solo equivalente de cada elemento, su fórmula consta simplemente de los signos de éstos colocados uno á continuacion del otro.

## EJEMPLOS.

CO—óxido de carbono.    Pb S    —sulfuro de plomo.  
 KI—ioduro de potasio.    Zn Cl —cloruro de zinc.  
 HS—ácido sulfídrico.    Mg Br—bromuro de magnesio.

Fijando la atencion sobre estas fórmulas, se notará que el órden con que se indican los elementos es el inverso con que se nombran, es decir, que se antepone el signo del cuerpo mas electro-positivo. Esta regla es general: siempre se escribe antes el símbolo ó fórmula del cuerpo simple ó combinacion electro-positiva.

Cuando en un compuesto entran dos ó mas equivalentes de uno de los cuerpos simples, se denota el número de aquellos con una cifra colocada á la derecha del signo respectivo en forma de exponente.

## EJEMPLOS.

Fórmulas.	NOMBRES.	COMPOSICION.
Az O <sup>2</sup>	—Bióxido de azoe. .	1 equivalente de azoe    y 2 de oxígeno.
SO <sup>3</sup>	—Acido sulfúrico . .	1 equivalente de azufre    y 3 de oxígeno.
CS <sup>2</sup>	—Sulfuro de carbono	1 equivalente de carbono    y 2 de azufre.
Az H <sup>3</sup>	—Amoniaco. . . . .	1 equivalente de azoe    y 3 de hidrógeno

Los equivalentes de los cuerpos compuestos se indican con números antepuestos á sus correspondientes fórmulas.

## EJEMPLOS.

3 Az O<sup>2</sup> = tres equivalentes de bióxido de azoe.  
 5 S O<sup>3</sup> = cinco equivalentes de ácido sulfúrico.  
 7 C S<sup>2</sup> = siete equivalentes de sulfuro de carbono.

Para representar la combinacion de dos compuestos binarios, se escriben las fórmulas de ambos separadas por una coma ó un punto.

## EJEMPLOS.

ZnO, S O<sup>3</sup> = sulfato de zinc. PbO.CrO<sup>3</sup> = cromato de plomo.  
NaO, Az O<sup>5</sup> = nitrato de sosa. CaO . C O<sup>2</sup> = carbonato de cal.

Las comas ó puntos sirven para dar idea de la manera como *se supone* que están constituidos los compuestos. La primera de las fórmulas precedentes se podría escribir de este otro modo: Zn O<sup>4</sup> S, en la cual están incluidos los mismos equivalentes de zinc, oxígeno y azufre, pero su arreglo molecular no se halla conforme con lo establecido en la ley de los elementos.

Berzelius abrevió las fórmulas marcando los equivalentes del oxígeno con puntos superpuestos á los signos de los elementos que con él se asociaban: tambien se han representado de una manera análoga los equivalentes del azufre por medio de comas.

## EJEMPLOS.

Ca<sup>..</sup>C = carbonato de cal; Na<sup>.....</sup>Az = nitrato de sosa; C<sup>''</sup> sulfuro de carbono.

A pesar de no carecer de ventajas, esta especie de notacion no se ha generalizado.

Para significar dos ó más equivalentes de una sal se encierra su fórmula en un paréntesis, colocando ántes como coeficiente, ó despues, á modo de exponente, el número que los marca.

## EJEMPLOS.

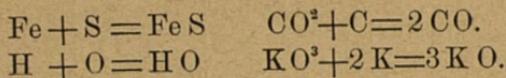
2 (CuO, S O<sup>3</sup>) = dos equivalentes de sulfato de cobre.  
(AgO, Az O<sup>5</sup>)<sup>4</sup> = cuatro equivalentes de nitrato de plata.

El hecho de poner dos cuerpos en contacto para que actúen químicamente uno sobre otro, se indica con el signo +

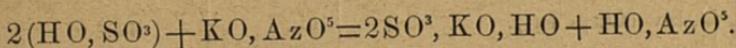
colocado entre los símbolos ó fórmulas de ellos. Con las expresiones  $Az H^3 + K$ ;  $Na O$ ,  $Az O^5 + HO$ ,  $SO^3$  se significa que los cuerpos separados por el signo  $+$  se hallan en condiciones de reaccionar entre sí.

Se llama *ecuacion química* la indicacion del resultado de las reacciones, enlazada mediante el signo  $=$  con las fórmulas ó símbolos de los cuerpos que en ellas han intervenido.

EJEMPLOS.



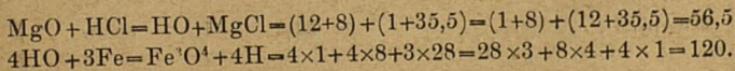
La exactitud de las ecuaciones químicas, siempre que se hallen bien establecidas, estriba en la circunstancia de que cualquiera que sea el modo de obrar de los cuerpos entre sí, nunca resulta creacion ni pérdida de las mas mínima porcion de materia. Espues evidente, que la misma cantidad de los elementos que figuran en el primer miembro de la ecuacion debe encontrarse en el segundo. Sirva de ejemplo la siguiente:



En el primer miembro hallamos dos equivalentes de hidrógeno y de azufre, uno de potasio, otro de azoe, y catorce de oxígeno; los mismos que bajo diferente forma se encuentran en el segundo.

Las cantidades en peso de los cuerpos representados por las fórmulas ó ecuaciones, se valúan sustituyendo al signo de cada cuerpo simple el número proporcional que le corresponde en la tabla de los equivalentes.

EJEMPLOS.



**NOMBRES**, signos y equivalentes respecto al hidrógeno de los cuerpos simples mejor conocidos.

NOMBRES.	SIGNOS.	EQUIVALENTES
Aluminio.....	Al....	13,75
Antimonio (Stibium).....	Sb....	122,00
Arsénico.....	As....	75,00
Azoe ó Nitrógeno.....	Az. N..	14,00
Azufre (Sulphur).....	S....	16,00
Bario.....	Ba....	68,50
Bismuto.....	Bi....	105,00
Boro.....	B....	11,00
Bromo.....	Br....	80,00
Cadmio.....	Cd....	56,00
Calcio.....	Ca....	20,00
Carbono.....	C....	6,00
Cerio.....	Ce....	46,00
Cesio.....	Cs....	133,00
Cloro.....	Cl....	35,50
Cobalto.....	Co....	29,50
Cobre (Cuprum).....	Cu....	31,50
Cromo.....	Cr....	26,75
Didimio.....	D....	48,00
Estaño (Stannum).....	Sn....	59,00
Estroncio (Strontium).....	Sr....	43,75
Fluor.....	Fl....	19,00
Fósforo (Phosphorus).....	Ph....	31,00
Glucinio.....	Gl....	7,00
Hierro (Ferrum).....	Fe....	28,00
Indio.....	In....	36,00
Iodo.....	I....	127,00
Iridio.....	Ir....	99,00
Lantano.....	La....	46,40
Litio.....	Li....	7,00
Magnesio.....	Mg....	12,00

**NOMBRES**, signos y equivalentes respecto al hidrógeno de los cuerpos simples mejor conocidos.

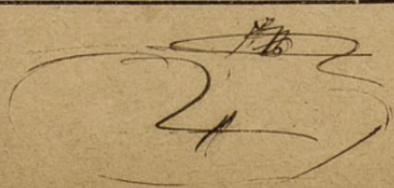
NOMBRES.	SIGNOS.	EQUIVALENTES
Manganeso . . . . .	Mn . . . .	27,50
Mercurio (Hydrargyrum) . . . . .	Hg . . . .	100,00
Molibdeno . . . . .	Mo . . . .	48,00
Nickel . . . . .	Ni . . . .	29,50
Niobio . . . . .	Nb . . . .	100,12 ?
Oro (Aurum) . . . . .	Au . . . .	98,25
Osmio . . . . .	Os . . . .	99,60
Oxígeno . . . . .	O . . . .	8,00
Paladio . . . . .	Pd . . . .	53,25
Plata (Argentum) . . . . .	Ag . . . .	108,00
Platino . . . . .	Pt . . . .	98,50
Plomo (Plumbum) . . . . .	Pb . . . .	103,50
Potasio (Kalium) . . . . .	K . . . .	39,00
Rhodio . . . . .	Rh . . . .	52,00
Rubidio . . . . .	Rb . . . .	85,36
Rutenio . . . . .	Ru . . . .	52,00
Selenio . . . . .	Se . . . .	39,75
Silicio . . . . .	Si . . . .	21,00
Sodio (Natum) . . . . .	Na . . . .	23,00
Talio . . . . .	Tl . . . .	204,00
Tantalo . . . . .	Ta . . . .	92,30
Teluro . . . . .	Te . . . .	64,50
Titano . . . . .	Ti . . . .	25,00
Torinio . . . . .	Th . . . .	59,50
Tungsteno (Wolfram) . . . . .	Tg. W. . . .	92,00
Uranio . . . . .	Ur . . . .	60,00
Vanadio . . . . .	V . . . .	68,60
Ytrio . . . . .	Yt . . . .	32,20
Zinc . . . . .	Zn . . . .	32,51
Zirconio . . . . .	Zr . . . .	33,50

**PESOS** atómicos y orden electro-químico de los principales cuerpos simples, empezando por el mas electro-negativo.

NOMBRES.	PESOS ATÓMICOS.	ORDEN ELECTRO-QUÍMICO
Aluminio.....	27,50	Oxígeno.
Antimonio.....	122,00	Fluor.
Arsénico.....	75,00	Cloro.
Azoe ó Nitrógeno.....	14,00	Bromo.
Azufre.....	32,00	Iodo.
Bario.....	137,00	Azufre.
Bismuto.....	210,00	Selenio.
Boro.....	11,00	Fósforo.
Bromo.....	80,00	Azoe.
Cadmio.....	112,00	Carbono.
Calcio.....	40,00	Boro.
Carbono.....	12,00	Silicio.
Cerio.....	92,00	Arsénico.
Cesio.....	133,00	Cromo.
Cloro.....	35,50	Vanadio.
Cobalto.....	59,00	Molibdeno.
Cobre.....	63,00	Tungsteno.
Cromo.....	53,50	Antimonio.
Didimio.....	96,00	Teluro.
Estaño.....	118,00	Niobio.
Estroncio.....	87,50	Tantalo.
Fluor.....	19,00	Titano.
Fósforo.....	31,00	Oro.
Glucinio.....	14,00	Hidrógeno.
Hierro.....	56,00	Osmio.
Indio.....	?	Rutenio.
Iodo.....	127,00	Iridio.
Iridio.....	198,00	Platino.
Lantano.....	92,80	Rodio.
Litio.....	7,00	Paladio.
Magnesio.....	24,00	Plata.

PESOS atómicos y orden electro-químico de los principales cuerpos simples, empezando por el mas electro-negativo.

NOMBRES.	PESOS ATÓMICOS.	ORDEN ELECTRO-QUÍMICO
Manganeso.....	55,00	Mercurio.
Mercurio.....	200,00	Uranio.
Molibdenu.....	96,00	Cobre.
Nickel.....	59,00	Bismuto.
Niobio.....	?	Estaño.
Oro.....	196,50	Plomo.
Osmio.....	199,20	Cadmio.
Oxígeno.....	8,00	Zinc.
Paladio.....	106,50	Nickel.
Plata.....	108,00	Cobalto.
Platino.....	197,00	Hierro.
Plomo.....	207,00	Manganeso.
Potasio.....	39,00	Cerio.
Rhodio.....	104,00	Lantano.
Rubidio.....	85,36	Didimio.
Rutenio.....	104,00	Torinio.
Selenio.....	79,50	Zirconio.
Silicio.....	28,00	Ytrio.
Sodio.....	23,00	Glucinio.
Talio.....	204,00	Aluminio.
Tantalo.....	184,60	Magnesio.
Teluro.....	127,00	Calcio.
Titano.....	50,00	Estroncio.
Torinio.....	?	Bario.
Tungsteno.....	184,00	Litio.
Uranio.....	120,00	Sodio.
Vanadio.....	68,60	Potasio.
Ytrio.....	64,40	
Zinc.....	32,51	
Zirconio.....	67,00	



## LECCION VIII.

UTENSILIOS QUÍMICOS. - CLASIFICACION  
DE LOS METALOIDES.

MANIPULACIONES QUÍMICAS. — Llámense manipulaciones á todas las operaciones que se efectúan para estudiar químicamente los cuerpos; como son la disolucion, destilacion, filtracion, oxidacion, etc.

APARATOS Y UTENSILIOS. — Bajo estos nombres se comprenden los objetos de que el químico se vale para ejecutar las manipulaciones. Los de uso mas general son los siguientes:

HORNILLOS. — Los hornillos son aparatos de forma variable donde se colocan los cuerpos que se han de someter á la accion del calor. Constan de tres partes, separables ó nó; el *hogar* destinado á recibir el combustible, en cuyo fondo está la *regilla* por la cual pasan las cenizas á otra cavidad inferior llamada *cenicero*, y suelen tener además una chimenea para activar la combustion.

Se pueden reducir los hornillos á tres especies. El de *preparar* ó de *mano*, de forma ligeramente cónica y de una sola pieza. El de *reverbero*, que tiene mayor tamaño y consta de tres partes sobrepuestas; la inferior lleva el cenicero, la regilla y el hogar, encima se coloca otra que constituye como su continuacion, llamada *laboratorio*, y sobre ésta descansa el reverbero ó *cúpula*, especie de tapadera hemisférica con una pequeña chimenea en su centro. En los bordes del laboratorio y de la cúpula hay dos escotaduras semicirculares, que por su correspondencia forman un orificio para dar paso á los cuellos de las retortas. Las bocas del cenicero, del hogar y de la chimenea tienen sus correspondientes tapaderas para regular la corriente del aire, la cual se aumenta cuando conviene adaptando un tubo de hierro á la chimenea del reverbero. El hornillo *paralelográfico* difiere del anterior por ser de forma prismática y carecer

de laboratorio: lleva en dos lados opuestos del rectángulo que representa su sección horizontal escotaduras en los bordes de la cúpula y del hogar para dejar salida á los tubos de hierro ó porcelana que en él se colocan.

En donde es posible se emplean con gran ventaja para muchos usos los hornillos de gas, por su sencillez y fácil manejo.

CRISOLES.—Son vasijas de tierra refractaria, (\*) de fundición, de plata, platino, plumbagina ó porcelana, que se usan para fundir ó calcinar ciertos cuerpos. Tienen ordinariamente la forma de un cono truncado, redondeado ó triangular en su base, que es la boca, la cual se cubre con tapaderas de la misma materia.

RETORTAS.—Llámanse así unos recipientes piriformes, con un cuello encorvado y mas ó menos largo, cuyo principal destino es la destilación y extracción de gases. Se distinguen en ellas tres partes: la *panza* ó fondo, la *bóveda* ó parte superior, y el *cuello*. Algunas tienen en la bóveda otro cuello corto que se cierra con un tapon, y reciben el nombre de *tubuladas*. Las *alargaderas* son unos accesorios de las retortas, y consisten en tubos fusiformes, rectos ó curvos, que se ajustan al cuello de éstas cuando se usan como aparatos destilatorios.

MATRACES.—Son especies de redomas de cristal, esféricas ó elipsoideas, aplicables á diversos usos. Los *globos* de vidrio ó *balones* se diferencian únicamente de los matraces por su mayor capacidad y por tener el cuello mas corto.

PROBETAS Y CAMPANAS.—Son recipientes de cristal cilindricos, que suelen tener un ensanchamiento circular en su base, llamado *pie*, y se emplean para filtrar líquidos, recoger gases y otros usos análogos. Las probetas se tapan cuando es necesario con discos de vidrio llamados *obturadores*.

FRASCOS.—Además de los frascos de forma ordinaria, se aplican para distintos fines otros que llevan en la parte superior dos ó tres bocas.

TUBOS.—Para conducir los gases á vasijas apropiadas se hace uso de tubos de cristal encorvados conveniente'

(\*) Silicato de alumina, de cal y de hierro.

mente, que por su aplicacion reciben el nombre de tubos *abductores* ó de *desprendimiento*. De la misma materia, ó de caoutchouc, se emplean tambien para poner en comunicacion unos recipientes con otros. Los llamados de seguridad sirven para evitar la absorcion, y pueden ser rectos, en S, de Welter y de bolas de Liebig.

**LÁMPARA DE ESMALTAR.**—Es una lámpara de aceite colocada en una mesita debajo de la cual hay un fuelle, que movido por un pedal, hace pasar el aire á un conducto metálico situado sobre la mesa, mediante el cual se dirige la corriente á la llama de la lámpara. Activada por este medio fuertemente la combustion, se obtiene una temperatura muy superior á la de la llama ordinaria. Usase para encorvar y soldar los tubos de vidrio, y para construir otros varios utensilios de la misma materia.

**CUBA HIDRONEUMÁTICA.**—Es una caja prismática de zinc, de cristal, ó de madera forrada interiormente de plomo, con una tabla que puede correr paralelamente á dos bordes opuestos: esta tabla ó *punte* tiene varias perforaciones y está cubierta por el agua de que se llena la cuba. Usase para recoger los gases, disponiendo los tubos abductores de modo que su extremidad corresponda debajo de alguno de los orificios del punte sobre el cual se colocan las campanas que han de recibirlos, llenas de agua y boca abajo.

Con frecuencia se sustituye á la cuba hidroneumática un lebrillo ó cápsula grande, en cuyo fondo se coloca otra pequeña invertida, con un agujero circular en el centro y una escotadura lateral por donde pasa la corvadura del tubo de desprendimiento: la cápsula interior hace las veces de punte.

**CUBA HIDRARGIRO-NEUMÁTICA.**—En ésta el mercurio reemplaza al agua, y se destina á recoger los gases muy solubles en este líquido. Es de piedra, con escavaciones en su fondo dispuestas de manera que se puedan llenar las campanas con la menor cantidad posible de mercurio.

**CAJA DE REACTIVOS.**—Las combinaciones, descomposiciones, análisis y ensayos, requieren el uso contínuo de reactivos, los cuales se tienen para su mas fácil manejo en frascos rotulados, que van colocados en una caja.

## CLASIFICACION DE LOS METALOIDES.

El estudio comparativo de los metaloides ha conducido á los químicos á formar de ellos agrupaciones, cada una de las cuales contiene los que mas analogías ofrecen entre sí.

M. Dumas los distribuyó en cuatro familias.

1. <sup>o</sup> ANFÍGENOS.	2. <sup>o</sup> HALÓGENOS.	3. <sup>o</sup> AZÓTIDOS.	4. <sup>o</sup> CARBÓNIDOS.
Oxígeno.	Fluor.	Fósforo.	Carbono.
Azufre.	Cloro.	Arsénico.	Boro.
Selenio.	Bromo.	Azoe.	Silicio.
Teluro.	Iodo.		Hidrógeno.

Esta clasificacion ha sido generalmente adoptada, pero al exponer los caractéres particulares de cada metaloide se invierte el órden en ella establecido, colocando el hidrógeno y el ázoe á continuacion del oxígeno; pues sin tener conocimiento de las propiedades de estos dos cuerpos no sería fácil comprender las que corresponden al agua y al aire, cuyos compuestos ejercen grande influencia en todos los fenómenos químicos.

Hay otra clasificacion mas moderna fundada sobre la *atomicidad*, en la cual se atiende para agrupar los metaloides al número de moléculas de otros cuerpos, que cada uno necesita para satisfacer por completo su afinidad particular.

## METALOIDES CLASIFICADOS POR SU ATOMICIDAD.

*Monoatómicos.* Fluor. Cloro. Bromo. Iodo. Hidrógeno.

*Diatómicos* . . Oxígeno. Azufre. Selenio. Teluro.

*Triatómico* . . Boro.

*Tetratómicos* . Silicio. Carbono.

*Pentatómicos* . Azoe. Fósforo. Arsénico.

Adoptando la clasificacion de M. Dumas, seguiremos al hacer la historia de cada cuerpo el siguiente órden de exposicion: signo ó fórmula, equivalente, indicacion de su descubrimiento, sinonimia, estado natural; propiedades físicas, propiedades químicas, procedimientos para extraerlo ó prepararlo, indicacion de sus aplicaciones. Despues de cada cuerpo se expondrán las combinaciones de mayor interés que forma con los que le preceden.

## SEGUNDA PARTE.

## METALOIDES.

## LECCION IX.

## OXÍGENO—O.

EQUIVALENTE=8.

El oxígeno fué descubierto por Priestley en 1774, y poco despues por Sheele y Lavoisier.

Antes que se creara la nomenclatura química, se llamó *aire deflogisticado*, *aire del fuego*, *aire vital*, *aire puro*.

ESTADO NATURAL.—Hállase formando la quinta parte del volúmen del aire, constituye ocho novenas partes en peso del agua, entra en la composicion de los vegetales y animales, y se le encuentra en la mayor parte de los compuestos inorgánicos.

PROPIEDADES FÍSICAS.—Es un gas sin olor, color, ni sabor. Su densidad es 1,1056: un litro de oxígeno pesa 1<sup>g</sup>,437, á 0° y á 0<sup>m</sup>,760. El agua disuelve un veinteavo de su volúmen, 64 miligramos próximamente por litro. Es uno de los gases mas diatermanos y el que menos refracta la luz.

PROPIEDADES QUÍMICAS.—La mas característica es la de activar la combustion de los cuerpos. Esta cualidad se hace sensible introduciendo en un frasco lleno de oxígeno una cerilla recién apagada, que conserve algun punto en ignicion: instantáneamente se inflama produciendo una luz mucho mas viva que en el aire. Un efecto análogo se obtiene con el fósforo, azufre, carbon, hierro y otras materias.

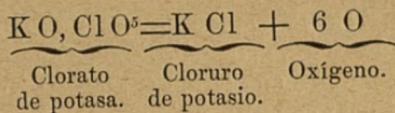
PREPARACION.—Para aislar el oxígeno se pueden emplear varios procedimientos.

1.º *Descomponiendo el clorato de potasa por el calor.* Se consigue prontamente, aplicando la llama de una lámpara de alcohol á una retorta de vidrio que contenga algunos gramos de dicha sal, y esté provista de un tubo abductor que termine debajo de una probeta colocada en la cuba hidro-neumática.

Para facilitar la descomposicion del clorato de potasa se mezcla, despues de pulverizado, con una cuarta parte de su peso de bióxido de cobre, de peróxido de manganeso ó de sulfato de plomo. Aunque estas sustancias obran solo por su presencia, sin descomponerse, no conviene emplearlas cuando se desea obtener oxígeno perfectamente puro.

Un kilógramo de clorato de potasa produce próximamente 274 litros de oxígeno.

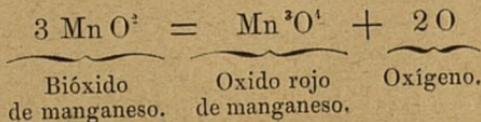
La ecuacion siguiente explica el modo como se verifica la descomposicion.



2.º *Descomponiendo por el fuego el bióxido de manganeso.* Introdúcese para ello este cuerpo pulverizado en una retorta de barro que se coloca en el laboratorio de un horno de reverbero, empleando un tubo de desprendimiento de Welter. El oxígeno no se desprende hasta el calor rojo intenso, pero conviene graduar el fuego con precaucion para evitar que se rompa la retorta. El oxígeno así obtenido no está puro; mas se le puede purificar haciéndolo pasar, antes de recogerlo, por un frasco lavador con una disolucion de potasa, ó una lechada de cal.

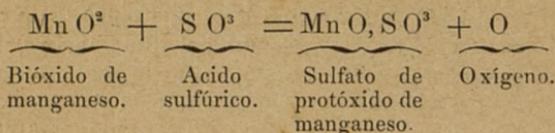
Con un kilógramo de bióxido de manganeso se llegan á obtener 85 litros de oxígeno.

La reaccion en este caso va expresada en la ecuacion que sigue.



3.º *Tratando el bióxido de manganeso por el ácido sulfúrico.* Por este medio cede el bióxido de manganeso mayor proporción de oxígeno, bastando colocar en un matraz la mezcla de estos dos cuerpos y calentaria ligeramente.

ECUACION DE ESTE PROCEDIMIENTO.



Se prepara tambien el oxígeno descomponiendo al fuego el óxido rojo de mercurio; tratando el bicromato de potasa por el ácido sulfúrico, ó extrayéndolo del aire atmosférico mediante la accion del calor sobre el protóxido de bario.

USOS DEL OXIGENO.—La importancia química de este cuerpo se funda casi exclusivamente en sus efectos naturales. A él se debe la combustion (\*) y la llama en su forma ordinaria, así como el calor que en ambas se desprende. Sin su intervencion no podria verificarse la respiracion de los animales y de las plantas, ni se realizaria la formacion de un considerable número de compuestos que constituyen la corteza de nuestro globo.

Como medio terapéutico se cree útil para combatir los accidentes provocados por la inhalacion del éter y del cloroformo; Ozanam lo considera como antídoto en la intoxicacion por los vapores del ácido prúsico, habiéndose tambien recomendado para excitar la vitalidad de ciertas úlceras y para el tratamiento de algunas enfermedades nerviosas.

OZONO.—Con este nombre se designa un estado alotrópico del oxígeno, debido probablemente á la condensacion

(\*) En su acepcion mas general indica esta palabra la combinacion de dos cuerpos, cuando va acompañada de desprendimiento de calor y luz. Sin embargo, se acostumbra á dar especialmente dicho nombre á la combinacion del oxígeno, cuerpo *comburente* por excelencia, con otras sustancias llamadas *combustibles*, aun en el caso de que no se llegue á producir luz.

de este metaloide. Se ha llamado por otros químicos *oxígeno alotrópico* y *oxígeno electrizado*.

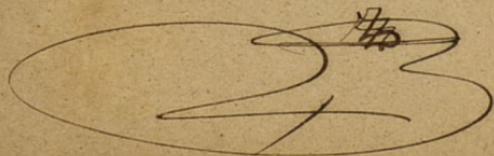
PROPIEDADES FÍSICAS ESPECIALES DEL ÓZONO.—Olor parecido al del fósforo, ó al de los cuerpos fuertemente electrizados, sabor á marisco, densidad mayor que la del oxígeno.

PROPIEDADES QUÍMICAS.—Decolora las materias orgánicas, en especial el tornasol; es rápidamente absorbido por el mercurio, oxida en frio todos los metales oxidables; hace pasar á un estado superior de oxidacion á los ácidos y óxidos inferiores; descompone los ioduros alcalinos, y el ácido clorídrico poniendo el cloro en libertad, transforma el amoniaco en nitrato de esta base. Estas notables propiedades desaparecen si se agita con agua de cal ó de barita, se calienta hasta 240°, ó se le pone en contacto con ciertos cuerpos como el agua oxigenada, ó el bióxido de manganeso.

PREPARACION.—El ozono puede obtenerse de varios modos. 1.º Descomponiendo el agua por la pila, ó sometiendo el oxígeno á la accion de gran número de chispas eléctricas. 2.º Introduciendo en un balon un poco de agua con pedazos de fósforo incompletamente sumergidos, y sosteniendo una temperatura de 12° á 20° por algunas horas. 3.º Tratando el bióxido de bario por el ácido sulfúrico concentrado.

Segun el procedimiento empleado para preparar el ozono, ofrece diferencias en su modo de obrar sobre ciertas sustancias. Esta particularidad ha inducido á Schœnbein á admitir dos variedades de dicho cuerpo, proponiendo que se dé á una el nombre de *ozono* y á la otra el de *antozono*; representándolas respectivamente por los signos (+) (—) y admitiendo que el oxígeno normal resulta de la reunion de ambos, que se neutralizan á la manera de las electricidades positiva y negativa.

OZONOMETRIA.—La energía con que el ozono obra como comburente, venciendo la afinidad de los compuestos inorgánicos, ha hecho que se le considere como un agente poderoso para destruir los miasmas, suponiéndole gran influjo sobre las condiciones de salubridad de la atmósfera. Esta consideracion ha conducido á los químicos á idear medios



capaces de hacer sensible la cantidad variable de ozono existente en la atmósfera, á cuyo fin se emplea el papel *ozonoscópio*.

Prepárase éste cubriendo el papel comun con una capa de engrudo formado con 100<sup>grs</sup> de agua destilada, 10<sup>grs</sup> de almidon y 1<sup>gr</sup> de ioduro de potasio. Así dispuesto, en proporcion á la cantidad de ozono contenida en el aire, toma un color mas ó menos oscuro por efecto de la descomposicion del ioduro y la accion consecutiva del iodo, puesto en libertad por el ozono, sobre el almidon.

En este hecho está basada la construccion del *ozonómetro*, que se emplea en las observaciones meteorológicas.

---

## LECCION X.

## HIDRÓGENO — H.

EQUIVALENTE = 1.

El hidrógeno era conocido á fines del siglo XVI, pero sus propiedades principales no quedaron claramente determinadas hasta el año de 1778 por Cavendish, quien le dió el nombre de *gas inflamable*: posteriormente se le aplicó el de hidrógeno ó generador de agua.

ESTADO NATURAL.—Se halla siempre en combinacion con otros cuerpos: constituye un noveno en peso del agua y entra en la composicion de todos los séres orgánicos.

PROPIEDADES FÍSICAS.—El hidrógeno es un gas incoloro, insípido é inodoro cuando está puro. Su peso específico es 0,0692, catorce veces y media menor que el del aire y diez y seis veces inferior al del oxígeno: un litro de hidrógeno pesa 0,0886. A su poca densidad debe un gran poder endosmótico, que explica la dificultad de conservarlo mucho tiempo en vasijas que no sean perfectamente impermeables, así como la necesidad de colocar boca abajo las campanas en que se recoge, cuando se sacan de la cuba.

El agua solo disuelve 0,01 de su volúmen de este gas. Es casi tan diatermano como el oxígeno; su calórico específico está representado por 0,409, y su poder refringente, superior al de todos los demás gases, por 6,61.

Es el único gas buen conductor del calórico y de la electricidad, lo cual unido á los caracteres espectroscópicos de su llama inclina á algunos químicos á considerarlo como metal.

PROPIEDADES QUÍMICAS.—El hidrógeno es muy combustible: ardiendo en el aire produce por su combinacion con el oxígeno una llama de escasa brillantez, pero dotada de una intensidad calorífica tan extraordinaria que su tem-

peratura pasa de 3000° cent.<sup>s</sup>, pudiendo llegar á mas de 8000°, segun Bunsen, si se hace arder el hidrógeno en oxígeno puro, empleando dos volúmenes del primero para uno del segundo. El producto de la combinacion de estos dos cuerpos es el agua al estado de vapor, y de aquí el exíguo poder luminoso de la llama, cuyo brillo se acrecienta introduciendo en ella un cuerpo sólido que se ponga incandescente, como el platino ó el amianto; ó bien mezclando con el hidrógeno un vapor combustible rico en carbono, como la trementina, la benzina ó el éter.

No siendo el hidrógeno comburente, apaga los cuerpos en combustion y no sirve para la respiracion, aunque no es deletéreo.

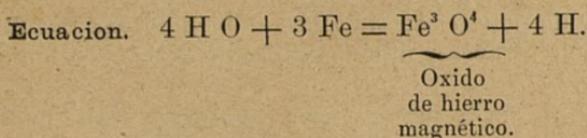
A la temperatura ordinaria puede el hidrógeno mezclarse con el oxígeno sin que se despierte afinidad entre ellos; pero se combinan instantáneamente produciendo una fuerte detonacion, al aproximar una luz á la mezcla, haciendo saltar á través de ella una chispa eléctrica, ó sometién-dola á una presion brusca. Igual resultado se obtiene por el contacto con la esponja, ó el negro de platino y con el rodio pulverizado. El máximun de fuerza explosiva se consigue mezclando dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno; aunque tambien se produce explosion en otras proporciones, ó sustituyendo al oxígeno cinco volúmenes de aire.

Inflamando la corriente de hidrógeno que sale por un tubo de orificio capilar, situado en el centro de otro de mayor diámetro, se origina un sonido continuo y penetrante, cuyas cualidades varían segun el calibre de los tubos y la velocidad de la corriente. Este fenómeno ha recibido el nombre de *armónica química*.

PREPARACION.—El hidrógeno se extrae del agua por cualquiera de los procedimientos siguientes:

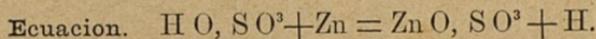
1.º *Descomponiendo el agua en vapor por el hierro incandescente.* Para conseguirlo se coloca en un horno paralelográfico de reverbero un tubo de porcelana esmaltada, donde se introducen pequeños ovillos de alambre de hierro: á uno de sus extremos se ajusta el tubo abductor que termina en la cuba hidroneumática, y el opuesto se pone en comunicacion con un matraz medio lleno de agua, situado

sobre un hornillo. Despues de calentar el tubo de porcelana gradualmente hasta enrojecerlo, se hace hervir el agua del matraz: pasando entonces el vapor acuoso por el hierro incandescente se combina éste con el oxígeno, y queda en libertad el hidrógeno que se recoge en campanas de cristal.

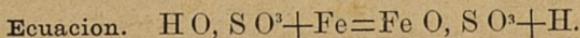


2.º *Descomponiendo el agua en frio por el zinc y el ácido sulfúrico.* Usase para este objeto un frasco de dos bocas donde se introduce zinc en granalla ó en pedazos cortados, llenándolo de agua hasta la mitad. Al cuello central se aplica un tubo de seguridad recto con embudo, cuidando de que su extremo inferior penetre dos ó tres centímetros en el agua, y á la boca lateral se ajusta un tubo de desprendimiento para conducir el gas á la cuba. Despues se vierte á intervalos el ácido sulfúrico por el embudo, regulando su cantidad por la efervescencia que se ve el frasco.

Cada kilogramo de zinc, tratado por 1500 gramos de ácido, produce 340 litros de hidrógeno.



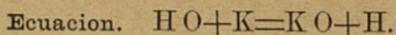
3.º *Sustituyendo el hierro al zinc en el procedimiento anterior.* La operacion no marcha en este caso con regularidad si no se agita de vez en cuando la mezcla; pero por mas económico se prefiere este procedimiento si se trata de obtener grandes cantidades de hidrógeno.



DEPURACION DEL HIDRÓGENO.—El gas obtenido por estos medios, especialmente por el último, nunca es puro en las condiciones ordinarias. Hállase mezclado con porciones variables de *hidrógeno arsenical, fosforado, sulfurado y carbonado*, que resultan de la combinacion del gas naciente con

el arsénico, fósforo, azufre y carbono que están unidos á los metales usados para su extraccion. De los dos primeros cuerpos se le priva haciéndole pasar por un tubo en U lleno de fragmentos de piedra pomez empapada en una disolucion de bicloruro de mercurio ó de sulfato de plata, y de los dos últimos por medio de disoluciones de nitrato de plomo y de potasa cáustica. Es tambien posible purificarlo haciéndole atravesar muchas capas de carbon en menudos pedazos.

Hay un medio de obtener desde luego hidrógeno perfectamente puro, y consiste en descomponer el agua destilada por la accion del potasio dentro de una campana con mercurio.



**HIDRÓGENO ALOTRÓPICO.**—M. Onzanam ha descubierto que el hidrógeno procedente de la electrolisis del agua, recibido por un cuerpo poroso en el momento de desprenderse, sufre una condensacion que aumenta notablemente su poder reductor. En este estado hace pasar el percloruro de hierro á protocloruro y precipita la plata del nitrato argéntico.

**USOS DEL HIDRÓGENO.**—Por su poca densidad se emplea para llenar los globos aerostáticos; sirve en los laboratorios para formar atmósferas artificiales á los cuerpos dotados de gran afinidad por el oxígeno, es el agente esencial de las lámparas hidroplatínicas; entra en la mezcla detonante con que se produce la luz de Drummond, la llama del soplete de Newmann y de otros de distintas formas, usados en las artes para soldar láminas del mismo metal sin el intermedio de ligas mas fusibles.

---

## LECCION XI.

## AGUA—HO.

EQUIVALENTE = 9.

El agua fué considerada desde el tiempo de Aristóteles como uno de los cuatro elementos, hasta que los trabajos de Cavendish, Watt y Lavoisier dejaron fuera de duda su composicion, en 1783.

ESTADO NATURAL.—El agua cubre las tres cuartas partes de nuestro globo, forma además depósitos considerables en cavidades subterráneas, existe siempre en la atmósfera al estado de vapor, constituye parte de la organizacion vegetal y animal y entra en la composicion de muchos cuerpos inorgánicos.

Segun las reglas de la nomenclatura corresponde al agua el nombre de *protóxido de hidrógeno*.

PROPIEDADES FÍSICAS.—El agua *pura*, cuya composicion representa la fórmula H O, entre 0° y 100°, bajo la presion de 0<sup>m</sup>,76 es un líquido sin olor, de un sabor especial poco agradable, sin color, cuando se observa en pequeñas porciones, y de un tinte verdoso si se examina en grandes masas: su peso específico á 4° es igual á 1. A la referida presion, pasa al estado de vapor á 100°, adquiriendo un volúmen 1.700 veces mayor y una densidad respecto al aire representada por 0,622: su calórico de vaporizacion es igual á 540 y toma el estado esferoidal desde 171° en adelante. Se solidifica y cristaliza en el sistema exagonal á 0°, aumentando su volúmen un catorceavo, y desarrollando una fuerza de dilatacion que se valúa en 1.000 atmósferas: la densidad del hielo es 0,94; y su calórico de fusion 79.

PROPIEDADES QUÍMICAS.—El agua es un cuerpo neutro, capaz de combinarse con los ácidos y con las bases.

La electricidad es el único agente físico que descompone el agua. Los metaloides pueden descomponerla de dos modos: unos, como el carbono, se combinan con el oxígeno dejando en libertad el hidrógeno; y otros, á la manera del

cloro, se unen al hidrógeno y dejan al oxígeno libre. Los metales oxidables expulsan el hidrógeno, ya directamente á la temperatura ordinaria como el potasio; con la intervencion de un ácido, como el zinc; ó al calor rojo, como el hierro. Los inoxidables pueden poner en libertad sus dos elementos, cual sucede con el platino y la plata fundidos.

COMPOSICION DEL AGUA.—Demuéstrase ésta *por la síntesis y por el análisis*. El procedimiento mas sencillo para verificar la síntesis, consiste en inflamar una corriente de hidrógeno perfectamente seco, y cubrir la llama con una campana de vidrio: al cabo de corto tiempo se deposita el agua, formada por la combustion del hidrógeno, sobre la superficie interna de aquella.

Las proporciones de oxígeno é hidrógeno se determinan introduciendo en el eudiómetro de mercurio 100 partes en volúmen de cada uno de estos cuerpos, y haciendo saltar la chispa eléctrica á través de la mezcla con un electróforo. La combinacion se efectúa en el instante y despues de condensado el vapor acuoso que resulta, quedan en el eudiómetro 50 volúmenes de oxígeno puro, lo cual prueba que 100 unidades cúbicas de hidrógeno se han unido á 50 de oxígeno, y por consiguiente la relacion en volúmen de estos elementos es de 2 á 1.

El análisis del agua puede hacerse por tres métodos:

1.º *Por la corriente eléctrica*. Para esto se emplea el voltámetro, con el cual fácilmente se comprueba que el oxígeno se dirige al polo positivo y el hidrógeno al negativo, notándose que el volúmen de éste es doble del de aquel.

2.º *Fijando el oxígeno por medio de un metal*. El potasio á la temperatura ordinaria, y el hierro al calor rojo, tienen la propiedad de descomponer el agua combinándose con el oxígeno. Pesando el hidrógeno desprendido, y averiguando el exceso de peso del óxido formado con respecto al del metal, se halla que la suma de estos dos pesos es igual al peso del agua descompuesta.

3.º *Descomponiendo el óxido de cobre por el hidrógeno*. Este método, ideado por Berzelius y Dulong y perfeccionado por M. Dumas, dá resultados mas exactos que los anteriores. Fúndase en la propiedad que tiene el óxido de co-

bre calentado de abandonar el oxígeno al pasar sobre él una corriente de hidrógeno, con el cual se combina formando agua. La disminución de peso que sufre el óxido de cobre representa la cantidad de oxígeno, y la diferencia entre el peso de éste y el del agua obtenida manifiesta la cantidad de hidrógeno; deduciéndose la composición centesimal de los pesos de ambos gases.

El aparato empleado por M. Dumas consta de dos partes: la primera comprende el frasco generador del hidrógeno, y una serie de tubos en U con sustancias á propósito para absorber todas las impurezas del gas y el vapor acuoso. En la segunda parte está el balon que encierra el óxido de cobre, con la lámpara para calentarlo; la vasija donde se recoge el agua formada por la reducción del óxido, y otros tubos en U con reactivos que se apoderan del agua en vapor que la corriente de hidrógeno arrastra consigo.

Repetidos experimentos, hechos con toda precisión por este método, han comprobado que 100 partes en peso de agua contienen 11,112 de hidrógeno y 88,888 de oxígeno.

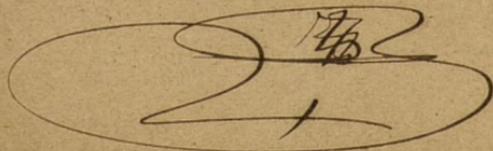
La fórmula del agua se deduce mediante esta proporción 11,112: 88,888:: 1:8. Siendo 1 y 8 los números proporcionales respectivos del hidrógeno y del oxígeno, la fórmula del agua está representada por un equivalente de cada uno, por consiguiente es  $\text{HO}=9$ .

El agua natural cualquiera que sea su procedencia, tiene en disolución gases y sustancias sólidas.

La existencia de los primeros se demuestra llenando enteramente de agua un matraz grande de cristal y su tubo abductor, cuya extremidad se coloca debajo de una campana llena de mercurio é invertida en la cuba hidrargiro-neumática. Haciendo hervir el agua, los gases se desprenden y acumulan en la parte superior de la campana.

Las materias sólidas se perciben evaporando en una cápsula de plata una corta porción de agua, viéndose que siempre deja algún residuo en el fondo.

PREPARACION DEL AGUA PURA.—Para privar al agua de todas las sustancias extrañas que contiene se somete á la destilación. Además de los alambiques en que se ejecuta esta operación cuando se quieren purificar grandes cantida-



des, hay otros aparatos aplicables á este objeto. El mas sencillo se compone de una retorta de vidrio, cuyo cuello se introduce en un balon que va colocado dentro de una vasija con agua fria: la retorta se calienta con un hornillo de mano.

Otro, bastante usado, es el aparato de Gay-Lussac. Consiste en un matraz donde va el agua, que comunica con la vasija destinada á recibir el producto de la destilacion por medio de un largo tubo de vidrio, encerrado en otro de mas diámetro, que se ajusta al primero por sus extremos con tapones, y por el espacio anular que entre ambos queda se hace atravesar una corriente de agua fria para condensar el vapor.

Al efectuar la destilacion no deben recogerse las primeras ni las últimas porciones de agua que destila, porque al principio de la operacion sale el vapor acuoso mezclado con gases y cuerpos volátiles, como son el oxígeno, ázoe, ácido carbónico y algunos compuestos amoniacales; y cuando se va agotando el agua se depositan sobre las paredes de la vasija las sales de potasa, sosa, cal, magnesia y alumina por faltarles el líquido disolvente, las cuales pueden ser arrastradas por el vapor, ó descompuestas por la mayor temperatura que entonces sufren. El cloruro de magnesio es uno de los compuestos mas alterables por la accion del calor, produciendo, en virtud de su reaccion sobre el agua, ácido clorídrico, que se desprende con el vapor. Se precave este inconveniente mezclando con el agua que se va á destilar un poco de cal ó de potasa.

*Caractères de agua pura.* El agua bien destilada no debe dejar el mas mínimo residuo si se evapora sobre una lámina de platino, ni se ha de enturbiar con ninguno de los reactivos siguientes:

Reactivos.	Sustancias cuya existencia revelan.
Agua de cal.....	} El ácido carbónico.
Agua de barita.....	
Tintura de campeche.....	El amoniaco y su carbonato.
Nitrato de plata.....	Los cloruros.
Cloruro de bario.....	} El ácido sulfúrico y los sulfatos.
Nitrato de barita.....	
Acido sulfídrico.....	} Las sales metálicas propiamente dichas.
Sulfidrato de amoniaco.....	
Oxalato de amoniaco.....	Las sales de cal.
Bicloruro de mercurio.....	} Las materias orgánicas.
Cloruro de oro.....	
Sulfato de zinc.....	

## LECCION XII.

## AGUAS NATURALES.—AZOE.

Bajo el punto de vista de sus aplicaciones se distribuyen las aguas naturales en cuatro grupos: *aguas potables, selenitosas, calcáreas y minerales.*

Se llaman potables las aguas que pueden servir para beber, lo cual se reconoce por las cualidades siguientes: no tienen color, olor ni sabor; no pierden su transparencia por la ebullicion; dejan al evaporarse un residuo que no pasa de 2 decigramos por litro; agitadas con una pequeña cantidad de jabon forman espuma abundante, y cuecen bien las legumbres. Deben además contener aire en la proporcion de 28 á 30 centímetros cúbicos por litro.

Segun su procedencia se acostumbra á dividir las aguas potables en *aguas de lluvia, de fuente, de rio y de pozo.*

**AGUAS SELENITOSAS.** Estas deben sus propiedades especialmente á la gran cantidad de sulfato de cal que encierran. Se las reconoce en que cortan el jabon, endurecen por la coccion las legumbres, no se enturbian por la ebullicion y dan abundante precipitado con el oxalato de amoniac y el cloruro de bario.

Se hacen, si no potables, útiles al menos para lavar, disolviendo en ellas un poco de carbonato de sosa que precipita la cal al estado de carbonato, y tambien empleando un exceso de jabon.

**AGUAS CALCÁREAS.**—Conócense, como las anteriores, con el nombre de *aguas crudas.* Contienen mucha porcion de bicarbonato de cal, y se distinguen en que coloran de azul la tintura de campeche, se enturbian por la ebullicion, por el agua de cal y por la exposicion prolongada al aire.

Para hacerlas potables basta hervirlas corto tiempo, agitarlas, ó mezclarlas con cal.

**HIDROTIMETRIA.**—Recibe este nombre un método, em-

pleado modernamente, para determinar las sustancias disueltas en las aguas potables por medio de la tintura alcohólica de jabon. Está fundado en la propiedad que posee este cuerpo de poner espumosa el agua pura, y no producir espuma en las aguas cargadas de ciertas sales, sobre todo las de cal y de magnesia, sino despues de haberlas descompuesto á espensas de una parte de jabon que es proporcional á la cantidad de aquellas.

Los ensayos hidrotimétricos se hacen con 40 gramos de agua, vertiendo en ella poco á poco la tintura jabonosa y agitando la mezcla cada vez que se añaden nuevas porciones, para apreciar el momento en que se forma una capa de espuma homogénea y persistente.

La tintura de jabon se introduce en una bureta graduada, llamada *hidrotimetro*, y está compuesta de manera que la cantidad de líquido correspondiente á cada grado representa 1 decígramo de jabon neutralizado por 1 litro del agua que se ensaya. Los grados hidrotimétricos marcan, por lo tanto, el peso de jabon que el agua neutraliza y su estado de pureza.

AGUAS MINERALES.—Considéranse como minerales las que tienen en disolucion una cantidad de materias extrañas suficiente para hacerlas aplicables á la industria, ó á la medicina. Se dividen en dos grupos: aguas de mar, de lagos y fuentes saladas; y aguas minerales propiamente dichas, ó medicinales.

Las aguas medicinales se subdividen en *gaseosas*, *ferruginosas*, *sulfurosas* y *salinas*.

Las aguas gaseosas contienen ácido carbónico en disolucion y se reconocen en que desprenden pequeñas burbujas, tienen sabor acídulo y enrojecen la tintura de tornasol.

Las ferruginosas contienen sales de hierro; saben á tinta, y dan precipitado negro con el cócimiento de agallas y azul con el cianoferruro de potasio.

Las sulfurosas encierran ácido sulfídrico ó sulfuros dables; huelen á huevos podridos y precipitan en negro con el acetato de plomo.

Las salinas están caracterizadas por la abundancia de sales disueltas, sin ácido carbónico libre.

Cuando las aguas minerales tienen una temperatura superior á la de las fuentes ordinarias, se designan con el nombre de *termales*.

Usos. El agua tiene como disolvente numerosas aplicaciones en la química, en las artes y en la industria; es indispensable para la vida de los vegetales y animales; se utiliza como agente mecánico y como remedio eficaz en el tratamiento de muchas efermedades.

Azoe.—Az ó N. Equivalente=14.

El azoe fué descubierto por Rutherford en 1772, y tres años despues demostró Lavoissier su existencia en la atmósfera.

Se llama tambien *nitrógeno* por formar parte del nitrato de potasa, vulgarmente conocido con el nombre de nitro.

ESTADO NATURAL.—Constituye las cuatro quintas partes en volúmen del aire, entra en la composicion de los tejidos animales y de los órganos rudimentarios de las plantas, hallándose tambien en algunos compuestos inorgánicos.

PROPIEDADES FISICAS.—Es el ázoe un gas sin color, olor ni sabor, cuya densidad está representada por 0,971, siendo el peso de un litro de este cuerpo 1<sup>g</sup>,257. Es menos soluble en el agua que el oxígeno: 1.000 gramos de este líquido solo disuelven 25 centímetros cúbicos de nitrógeno.

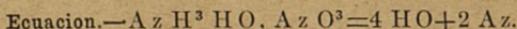
PROPIEDADES QUÍMICAS.— Apaga los cuerpos en combustion y produce la asfixia en los animales; pero no es detéreo, es decir, no ejerce accion nociva sobre los tejidos. Su afinidad química es muy débil, solo se une con otros cuerpos al *estado naciente*, ó sea en el momento de desprenderse de una combinacion, siendo poco estables la mayor parte de sus compuestos. El oxígeno, boro y carbono, son los únicos metaloides con quienes se combina directamente: hay metales como el potasio, cobre y titano, que poseen la propiedad de absorberlo. El hierro y el platino calentados fuertemente en una corriente de ázoe se vuelven quebradizos, sin combinarse con él.

PREPARACION.—*Por la accion del fósforo sobre el aire.* Para aislarlo de este modo se coloca sobre el agua de la cuba

un flotador de corcho, y encima de él una capsulita con un pedazo de fósforo, que se inflama y cubre en seguida con una campana grande de cristal. El fósforo al arder absorbe el oxígeno formando ácido fosfórico, perceptible bajo el aspecto de un humo blanco que se disuelve en el agua, quedando en la campana el ázoe mezclado con un resto de oxígeno, vapores de fósforo y de agua, y ácido carbónico. Para purificarlo se introduce en esta mezcla un fragmento de fósforo que se apodera del oxígeno; se hacen pasar á ella algunas burbujas de cloro para absorber el vapor de fósforo, despues un poco potasa que hace desaparecer el ácido carbónico, é introduciendo por último el gas en campanas colocadas sobre mercurio, se deseca por medio del cloruro de calcio fundido. Este procedimiento, á mas de ser algo complicado, produce cortas porciones de ázoe.

*Por el cobre al calor rojo.* De este modo se obtiene el nitrógeno haciendo pasar una corriente de aire por un tubo en U que contenga potasa cáustica para privarlo del ácido carbónico y vapor acuoso: este tubo comunica con otro recto de vidrio que contiene virutas de cobre, y está envuelto en una hoja delgada de laton y colocado sobre un pequeño hornillo de palastro en el cual se calienta hasta enrojecerlo. El cobre incandescente se apodera del oxígeno del aire y el ázoe desprendido se recoge en la cuba hidroneumática.

*Descomponiendo por el calor el nitrito de amoniaco.* Este procedimiento permite obtenerlo muy puro y en gran cantidad, con solo calentar en un recipiente de cristal una disolucion concentrada de nitrito de amoniaco hasta que hierva: la sal se descompone produciendo agua y azoe.



Se puede tambien preparar descomponiendo una disolucion de amoniaco por medio del cloro ó el cloruro de cal del comercio disuelto en agua, y mediante la reaccion de la sal amoniaco sobre el nitrito de potasa.

Usos. Al estado natural sirve el ázoe por su presencia en el aire para moderar la energía del oxígeno, y en los laboratorios se emplea para formar atmósferas artificiales no oxidantes.

## LECCION XIII.

## AIRE ATMOSFÉRICO.

Hasta que Lavoisier y Scheele demostraron á fines del siglo pasado que el aire era un cuerpo compuesto, fué considerado como uno de los cuatro elementos.

El aire atmosférico es una *mezcla* formada principalmente de oxígeno y ázoe en cantidades casi constantes, gas ácido carbónico y vapor de agua en porciones pequeñas y variables, con algunos vestigios de otros gases y sustancias volátiles, procedentes en su mayor parte de la descomposición de las materias orgánicas.

**PROPIEDADES FÍSICAS.** Es un gas sin color, olor ni sabor, cuya densidad y poder refractivo á 0° y á la presión media barométrica es igual á 1: un litro de aire pesa 1g, 293.

**ANÁLISIS.** El análisis del aire comprende especialmente la determinación de las proporciones del oxígeno, ázoe, ácido carbónico y vapor acuoso.

La existencia del vapor de agua en la atmósfera se hace sensible condensándolo sobre la superficie de un balon de cristal que contenga hielo; ó por medio de sustancias higroscópicas, como el cloruro de calcio fundido, la cal viva, ó el ácido sulfúrico concentrado.

La cantidad ponderal de vapor acuoso que encierra un volúmen dado de aire, se valúa haciendo atravesar á este, mediante un frasco aspirador, por un sistema de tubos en U llenos de piedra pomez impregnada en ácido sulfúrico y determinando el aumento de peso que estos adquieren.

La presencia del ácido carbónico se comprueba esponiendo al aire una disolución de cal filtrada, en cuya superficie se nota al cabo de algun tiempo una película blanca, cristalina, de carbonato de cal insoluble en el agua. La cantidad de dicho gas se determina por el mismo procedimiento que sirve para medir el vapor de agua, con la sola diferencia

de que los tubos en U contienen potasa cáustica, la cual absorbe únicamente el ácido carbónico cuando el aire está privado de humedad.

Se consigue igual resultado haciendo entrar el aire en un balon con llave, donde se introduce agua de barita, que combinándose con el ácido carbónico permite deducir su cantidad del peso del carbonato de barita formado. Por estos medios está averiguado, que la cantidad de ácido carbónico existente en la atmósfera oscila entre 0,0003 y 0,0006.

Las proporciones de oxígeno y de ázoe se pueden determinar en volúmen y en peso. Lo primero se consigue absorbiendo el oxígeno por medio del fósforo, el hidrógeno, ó ciertos metales: la disminucion que se observa en el volúmen de aire sometido á la experiencia indica la proporcion de oxígeno, y el residuo gaseoso la del ázoe.

El análisis por el hidrógeno se efectúa introduciendo en el eudiómetro 100 unidades cúbicas de aire desecado y sin ácido carbónico, y otros 100 volúmenes de hidrógeno. Despues de saltar la chispa eléctrica queda en el tubo eudiométrico una mezcla gaseosa que ocupa 137 divisiones, resultando una reduccion de 63 volúmenes, originada por la combinacion del oxígeno que el aire encerraba con la cantidad de hidrógeno necesaria para formar agua; y como se sabe que este cuerpo contiene dos volúmenes de hidrógeno por cada uno de oxígeno, se deduce que de los 63 volúmenes, 21 son de oxígeno, y los 79 que con ellos componian la totalidad del aire son de ázoe.

El análisis ponderal se verifica con mucha exactitud por el procedimiento de Dumas y Boussingault. El aparato empleado á este fin consta de un tubo recto de vidrio, cuyos extremos están provistos de virolas metálicas con llaves, en el cual se introducen virutas de cobre puro; un balon tambien con llave, y un sistema de tubos en U que contienen piedra pomez impregnada en ácido sulfúrico y potasa cáustica. Antes de proceder á la operacion se extrae el aire del balon y del tubo recto, y se pesan ambos y los tubos en U separadamente. Hecho esto, se coloca el tubo recto sobre un hornillo de palastro, y se enlaza con el balon y con la série de tubos en U. Cuando el cobre ha llegado á ponerse rojo

por la acción del calor se abren las dos llaves del tubo y después la del balon. El aire exterior penetra á llenar el vacío atravesando los tubos en U, donde deja la humedad y el ácido carbónico; al ponerse en contacto con el cobre enrojado abandona el oxígeno, y el ázoe pasa á ocupar el balon. Concluida la experiencia se desmonta el aparato, cerrando antes las llaves, y se pesa de nuevo por partes.

El aumento de peso de los tubos que contienen ácido sulfúrico marca la cantidad de vapor acuoso; el de los que encierran la potasa indica el peso del ácido carbónico; el del ázoe contenido dentro del balon y del tubo se halla sumando la diferencia de peso de aquel antes y después de la operación y la de este pesado con el ázoe y después sin él; y la cantidad de oxígeno está representada por la diferencia entre lo que pesó el tubo con el cobre y sin aire al empezar el análisis, y el peso que tenga privado de ázoe.

De las investigaciones hechas por estos procedimientos, resulta probado que el aire atmosférico contiene:

EN VOLUMEN.		EN PESO.	
20,80 de oxígeno	} ó sea	208 cent.º cúb.º de oxígeno.	23,10 de oxígeno.
79,20 de ázoe		792 „ „ de ázoe.	76,90 de ázoe.
100,00		1.000 „ „ ó un litro de a' re.	100,00

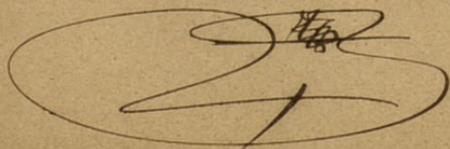
En las circunstancias ordinarias se hallan en el aire de 3 á 6 diezmilésimas de ácido carbónico, y de 6 á 9 milésimas de agua en vapor.

También está averiguado que encierra mínimas porciones de amoniaco y algunos vestigios de una sustancia carbonada, que se supone debe ser el gas de los pantanos.

EL AIRE NO ES UNA COMBINACION. Si bien la relación de los elementos constitutivos del aire solo presenta alteraciones casi despreciables, no puede considerarse como un compuesto definido por las razones siguientes:

1.ª Prescindiendo del ácido carbónico y vapor de agua, la cantidad de oxígeno puede variar entre 20,3 y 21; por consiguiente, este compuesto no se sujeta á la ley de las proporciones definidas.

2.ª No está conforme con la ley de los volúmenes, com-



probada en todas las combinaciones gaseosas, puesto que no es simple la relacion que media entre 20,8 y 79,2.

3.<sup>a</sup> Al mezclar oxígeno y ázoe en la relacion conveniente para formar aire, no se nota desprendimiento de electricidad ni elevacion de temperatura, como acontece al verificarse toda combinacion.

4.<sup>a</sup> Puesto en contacto el aire con el agua, el oxígeno y el ázoe se disuelven en la misma proporcion que si estuviesen aislados; de lo cual resulta que siendo mas soluble el primero de estos gases, el aire contenido en el agua es mas rico en oxígeno que el atmosférico. Si el aire fuese una combinacion, era preciso admitir que cambiaba de composicion al disolverse.

5.<sup>a</sup> El poder refringente del aire es igual á la suma de los poderes refringentes del ázoe y el oxígeno, lo que no acontece con ninguna de las combinaciones gaseosas conocidas.

COMBUSTION EN EL AIRE. Aunque la combinacion de los cuerpos con el oxígeno acompañada de calor y luz no sea mas que un caso particular de la combustion; cuando esta se verifica por la accion del aire sobre las sustancias llamadas combustibles es siempre una verdadera oxidacion.

Al efectuarse toda combinacion quimica hay desprendimiento de calor, y la elevacion de temperatura que entonces se produce es proporcional á la intensidad de la reaccion que tiene lugar entre los cuerpos que se unen. Siempre que el calor producido alcanza un grado suficiente, los cuerpos, cualquiera que sea su estado físico, llegan á ponerse incandescentes; pero mientras que los sólidos se hacen luminosos á 500° ó 600°, los gases requieren una temperatura mucho mayor. Los efectos de la incandescencia son diferentes en estos dos casos: un pedazo de ladrillo se enrojece por el fuego, pero no presenta á su alrededor aureola luminosa como acontece con la madera. La causa de esta diferencia es que el ladrillo está formado por materias fijas, mientras que la madera contiene principios combustibles, que separados por el calor, toman la forma gaseosa.

La llama es producida por la combustion de un gas ó

de un vapor, y su poder luminoso varía segun los productos que durante dicha combustion se engendran. Si estos son gaseosos, la llama alumbra poco, como sucede con la del hidrógeno, del óxido de carbono, ó del alcohol. Cuando al mismo tiempo que los gases se desprende un cuerpo sólido capaz de ponerse incandescente, el brillo de la luz crece considerablemente: así las llamas del fósforo, del zinc y del magnesio, poseen mucha brillantez porque contienen ácido fosfórico, óxido de zinc y de magnesio que son cuerpos sólidos.

Las llamas del petróleo, del aceite, de las bugías y del gas del alumbrado deben principalmente su brillo al hidrógeno carbonado, el cual experimenta una combustion incompleta y abandona el carbon muy dividido que se enrojece. La existencia de este cuerpo se aprecia introduciendo en la llama una lámina metálica en cuya superficie se deposita el carbon en forma de polvo muy ténue.

Examinando la llama de una bugía se distinguen en ella cuatro partes: el centro, en la proximidad de la mecha, se presenta oscuro, y está formado de vapores combustibles muy calientes que no arden por falta de oxígeno. Rodeando á esta parte se observa una envuelta cónica muy brillante, producida por la incandescencia de las partículas de carbon. A esta se sobrepone otra poco luminosa de la misma forma, en la cual es completa la combustion. La base de la llama tiene un color azulado y en ella se encuentra vapor combustible cuya temperatura no es suficiente para que pueda arder con facilidad.

El grado de calor no es igual en cada region de la llama: el centro está menos caliente que la parte média, y esta tiene una temperatura inferior á la de la capa esterna que la limita. Esta diferencia se explica teniendo en cuenta que la mezcla gaseosa, procedente de la descomposicion ígnea que sufre la bugía, está formada por carburos de hidrógeno, cuyos dos elementos se separan para combinarse con el oxígeno del aire; pero siendo mas combustible el hidrógeno arde el primero en la superficie y deja en libertad al carbono, que ocupando la parte média de la llama, sufre una combustion menos activa por la falta de acceso del

aire, sucediendo esto con mayor motivo en la porcion oscura del centro.

**RESPIRACION.** Los fenómenos de la combustion en el aire son en el fondo idénticos á los que acompañan á la respiracion de los animales. Considerada esta funcion bajo el aspecto químico se reduce á la oxigenacion del hidrógeno y del carbono. Analizando los gases desprendidos en el acto de la espiracion se demuestra que contienen en su mayor parte ácido carbónico y vapor de agua, que son los productos de la combustion ordinaria; si bien el carbono é hidrógeno con quienes se combina el oxígeno en el organismo se hallan constituyendo compuestos distintos de los que se forman durante la combustion.

Supuesto que la combustion y la respiracion requieren la intervencion del oxígeno atmosférico, es evidente que una y otra se verificarán mal ó cesarán del todo si el aire que ha de proporcionar aquel gas no se halla en cantidad suficiente, ó se encuentra sobrecargado de los productos de la combustion misma.

Admítese que un hombre espira en 24 horas bajo la forma de ácido carbónico unos 450 litros de oxígeno, cuya mayor parte toma de la atmósfera mediante la respiracion. Si el aire que le rodea no se renueva, llega á hacerse irrespirable, no solo porque disminuye la cantidad de oxígeno, sino porque se carga de ácido carbónico y de otras materias animales exhaladas por los pulmones, que aumentan la accion pernicioso de este gas. Fundándose en estas consideraciones, y tomando en cuenta las demás causas que ordinariamente contribuyen á viciar el aire, se ha calculado que un hombre encerrado en una habitacion necesita para que la hematosis se verifique normalmente 6 metros cúbicos de aire por hora, cuando menos.

---

## LECCION XIV.

## COMPUESTOS OXIGENADOS DEL AZOE.

El ázoe ó nitrógeno uniéndose con el oxígeno forma los compuestos siguientes:

Protóxido de ázoe.	Acido hipoazótico.
Bióxido de ázoe.	Acido azótico anhidro.
Acido azotoso.	Acido azótico hidratado.

Conviene estudiar primero el ácido azótico hidratado por ser el compuesto mas importante, y porque sirve para obtener las demás combinaciones del nitrógeno.

ACIDO AZÓTICO HIDRATADO — HO, Az O<sup>3</sup>.  
Equivalente = 63.

El descubrimiento del ácido azótico se atribuye á Raimundo Lulio en 1225, pero su verdadera composicion fué demostrada por Gay Lussac en 1816.

Se llama tambien *ácido nítrico*, y en el comercio se conoce con los nombres de *espíritu de nitró* y *agua fuerte*.

ESTADO NATURAL. El ácido azótico ó nítrico se encuentra en pequeñas cantidades al estado libre ó combinado con el amoniaco en el agua de las lluvias tempestuosas, y en diferentes terrenos constituyendo sales con la potasa, sosa, cal y magnesia.

PROPIEDADES FISICAS. Es un líquido incoloro, que se pone amarillento con el tiempo bajo el influjo de la luz: en contacto con el aire esparce un humo blanquecino, debido á que absorbe y condensa el vapor acuoso de la atmósfera, por cuya propiedad se llama *fumante*. Tiene un olor fuerte y sabor muy ácido: en pequeña cantidad colora de amarillo la piel y las materias animales, corroe y destruye prontamente los tejidos orgánicos, y es un veneno violento. En su

mayor grado de concentracion contiene 14 por ciento de agua, siendo entonces su densidad 1,51: hierve á 86° y se solidifica á — 50°. El ácido nítrico del comercio marca generalmente de 36° á 40° en el areómetro.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** La electricidad, el calor y la luz descomponen el ácido azótico, pero la accion de este último agente es poco duradera en razon á que el ácido descompuesto se debilita y por esta circunstancia cesa la descomposicion.

Todos los metaloides escepto el cloro, bromo, y probablemente el fluor descomponen el ácido nítrico, apropiándose parte de su oxígeno. Entre los metales únicamente el oro, platino, rodio é iridio no tienen accion sobre él, siendo la mayor parte de los otros transformados en nitratos.

Hay otra variedad de ácido azótico además del monohidratado, cuya fórmula es  $4\text{HO}, \text{AzO}^5$ : contiene 40 por 100 de agua, su densidad es 1,42 y entra en ebullicion á 123°.

**PREPARACION.** En los laboratorios se prepara el ácido nítrico calentando en una retorta de vidrio, cuyo cuello se introduce en un balon bañado por agua fria, 6 partes de nitrato de potasa y 4 de ácido sulfúrico ordinario. Mediante la reaccion que se produce, el ácido azótico es desalojado por el sulfúrico formándose bisulfato de potasa.

**Ecuacion.**  $\text{KO}, \text{AzO}^5 + 2(\text{HO}, \text{SO}^3) = \text{KO}, 2\text{SO}^3, \text{HO} + \text{HO}, \text{AzO}^5$ .

Un kilogramo de nitro fundido tratado por 950 gramos de ácido sulfúrico monohidratado, produce mas de 620 gramos de ácido azótico concentrado.

Para la fabricacion del ácido nítrico en grande escala, en lugar del nitrato de potasa se emplea el de sosa, que reúne las ventajas de ser mas barato y proporcionar bajo igual peso mayor cantidad de ácido. Los recipientes donde se somete á la accion del fuego la mezcla de nitrato de sosa y ácido sulfúrico concentrado son grandes cilindros ó calderas de fundicion, y el ácido azótico que destila se re-

cibe en vasijas de barro, llamadas bombones, que comunican entre sí por medio de tubos.

**Ecuacion.**  $\text{Na O, Az O}^5 + 2(\text{HO, SO}^3) = \text{Na O, 2 SO}^3, \text{HO} + \text{HO, Az O}^5.$

Al principio y al fin de la operacion se producen vapores rutilantes debidos á la descomposicion parcial del ácido nítrico; en el primer caso por el ácido sulfúrico en exceso, y despues por el aumento de temperatura que llega á experimentar la mezcla del ácido y la sal.

El ácido nítrico del comercio suele contener ácido sulfúrico y clorídrico, los cuales se precipitan mezclándolo con nitrato de barita y nitrato de plata; y si contuviere productos nitrosos, se le destila con 1 por 100 de su peso de bicromato de potasa.

Importa en muchos casos reconocer la existencia del ácido azótico, lo cual se consigue por los caractéres siguientes: pone amarilla la seda, decolora la disolucion sulfúrica del índigo, mezclado con el ácido clorídrico disuelve el oro, desprende vapores rojizos cuando se calienta con limaduras de cobre; y por pequeña que sea su cantidad, comunica un color rojo oscuro á una disolucion concentrada de sulfato de protóxido de hierro acidificada con ácido sulfúrico, cuyo color desaparece prontamente por el fuego.

**Usos.** El ácido azótico tiene numerosas aplicaciones: se emplea en la fabricacion del ácido sulfúrico, de la dextrina, del ácido oxálico y del algodón-pólvora. Se usa en tintorería y en el grabado sobre acero y cobre; sirve para preparar el agua régia, para ensayar las monedas y limpiar los metales; y en los laboratorios se utiliza como un poderoso oxidante.

Acido azótico anhidro —  $\text{Az O}^5$

Equivalente = 54.

Este ácido ha sido descubierto por H. Deville.

**PROPIEDADES FISICAS** Es sólido, cristaliza en prismas de mas de un centrímetro de lado, funde á  $30^\circ$  y se volatiliza á los  $50^\circ$  produciendo vapores rutilantes, debidos á que sufre una descomposicion parcial, y se disuelve en el agua desprendiendo mucho calor.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Tiene muy poca estabilidad: basta la accion del aire para descomponerlo; ataca fuertemente á todas las materias orgánicas, y se combina con el amoniaco desprendiendo hipoazótido. Para poderlo conservar se introduce en tubos de vidrio cerrados á la lámpara, que deben colocarse en un sitio frio, y aun así no puede evitarse que los cristales se liquiden en cuyo caso estallan los tubos.

**PREPARACION.** El ácido nítrico anhidro, se obtiene descomponiendo por el cloro el nitrato de plata á la temperatura de 95°.

Acido hipoazótico —  $AzO^4$

Equivalente = 46

La determinacion de este compuesto se debe á Dulong y Gay-Lussac.

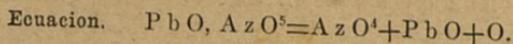
Además de *ácido hiponítrico*, se suele llamar *vapor nítrico*, *vapor rutilante*, y algunos químicos le dan el nombre de *hipoazótido*.

**PROPIEDADES FISICAS.** A 0° es un líquido de color amarillo que va tomando un tinte cada vez mas oscuro á medida que crece la temperatura, hasta los 22° en que entra en ebullicion produciendo un vapor rojo oscuro, de olor desagradable, que tiene la propiedad de ser buen conductor del fluido eléctrico. Su densidad al estado líquido es 1,42 y la del vapor 1,62. Se solidifica á — 9° bajo la forma de una masa blanca de estructura fibrosa.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Es indescomponible por el calor: enrojece la tintura de tornasol, mancha la piel de amarillo y la desorganiza. Descompone el agua á la temperatura ordinaria produciendo ácido azótico y bióxido de azoe. No se combina con las bases sino formando nitratos y nitritos, pero nunca hiponitratos, por lo cual se le considera como una mezcla de ácido azótico anhidro y ácido azotoso, y de aquí el haberle aplicado el nombre de hipoazótido.

**PREPARACION.** Se prepara calentando hasta el rojo nitrato de plomo bien seco, en una retorta de barro cuyo cuello comunica con un tubo en U de cristal, rodeado por una

mezcla frigorífica. Descompuesto el nitrato de plomo, resulta oxígeno libre, óxido de plomo é hipozótido.



Usos. Es un oxidante muy enérgico, y se ha empleado con buen resultado como antiséptico para desinfectar la atmósfera en casos de epidemia.

Acido azotoso —  $AzO^3$

Equivalente = 38.

La composicion de este ácido ha sido establecida por Gay-Lussac.

Se llama tambien *ácido nitroso*.

PROPIEDADES FISICAS. A causa de su gran alterabilidad no se ha podido hasta ahora tener al estado de pureza completa: solo transitoriamente se ha visto aislado bajo el aspecto de un líquido azul, en extremo volátil, que hierve á  $-10^\circ$ .

PROPIEDADES QUIMICAS. Se combina bien con las bases formando nitritos, los cuales desprenden vapores rutilantes por la accion de los ácidos: los sulfitos alcalinos lo absorben dando lugar á sales sulfonitradas.

PREPARACION. Se produce en varios casos, entre ellos cuando se hace obrar el bióxido de azoe sobre el hipozótido á una temperatura inferior á  $0^\circ$ .

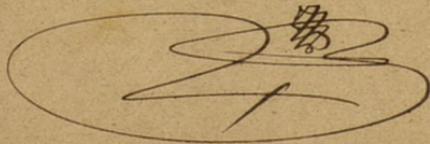
Bióxido de azoe —  $AzO^2$

Equivalente = 30.

El bióxido de azoe fué descubierto por Hales.

Llámase tambien *deutóxido de azoe y bióxido ó deutóxido de nitrógeno*.

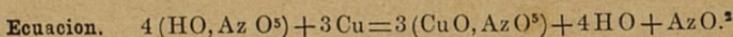
PROPIEDADES FISICAS. Es un gas incoloro, cuyo olor y sabor no pueden apreciarse porque se transforma en hipozótido tan luego como tiene contacto con el aire. Su densidad es de 1,04 y el peso de un litro de él  $1^g,349$ . El agua disuelve solamente 0,05 de su volúmen.



**PROPIEDADES QUIMICAS.** El bióxido de ázoe se descompone al calor rojo en ázoe é hipoazótido, y por la chispa eléctrica en ázoe y ácido nítrico. El carácter mas marcado de este gas consiste en volverse rutilante por la accion del aire: esta modificacion es efecto de que absorbe dos equivalentes de oxígeno convirtiéndose en ácido hipoazótico.

El fósforo inflamado y el carbon en completa incandescencia continúan ardiendo en el bióxido de ázoe, el cual á pesar de esto es impropio para la respiracion. Haciéndole pasar por el sulfuro de carbono, se une al vapor de este cuerpo y arde con una llama muy brillante, y tambien se obtiene una llama verde cuando se inflama una mezcla de bióxido de ázoe é hidrógeno. Las sales de protóxido de hierro en disolucion absorben con avidéz el bióxido de nitrógeno tomando un color rojo oscuro. En general todos los cuerpos capaces de ceder oxígeno convierten este gas en hipoazótido.

**PREPARACION.** Se obtiene tratando el cobre por el ácido nítrico diluido en agua, empleando un frasco de dos bocas dispuesto como para la estraccion del hidrógeno: se recoge el gas en la cuba hidroneumática.



Tambien se estrae disolviendo tres partes de hierro en un esceso de ácido clorídrico y haciendo hervir la disolucion con una parte de nitrato de potasa.

**PROTOXIDO DE AZOE.—Az O.**

Equivalente = 22.

El descubrimiento del protóxido de ázoe se debe á Priestley en 1776.

Se llamó *gas nitroso deflogisticado*, y tambien se le han dado los nombres de *gas hilarante* y *gas de la risa*.

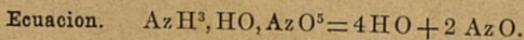
**PROPIEDADES FÍSICAS.** El protóxido de ázoe es un gas incoloro é inodoro, de sabor azucarado. Se liquida bajo la presion de 30 atmósferas á la temperatura de 0°, obteniéndose 400 gramos de líquido por cada 300 litros de gas empleado. Su densidad al estado gaseoso es 1,53 y el peso de un

litro 1<sup>g</sup>,976. El agua disuelve la mitad de su volúmen de protóxido de ázoe y el alcohol una cantidad tres veces mayor. Se solidifica á—100°, produciendo al vaporizarse un enfriamiento extraordinario. El mercurio, el agua y los ácidos sulfúrico y azótico concentrados se congelan prontamente cuando se mezclan con el protóxido de ázoe líquido. Tanto este como el sólido atacan fuertemente la piel y producen el mismo efecto de una quemadura.

**PROPIEDADES QUÍMICAS.** El protóxido de ázoe se descompone al calor rojo en ázoe y oxígeno. Reanima la combustion aunque con menos energía que el oxígeno: el hidrógeno á la temperatura roja, como tambien el carbon, azufre y fósforo préviamente inflamados arden en este gas con mucha actividad. No es suficiente para mantener la respiracion de una manera completa; pero algunos animales viven bastante tiempo sumergidos en él. Introducido en los pulmones provoca una sensacion de alegría y bienestar que le ha valido el nombre de gas hilarante, y esta accion va acompañada de la pérdida de la sensibilidad.

**PREPARACION.** Se prepara calentando gradualmente nitrato de amoniaco en una retorta ó balon de cristal: la sal empieza por fundir y despues se descompone produciendo agua y protóxido de ázoe, que se recoje en la cuba de mercurio ó en una disolucion saturada de cloruro de sódio.

Conviene que la descomposicion se verifique con lentitud, porque de lo contrario se produciría una mezcla de nitrógeno, protóxido y bióxido de ázoe é hipoazótido que podria ocasionar una explosion.



**Usos.** Algunos lo han propuesto como anestésico para reemplazar al cloroformo, si bien las esperiencias hechas recientemente prueban que es asfixiante, y por lo tanto peligrosa su inhalacion al estado de pureza.

## LECCION XV.

AMONIACO—AZ H<sup>3</sup>

—  
EQUIVALENTE = 17.

Kunckel fué el primero que preparó el amoniaco á mediados del siglo XVII, y Berthollet determinó sus elementos constitutivos en 1785.

El amoniaco, así llamado de Ammonium, nombre de un oasis de la Libia de donde se extraia antiguamente la sal que servia para obtenerlo, se conoce tambien por *álcali volátil*, y le corresponde además la denominacion de *azoturo de hidrógeno*.

ESTADO NATURAL. Hállase muy repartido en la naturaleza. En pequeña cantidad se encuentra en el aire y en las aguas de rio, se produce por la descomposicion natural de las materias orgánicas, y es constante su existencia en las tierras cultivadas y en otras variedades de terreno.

PROPIEDADES FÍSICAS. El amoniaco es un gas incoloro, de sabor acre y olor fuerte y penetrante que escita las lágrimas: su densidad es 0,596, correspondiendo á un litro el peso de 0g,768. Se liquida á  $-40^{\circ}$ , y á  $0^{\circ}$  bajo la presion de 6,5 atmósferas; y se solidifica tomando la forma de una sustancia blanca, trasparente, fusible á  $-75^{\circ}$ .

Es tan soluble en el agua que puede esta absorber mas de 1000 volúmenes á la temperatura de  $0^{\circ}$ . Si se abre debajo del agua un frasco lleno de amoniaco puro, se precipita aquella con tal ímpetu en su interior, que suele romperlo: basta, sin embargo, que el gas contenga una pequeña porcion de aire para que disminuya notablemente la rapidez de la absorcion.

PROPIEDADES QUÍMICAS. El gas amoniaco se descompone al calor rojo naciente y por la accion de una série de chispas eléctricas, dando una mezcla de hidrógeno y ázoe cuyos volúmenes están en la relacion de 3 á 1. Obra como una base fuerte, devolviendo el color azul á la tintura de

tornasol enrojecida por los ácidos, cuya propiedad no se encuentra en ningun otro fluido elástico, debiendo á ella el nombre de álcali volátil.

El amoniaco es irrespirable y apaga los cuerpos en combustion, pero arde con llama de color amarillo si se inflama en una atmósfera de oxígeno, haciéndolo llegar en forma de corriente por un tubo estrecho.

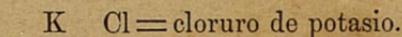
El cloro descompone instantáneamente el amoniaco gaseoso con desprendimiento de luz combinándose con el hidrógeno, é igual accion ejerce sobre él cuando está disuelto en agua, aunque con menos actividad. Lo descomponen tambien el iodo, el bromo en frio, y el carbon, azufre y fósforo con el auxilio del calor. El potasio y el sodio calentados quitan al amoniaco un tercio de su hidrógeno, al paso que otros metales como el hierro y el cobre solo experimentan en iguales circunstancias una alteracion molecular que los vuelve quebradizos.

Combínase el amoniaco con los hidrácidos y con los oxácidos formando sales como la potasa y la sosa; pero que presentan una constitucion especial. De la combinacion del ácido clorídrico, por ejemplo, con la potasa y con el amoniaco resultan cuerpos de propiedades físico-químicas bajo todos aspectos parecidas; pero cuyas fórmulas  $KCl$  y  $AzH^3$ ,  $HCl$  difieren de una manera extraña. Lo mismo puede decirse respecto á las oxisales: el sulfato de amoniaco perfectamente desecado tiene por fórmula  $AzH^3, HO, SO^3$  y el sulfato de potasa está representado por  $KO, SO^3$ ; es decir, que el primero contiene un equivalente de agua, mientras que el segundo es ahidro.

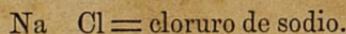
Agrégase á esto que el amoniaco forma tambien con los oxácidos ahidros sales sin agua, pero cuyos caracteres son diversos de los que ofrecen las de potasa y sosa, que constituyen con las amoniacales un grupo de los mas naturales de la química.

Ampére ideó una ingeniosa hipótesis mediante la cual desaparece esta singular anomalía, entrando las combinaciones del amoniaco en la teoría general de las sales. Supuso simplemente la existencia de un compuesto cuya fórmula fuese  $AzH^4$ , que desempeñaba el papel de un metal, al cual

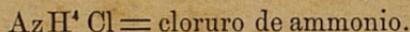
llamó *ammonio*. Admitiendo este modo de ver, queda restablecida la uniformidad entre las fórmulas de las sales de amoniaco y las de potasa y sosa, como puede verse comparando los ejemplos siguientes:



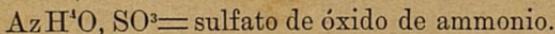
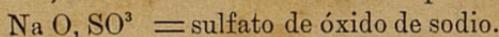
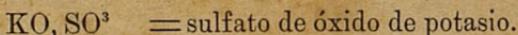
Potasio



Sodio

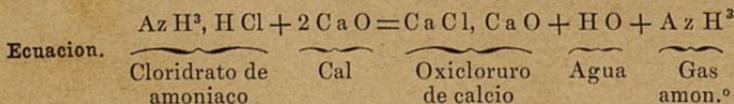


Ammonio



Aunque á primera vista repugne conceder á un cuerpo compuesto é hipotético las mismas propiedades que estamos acostumbrados á ver en sustancias simples, debe tenerse presente que no es este un caso aislado, ni improbable en el terreno de la experiencia, pues por el mismo medio se ha llegado á demostrar la existencia de otros compuestos; y en cuanto al ammonio hay hechos que dejan entrever la posibilidad de aislarlo, por mas que hasta el dia no se haya llegado á obtener al estado de pureza.

PREPARACION. El gas amoniaco se prepara calentando en un balon ó retorta una mezcla de partes iguales en peso de cloridrato de amoniaco en polvo y cal viva: el amoniaco se recoje en la cuba de mercurio, haciéndole atravesar antes por un recipiente que contenga potasa cáustica para privarlo de la humedad.



La precedente ecuacion demuestra que la cantidad de cal empleada es doble de la necesaria para descomponer el

cloridrato de amoniaco; pero usándola en esta proporcion se obtiene un compuesto de óxido y cloruro de calcio, que no absorbe el amoniaco desprendido, como sucedería con el cloruro de calcio solo.

El llamado vulgarmente *amoniaco liquido*, ó disolucion acuosa de gas amoniaco, se prepara por el mismo procedimiento, haciendo comunicar el tubo abductor de la retorta con un *aparato de Woolf*. Este consiste en una série de frascos de tres bocas que llevan en el cuello central un tubo de seguridad recto, y comunican entre sí por medio de tubos de cristal ajustados con tapones á las bocas laterales, resultando dispuestos de manera que el gas no puede pasar de uno á otro sin atravesar el agua que contienen. Se comprende que en este caso sería inútil desecar el amoniaco.

En la industria se prepara descomponiendo por la cal diferentes sales amoniacaes, como son el sulfato, carbonato y cloridrato, en grandes vasijas de fundicion, condensando el amoniaco en bombones que hacen las veces del aparato de Woolf. Así se extrae de las aguas amoniacaes que resultan de la fabricacion del gas del alumbrado.

Usos. El amoniaco se emplea como reactivo, es útil para sanear el aire sobrecargado de ácido carbónico, se aplica en varias operaciones de tintorería, y sirve para quitar las manchas de grasa y para hacer el hielo artificial.

En medicina se usa como rebefaciente, para cauterizar las picaduras de insectos venenosos, para excitar la vitalidad del cerebro en ciertos casos de síncope y para desvanecer los efectos de la embriaguez tomado en agua azucarada á la dosis de ocho ó diez gotas. Los veterinarios lo emplean para combatir el meteorismo del ganado vacuno.



## LECCION XVI.

## AZUFRE. ÁCIDO SULFUROSO.

—  
AZUFRE—S.

EQUIVALENTE=16.

El azufre es conocido desde tiempo muy antiguo.

ESTADO NATURAL. Hállase nativo en bastante abundancia en los terrenos volcánicos; en combinacion con la mayor parte de los metales mas conocidos constituyendo sulfuros y sulfatos; unido al hidrógeno en muchas aguas minerales, en ciertas sustancias animales y tambien en algunas plantas.

PROPIEDADES FISICAS. El azufre es sólido á la temperatura ordinaria, de color amarillo claro, insípido, inodoro y quebradizo: su densidad media es próximamente doble de la del agua. No se disuelve en este liquido, pero es soluble en alcohol, éter, cloroformo, en la esencia de trementina y en otros aceites volátiles, y sobre todo en el sulfuro de carbono y la benzina. Es un cuerpo dimorfo que cristaliza por fusion en prismas oblicuos de base de rombo y por dissolution en octaedros rectos de la misma base.

Funde á 111° presentando un color ambarino y una fluidez comparable á la del aceite; á 160° se espesa tomando el aspecto de resina fundida; á 260° adquiere una consistencia pastosa, que va perdiendo gradualmente á medida que se eleva mas la temperatura, notándose al mismo tiempo que su tinte oscurece hasta los 300° en que es casi negro.

Entra en ebullicion á 440° produciendo un vapor incoloro cuya densidad es 6,654, el cual al condensarse sobre los cuerpos frios puede tomar la forma de globulitos, constituidos por una película blanda que contiene azufre líquido: por este motivo se ha llamado *azufre utricular*, y tambien *azufre insoluble*, porque no tienen accion sobre él sus disolventes ordinarios. Enfriando bruscamente el azufre

líquido de  $260^{\circ}$  en adelante, adquiere y conserva por algún tiempo una elasticidad semejante á la del caoutchouc.

**PROPIEDADES QUÍMICAS.** El azufre arde en contacto con el aire á la temperatura de  $150^{\circ}$ , produciendo una llama azulada que esparce un olor sofocante. La mayor parte de los metaloides y de los metales pueden combinarse con él directa ó indirectamente.

Segun Schlumberger, se puede comprobar la existencia del azufre, aunque sea en proporciones mínimas, por el color azul que comunica á la disolucion de molibdato de amoniaco en ácido clorídrico extendido en agua.

**PREPARACION.** Cuando el azufre nativo se halla mezclado con poca cantidad de materias estrañas, se separa fácilmente de ellas derritiéndolo en grandes calderas, de las cuales se saca con cazos para verterlo en vasijas de palastro, donde se enfria: en tal estado se conoce con el nombre de *azufre en bruto*.

Si el mineral es menos rico, se introduce en unas especies de tinajas de barro colocadas en un horno llamado de *galera*, dentro de las cuales se vaporiza, pasando por un conducto que cada una tiene en su parte superior á otras de igual forma situadas esteriormente, que hacen las veces de condensadores: de estas se saca vá liquidado, destapando un tubo que llevan cerca del fondo, y se recibe en cubas llenas de agua. El producto así obtenido es tambien azufre en bruto, que contiene de 10 á 15 por 100 de tierra.

El azufre en bruto se purifica destilándolo en grandes retortas ó cilindros de fundicion, capaces de contener hasta 600 kilógramos, donde se hace llegar despues de fundido para evitar la formacion de ácido sulfídrico, ó la mezcla del aire con el vapor de azufre, que podrian ocasionar una esplosion. Vaporizado el azufre, pasa á una gran cámara construida con ladrillos compactos y provista en su parte superior de una válvula de seguridad: mientras las paredes no llegan á tomar la temperatura de  $111^{\circ}$  el azufre se solidifica sobre ellas bajo la forma de polvo que se llama *flor de azufre*; pero si continúa la destilacion por mas tiempo toma el estado líquido y se acumula en el fondo de la cámara, de la cual se estrae por un conducto



destinado á este objeto para vaciarlo despues en moldes de madera ligeramente cónicos, y entonces constituye el *azufre en cañon ó en canutillo*.

Tambien se puede estraer destilando la pirita marcial, ó bisulfuro de hierro, que produce de 20 á 23 por 100 de azufre.

Usos. Se emplea en la fabricacion del ácido sulfúrico, y para producir el ácido sulfuroso aplicado al blanqueo de la seda y de la lana. Sirve en la preparacion del caoutchouc vulcanizado; para hacer moldes y medallas; mezclada con el carbon y el nitro constituye la pólvora, y reducido á polvo se usa con éxito para destruir el *Oidium Tuckeri*, parásito de las viñas, como tambien varias especies de *eresifos* que se desarrollan en otras plantas. En medicina es un remedio bastante usado en el tratamiento de las enfermedades cutáneas.

#### OXÁCIDOS DEL AZUFRE.

El azufre es uno de los cuerpos que al unirse con el oxígeno forma mayor número de combinaciones ácidas. Considerando como un ácido distinto de los demás el sulfúrico monohidratado, se conocen los ocho siguientes.

1.º Acido hiposulfuroso . . . . .	$S^2 O^2$
2.º Acido sulfuroso . . . . .	$S O^2$
3.º Acido hiposulfúrico (ditiónico) . . . . .	$S^2 O^5$
4.º Acido hiposulfúrico monosulfurado (tritiónico) . . . . .	$S^3 O^5$
5.º Acido hiposulfúrico bisulfurado (tetratiónico) . . . . .	$S^4 O^5$
6.º Acido hiposulfúrico trisulfurado (pentatiónico) . . . . .	$S^5 O^5$
7.º Acido sulfúrico anhidro. . . . .	$S O^3$
8.º Acido sulfúrico monohidratado . . . . .	$SO^3, HO$

El 3.º, 4.º, 5.º y 6.º constituyen un grupo conocido con el nombre de *série tiónica*, de *theion* azufre.

Como mas importantes nos ocuparemos solamente de los ácidos sulfuroso y sulfúrico.

Acido sulfuroso— $\text{SO}^2$ 

Equivalente = 32.

Stahl fué el primero que distinguió el ácido sulfuroso como un cuerpo particular; Gay-Lussac y Berzelius fijaron su composicion.

ESTADO NATURAL. Este cuerpo se desprende naturalmente de los volcanes y solfataras.

PROPIEDADES FISICAS. El ácido sulfuroso es un gas incoloro, de olor á azufre quemado, de sabor ácido desagradable; su densidad es 2,234 y el peso de un litro 2<sup>g</sup>,885. Se liquida á  $-10^\circ$ , y puede solidificarse mediante una fuerte presión á  $-75^\circ$ . El agua disuelve cincuenta veces su volumen y el alcohol una porcion mucho mayor. El ácido sulfuroso líquido es incoloro, de una densidad igual á 1,45, y produce al vaporizarse un frio capaz de solidificar el mercurio y liquidar algunos gases.

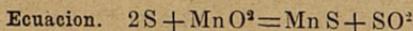
PROPIEDADES QUIMICAS. El ácido sulfuroso se descompone por la electricidad, resiste mucho la accion del calor, y solo se ha conseguido separar sus elementos en circunstancias especiales á la temperatura de  $1.200^\circ$ ; es impropio para la combustion y para la respiracion, y además irrita los pulmones provocando la tos.

Enrojece la tintura de tornasol y la decolora en seguida, produciendo tambien este último efecto sobre muchas sustancias vegetales y animales. Se combina directamente con el oxígeno en presencia de la esponja de platino y lo mismo acontece bajo el influjo del aire cuando está disuelto en agua, engendrando en ambos casos ácido sulfúrico.

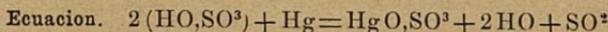
El hidrógeno y el carbono lo descomponen á una temperatura elevada, y forma con el agua compuestos definidos que son verdaderos hidratos. Una mezcla de cloro y ácido sulfuroso expuesta á los rayos solares dá lugar á un compuesto líquido llamado *ácido clorosulfúrico*: con el iodo forma una combinacion análoga. El ácido nítrico lo convierte rápidamente en ácido sulfúrico.

PREPARACION. En los laboratorios se puede preparar el ácido sulfuroso de varios modos:

1.º Calentando en un balon una mezcla de cuatro partes de azufre y cinco de peróxido de manganeso.



2.º Sometiendo de igual manera mercurio ó cobre á la accion del ácido sulfúrico concentrado.



Empleando el cobre se debe graduar con mucha precaucion el calor.

Puede tambien obtenerse descomponiendo el ácido sulfúrico por el carbon, pero entonces sale mezclado con ácido carbónico, óxido de carbono é hidrógeno carbonado.

En cualquier caso, es preciso recogerlo en la cuba hidrargiro-neumática. Para los usos industriales se prepara quemando el azufre ó tostando las piritas.

La presencia del ácido sulfuroso libre se reconoce por medio de un pedazo de papel sin cola impregnado en una disolucion de nitrato de protóxido de mercurio: la descomposicion que opera el ácido sulfuroso en esta sal deja libre al mercurio, que comunica al papel un color agrisado.

Usos. Empléase en la fabricacion del ácido sulfúrico; para blanquear la seda, la lana, la gelatina y la cola de pescado. Se usa para azufrar los vinos á fin de impedir que se avinagren; para quitar las manchas rojas de fruta en el lienzo; como desinfectante para fumigar tanto las ropas de cama como las habitaciones y forma parte del tratamiento de algunas enfermedades de la piel.

---

## LECCION XVII.

## ÁCIDO SULFÚRICO ANHIDRO Y MONOHIDRATADO.

---

 Acido sulfúrico anhidro— $\text{SO}^3$ 

Equivalente = 40.

Algunos químicos dan á este cuerpo el nombre de *anhidrido sulfúrico*.

PROPIEDADES FÍSICAS. El ácido sulfúrico anhidro se presenta bajo la forma de cristales sedosos de un aspecto parecido al amianto, cuya densidad es 1,97. Por efecto de una modificación isomérica puede fundir á  $18^\circ$  ó á  $100^\circ$ ; pero una vez fundido hierve á  $30^\circ$ . Esparce humo blanco á causa de su gran afinidad por el agua, y produce un ruido análogo al de un hierro incandescente cuando se introduce en este líquido.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Se descompone al calor rojo en ácido sulfuroso y oxígeno y resiste mucho la acción de la pila. Se combina con el azufre, iodo y algunos ácidos; quema y ennegrece la mayor parte de las materias orgánicas.

PREPARACION. Se puede obtener por la acción de la esponja de platino sobre una mezcla de gas ácido sulfuroso y oxígeno; destilando el ácido sulfúrico de Nordhausen; ó descomponiendo por el calor el bisulfato de sosa.

---

 ACIDO SULFÚRICO MONOHIDRATADO Ó NORMAL.— $\text{HO}, \text{SO}^3$ .

EQUIVALENTE = 49.

Aunque se atribuye á Basilio Valentin, que vivió en el siglo XV, el descubrimiento de este ácido porque indicó el modo de prepararlo, hay pruebas de que era conocido muchos años antes. Lavoisier fué el primero que estableció su composición.

Se le ha designado con los nombres de *espíritu ó aceite de vitriolo*.

ESTADO NATURAL. Encuéntrase libre en algunas grutas

situadas en terrenos volcánicos, las aguas del Rio Vinagre contienen mas de una milésima, y se ha descubierto en mayor proporción en una fuente del Páramo de Ruiz y en otra del Niágara: combinado con las bases forma varias especies minerales.

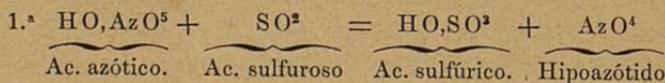
**PROPIEDADES FISICAS.** El ácido sulfúrico puro es un líquido incoloro, sin olor, de aspecto oleaginoso, de sabor fuertemente ácido y corrosivo, cuya densidad es 1,843, su punto de ebullición 325°, pudiendo cristalizar—34°.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Es tal su energía que diluido en 1000 veces su peso de agua enrojece la tintura de tornasol. Destruye las materias orgánicas, corroe la piel, y obra ingerido en el estómago como un veneno violento. Su acción, poco marcada sobre los metalóides, es muy notable sobre muchos metales.

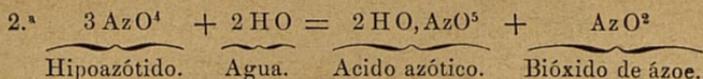
Expuesto al aire va tomando lentamente un color oscuro, debido á que carboniza las partículas orgánicas que aquel contiene; pero recupera su transparencia calentándolo, porque así las destruye completamente formándose ácido sulfuroso. Absorbe la humedad de la atmósfera aumentando de volumen hasta tomar 15 veces su peso de agua. Forma otros dos hidratos poco estables cuyas fórmulas son 2 HO,SO<sup>3</sup> y 3 HO,SO<sup>3</sup>.

**PREPARACION.** La fabricación del ácido sulfúrico constituye una industria de gran importancia, habiéndose llegado á perfeccionar á tal grado los procedimientos de su preparación que los resultados obtenidos en la práctica son casi iguales á los que indica la teoría.

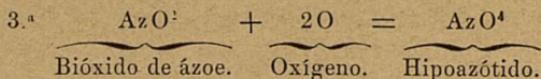
Las reacciones que tienen lugar en la elaboración de este cuerpo se esplican por las ecuaciones siguientes:



El ácido azótico en presencia del gas sulfuroso cede á éste una parte de su oxígeno para convertirlo en ácido sulfúrico y él se transforma en hipoazótido.



El hipoazótido bajo la influencia de un exceso de agua se descompone en ácido nítrico y bióxido de de ázoe.



El bióxido de ázoe en contacto con el aire se apodera del oxígeno y forma hipoazótido.

En la producción del ácido sulfúrico intervienen de un modo esencial el gas ácido sulfuroso, ácido nítrico, aire y agua; pues el hipoazótido y el bióxido de ázoe solo se forman transitoriamente para convertirse en ácido azótico bajo el influjo del agua y del aire, siendo este quien cede el oxígeno, puesto que el agua no se descompone. Dedúcese de aquí, que el ácido nítrico en presencia del aire y del agua sirve solamente como intermedio para proporcionar al ácido sulfuroso la cantidad íntegra de oxígeno que toma del aire.

El conjunto de reacciones arriba indicadas se demuestra experimentalmente haciendo llegar por tubos separados á un balon grande de cristal ácido sulfuroso, bióxido de ázoe, aire y vapor acuoso: muy pronto se ven aparecer vapores rojos, que se desvanecen dando origen á un líquido con todas las propiedades del ácido sulfúrico.

En la industria se fabricaba antes este ácido en vasijas de vidrio, que han sido reemplazadas por grandes cámaras forradas anteriormente de plomo, cuya capacidad total escede en algunas fábricas de 3.000 metros cúbicos. Esta ventajosa innovación se puso en práctica por primera vez en Birmingham el año de 1746.

Para multiplicar el contacto de los gases se emplean generalmente cinco cámaras que comunican entre sí: las dos primeras y las dos últimas son mas pequeñas y se llaman *tambores*; la del centro ó *gran cámara* mide unos 1.000 metros cúbicos, y en ella se forma la mayor parte del ácido sulfúrico. Una cámara de estas dimensiones corresponde á

un sistema que produce 3.000 kilogramos de ácido sulfúrico en 24 horas, consumiendo 1.000 kilogramos de azufre de cuya combustión resulta el ácido sulfuroso.

Al salir de estos aparatos se le quita al ácido sulfúrico el agua en exceso que contiene evaporándolo en vasijas de plomo, y destilándolo después en grandes retortas de platino hasta que marca  $60^{\circ}$  del arcómetro de Baumé. En este estado suele contener ácido arsénico, vapores nitrosos y sulfato de plomo: del ácido arsénico se le priva tratándolo por una corta porción de sulfuro de bario que forma sulfato de barita y sulfuro de arsénico, ambos insolubles en el ácido; de los compuestos nitrosos calentándolo con pequeñas partes de sulfato de amoníaco que dá lugar á agua y azoe, y del sulfato de plomo y otras sustancias fijas destilándolo en una retorta de vidrio á la que se aplica el fuego lateralmente mediante una rejilla anular para evitar que se rompa, pues la ebullición de este cuerpo va acompañada de sobresaltos que á veces llegan á levantar la retorta.

Existe otra variedad de ácido sulfúrico, llamado *fumante* ó de *Norhdansen*, cuya fórmula es  $\text{HO}, 2 \text{SO}^3$ , que se considera como una disolución del ácido anhídrico en el monohidratado: esta se obtiene por la destilación del sulfato de protóxido de hierro previamente desecado.

Cualquiera de las sales solubles de barita sirve de reactivo para reconocer la existencia del ácido sulfúrico, pues todas dan lugar á un precipitado blanco de sulfato de barita.

Usos. El ácido sulfúrico tiene multitud de aplicaciones tanto en la industria como en los laboratorios. Empléase para extraer el oxígeno, hidrógeno, cloro y fósforo; en la preparación del alumbre, de la glucosa, del éter, de los ácidos nítrico, clorídrico, carbónico y otros; en la extracción del sebo, en la purificación de los aceites; en la fabricación de las bugías esteáricas y del algodón pólvora; en la disolución del indigo, preparación de las pieles y de ciertos tintes; en las pilas voltaicas, etc.

## LECCION XVIII.

## ÁCIDO SULFÚDRICO. FLUOR. ÁCIDO FLUORÍDRICO.

ÁCIDO SULFÚDRICO—HS.

EQUIVALENTE = 17.

El ácido sulfúdrico fué descubierto por Schéele.

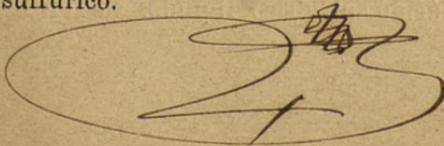
Se ha llamado tambien *ácido hidrosulfúrico é hidrógeno sulfurado*.

ESTADO NATURAL. Las sustancias orgánicas en cuya composicion entra el azufre, lo producen al descomponerse espontáneamente: se halla al estado de libertad ó en combinacion con ciertas bases en las aguas minerales sulfurosas, y existe siempre mezclado con otros gases en los intestinos de los animales.

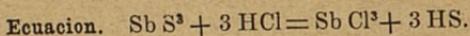
PROPIEDADES FISICAS. El ácido sulfúdrico es un gas incoloro, de olor á huevos podridos, capaz de liquidarse bajo la presion de 17 atmósferas á la temperatura ordinaria, cristaliza á  $-80^{\circ}$  y su densidad es 1,191: un litro de este gas pesa 1<sup>g</sup>,548. El agua disuelve un volúmen como tres veces el suyo y el alcohol una cantidad doble, siendo apenas soluble en una disolucion acuosa saturada de sal comun.

PROPIEDADES QUIMICAS. Se descompone incompletamente por el calor y por la electricidad, comunica á la tintura de tornasol un color rojo vinoso, no mantiene la combustion aunque arde con una llama lívida, dando origen á un depósito de azufre: mezclado con vez y media su volúmen de oxígeno detona al aproximarle una luz; es muy venenoso, pues una atmósfera en que haya 0,005 de este gas mata á un caballo y con mas motivo al hombre.

El cloro, bromo y iodo lo descomponen inmediatamente, formando hidrácidos y dejando aislado el azufre, al paso que muchos metales producen su descomposicion constituyendo sulfuros y desprendiendo hidrógeno. Bajo la accion de algunos cuerpos oxidantes se convierte en ácido sulfúrico.



PREPARACION. El mejor procedimiento para obtener el ácido sulfídrico puro consiste en tratar á un calor moderado el sulfuro de antimonio en polvo por el ácido clorídrico concentrado: la operacion se efectúa en un balon á cuyo cuello se adaptan dos tubos, uno en S por el cual se vierte el ácido y otro de desprendimiento que termina en un frasco con agua para absorber el ácido clorídrico arrastrado por el gas, pasando este despues de lavado á la cuba de mercurio.



Se puede tambien obtener por medio del ácido sulfúrico y el sulfuro de hierro artificial, ó tratando en frio los sulfuros de bario, estroncio ó calcio por el ácido clorídrico.

La disolucion del ácido sulfídrico se prepara haciendo pasar una corriente de este gas por un aparato de Woolf cuyos frascos contienen agua recientemente hervida. Para conservar la disolucion conviene tenerla en frascos bien tapados, enteramente llenos y vueltos boca abajo, porque el gas disuelto se descompone por la accion del oxígeno atmosférico, formando agua con el hidrógeno y precipitándose el azufre, que pone el líquido lechoso.

Los accidentes que se manifiestan por la inspiracion del ácido sulfídrico mezclado con el aire se combaten con fumigaciones de cloro, que tiene la propiedad de descomponerlo combinándose con el hidrógeno y dejando en libertad el azufre. Se puede en estos casos hacer respirar el cloro que se desprende de algunos pedazos de cloruro de cal envueltos en un paño mojado en vinagre.

Usos. El ácido sulfídrico disuelto en agua es un reactivo muy útil porque precipita muchos metales de sus disoluciones salinas, produciendo colores característicos: las aguas minerales que lo contienen son un remedio eficaz para muchos padecimientos, tanto en forma de baños como tomadas al interior.

Se conoce otro compuesto de azufre é hidrógeno, dotado de muy poca estabilidad, que se emplea únicamente en la preparacion del ácido sulfídrico líquido: su fórmula es  $\text{HS}^2$ .

Fluor—Fl.  
Equivalentente = 19.

Este cuerpo fué llamado por Ampère *phthoro*.

ESTADO NATURAL. Nunca existe al estado libre, pero se halla en abundancia constituyendo fluoruros, sobre todo fluoruro de calcio: bajo esta forma se ha encontrado en todas las aguas minerales que contienen bicarbonato de cal, en algunas rocas, y en pequeñas porciones en ciertas sustancias vegetales; en la sangre, en la orina y en los huesos de los animales.

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. La gran dificultad de aislar este cuerpo á causa de la afinidad que tiene por todos los demás, y la imposibilidad de conservarlo, no han permitido hasta el día que se conozcan la mayor parte de sus propiedades. Sábese únicamente que posee olor, es incoloro, descompone el agua á la temperatura ordinaria, y al estado naciente ataca todos los metales incluso el platino.

Acido fluorídrico—H Fl.  
Equivalentente = 20.

En 1771 descubrió Schéele el ácido fluorídrico: su composicion fué determinada por Davy, Gay-Lussac y Thénard.

PROPIEDADES FÍSICAS. Es gaseoso á la temperatura ordinario, condensable por el frio en un líquido muy fluido, de olor fuerte, fumante en contacto con el aire y muy soluble en el agua. Su disolucion acuosa al mayor grado de concentracion es trasparente, espaaee vapores blancos y hierve á 20°.

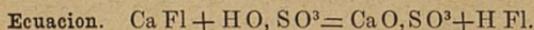
PROPIEDADES QUÍMICAS. El ácido fluorídrico concentrado es el cuerpo mas corrosivo que se conoce. Su vapor ocasiona en las manos dolores sordos que persisten mucho tiempo: una sola gota produce sobre la piel una úlcera de difícil cicatrizacion, por cuya causa se aconseja manejarlo con guantes: cuando está diluido en agua deja de ser peligroso su manejo.

Entre los metalóides, solo el boro y el silicio tienen acción sobre el fluor: los metales se combinan con él desprendiendo hidrógeno, escepto el mercurio, plomo, plata, oro y platino. La reaccion mas notable del ácido fluorídrico es la que ejerce sobre los cuerpos que contienen silicio, en la que se funda el procedimiento empleado para grabar el vidrio.

Cubriendo un pedazo de cristal con una capa de cera, en la cual se hacen rayas con un punzon, y aplicando despues con un pincel en las partes descubiertas el ácido fluorídrico estendido en agua, ó esponiéndolo al vapor de este cuerpo, quedan prontamente corroidas y sin brillo todas las porciones desprovistas de cera.

PREPARACION. Para obtener el ácido fluorídrico puro anhidro, se calcina en una retorta de platino el fluoridrato de fluoruro de potasio.

El ácido fluorídrico hidratado se prepara tratando el fluoruro de calcio reducido á polvo por el ácido sulfúrico concentrado y recientemente hervido, á una temperatura de 130°: estos cuerpos se introducen en una retorta de plomo cuya panza y bóveda se puedan separar, y el cuello comunica con un tubo en U de la misma materia que contiene un poco de agua destilada y está rodeado de hielo.



El ácido fluorídrico se distingue de todos los demás ácidos en que corroe el cristal de roca.

Usos. Se emplea para hacer grabados sobre el vidrio.

---

## LECCION XIX.

## CLORO Y SUS OXÁCIDOS.

CLORO—Cl.

EQUIVALENTE=35,5.

El cloro fué descubierto por Schéele en 1774, y considerado como un ácido hasta que Davy, Gay-Lussac y Thénard demostraron que era un cuerpo simple.

Antes que Ampère le asignara el nombre que hoy lleva se llamó *ácido marino deflogisticado*, *ácido muriático oxigenado*, y últimamente *clorina*.

ESTADO NATURAL. Se encuentra siempre en combinacion con los metales, particularmente con el sódio constituyendo la sal comun, que se halla disuelta en las aguas del mar y forma grandes depósitos en algunos terrenos.

PROPIEDADES FISICAS. Es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte desagradable, sabor cáustico, de una densidad igual á 2,44, siendo el peso de un litro 3<sup>g</sup>, 16. Un volúmen de agua disuelve como máximum tres volúmenes de cloro á la temperatura de 8°: forma á—3° un hidrato fácilmente descomponible por el calor que se presenta en cristales prismáticos. Bajo la presion de cinco atmósferas se convierte en un líquido cuya densidad es 1,33.

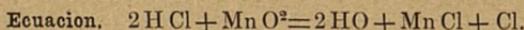
PROPIEDADES QUIMICAS. El cloro es impropio para la combustion: la llama de una bujía introducida en este gas desprende mucho humo y se apaga al poco tiempo. Tampoco sirve para la respiracion y además es deletéreo, porque provoca una fuerte irritacion en el aparato respiratorio. Todas las materias colorantes de origen orgánico pierden su color por la accion del cloro.

Tiene poca afinidad por el oxígeno, y los compuestos que con este forma son muy inestables. Con el hidrógeno se combina directamente con detonacion cuando se mezclan volúmenes iguales de ambos gases y se someten á la influencia de una llama, de la chispa eléctrica, ó de los ra-

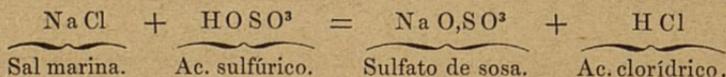
yos solares: á la luz difusa se verifica la combinacion lentamente y en la oscuridad permanece la mezcla sin alteracion. El fósforo despues de inflamado arde en el cloro con una llama verdosa; el arsénico, antimonio y cobre pulverizados se enrojecen cuando se echan en un frasco lleno de cloro seco, formando cloruros. El estaño y el mercurio tambien son atacados por el cloro á la temperatura ordinaria.

PREPARACION. El cloro gaseoso se puede aislar por dos procedimientos.

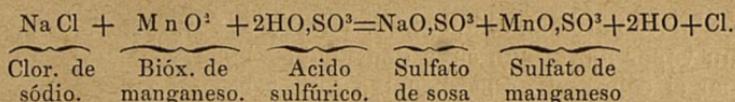
*Tratando el bióxido de manganeso por el ácido clorídrico.* Se introduce el bióxido de manganeso reducido á polvo en un matraz de vidrio cuyo tapon lleva un tubo en S y el de desprendimiento; por el primero se vierte el ácido clorídrico, calentando suavemente el matraz para facilitar la reaccion. El gas desprendido se lava y deseca atravesando un frasco con agua y despues un tubo lleno de cloruro de calcio, y se puede recoger en agua saturada de sal comun, ó directamente en un frasco vacío con la boca hácia arriba por ser el cloro mas denso que el aire.



*Por medio de la sal marina, el ácido sulfúrico y el bióxido de manganeso.* En este caso se usa del mismo aparato, empleando una mezcla de cuatro partes de sal comun, una de bióxido de manganeso y dos de ácido sulfúrico. La reaccion se esplica mediante las dos ecuaciones siguientes:



El ácido clorídrico actuando sobre el bióxido de manganeso produce cloro y cloruro de manganeso, pero este se descompone bajo la accion del ácido sulfúrico en exceso formándose ácido clorídrico y sulfato de manganeso. La reaccion final va expresada en esta segunda ecuacion:



La disolucion de cloro, ó *agua de cloro*, se prepara haciendo pasar este gas por un aparato de Woolf. Esta disolucion produce por el enfriamiento un hidrato de cloro que se presenta en cristales de color amarillo verdoso, cuya composicion es (Cl + 10 HO), el cual sirve para obtener el cloro líquido. El agua de cloro debe conservarse en frascos bien tapados y de color oscuro, pues bajo el influjo de la luz el cloro descompone el agua produciendo ácido clorídrico y ácido hipocloroso.

La accion tóxica del cloro se combate con fumigaciones de gas amoniaco, ó tragando pedacitos de azúcar impregnados en alcohol.

Usos. El cloro se emplea para blanquear el papel y las telas de algodón y de lino; sirve en muchas operaciones químicas, particularmente como oxidante en presencia del agua; es un desinfectante muy eficaz y con él se preparan los cloruros decolorantes, el clorato de potasa y otros compuestos.

#### COMBINACIONES DEL CLORO CON EL OXIGENO.

El cloro forma con el oxígeno los compuestos siguientes:

Acido hipocloroso . . . ClO	Acido perclórico . . . . . ClO <sup>7</sup>
Acido cloroso . . . . . ClO <sup>3</sup>	Acido cloroclórico . . . . . 2 Cl O <sup>5</sup> Cl O <sup>3</sup>
Acido hipoclorico . . . ClO <sup>4</sup>	Acido cloroperclórico . . 2 Cl O <sup>7</sup> Cl O <sup>3</sup>
Acido clórico . . . . . ClO <sup>5</sup>	

Los mas interesantes son el ácido hipocloroso y el ácido clórico.

Acido hipocloroso—ClO.  
Equivalente = 43.

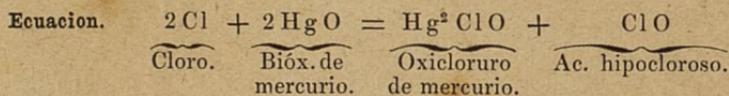
El ácido hipocloroso fué descubierto por Balard.

PROPIEDADES FISICAS. Es un líquido rojo, de olor pe-

netrante parecido al del cloro. Hierve á 20°, produciendo un vapor naranjado cuya densidad es 2,981, el cual detona por el calor: el agua disuelve 200 veces su volúmen de este vapor.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** La disolucion de ácido hipocloroso pone la piel parduzca y la desorganiza, destruye las materias colorantes obrando como un oxidante de los mas enérgicos por la accion simultánea del cloro y del oxígeno. Un litro de ácido hipocloroso en vapor produce tanto efecto decolorante como dos litros de cloro.

**PREPARACION.** Se obtiene vertiendo en un frasco lleno de cloro bióxido de mercurio suspendido en una corta porcion de agua.



**Usos.** Sirve para preparar los cloruros decolorantes.

Acido clórico hidratado—H O, Cl O<sup>5</sup>.

Equivalente = 84,5.

Gay-Lussac fué el primero que aisló el ácido clórico.

**PROPIEDADES FISICAS.** Este cuerpo al estado de pureza, en su mayor grado de concentracion, es un líquido incoloro, de consistencia oleaginosas, sin olor, de sabor muy ácido, soluble en el agua en todas proporciones.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** No se le puede privar del agua sin que se convierta en ácido hipocloroso y oxígeno. A una temperatura superior á 40° se descompone en ácido perclórico, cloro, oxígeno y agua. Ataca fuertemente todas las sustancias orgánicas, enrojece la tintura de tornasol y la destruye rápidamente. Es de tal modo comburente que por su contacto auxiliado de un débil calor se inflaman el azufre, el fósforo, el alcohol, el papel y los tejidos vegetales.

**PREPARACION.** Se obtiene ordinariamente descomponiendo el clorato de potasa por el ácido hidrofúosilícico.

**Usos.** Puede servir para reconocer la potasa.

## LECCION XX.

## ÁCIDO CLORÍDRICO. BROMO. IODO.

ACIDO CLORIDRICO—H Cl.  
EQUIVALENTE=36,5.

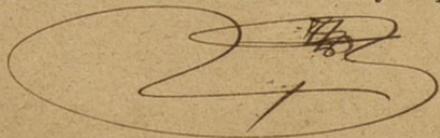
El ácido clorídrico, conocido desde la época de los alquimistas, fué obtenido al estado gaseoso por Priestley en 1772.

Se le han aplicado los nombres de *espíritu de sal*, *ácido marino*, *ácido muriático* y *ácido hidrocórico*.

ESTADO NATURAL. Este ácido se desprende de los volcanes, hallándose tambien en las aguas de algunos rios de América en la proporcion de una á dos diezmilésimas.

PROPIEDADES FÍSICAS. Es un gas incoloro, de olor fuerte é irritante que provoca la tos, de una densidad igual á 1,247, siendo el peso de un litro 1<sup>g</sup>,612. Esparce humo blanco al contacto del aire por efecto de su combinacion con el vapor acuoso que este contiene, se liquida á + 10° bajo la presion de 18 atmósferas; el agua absorbe hasta 500 veces su volúmen á 0°, demostrándose la rapidez con que se disuelve en este líquido por el mismo procedimiento que se emplea para el amoniaco. La disolucion concentrada de ácido clorídrico cuya densidad es 1,21 hierve á 110°, despues de desprender una porcion considerable de ácido gaseoso, quedando reducida á un hidrato muy estable que contiene diez y seis equivalentes de agua. Forma otros dos hidratos de poca estabilidad cuya composicion es HCl, 6 HO y HCl, 12 HO.

PROPIEDADES QUÍMICAS. El gas ácido clorídrico es impropio para la combustion é indescomponible por el calor. Disuelto en agua y concentrado ennegrece las materias orgánicas y las destruye prontamente. No ejerce accion en general sobre los metalóides, pero es descompuesto por muchos metales formando cloruros y desprendiendo hidrógeno:

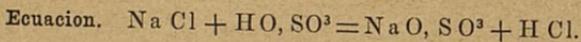


se combina con los óxidos metálicos produciendo agua, cloruros y alguna vez cloridratos.

La mezcla de tres partes de ácido clorídrico con dos de ácido nítrico calentada á 86° constituye el *agua régia*, nombre que le dieron los alquimistas porque posee la propiedad de disolver el oro, considerado por ellos como el rey de los metales. Por la accion recíproca de estos dos ácidos se forma hipoclorito, cloro, y dos compuestos llamados ácido hipocloronítrico y ácido cloronitroso, cuyas fórmulas son  $Az O^2Cl^2$  y  $Az O^2Cl$ .

El agua régia obra como un poderoso oxidante.

PREPARACION. Para obtener el ácido clorídrico gaseoso se descompone el cloruro de sodio fundido por medio del ácido sulfúrico hidratado, efectuando la operacion de un matraz de cristal cuyo tubo abductor termina en la cuba de mercurio. La reaccion empieza á la temperatura ordinaria y se activa despues por el calor.



El ácido clorídrico disuelto en agua, llamado tambien *ácido clorídrico líquido*, se prepara en los laboratorios haciendo pasar el gas por un aparato de Woolf. En la industria se obtiene bajo esta forma empleando grandes cilindros de hierro situados horizontalmente en un horno: el gas producido se recoje en bombones de barro llenos de agua hasta la mitad. Se ha obtenido tambien sometiendo á la accion del fuego una mezcla de sal comun y arcilla.

El ácido clorídrico del comercio contiene sesquicloruro de hierro que le dá un color amarillo y alguna porcion de ácidos sulfúrico y sulfuroso.

Para purificarlo se convierte el ácido sulfuroso en ácido sulfúrico por medio del cloro, se trata en seguida por el cloruro de bario, que forma sulfato de barita insoluble y ácido clorídrico, y despues se destila cuidando de no recojer mas que las nueve décimas partes del producto.

Usos. El ácido clorídrico se usa como reactivo para reconocer el amoniaco, las sales de plata, de protóxido de mercurio y de plomo; para descomponer los sulfuros y los car-

bonatos; para preparar el cloro, el cloridrato de amoniaco y los cloruros decolorantes; para extraer la gelatina de los huesos; para reblandecer el marfil y para obtener las aguas gaseosas.

Bromo—Br.  
Equivalente=80.

El bromo fué descubierto por M. Balard en 1826.

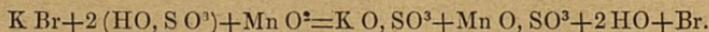
ESTADO NATURAL. Este metaloide se halla principalmente al estado de bromuro de magnesio en las aguas marinas, sobre todo en las del Mar muerto que contienen hasta 3<sup>8</sup>,4 por metro cúbico.

PROPIEDADES FISICAS. El bromo es un líquido de color rojo oscuro, de olor fétido y sabor repugnante, de una densidad representada por 2,966, que entra en ebullicion á 63° y se solidifica á —22°. Es tan volátil que bastan algunas gotas de él para llenar un balon grande de vapor naranjado cuya densidad es 5,39 y el peso de un litro 7 gramos. Es poco soluble en el agua, algo mas en alcohol y en todas proporciones en el éter.

PROPIEDADES QUIMICAS. El bromo es muy venenoso, ataca fuertemente los órganos respiratorios, tiñe de amarillo y destruye las materias colorantes, descompone el vapor de agua á la temperatura roja produciendo ácido bromídrico y oxígeno, y se combina directamente con muchos metales.

PREPARACION. Se aísla por el mismo procedimiento que el cloro, calentando en una retorta una mezcla de bromuro de potasio ó de sodio, ácido sulfúrico y peróxido de manganeso.

Ecuacion.



Usos. El bromo se considera útil para el tratamiento de las enfermedades pseudomembranosas del aparato respiratorio, para neutralizar la accion tóxica del *Curare*, y es de bastante uso en la fotografía, así como en algunas operaciones de química orgánica.

Forma el bromo con el oxígeno una sola combinacion

bien conocida que es el *ácido brómico*, algo parecido al ácido elórico, aunque nunca se ha obtenido al estado anhidro: su fórmula es  $\text{HO, BrO}^5$ .

Con el hidrógeno constituye el ácido bromídrico, que se asemeja mucho al ácido clorídrico y tiene por fórmula  $\text{HBr}$ .

Iodo— I.

Equivalente=127.

El iodo, descubierto por Courtois en 1811, fué estudiado de una manera completa por Gay-Lussac.

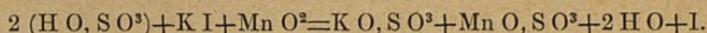
ESTADO NATURAL. Aunque nunca se encuentra al estado libre, abunda combinado con el sodio en ciertas plantas marinas; se halla en las esponjas, en las aguas saladas, en algunas variedades de hulla y otros minerales, habiéndose sospechado también su existencia en el aire atmosférico.

PROPIEDADES FISICAS. El iodo es sólido á la temperatura ordinaria, de olor semejante al del cloro y bromo, de color gris con brillo metálico, siendo su densidad 4,95. Funde á  $107^\circ$ , y á  $180^\circ$  se convierte en vapor de color violado cuya densidad es 8,716 y el peso de un litro  $11^8,322$ . Cristaliza por sublimación en láminas romboidales y en octaedros. El agua pura disuelve poco mas de una diezmilésima parte de su peso, pero es muy soluble en el alcohol, el éter, la benzina, el sulfuro de carbono, como también en el agua si contiene ioduros, ácido iodídrico ó ciertas sales amoniacales.

PROPIEDADES QUIMICAS. El iodo ejerce una acción poco enérgica sobre las sustancias orgánicas, destruye lentamente las materias colorantes, produce en la piel manchas amarillas que desaparecen por el calor, é ingerido en el estómago obra como un veneno violento. Su acción sobre los demás cuerpos es análoga, aunque mas débil, á la que se observa en el cloro y en el bromo, los cuales lo desalojan de casi todas sus combinaciones. Forma con el almidón un compuesto de color azul que se decolora á la temperatura de  $80^\circ$  y reaparece por el enfriamiento. Esta propiedad permite apreciar hasta una millonésima de iodo en las soluciones.

PREPARACION. El procedimiento mas simple para obtener el iodo consiste en descomponer el ioduro de potasio por medio del ácido sulfúrico y el peróxido de manganeso.

Ecuacion.



Es posible tambien aislarlo sin emplear el peróxido de manganeso, pero la reaccion que entonces tiene lugar produce al mismo tiempo ácidos sulfuroso y iodídrico.

Usos. El iodo se usa para reconocer las féculas, figura en primer término entre las sustancias fotográficas, y es un medicamento eficaz para el tratamiento de varias enfermedades.

Se conocen tres oxácidos del iodo: *ácido hipo-iódico*  $\text{IO}^4$  *ácido iódico*  $\text{IO}^5$ , y *ácido per-iódico*  $\text{IO}^7$ .

Con el hidrógeno forma un solo compuesto, el *ácido iodídrico*  $\text{HI}$ , bastante parecido á los hidrácidos de los otros metaloides halógenos.

Tambien se combina con el ázoe constituyendo el *ioduro de ázoe*, cuya fórmula mas admitida es  $\text{Az HI}^2$ .

Este cuerpo se presenta bajo la forma de un polvo negro que se descompone con explosion por el mas lijero rozamiento. Obtiénese vertiendo amoniaco sobre el iodo pulverizado y recogiendo sobre un filtro de papel el depósito que al poco rato se produce.

## LECCION XXI.

## FÓSFORO. ÁCIDO FOSFÓRICO ANHIDRO.

FÓSFORO—Ph.

EQUIVALENTE = 31.

El fósforo fué hallado en la orina por Brandt en 1569, y un siglo despues lo extrajeron de los huesos Gahn y Scheéle.

ESTADO NATURAL. El fósforo entra en la constitucion de la mayor parte de los vegetales; se halla en abundancia en el esqueleto de los animales, en la sustancia cerebral y otros tegidos, y forma parte de varios terrenos al estado de fosfato de cal.

PROPIEDADES FISICAS. El fósforo puro es un cuerpo sólido, incoloro, traslúcido, insípido, de olor aliáceo, cuyo peso específico es 1,77. Funde á 44° y entra en ebullicion á 290°, siendo la densidad de su vapor 4,335. Si despues de calentarlo hasta 70° se enfria repentinamente toma un color negro que desaparece por la fusion. Sumergido en agua se vuelve opaco y amarillento sin disolverse, pero es soluble en los aceites esenciales, y en los sulfuros de carbono y de fósforo, en los cuales puede cristalizar bajo la forma de dodecaedros romboidales. Agitándolo con rapidez despues de fundido en agua caliente, ó mejor en una disolucion de urea, hasta que se enfria, llega á reducirse á polvo.

La propiedad de ser luminoso en la oscuridad, á la que debe su nombre, ha sido considerada por Berzelius como un fenómeno físico dependiente de su vaporizacion.

PROPIEDADES QUIMICAS. El fósforo tiene mucha afinidad por el oxígeno, con el cual se combina al contacto del aire con desprendimiento de humo blanco formando ácido fosfático, por cuyo motivo es preciso conservarlo en frascos llenos de agua destilada.

El rozamiento ó una temperatura de 60° bastan para inflamarlo, produciéndose en este caso ácido fosfórico. Se

une directamente con el azufre, cloro, bromo y iodo, formando con el ácido nítrico bajo el influjo del calor ácido fosfórico é hipoazótido.

El fósforo puede experimentar una transformacion alotrópica en la cual sus propiedades difieren mucho de las indicadas. En este nuevo estado recibe el nombre de *fósforo rojo* ó *fósforo amorfo*.

El fósforo ordinario ó normal se convierte en fósforo amorfo por cualquiera de estos procedimientos:

- 1.º Exponiéndolo á la accion prolongada de la luz solar.
- 2.º Agregando un poco de iodo á una disolucion de fósforo en el sulfuro de carbono.
- 3.º Dejando caer á gotas cloruro de azufre en el fósforo fundido.
- 4.º Sometiendo el fósforo normal durante diez ó doce dias á una temperatura comprendida entre 230° y 250°.

Los caracteres diferenciales del fósforo ordinario y el fósforo rojo van expresados en el siguiente cuadro:

FOSFORO ORDINARIO.	FOSFORO ROJO.
No tiene color . . . . .	Color rojo escarlata.
Cristaliza en dodecaedros romboidales. . . . .	No cristaliza.
Densidad=1,82. . . . .	Densidad=1,96.
Calor específico=0,1887 . . . . .	Calor específico=0,1698.
Soluble en varios líquidos hidrogenados y en el sulfuro de carbono. . . . .	Insoluble en todos los líquidos excepto la esencia de trementina.
Alterable al aire con fosforescencia. . . . .	Inalterable al aire y no fosforescente.
Se inflama á 60° . . . . .	Se inflama á 260°.
Entra en bullicion á 290°. . . . .	A 260°, sin contacto con el oxígeno, se convierte en fósforo ordinario.
Se combina con el azufre á 112°.	Se combina con el azufre á 230°.
El ácido nítrico calentado lo ataca fuertemente. . . . .	El ácido nítrico calentado lo ataca lentamente.
Es venenoso. . . . .	No es venenoso.

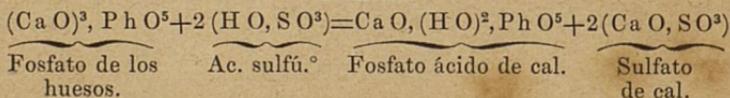
**PREPARACION.** El fósforo se extrae de los huesos, que están compuestos de fosfato básico de cal, carbonato cálcico y una sustancia animal llamada *oseina*.

Se empieza por calcinar los huesos al contacto del aire para destruir un 33 p. % de oseina que contienen. El residuo, constituido por ochenta y siete partes de fosfato de cal, diez de carbonato de cal y tres de otras sales, se reduce á polvo y se mezcla con agua hasta formar una papilla clara, á la cual se agregan poco á poco 4 ó 5 partes de ácido sulfúrico. Este, auxiliado por el calor, convierte en sulfato el carbonato de cal, desalojando el ácido carbónico y apoderándose al mismo tiempo de una parte de la cal del fosfato básico al que transforma en fosfato ácido.

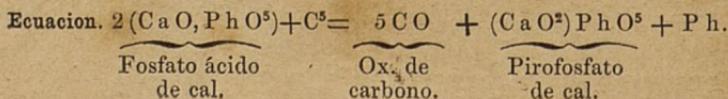
Tratando por el agua la masa que resulta se disuelve el fosfato ácido de cal, mientras que el sulfato se precipita. Concéntrase despues la disolucion en vasijas de porcelana ó de cobre hasta la consistencia de jarabe y se mezcla íntimamente con una cuarta parte de su peso de carbon pulverizado. Esta mezcla se deseca en una caldera de fundicion hasta que empieza á desprender vapores de fósforo y en este estado se introduce en retortas de barro dispuestas en un horno de reverbero, en comunicacion mediante alargaderas de cobre con vasijas medio llenas de agua donde se condensa el fósforo desprendido.

El fosfato de cal contenido en los huesos tiene por fórmula  $(\text{CaO})_3, \text{PhO}^5$ . Tratado por el ácido sulfúrico se verifica la reaccion siguiente:

**Ecuacion.**



El carbon bajo la accion del fuego descompone la mitad del ácido fosfórico contenido en el fosfato ácido, formando el resto pirofosfato de cal indescomponible por el carbon.



Además de los cuerpos indicados en las precedentes ecuaciones, que son la expresion teórica de las reacciones esenciales, que tienen lugar al preparar el fósforo, se desprende también hidrógeno libre, hidrógeno protocarbonado é hidrógeno fosforado.

Cien kilogramos de huesos producen de ocho á nueve kilogramos de fósforo.

Para privar al fósforo de las materias extrañas con que sale de las retortas, se le funde debajo del agua y se le hace pasar á través de una piel de gamo; dándole despues la forma de cilindros por medio de tubos de cristal. Si se quiere obtener perfectamente puro debe destilarse rodeándolo de una atmósfera de hidrógeno para evitar su inflamacion.

Los envenenamientos por el fósforo se combaten con el hipoclorito de magnesia, y las quemaduras bañando la parte afecta con agua alcalinizada que lleve en suspension magnesia, creta ó ceniza, y mejor cubriendo la quemadura con agua de Javelle diluida y mezclada con magnesia.

Usos. Tiene el fósforo varias aplicaciones en los laboratorios; pero la mayor parte de este cuerpo se consume en la industria para formar las pastas de las pajuelas fosfóricas y cerillas. Estas pastas se confeccionan mezclando con el fósforo, que es el elemento combustible, diversas sustancias que ceden fácilmente oxígeno; como son el nitrato ó clorato de potasa, el bióxido de manganeso, el minio, etc.

#### COMPUESTOS OXIGENADOS DEL FÓSFORO.

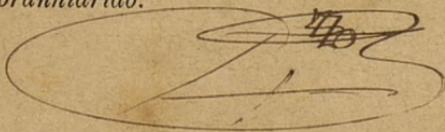
- Las combinaciones del fósforo con el oxígeno son las siguientes:

Acido fosfórico anhidro..... $\text{PhO}_5$	Acido fosforoso..... $(\text{HO})_3\text{PhO}^3$
Ac. fosfórico monohidratado $\text{HO PhO}_5$	Acido hipofosforoso.. $(\text{HO})^3\text{PhO}$
Ac. fosfórico bihidratado $(\text{HO})^2\text{PhO}_5$	Acido fosfático..... $\text{Ph}^3\text{O}^3$
Ac. fosfórico trihidratado $(\text{HO})^3\text{PhO}_5$	Oxido de fósforo..... $\text{Ph}^2\text{O}$ .

Acido fosfórico anhidro— $\text{PhO}_5$

Equivalente = 71.

Algunos químicos dan á este cuerpo el nombre de *fosforanhidrido*.



ESTADO NATURAL. El ácido fosfórico se halla siempre al estado de combinacion en varios minerales y en muchas sustancias de origen orgánico.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Es un cuerpo sólido, pulverulento, parecido á la nieve y muy delicuescente. Al contacto del agua desprende mucho calor produciendo un ruido semejante al que ocasiona un hierro enrojecido. Se volatiliza á una temperatura muy elevada sin descomponerse; auxiliado por el calor reduce al estado anhidro el ácido sulfúrico ordinario; el carbon lo descompone á la temperatura roja dando por resultado ácido carbónico, óxido de carbono y fósforo.

PREPARACION. El ácido fosfórico anhidro se prepara inflamando el fósforo en el interior de una campana llena de aire seco colocada sobre la cuba de mercurio; ó por medio del aparato de M. Delalande, que consiste en un gran balon de cristal con tres bocas, dos laterales, una para dar paso al aire desecado y otra que sirve para conducir á un frasco el ácido formado, mientras que por la superior atraviesa un tubo del cual pende una capsulita donde se dejan caer á intervalos pedazos de fósforo á medida que se van quemando.

Usos. Se emplea este ácido como desecante y para quitar los elementos del agua á muchos cuerpos.

---

## LECCION XXII.

ACIDOS FOSFÓRICOS HIDRATADOS. FOSFUROS  
DE HIDROGENO.

Ac. fosfórico monohidratado . . HO, Ph O<sup>5</sup> Equivalente = 80

Ac. fosfórico bihidratado . . . . (HO)<sup>2</sup> Ph O<sup>5</sup> Equivalente = 89

Ac. fosfórico trihidratado . . . (HO)<sup>3</sup> Ph O<sup>5</sup> Equivalente = 98

Se conocen tambien estos compuestos el primero con el nombre de *ácido metafosfórico*, el segundo con el de *ácido pirofosfórico*, y el tercero con el de *ácido fosfórico ordinario* ó *normal*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El ácido metafosfórico es sólido, de aspecto vítreo, de sabor fuerte, muy soluble en el agua y delicuescente. Funde á la temperatura roja, pudiéndose estirar en hilos como el cristal; no es descomponible por el calor, pero auxiliado por este agente lo descomponen el carbon, el hidrógeno y el potasio.

Se diferencia de los otros dos ácidos en que dá un precipitado blanco con las disoluciones de albúmina, de nitrato de plata y de cloruro de bario.

El ácido pirofosfórico es tambien sólido, parecido al anterior, pero puede cristalizar: el calor lo transforma en ácido metafosfórico y por la accion prolongada del agua se convierte en ácido fosfórico ordinario.

Distínguese del precedente en que no precipita la albúmina ni las sales de barita.

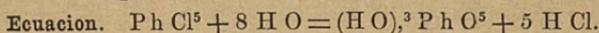
El ácido fosfórico ordinario cristaliza en prismas romboidales incoloros, carece de olor, tiene un sabor fuertemente ácido y es muy soluble en el agua: su disolucion constituye el llamado *ácido fosfórico líquido*. Por la accion del fuego funde, tomando la forma de una masa vítrea y deshidratándose hasta convertirse en ácido metafosfórico. Ataca el vidrio, la porcelana y aun el platino, si estando fundido en un crisol de este metal se le mezcla con carbon.

Se distingue de los otros dos hidratos en que no precipita la albúmina ni el cloruro de bario, y con el nitrato de plata dá un precipitado amarillo, sobre todo cuando está combinado con una base. El reactivo mas sensible de este cuerpo, siempre que no contenga ácidos arsénico ni silíceo, es el *molibdato de amoniaco*.

PREPARACION. El ácido metafosfórico se puede obtener calentando fuertemente una disolucion acuosa concentrada de ácido fosfórico anhidro, el fosfato de amoniaco, el ácido pirofosfórico ó el ácido fosfórico ordinario. La identidad del resultado obtenido por cualquiera de estos procedimientos depende de que el ácido metafosfórico es el mas estable de los oxácidos del fósforo.

El ácido pirofosfórico se prepara convirtiendo por el calor el fosfato de sosa ordinario  $(\text{NaO})^2$ , HO,  $\text{PhO}^5$  en pirofosfato  $(\text{NaO})^2 \text{PhO}^5$ , cuya sal tratada por el acetato de plomo produce pirofosfato de plomo, que descompuesto por el ácido sulfúrico aisla el ácido pirofosfórico.

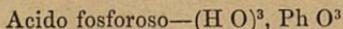
El ácido fosfórico normal se obtiene descomponiendo por el agua el percloruro de fósforo, y evaporando el líquido que resulta para desalojar el ácido clorídrico que se forma al mismo tiempo.



Tambien se prepara oxidando el fósforo por medio del ácido nítrico.

Usos. El ácido fosfórico hidratado tiene varias aplicaciones en los laboratorios.

Los tres hidratos del ácido fosfórico son capaces de combinarse con tantos equivalentes de base como son los de agua que cada cual contiene, pudiendo estos ser total ó parcialmente sustituidos por aquellos. Los fosfatos que resultan se llaman por este motivo *monobásicos*, *bibásicos* ó *tribásicos*.



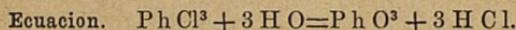
Equivalente=82.

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. El ácido fosforoso ordinario es un líquido de consistencia de jarabe, susceptible

de cristalizar en paralelepípedos transparentes. El calor lo transforma en ácido fosfórico é hidrógeno fosforado, y en presencia de los metales muy oxidables forma fosfatos. Tiene gran afinidad por el oxígeno en virtud de la cual reduce varios óxidos metálicos, disuelto en agua se convierte al cabo de algun tiempo en ácido fosfórico.

Puede existir tambien al estado anhidro, siendo entonces sólido, blanco, volátil, muy soluble en el agua y bastante inflamable.

PREPARACION. El mejor medio de obtener ácido fosforoso puro consiste en descomponer por el agua el protocloruro de fósforo, expulsando despues por la evaporacion el ácido clorídrico que en la reaccion se forma.



#### COMBINACIONES DEL FÓSFORO CON EL HIDRÓGENO.

Conócense tres compuestos hidrogenados del fósforo ó *fosfuros de hidrógeno*, uno sólido, otro líquido y otro gaseoso.

Fosfuro de hidrógeno sólido— $\text{P h}^2 \text{H}$ .

Equivalente=63.

PROPIEDADES FÍSICAS. Es un cuerpo de color amarillo, que se pone rojo bajo el influjo de la luz, desprende un ligero olor á fósforo, es insoluble en el agua y en el alcohol, arde á  $160^\circ$ , pero no luce en la oscuridad.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Los álcalis ó una temperatura de  $180^\circ$  lo descomponen; mezclado con el clorato de potasa ó con los óxidos de plata ó de cobre detona por el calor; se inflama al contacto del ácido nítrico concentrado, y reduce las disoluciones de las sales de cobre y de plata formando ácido fosfórico y agua.

PREPARACION. Fste compuesto puede prepararse haciendo penetrar lentamente en campanas llenas de fosfuro de hidrógeno gaseoso una mezcla de cloro y ácido carbónico; ó bien sometiendo el hidrógeno fosforado espontáneamente inflamable á la accion del ácido clorídrico.

Fosfuro de hidrógeno líquido— $\text{P h H}^2$ .  
Equivalente = 33.

Este cuerpo fué descubierto por M. P. Thenard.

PROPIEDADES FISICAS. Este fosfuro conserva el estado líquido aun á la temperatura de  $-20^\circ$ , es incoloro, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter, muy refringente é inflamable por solo el contacto del aire, con una llama de gran brillantez.

PROPIEDADES QUIMICAS. A la temperatura de  $30^\circ$  se descompone instantáneamente; expuesto á la luz se transforma en fosfuro gaseoso y fosfuro sólido; é igual efecto producen sobre él, sin obrar mas que por su presencia, cuerpos tan diversos como el ácido clorídrico, la esencia de trementina, el alcohol y varias materias pulverulentas. Mezclado su vapor en cantidades mínimas con el hidrógeno puro, el óxido de carbono, el hidrógeno bicarbonado, el fosfuro de hidrógeno gaseoso ú otros gases combustibles les comunica la propiedad de inflamarse espontáneamente en presencia del aire.

PREPARACION. Descomponiendo por el agua el fosfuro de calcio se obtiene el fosfuro de hidrógeno líquido, que se recoge en un recipiente rodeado de hielo.

Fosfuro de hidrógeno gaseoso— $\text{P h H}^3$   
Equivalente = 34.

Designase tambien este compuesto con el nombre de *hidrógeno fosforado*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un gas incoloro, de olor alíaceo, poco soluble en el agua, bastante mas en el alcohol, en el éter y en la esencia de trementina: su densidad es 1,185, y el peso de un litro 1<sup>g</sup>,450.

PROPIEDADES QUIMICAS. Aunque muy combustible necesita una temperatura de  $100^\circ$  para arder en el aire. El cloro lo descompone con desprendimiento de calor y luz; se combina directamente con los ácidos bromídrico y yodídrico, y es absorbido en totalidad por las disoluciones de las sales de plata, de cobre y de plomo.

PREPARACION. El hidrógeno fosforado puro se obtiene descomponiendo el fosfuro de cal por el ácido clorídrico, ó sometiendo á la destilacion en una retorta de cristal el ácido fosforoso hidratado.

HIDRÓGENO FOSFORADO DE GENGEMBRE.—Se llama así una mezcla de fosfuro de hidrógeno gaseoso con pequeñas porciones de fosfuro líquido en vapor, la cual se inflama al contacto del aire produciendo, cuando la atmósfera está tranquila, coronas de humo blanco que se ensanchan á medida que van ascendiendo. Si se hacen pasar burbujas de este cuerpo á una campana llena de oxígeno se engendra una llama deslumbradora. Este compuesto arde tambien al contacto del oxígeno en el seno del agua, debiéndose á Mr. Leras un procedimiento sencillo para obtener tan sorprendente resultado.

PREPARACION. El hidrógeno fosforado de Gengembre se prepara haciendo hervir pedazos de fósforo en una disolucion concentrada de potasa; ó bien calentando en un macerito pequeñas bolas hechas con cal viva amasada con agua, cada una de las cuales lleva en el interior un fragmento de fósforo.

---

## LECCION XXIII.

ARSENICO Y SUS COMBINACIONES CON EL OXÍGENO  
Y CON EL HIDRÓGENO.

---

ARSÉNICO—As.  
EQUIVALENTE=75.

El arsénico, á pesar de lo que algunos suponen, no fué conocido hasta que Brandt y Macquer estudiaron sus propiedades en 1733.

ESTADO NATURAL. Hállase el arsénico alguna vez al estado nativo; pero lo mas frecuente es encontrarlo en combinacion con el azufre, hierro, nickel, cobalto y otros metales.

PROPIEDADES FISICAS. El arsénico es sólido, de color gris, con brillo que pierde pronto al contacto con el aire, cristaliza en tetraedros, no tiene sabor ni olor sensible á la temperatura ordinaria, pero echado sobre las ascuas desprende olor á ajos: es insoluble en el agua, y su densidad está representada por 5,75. Se volatiliza á 300° grados sin pasar por el estado líquido, como no se someta á una presion superior á la ordinaria, produciendo un vapor incoloro cuya densidad es 10,37 y el peso de un litro 13<sup>g</sup>,408.

PROPIEDADES QUIMICAS. Muchos cuerpos simples se combinan directamente con el arsénico. A una temperatura poco elevada arde en el oxígeno con una llama azul pálida formando ácido arsenioso; echado al estado pulverulento en un frasco lleno de cloro arde tambien dando origen á vapores blancos de cloruro de arsénico. El ácido nítrico lo convierte en ácido arsenioso ó ácido arsénico segun esté diluido ó concentrado.

PREPARACION. El arsénico del comercio se aísla descomponiendo por el fuego el arseniosulfuro de hierro, llamado *mispickel*, y tambien reduciendo en aparatos destilatorios el ácido arsenioso.

Usos. Sirve para destruir los insectos, y aunque no es venenoso por sí mismo, ingerido en el estómago de los vertebrados puede producir el envenenamiento transformándose lentamente en ácido arsenioso.

COMBINACIONES DEL ARSÉNICO CON EL OXIGENO.

Acido arsenioso—As O<sup>3</sup>.

Equivalente=99.

Se conoce vulgarmente con el nombre de *arsénico* ó *arsénico blanco*.

ESTADO NATURAL. El ácido arsenioso se encuentra de ordinario formando parte de los minerales arseníferos.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Es sólido, blanco, de sabor acre, nauseabundo y provoca la salivacion: es un cuerpo dimorfo que cristaliza en octaedros regulares y en prismas. Calentado en un tubo cerrado por ambos extremos pasa al estado líquido, pero á la presión ordinaria se volatiliza al calor rojo sin fundir.

El ácido arsenioso ofrece dos estados isoméricos que se distinguen con los nombres de *ácido vítreo* y *ácido porcelánico*, cuyos caracteres diferenciales son los siguientes:

ACIDO ARSENIOSO VÍTREO.	ACIDO ARSENIOSO PORCELÁNICO.
Trasparente como el cristal . . . . .	Opaco.
Densidad=3,739 . . . . .	Densidad=3,699.
Bastante soluble en el agua . . . . .	Tres veces menos soluble que el vítreo.
Se vuelve opaco por la trituration ó la acción prolongada del agua en frío . . . . .	Se transforma en ácido vítreo por una ebullición sostenida largo tiempo.
Enrojece la tintura de tornasol . . . . .	No enrojece la tintura de tornasol.
Disuelto en ácido clorídrico diluido é hirviendo, cristaliza con desprendimiento de luz. . . . .	Disuelto de igual manera no emite luz al depositarse los cristales.

El hidrógeno sulfurado colora de amarillo la disolución de ácido arsenioso formando sulfuro de arsénico; el ácido nítrico lo transforma en ácido arsénico, y el carbono é hidrógeno le quitan el oxígeno.

La accion tóxica del ácido arsenioso es generalmente conocida.

PREPARACION. El ácido arsenioso se obtiene como producto al tostar el hierro arsenical, ó los minerales de estaño y de cobalto.

Usos. Empléase en la fabricacion del cristal, en el estampado de las telas y algunas veces para encalar el trigo. Forma parte del jabon arsenical de Becœur que sirve para la conservacion de los animales disecados; es un febrífugo usado con buen éxito en las calenturas intermitentes, sobre todo en las tercianas. Aumenta la fluidez de la sangre, por lo que se considera á propósito para combatir las congestiones, así como la disposicion á la apoplejía, y para facilitar la respiracion en los casos de asma. En algunos paises se administra á los caballos para engordarlos, aprovechando la propiedad que posee de disminuir la eliminacion de la urea y del ácido carbónico aumentado en una cantidad equivalente la produccion de la albúmina y de la grasa.

En los envenenamientos por el ácido arsenioso son los mejores antidotos la magnesia y el peróxido de hierro hidratado, con los cuales se combina directamente formando compuestos insolubles.

Acido arsénico—As O<sup>5</sup>

Equivalente = 115.

PROPIEDADES FISICAS. El ácido arsénico es sólido, blanco, muy soluble en agua y cristalizable.

PROPIEDADES QUIMICAS. Funde al calor rojo descomponiéndose parcialmente en ácido arsenioso y oxígeno, se combina con el agua en varias proporciones y es reducido por el carbon ó el hidrógeno á una temperatura poco elevada. Los ácidos sulfuroso y sulfídrico lo atacan, formando el primero ácido arsenioso y el segundo pentasulfuro de arsénico. Es mas venenoso que el precedente.

Saturado por un álcali y tratado despues por el nitrato de plata dá un precipitado de color rojo de ladrillo.

PREPARACION. El ácido arsénico se prepara calentando el arsénico, ó el ácido arsenioso, con ácido nítrico unido á

una pequeña porcion de ácido clorídrico: para cuatro partes de ácido arsenioso se emplean doce de ácido nítrico y una de ácido clorídrico.

#### COMBINACIONES DEL ARSÉNICO CON EL HIDRÓGENO.

Conócense dos compuestos hidrogenados del arsénico: *arseniuro de hidrógeno sólido* é *hidrógeno arsenical*.

Hidrógeno arsenical—As H<sup>3</sup>

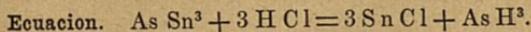
Equivalente = 78.

El hidrógeno arsenical fué descubierto por Scheele.

PROPIEDADES FÍSICAS. Es un gas incoloro, de olor alíaco desagradable, algo soluble en el agua, susceptible de liquidarse á —30°. Su densidad es 2,695 y el peso de un litro 3<sup>a</sup>490.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Bajo el influjo de la luz pierde una parte de su hidrógeno, convirtiéndose en una materia negra conocida con el nombre de *hidruro de arsénico* (As<sup>2</sup>H); el calor y la electricidad separan por completo sus dos elementos. Al aproximarle un cuerpo en ignicion arde con una llama lívida formando agua y quedando el arsénico libre. El cloro, bromo y iodo lo descomponen apoderándose del hidrógeno; mientras que el azufre, fósforo, potasio, sodio y estaño, auxiliados por el calor, se combinan con el arsénico dejando el hidrógeno en libertad. Es un cuerpo muy venenoso que debe manejarse con mucha precaucion.

PREPARACION. El procedimiento mediante el cual se obtiene el hidrógeno arsenical menos impuro consiste en tratar el arseniuro de estaño por el ácido clorídrico.



Se prepara igualmente echando una disolucion arsenical en un frasco donde se esté produciendo hidrógeno.

INVESTIGACION DEL ÁCIDO ARSENIOSO EN LOS  
ENVENENAMIENTOS

Los dos ácidos del arsénico son fácilmente descompuestos por el carbon y por el hidrógeno. El primero aísla el arsénico formando con el oxígeno ácido carbónico; el segundo se combina simultáneamente con el arsénico y con el oxígeno produciendo agua é hidrógeno arsenical.

Si se calienta en un tubo de cristal cerrado por un extremo carbon en polvo mezclado con una pequeña porcion de ácido arsenioso, se vé aparecer en la parte fria del tubo un anillo grisáceo brillante, constituido por el arsénico procedente de la descomposicion del ácido arsenioso.

Cortando la parte del tubo que contiene la mezcla y aplicando la llama de una lámpara alrededor del anillo, se vuelve á formar á expensas del oxígeno del aire ácido arsenioso, que se presenta bajo el aspecto de un polvo blanco cristalino, el cual disuelto en una gota de ácido clorídrico y tratado despues por el hidrógeno sulfurado dá un precipitado amarillo, y un precipitado verde si se trata por el sulfato de cobre ligeramente amoniacal.

Para investigar la existencia de los compuestos arsenicales en los casos de envenenamiento se emplea un aparato ideado por Marsh, modificado por la Academia de Ciencias de París, por lo que se conoce con el nombre de *aparato de la Academia*.

Consta simplemente de un frasco de dos bocas dispuesto como para preparar el hidrógeno, cuyo tubo abductor encorvado en ángulo recto comunica con otro mas ancho lleno de amianto, destinado á retener las gotitas de agua arrastradas por la corriente gaseosa: á este segundo tubo se ajusta otro de menor calibre, dispuesto como él horizontalmente, debajo de cuya parte media, que está envuelta en una lámina de laton, se coloca una lámpara. Se necesita como accesorio una pequeña cápsula de porcelana.

Para proceder á la experiencia indagatoria se introducen en el frasco algunas láminas de zinc puro y agua destilada, se vierte despues poco á poco por el tubo de seguri-

dad ácido sulfúrico, cuidando de que el líquido no se caliente á mas de  $64^{\circ}$ . Cuando se calcula que el hidrógeno ha desalojado todo el aire del aparato, se prende fuego á la lámpara y se inflama el gas que sale por la extremidad del tubo.

Despues de observar con detenimiento si se presenta en él alguna mancha para asegurarse de la pureza de los reactivos, se introduce lentamente en el frasco el líquido que contenga la sustancia sospechosa, separada por los procedimientos convenientes de las materias orgánicas á que estaba unida si habia sido ya absorbida por los órganos. En el caso de contener arsénico, aparece casi inmediatamente en el tubo el anillo brillante, y aplicando la cápsula á la llama se forman sobre la porcelana manchas del mismo aspecto que el anillo.

Estas manchas pudieran ser producidas por otros cuerpos, en particular por el antimonio. Para distinguirlas se tratan por el ácido nítrico, se satura el producto por el amoniaco, y evaporando despues hasta la sequedad, se vierte sobre el residuo una gota de nitrato de plata disuelto, el cual produce con el arsénico un precipitado de color rojizo de arseniato de plata, mientras que con el antimonio origina un depósito blanco de antimoniato del mismo metal.

Una disolucion muy estendida de los hipocloritos alcalinos hace desaparecer en el acto las manchas arsenicales, y produce un efecto muy lento sobre las de antimonio.

El arsénico forma un solo compuesto con cada uno de los metaloides halógenos, y cinco con el azufre cuyas fórmulas son,  $As^6S$ ,  $AsS^2$ ,  $AsS^3$ ,  $AsS^5$ , y  $AsS^{16}$ . Entre estos tienen mas interés el bisulfuro  $AsS^2$ , de color rojo naranjado, llamado *rejalgar*, y el trisulfuro  $AsS^3$ , de color amarillo claro, denominado *oropimente*.

Ambos se usan como materias colorantes; el primero sirve además en la pirotecnia para preparar el *fuego indio*, y los chinos lo emplean para construir vasos donde depositan un líquido purgante muy generalizado entre ellos.

---

## LECCION XXIV.

## CARBONO.

—  
 CARBONO—C.  
 EQUIVALENTE=6.

El carbono es un metaloide que ofrece propiedades físicas muy variadas. Sin embargo, bajo cualquier forma que se presente es siempre un cuerpo sólido, inodoro, insípido, infusible y fijo á las mas altas temperaturas que se pueden obtener con los hornos. No se disuelve en ningun líquido, y sometido á un fuerte calor en una atmósfera de oxígeno se combina con él formando ácido carbónico.

Las variedades así naturales como artificiales del carbono son: el *diamante*, *grafito*, *carbon metálico*, *negro de humo*, *coke*, *negro animal*, *carbon vegetal*, y los combustibles fósiles, bajo cuyo nombre se comprenden *el lignito*, *la antracita* y *la hulla*.

**DIAMANTE.**—El diamante, conocido desde la mas remota antigüedad, se encuentra en los terrenos de aluvion, principalmente en el Brasil, en la isla de Borneo y en la India.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** El diamante supera en dureza á todos los demás cuerpos; es mal conductor del calórico y de la electricidad, susceptible de electrizarse positivamente por el rozamiento, fosforescente por la insolacion; posee en alto grado la refraccion simple y su densidad está comprendida entre 3,50 y 3,55. Cristaliza en el primer sistema, y al estado natural ó en bruto, suele estar cubierto por una costra opaca; pero privado de ella es generalmente diáfano é incoloro y tambien amarillo, rosado, y en algunos casos negro.

Los joyeros hacen á los diamantes facetas artificiales mediante la operacion llamada *talla*, que consiste en frotarlo con polvo del mismo cuerpo mezclado con aceite. Se

acostumbra á tallarlos bajo dos formas, conocidas con los nombres de *rosa* y *brillante*.

Quemando el diamante en oxígeno se convierte en ácido carbónico sin dejar residuo, lo que prueba que es carbono puro.

El alto precio de los diamantes se establece tomando en consideracion su calidad y su peso: la unidad de peso es el *quilate*, equivalente en España á 205,4 miligramos. Los diamantes de un quilate valen unos doscientos reales antes de la talla; de trescientos á quinientos reales tallados en rosa; y de ochocientos á mil reales en brillante. El valor de los diamantes desde uno á cien quilates se calcula multiplicando los precios iniciales de cada clase por el cuadrado de su peso: así un brillante escogido que pese 10 quilates valdrá cien mil reales.

El diamante de mayor tamaño que se conoce pertenece al rajah de Matan en Borneo y pesa 300 quilates, ó sea mas de 63 gramos. La Francia posee otro, conocido con el nombre de *Regente*, que pesaba antes de ser tallado 410 quilates, habiendo quedado reducido despues de la talla á 136: su precio se calcula en 12 millones de francos.

Los vidrieros usan el diamante para cortar el cristal.

GRAFITO.—Llámase tambien *plombagina* y *mina de plomo*.

Se encuentra en los terrenos de transicion mas antiguos.

PROPIEDADES FÍSICAS. El grafito contiene 95 por 100 de carbono puro, es untuoso al tacto, de color gris metálico, mancha los dedos y el papel, se deja rayar por la uña, cristaliza ordinariamente en pajitas exagonales y su densidad es 2,5: arde con tanta dificultad como el diamante.

Usos. Unido á la arcilla constituye los crisoles refractarios, mezclado con grasa sirve para disminuir el rozamiento en las máquinas; se emplea para hacer los lápices y para cubrir los moldes galvanoplásticos.

CARBON METÁLICO.—Se produce en los altos hornos, en las retortas de las fábricas del gas del alumbrado, y constituye tambien el residuo que depositan varias materias orgánicas volátiles al atravesar tubos de hierro ó de porcelana enrojecidos.

**PROPIEDADES FISICAS.** Esta variedad de carbon es muy duro, sonoro, dotado de cierto brillo, conduce bien tanto el calórico como la electricidad y arde difícilmente.

**Usos.** Sirve para hacer los prismas de las pilas de Bunsen y los crisoles refractarios.

**NEGRO DE HUMO.**—Se presenta bajo la forma de un polvo negro muy lijero y un tanto graso. Contiene apenas 80 por 100 de carbono puro y el resto lo constituyen materias oleosas, resinas y diferentes sales. La capa negra de que se cubre una lámina metálica introducida en la llama de una bugía está formada por este cuerpo.

**PREPARACION.** Obtiénese ordinariamente quemando madera resinosa, hulla ó materias grasas, en un horno que comunica con una cámara cilíndrica, cubierta por un techo movable de palastro de forma cónica, con una perforacion en su vértice: este aparato se halla dispuesto de modo que la combustion se verifique de una manera incompleta. El negro de humo se deposita sobre las paredes de la cámara, unido á una cantidad variable de productos bituminosos. Se purifica calcinándolo en crisoles cerrados y lavándolo primero con ácido clorídrico debilitado y despues con agua.

**Usos.** Con el negro de humo se preparan la tinta de China, la de imprenta, los lápices negros, y algunos barnices y pinturas.

**COKE.**—Es un residuo carbonoso procedente de la destilacion de la hulla, que produce por término medio de cincuenta á sesenta por ciento de este cuerpo.

**PROPIEDADES FISICAS.** El coke tiene un color gris de hierro con brillo casi metálico, no mancha los dedos; es buen conductor del calor; no produce llama ni humo, y arde con facilidad cuando está en grandes porciones bajo el influjo de una fuerte corriente de aire; pero se apaga prontamente sacándolo del hogar. Es el combustible que desarrolla mas calor.

**Usos.** Se emplea en la economía doméstica, en las artes metalúrgicas y para alimentar los hornos de las locomotoras.

**NEGRO ANIMAL.**—El negro animal, conocido tambien con los nombres de *carbon animal* y *negro de marfil*, contiene

apenas once por ciento de carbono puro, unido con fosfato y carbonato de cal: es muy poroso y poco combustible. En el comercio se encuentra generalmente en forma de granos pequeños.

Usos.—Tiene aplicacion especialmente como decolorante y desinfectante.

CARBON VEGETAL.—Este carbon resulta de la combustion incompleta de la leña.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.—Sus propiedades difieren bastante segun la especie de madera y el procedimiento empleado para carbonizarla.

El carbon de buena calidad tiene un negro brillante, es sonoro, quebradizo, mal conductor del calórico y de la electricidad, aunque conduce bien ambos fluidos despues de calcinado; su densidad es variable, pero reducido á polvo viene á ser doble de la del agua. Absorbe los gases, las materias colorantes y la humedad del aire, no arde hasta los 240°, y se inflama tanto mas difícilmente cuanto mayor es su densidad. El calor producido por su combustion es capaz de fundir ciento cinco veces su peso de hielo. Descompone el agua á la temperatura roja, poniendo en libertad al hidrógeno y formando con el oxígeno óxido de carbono y ácido carbónico.

PREPARACION.—El carbon vegetal se fabrica de ordinario en los montes, formando pilas de leña cubiertas por una capa de tierra con respiraderos para dejar acceso al aire que ha de mantener la combustion. Una parte de la leña se consume en carbonizar el resto, desprendiéndose á la atmósfera los productos gaseosos y volátiles: los pedazos incompletamente carbonizados se llaman *tizos*.

Otro medio menos generalizado consiste en destilar la leña en cilindros ó cajas prismáticas de hierro, con un tubo en su parte superior para dar paso á los productos de la destilacion. De este modo se obtiene una ventaja de un diez por ciento próximamente, que se compensa por el mayor gasto que origina el procedimiento.

Usos.—El carbon vegetal es el combustible mas usado: entra en la composicion de la pólvora, sirve para construir filtros, y calcinado se emplea para rodear los piés de los pararrayos.



Las variedades de carbon descritas pueden distribuirse en dos grupos: *carbones cristalizados* y *carbones amorfos*.

Los carbones cristalizados presentan formas regulares, son muy densos, arden con dificultad y á excepcion del diamante conducen bien la electricidad y el calórico. En este grupo se incluyen el diamante, el grafito y el carbon metálico.

Los carbones amorfos no afectan formas cristalinas, tienen una densidad menor que los anteriores, arden mas fácilmente y son poco conductores del calor y de la electricidad. Constituyen esta seccion el negro de humo, el carbon vegetal, el negro animal y el coke.

Otra cualidad especial de los carbones de este grupo es la de apoderarse de las materias colorantes y de muchas sustancias en disolucion, así como la de absorber los gases y condensarlos. A este poder absorbente, que depende en parte de su porosidad, deben la propiedad de ser decolorantes y desinfectantes.

LIGNITO.—Se conoce tambien con los nombres de *madera fósil* y *madera bituminosa*.

Hállase en los terrenos terciarios y proviene, como los demás combustibles fósiles, de la alteracion de sustancias vegetales.

PROPIEDADES FISICAS.—Conserva casi siempre la forma y estructura de la madera de que procede, presenta una fractura compacta ó conchoidea, nunca produce coke, y deja por la calcinacion en vasos cerrados treinta por ciento de cenizas. Una de sus variedades, privada de las materias térreas que la acompañan, constituye la *tierra de Cassel* ó de *Colonia*.

ANTRACITA.—Se dá este nombre á todo combustible mineral que por la destilacion no desprende apenas agua ni materias oleosas, no produce coke, y á mas de las cenizas deja por la calcinacion en vasos cerrados ochenta y cinco por ciento de residuo fijo por lo menos.

PROPIEDADES FISICAS.—La antracita se presenta bajo el aspecto de una materia negra, las mas veces brillante, de estructura compacta, hojosa ó granular, áspera al tacto, que mancha los dedos y tiene una densidad comprendida entre 1,6 y 1,21. Solo arde en masas considerables y en hornos donde pueda establecerse una gran corriente de aire.

Usos. En algunos países se aprovecha en la industria como combustible.

HULLA.—La hulla, ó *carbon de piedra*, pertenece á los terrenos de sedimento, en especial á la parte denominada grupo carbonífero.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Es una sustancia negra, mas ó menos lustrosa, frágil y poco dura, cuya densidad varía de 1,16 á 1,60. Contiene materias bituminosas y otros cuerpos extraños tales como arcilla, sulfatos de cal y de barita, fosfato y carbonato calizo, sulfuros de plomo y de hierro, y muchas variedades óxido de titano. Por la destilacion produce agua, gases combustibles, amoniaco, brea y aceites empireumáticos, dejando por residuo coke. Arde con una llama blanco-amarillenta esparciendo abundante cantidad de humo negro.

Almacenada en grandes masas se inflama algunas veces espontáneamente, fenómeno que se explica por el desprendimiento de calor que resulta de la oxidacion del sulfuro de hierro bajo el influjo del aire y de la humedad. Se previene este accidente amontonándola de modo que el aire circule fácilmente entre los pedazos.

Usos. Tiene aplicacion como combustible, particularmente en las artes metalúrgicas y en la fabricacion del gas alumbrado.

---

## LECCION XXV.

COMBINACIONES DEL CARBONO CON EL OXIGENO  
Y CON EL HIDROGENO.

---

 OXIDO DE CARBONO — C O.  
EQUIVALENTE=14.

El óxido de carbono fué descubierto por Lassonne en 1781 y por Priestley en 1800; pero su verdadera naturaleza ha sido determinada por Woodhouse, Clement y Desormes.

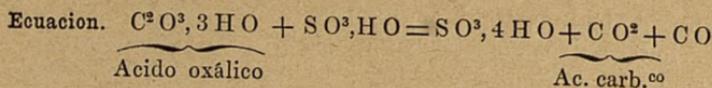
Este cuerpo se engendra siempre que el carbon arde incompletamente en el aire por falta de oxígeno.

PROPIEDADES FISICAS. El óxido de carbono es un gas incoloro, inodoro é insípido, muy poco soluble en el agua, de una densidad igual á 0,967, siendo el peso de un litro 1<sup>g</sup>,256.

PROPIEDADES QUIMICAS. No ejerce accion sobre la tinctura de tornasol, arde con una llama azulada formando ácido carbónico; es no solo asfixiante sino tambien deletéreo, pues una atmósfera que contenga 0,01 de este gas basta para matar un pájaro. Por efecto de su afinidad con el oxígeno reduce gran número de óxidos metálicos y varias oxisales.

Bajo el influjo de la luz solar se combina con un volúmen de cloro igual al suyo, formando un compuesto llamado *ácido cloroxicarbónico* ó *gas fósgeno*. El protocloruro de cobre disuelto en ácido clorídrico ó en amoniaco absorbe con gran rapidez el óxido de carbono.

PREPARACION. En los laboratorios se prepara descomponiendo por el calor en un balon de cristal, provisto de un tubo de seguridad en S, el ácido oxálico mediante un exceso de ácido sulfúrico; empleando una parte del primero para cinco del último. Antes de recoger el gas se le hace atravesar una disolucion alcalina.



En este procedimiento se puede reemplazar el ácido oxálico por el bioxalato de potasa ó por el azúcar.

El ferrocianuro de potasio calentado con diez veces su peso de ácido sulfúrico concentrado produce abundante cantidad de óxido de carbono puro; pero este, como otros varios medios que dan igual resultado, están en desuso por ser mas costosos.

Los antídotos del óxido de carbono son el oxígeno ó el amoniaco.

Usos. El óxido de carbono se ha empleado con buen éxito como anestésico local en algunas afecciones histéricas y en el reumatismo articular.

Acido carbónico— $\text{C O}^2$

Equivalente = 22.

El ácido carbónico fué conocido en el siglo XVI por Paracelso y Van Helmont y estudiado posteriormente por varios químicos, hasta que Dumas y Stas fijaron con exactitud su composicion.

ESTADO NATURAL. Este cuerpo se encuentra formando parte del aire, disuelto en las aguas naturales, en combinacion con muchos óxidos; se desprende en los volcanes y en muchas cavidades subterráneas. Es un producto constante de la respiracion de los animales, de la combustion, de la fermentacion y de la descomposicion de las materias orgánicas.

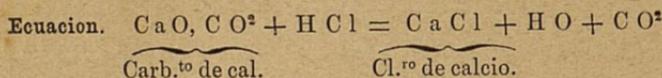
PROPIEDADES FISICAS. A la temperatura y presion ordinarias el ácido carbónico es un gas sin color, inodoro, de un sabor ligeramente ágrico, soluble en un volúmen de agua igual al suyo. Su densidad es 1,529 y el peso de un litro 1<sup>g</sup>,966. Se liquida bajo la presion de 36 atmósferas á 0°, y una vez liquidado se congela á —78° formando una masa semejante á la nieve.

PROPIEDADES QUIMICAS. Se descompone á la tempera-

tura de 1300° y tambien, aunque incompletamente, por una serie de chispas eléctricas; apaga los cuerpos en combustion y por consiguiente produce la asfixia, sin ser verdaderamente deletéreo, pues una atmósfera no se hace irrespirable mientras no contenga un 25 p. % de este gas.

Comunica á la tintura de tornasol un colorrojo vinoso que desaparece por la exposicion al aire ó por la ebullicion. El hidrógeno y el carbono á una temperatura elevada lo reducen al estado de óxido de carbono; algunos metales como el hierro ó el zinc se apoderan de la mitad de su oxígeno, mientras que otros como el potasio y el sodio lo descomponen totalmente convirtiéndose en óxidos.

PREPARACION. El procedimiento empleado para obtener el ácido carbónico consiste en tratar el mármol, que es un carbonato de cal, por el ácido clorídrico estendido en agua, valiéndose del mismo aparato que sirve para preparar el hidrógeno. El gas puede recogerse en la cuba hidroneumática ó en la de mercurio.



Pudiera usarse otro carbonato y otro ácido, aunque no con todos marcha la operacion de una manera regular. Tambien se produce fácilmente calcinando en una retorta el carbonato de cal.

Para sanear un espacio cuyo aire esté viciado por el ácido carbónico se hace llegar á él amoniaco gaseoso, ó bien se colocan en su interior vasijas llenas de una disolucion de potasa ó de sosa; ó con una mezcla de sulfato de sosa y cal apagada.

Usos. El ácido carbónico se emplea en la fabricacion del albayalde, de las aguas gaseosas y del azúcar de remolacha: entra en la terapéutica de algunas enfermedades de los ojos, y segun las experiencias de Ozanam seria el anestésico mas sencillo y exento de peligro. Al estado sólido sirve para obtener las temperaturas mas bajas que pueden conseguirse.

Además del ácido carbónico forma el carbono con el oxígeno otros seis compuestos del mismo género, cuya exposición no corresponde á este lugar.

COMBINACIONES DEL CARBONO CON EL HIDRÓGENO.

Hidrógeno protocarbonado —  $C^2 H^4$

Equivalente=16.

Los primeros conocimientos sobre este cuerpo se deben á Volta en 1778.

Fué conocido tambien con el nombre de *hidruro de metilo* y hoy conserva el de *gas de los pantanos*.

ESTADO NATURAL. El hidrógeno protocarbonado se halla en las aguas cenagosas; se encuentra en las galerías de las minas de carbon de piedra y en la sal gemma; se desprende del suelo en muchas localidades constituyendo *las fuentes inflamables, salzas, volcanes de aire* etc., y se engendra por la descomposición espontánea de muchas materias orgánicas.

PROPIEDADES FISICAS. Es un gas incoloro, inodoro, insoluble en el agua, de una densidad representada por 0,559, siendo el peso de un litro 0,5727.

PROPIEDADES QUIMICAS. Apaga los cuerpos en combustion, arde con una llama azulada poco brillante produciendo ácido carbónico, agua y alguna porcion de nitrito de amoniaco como todas las sustancias hidro-carbonadas. Mezclado con oxígeno ó con siete ú ocho volúmenes de aire detona violentamente al aproximarle un cuerpo inflamado. Igual efecto resulta mezclándolo con dos volúmenes de cloro por la accion de la chispa eléctrica y aun de la luz difusa, formándose ácido clorídrico y un depósito de carbon.

PREPARACION. Se prepara al estado de pureza calentando hasta 400° en una retorta de vidrio con un tubo abductor de Welter una mezcla de cuatro partes de acetato de sosa cristalizado, cuarenta partes de potasa y sesenta de cal viva: esta se emplea para evitar que la potasa funda y ataque la retorta.

Ecuacion.  $NaO, C^4 H^3 O, ^3 H O + K O = NaO, CO^2 + K O, CO^2 + C^2 H^4$ .

Acetato de sosa.	Potasa.	Carbon. <sup>to</sup> de sosa.	Carbonato de potasa.
------------------	---------	-----------------------------------	-------------------------

El hidrógeno protocarbonado, conocido por los mineros con el nombre de *grison*, provoca en las minas de carbon de piedra frecuentes explosiones que se evitan con la *lám-para de seguridad de Davy*, perfeccionada por Combes.

Hidrógeno bicarbonado— $C^4 H^4$ .

Equivalente=28.

El hidrógeno bicarbonado fué descubierto en 1795 por Deiman y otros químicos holandeses.

Es conocido tambien con los nombres de *gas oleificante y etilena*.

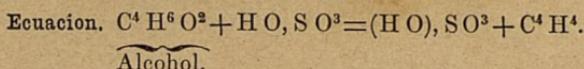
ESTADO NATURAL. No existe nunca libre, pero se produce en la destilacion de la mayor parte de las materias orgánicas.

PROPIEDADES FISICAS. Es un gas sin color ni sabor, de un ligero olor empireumático. Es poco soluble en agua, disolviéndose bien en el alcohol, el éter, el ácido sulfúrico y en el protocloruro de cobre amoniacal. Su densidad es 0,985 y el peso de un litro 1<sup>g</sup>,274. Se puede liquidar mediante una fuerte presion ó un gran enfriamiento.

PROPIEDADES QUIMICAS. El calor y la electricidad lo descomponen produciendo un volúmen doble del suyo de hidrógeno y un depósito de carbon. En contacto con el aire, al aproximarle un cuerpo en ignicion, arde con una llama blanca muy brillante. Mezclado con un volúmen igual al suyo de cloro forma un compuesto de consistencia oleaginosa y olor etéreo, que se conoce con el nombre de *licor de los holandeses*: con el bromo constituye una combinacion análoga.

PREPARACION. Para obtener el hidrógeno bicarbonado puro se hace hervir en una retorta de cristal una parte de alcohol á la cual se unen poco á poco cinco ó seis partes de ácido sulfúrico, agregando á esta mezcla una corta porcion de arena con el objeto de regularizar la marcha de la operacion. Antes de recoger el gas se le hace pasar por dos frascos de Woolf, el primero con una disolucion de potasa, y el segundo con ácido sulfúrico concentrado, para privarlo

de los ácidos sulfuroso y carbónico, así como de los vapores de éter que siempre se forman.



Para hacer mas comprensible la teoría de esta reaccion se prescinde del ácido carbónico, ácido sulfuroso, un aceite especial y carbono que se producen como accesorios.

Usos. El hidrógeno bicarbonado constituye el principal componente del gas del alumbrado.

GAS DEL ALUMBRADO.—Es una mezela de dos ó mas gases, siendo el precedente el que comunica á la llama su poder luminoso.

La fabricacion de este producto se funda en la descomposicion que sufren las materias de origen orgánico cuando se someten á la accion del calor sin el contacto del aire. Entre las diversas sustancias que pueden servir para extraerlo se prefiere generalmente la hulla. Destilando este combustible en cilindros de hierro, llamados *retortas*, se obtienen los siguientes cuerpos:

Hidrógeno bicarbonado.

Hidrógeno protocarbonado.

Hidrógeno libre.

Azoe.

Oxido de carbono.

Acido carbónico.

Acido sulfídrico.

Vapor de sulfuro de carbono.

Carburos de hidrógeno volátiles.

Carbonato de amoniaco.

Cloridrato de amoniaco.

Sulfidrato de amoniaco.

Cianidrato de amoniaco.

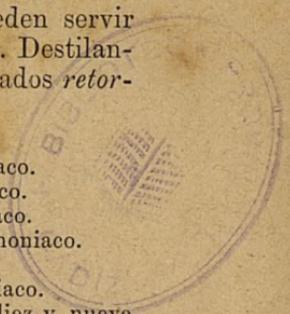
Sulfocianidrato de amoniaco.

Sulfito de amoniaco.

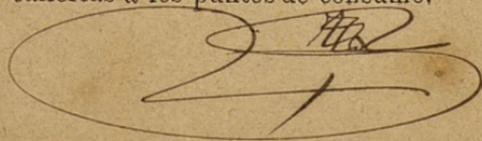
Hiposulfito de amoniaco.

Brea, que contiene diez y nueve sustancias distintas.

Coke.



Los compuestos gaseosos y volátiles pasan por tubos convenientemente dispuestos á un depósito llamado condensador; al recorrer este trayecto se enfrían los gases, se precipitan las sales amoniacales, la brea y parte de los aceites empireumáticos. Del condensador es conducido el gas al depurador donde acaba de purificarse, y se almacena por último en grandes gasómetros desde los cuales se dirige por cañerías á los puntos de consumo.



## LECCION XXVI.

SULFURO DE CARBONO. CIANOGENO. BORO. SILICIO.

---

SULFURO DE CARBONO— $CS^2$   
EQUIVALENTE=38.

El descubrimiento del sulfuro de carbono se debe á Lamiadius en 1796.

Se ha conocido mucho tiempo con el nombre de *alcohol de azufre* y tambien se le aplica el de *ácido sulfocarbónico*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un líquido sin color, de olor á coles podridas, flúido como el éter, muy refringente, de una densidad igual á 1,263, insoluble en el agua y perfectamente soluble en el alcohol, el éter y los aceites. Hierve á  $45^{\circ}$ , no se solidifica á las mas bajas temperaturas y evaporado en el vacío produce un enfriamiento de  $-60^{\circ}$ .

PROPIEDADES QUIMICAS. Es muy inflamable, arde á  $350^{\circ}$  con una llama azul produciendo ácidos carbónico y sulfuroso; el calor solo no lo descompone, y mezclado su vapor con el oxígeno ó el aire detona con violencia al aproximarle un cuerpo en ignicion. Los metales, como tambien varios óxidos metálicos, lo descomponen al calor rojo formando sulfuros y una mezcla de óxido de carbono con ácido sulfuroso; la bases alcalino-terrosas dan en las mismas circunstancias una mezcla de sulfuro y carbonato alcalino.

El sulfuro de carbono presenta la mas perfecta analogía con el ácido carbónico por su composicion y modo de obtenerse, así como por la fórmula general y caractéres de sus sales.

PREPARACION. En los laboratorios se prepara haciendo pasar vapor de azufre sobre el carbon enrojecido dentro de un tubo de barro ó de porcelana; mas para obtener una cantidad algo considerable se sustituye al tubo una retorta tubulada.

La existencia del sulfuro de carbono se reconoce por medio de una disolucion hirviendo de potasa y acetato de plomo, con la cual forma instantáneamente un precipitado negro de sulfuro de plomo.

Usos. Se emplea para disolver el azufre, fósforo, caoutchouc, las resinas, aceites, grasas y otros cuerpos.

Cianógeno—C<sup>2</sup> Az ó Cy.

Equivalente=26.

El cianógeno fué descubierto por Gay-Lussac en 1815.

Segun las reglas de la nomenclatura le corresponde el nombre de *azoturo de carbono*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un gas incoloro, de olor fuerte característico, afecta vivamente los ojos, y su densidad es 1,806. Se liquida á —30°, ó bajo la presion de cuatro atmósferas, pudiendo solidificarse por la accion combinada del frio y la presion. El agua, el éter sulfúrico y la esencia de trementina disuelven hasta cinco volúmenes de cianógeno, y el alcohol una cantidad quintupla.

PROPIEDADES QUIMICAS. El cianógeno se descompone por el calor en sus dos elementos; arde con una llama azulada-purpúrea produciendo ácido carbónico y ázoe; el oxígeno y el cianógeno mezclados se combinan con detonacion á la temperatura roja dando igual resultado. Forma combinaciones con el hidrógeno, cloro, bromo, iodo y muchos metales.

PREPARACION. Se aísla descomponiendo en una pequeña retorta de cristal el cianuro de mercurio por el calor, recojiéndolo en la cuba hidrágirio-neumática.

Al estado de combinacion se forma el cianógeno calentando las materias orgánicas azoadas con potasio, ó calcinándolas con un carbonato alcalino: tambien se enjendra bajo la accion directa del aire sobre una mezcla de potasa y carbon, ó por la del amoniaco sobre este último solamente.

El cianógeno es un cuerpo notable porque, á pesar de ser compuesto, hace en las combinaciones el papel de un elemento que podria colocarse en el grupo de los metalói-

des halógenos. Forma tres oxácidos; *ácido cianico* ( $\text{CyO}, \text{HO}$ ); *ácido fulmínico* ( $\text{Cy}^3\text{O}^2, 2\text{HO}$ ) y *ácido cianúrico* ( $\text{Cy}^3\text{O}^3, 3\text{HO}$ ).

#### COMBINACION DEL CIANÓGENO CON EL HIDRÓGENO.

Acido cianídrico— $\text{H Cy}=\text{H C}^2 \text{Az}$ .

Equivalente=27.

El ácido cianídrico fué descubierto por Scheele en 1782 y aislado por primera vez al estado de pureza por Gay Lussac en 1811.

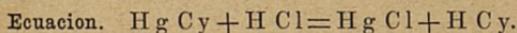
Recibe tambien los nombres de *ácido hidrocianico* y *ácido prúsico*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un líquido incoloro, muy volátil, de olor fuerte á almendras amargas, cuya densidad á  $18^\circ$  es 0,697. Hierve á  $26^\circ$ , se solidifica á  $-15^\circ$  y es soluble en todas proporciones en el agua, el alcohol y el éter.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Arde con una llama azulada, siendo tan poco estable que se descompone espontáneamente aunque se conserve en tubos cerrados á la lámpara.

Excede en actividad y violencia á todos los venenos conocidos, hasta el punto que casi nunca dá tiempo á emplear su antídoto, que es el oxígeno. Una sola gota derramada sobre la lengua de un perro lo mata en el acto.

PREPARACION. Obtiénese al estado anhidro descomponiendo el cianuro de mercurio por el ácido clorídrico.



Usos. El ácido cianídrico estendido en seis veces su volumen de agua constituye el ácido prúsico medicinal, que se emplea como calmante y tambien en colirio para combatir las manchas y úlceras de la córnea.

Boro—B.

Equivalente=11.

El boro fué descubierto simultáneamente por Davy, Gay-Lussac y Thenard en 1809. Wöhler y Sainte-Claire Deville lo descubrieron bajo otra forma en 1858.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El boro es sólido, no tiene olor ni sabor, es infusible, fijo é insoluble en todos los líquidos. Se presenta cristalizado y amorfo como el carbono con el cual tiene la mayor analogía. Calentado al aire desarrolla mucho calor convirtiéndose en ácido bórico, é igual efecto producen sobre él los cuerpos oxidantes.

PREPARACION. Se extrae del ácido bórico por la accion del potasio á una temperatura elevada.

Acido bórico— $B O^3$ .

Equivalente=35.

El ácido bórico, considerado como un cuerpo simple hasta que se conoció el boro, fué descubierto por Homborg en 1702.

Ha sido llamado sucesivamente *sal sedativa*, *sal narcótica* y *ácido borácico*.

ESTADO NATURAL. Se encuentra alguna vez al estado libre, y mas generalmente disuelto en las aguas de algunos lagos, ó combinado con la magnesia y la sosa.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El ácido bórico se presenta cristalizado en laminitas incoloras que contienen cuarenta y tres por ciento de agua. Carece de olor, tiene un ligero sabor ácido, es algo soluble en agua y tambien en alcohol, comunicando á la llama de este un color verde característico.

Enrojece débilmente la tintura de tornasol; funde por el calor pasando por todos los grados de pastosidad intermedios hasta la liquidez perfecta y toma el aspecto vítreo cuando se solidifica. Al unirse con varios óxidos forma vidrios diversamente coloreados.

PREPARACION. Se extrae de los lagos de Toscana; pero es preciso purificarlo por medio de repetidas cristalizaciones.

Usos. Es el mejor de los fundentes; sirve para fabricar el borax, para preparar el crémor de tártaro soluble, y mezclado con agua y ácido sulfúrico constituye el baño en que se impregnan las mechas de las bugías esteáricas.

Silicio — Si.  
Equivalente = 21.

El silicio, aislado en 1810 por Berzelius, fué obtenido al estado cristalino por Vöehler y Deville en 1855.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Se presenta al estado amorfo, grafitoide y cristalizado. Sus propiedades son muy parecidas á las del boro, diferenciándose de este en su fusibilidad y en que descompone el agua de los hidratos de potasa y sosa formando silicatos y desprendiendo hidrógeno. El silicio cristalizado raya el vidrio como el diamante.

PREPARACION. Uno de los medios de obtenerlo consiste en descomponer el fluoruro doble de potasio y silicio por un exceso de potasio.

Acido silícico anhidro—Si O<sup>3</sup> (\*)  
Equivalente=45.

La composición del ácido silícico fué determinada por Berzelius.

Conócese también este compuesto con el nombre de *silice*.

ESTADO NATURAL. Es un cuerpo abundantísimo en la naturaleza. Forma parte de todas las rocas no calcáreas, se le encuentra en las cenizas de la mayor parte de los vegetales y en disolución en muchas aguas.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El ácido silícico puede presentarse en dos estados, *cristalizado* y *amorfo*. Bajo la primera forma ofrece una estructura compacta, ó se halla cristalizado en el sistema romboédrico, polariza la luz, raya el vidrio y posee una densidad de 2,6. Solo funde á la llama del gas oxídrico y es atacado únicamente por el ácido fluorídrico y por los carbonatos alcalinos ó los álcalis cáusticos á la temperatura de fusión de estos. Constituye el cristal de roca, el cuarzo, las ágatas, la amatista, la calcedo-

---

(\*) Algunos químicos representan este cuerpo por las fórmulas SiO y SiO<sup>2</sup>.

nia, la arenisca, la piedra de chispa, parte del granito y la arena.

El ácido silícico amorfo tiene una densidad igual á 2,2, no polariza la luz, al estado naciente es soluble en el agua y en varios ácidos además del fluorídrico, especialmente en el clorídrico. Forma la hialita, los ópalos, las resinitas y la sílice hidratada que se obtiene por la descomposicion de los silicatos.

En cualquiera de los dos estados ningun cuerpo simple ejerce accion por sí solo sobre el ácido silícico; pero este puede ser descompuesto bajo el influjo simultáneo de dos metalóides ó de un metalóide y un metal. Así el cloro ó el hierro unidos al carbon forman, cada uno en su caso, óxido de carbono y cloruro de silicio ó siliciuro de hierro.

PREPARACION. El ácido silícico artificial se prepara fundiendo cuarzo en polvo con un exceso de potasa, tratando el producto por el agua y vertiendo ácido clorídrico en el líquido que resulta, llamado *licor de pedernales*, el cual deja por residuo sílice pura.

Usos. La sílice en cristales naturales se emplea como objeto de adorno y bajo la forma de arena entra en la composicion de los morteros. Sirve para la fabricacion del vidrio, del cristal y de las lozas utilizándose en química como fundente.

---

## TERCERA PARTE.

## METALES.

## LECCION XXVII.

## PROPIEDADES GENERALES DE LOS METALES.

Se dá el nombre de *metales* á los cuerpos simples opacos, dotados de un brillo característico, que son buenos conductores del calor y de la electricidad, y combinados con el oxígeno forman bases salificables.

ESTADO NATURAL. Los metales se encuentran en la naturaleza algunas veces aislados ó al *estado nativo*, pero con mas frecuencia combinados con el oxígeno, azufre ó arsénico y constituyendo sales insolubles, ó disueltas en las aguas naturales.

PROPIEDADES FISICAS.. Todos los metales son sólidos á la temperatura ordinaria excepto el mercurio, todos menos el potasio, sodio y litio tienen una densidad superior á la del agua; casi todos carecen de sabor, son inodoros, y su color mas general es el blanco con reflejos de distintos matices.

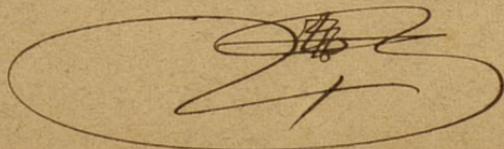
La mayor parte de los metales presentan un brillo especial que ha recibido el nombre de *brillo metálico*, el cual pierden cuando se reducen á polvo ofreciendo entonces un color pardo ó gris de aspecto mate: si se les frota con un cuerpo duro reaparece la brillantéz.

Las demás propiedades físicas, á las que deben sus principales aplicaciones, difieren bastante de unos á otros como puede verse en los siguientes cuadros.

PRINCIPALES PROPIEDADES FISICAS DE LOS METALES  
MAS INTERESANTES.

Densidad relativa.	Dureza relativa.		
Platino laminado....	22,07	Cromo.	} Son rayados por el vidrio.
Oro fundido.....	19,25	Nickel.....	
Mercurio á 0°.....	13,60	Cobalto....	
Plomo fundido....	11,35	Hierro.....	
Plata fundida.....	10,47	Antimonio..	
Bismuto fundido....	9,82	Zinc.....	} Son rayados por el carbonato de cal.
Cobre fundido.....	8,79	Paladio....	
Nickel fundido.....	8,28	Platino....	
Hierro en barras....	7,79	Cobre.....	
Estaño fundido.....	7,29	Oro.....	
Zinc fundido.....	6,86	Plata.....	} Son rayados por la uña.
Antimonio fundido..	6,71	Bismuto....	
Cromo.....	5,90	Cadmio....	
Aluminio.....	2,60	Estaño....	
Sódio.....	0,97	Plomo.....	
Potasio.....	0,86	Potasio....	
Litio.....	0,59	Sodio.....	

Límite de tenacidad para alambres de 2 <sup>mm</sup>	Orden de		
	ductilidad.	maleabilidad.	
Hierro....	250 kil.	Oro.	Oro.
Cobre.....	137	Plata.	Plata.
Platino.....	125	Platino.	Cobre.
Plata.....	85	Hierro.	Estaño.
Oro.....	68	Nickel.	Platino.
Zinc.....	50	Cobre.	Plomo.
Nickel.....	48	Zinc.	Zinc.
Estaño.....	16	Estaño.	Hierro.
Plomo.....	10	Plomo.	Nickel.



PRINCIPALES PROPIEDADES FISICAS DE LOS METALES  
MAS INTERESANTES.

Temperatura de fusion.		Calores específicos.	
Platino .....	2000°	Aluminio .....	0,2150
Manganeso, sobre....	1700	Manganeso .....	0,2107
Hierro dulce (de....	1600	Hierro .....	0,1138
..... hasta)	1700	Nickel.....	0,1086
Fundicion.....	1500	Cobalto .....	0,1070
Acero, lo mas.....	1400	Zinc .....	0,0955
Oro .....	1100	Cobre .....	0,0952
Cobre .....	1090	Paladio .....	0,0593
Plata .....	1000	Plata .....	0,0570
Antimonio .....	432	Cadmio .....	0,0567
Zinc .....	410	Estaño.....	0,0562
Plomo .....	320	Antimonio.....	0,0508
Bismuto.....	270	Mercurio .....	0,0333
Estaño .....	230	Platino .....	0,0324
Sodio.....	90	Oro.....	0,0324
Potasio.....	58	Plomo .....	0,0314
Mercurio.....	-39	Bismuto.....	0,0308

Conductibilidad calorífica.		Conductibilidad eléctrica.	
Plata.....	100,0	Cobre .....	1000
Cobre.....	77,6	Oro .....	936
Oro .....	53,2	Plata.....	736
Zinc.....	19,9	Zinc .....	285
Estaño .....	14,5	Platino.....	188
Hierro .....	11,9	Hierro .....	158
Plomo.....	8,5	Estaño .....	155
Platino.....	8,3	Plomo .....	83
Bismuto .....	1,8	Mercurio .....	35

PROPIEDADES QUÍMICAS. De una manera general solo puede decirse que casi todos los metales son capaces de combinarse fácilmente con el oxígeno, azufre, cloro, bromo y yodo; muchos con el arsénico y el fósforo, siendo menor el número de los que se unen al carbono, boro, silicio, ázoe é hidrógeno.

EXTRACCION DE LOS METALES.—Cuando estos no se hallan aislados reciben el nombre de *minerales*: para privarlos de las materias á que van unidos se emplean procedimientos variados segun las circunstancias; pero en último resultado consisten en separar de ellos mecánicamente las sustancias estrañas, ú oxidarlos y reducir despues los óxidos si se hallan mineralizados ó al estado de combinacion.

El arte de sacar los minerales del seno de la tierra y extraer de estos los metales se llama *Metalurgia*.

CLASIFICACION DE LOS METALES.—Para facilitar el estudio de estos cuerpos se han dividido en grupos atendiendo á consideraciones de distinto género.

Tan fácil como es distribuir los metaloides en un orden natural, tan difícil es hallar una base que sirva para clasificar naturalmente los metales.

Unos químicos como Ampère, Guibourt, Despretz, Hoefler y Fremy han propuesto clasificaciones naturales basadas sobre las analogías mas importantes y numerosas de los metales; mientras que otros como Thenard, Regnault y Berzelius han establecido clasificaciones artificiales fundadas en un solo carácter.

Aunque adolece de los defectos propios de todo sistema, la clasificacion de Thenard es generalmente adoptada en las obras elementales en razon á su mayor sencillez. En ella se distribuyen los metales en secciones atendiendo al grado de afinidad que tienen con el oxígeno, deducido principalmente de la facilidad mayor ó menor con que descomponen el agua, así como de la accion directa que el oxígeno ejerce sobre ellos y de la manera como el calor obra sobre sus óxidos.

El cuadro siguiente contiene la clasificacion artificial de Thenard con algunas modificaciones introducidas en ella por M. Regnault.

CLASIFICACION DE LOS METALES SEGUN THENARD  
MODIFICADA POR REGNAULT.

<p>1.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>Descomponen el agua en frío, absorben el oxígeno á una temperatura baja, y sus óxidos son irreducibles por el calor.</p>	<p>2.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>Descomponen el agua á mas de 100°, absorben el oxígeno á muy altas temperaturas y sus óxidos no se reducen por el calor.</p>	<p>3.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>Descomponen el agua al rojo, ó en frío en presencia de los ácidos, absorben el oxígeno á temperaturas elevadas, y sus óxidos son indecomponibles por el calor.</p>
<p>Potasio. Calcio. Sódio. Cesio. Litio. Rubidio. Bario. Talio. Estroncio. „</p>	<p>Magnesio. Torinio ? Aluminio. Cerio ? Manganeso. Lantano ? Glucinio ? Didimo ? Zirconio ? Erbio ? Itrio ? Terbio ?</p>	<p>Hierro. Cadmio. Zinc. Cromo. Nickel. Vanadio. Cobalto. „</p>
<p>4.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>Descomponen el agua al calor rojo, no la descomponen en presencia de los ácidos, pero sí bajo la acción de las bases enérgicas.</p>	<p>5.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>Descomponen débilmente el agua al rojo blanco, y sus óxidos no son reducibles por el calor.</p>	<p>6.<sup>a</sup> SECCION.</p> <p>No descomponen el agua á ninguna temperatura y sus óxidos se reducen muy fácilmente por el calor.</p>
<p>Estaño. Tungsteno. Titano. Tantaló. Antimonio. Niobio. Molibdeno. Osmio.</p>	<p>Cobre. Bismuto. Plomo.</p>	<p>Mercurio. Paladio. Plata. Rutenio. Oro. Rodio. Platino. Iridio.</p>

LIGAS.—Se dá el nombre de *aleaciones* ó *ligas* á los productos que resultan de la combinacion ó de la mezela de varios metales.

PROPIEDADES FISICAS. Aunque las aleaciones participan en general de las propiedades de los metales que las componen, solo la de cobre y bismuto presenta la densidad media de los elementos que la constituyen. Son tambien las ligas generalmente menos tenaces y ductiles, mas duras y mas fusibles que sus componentes.

PROPIEDADES QUIMICAS. Muchas ligas son verdaderas combinaciones caracterizadas por el desprendimiento de calor en el acto de efectuarse, la porcion constante en-

tre sus elementos y la desaparicion de las propiedades individuales de estos; pero en el mayor número de casos deben ser consideradas como compuestos definidos de los metales, unidos á un exceso de estos al estado de simple mezcla.

La diferencia de punto de fusion y de peso específico de los metales que se emplean para obtener las ligas hacen que al enfriarse despues de fundidos, se separen total ó parcialmente superponiéndose en el acto de la solidificacion por el órden de sus densidades. Este fenómeno, llamado *licuacion*, destruye con frecuencia la homogeneidad de las aleaciones.

Los metales ligados resisten ordinariamente mas á la accion del oxígeno y de los ácidos que cuando se hallan libres.

PREPARACION. Las ligas se preparan por la accion directa de unos metales sobre otros, fundiéndolos simultánea ó sucesivamente en crisoles de barro y vertiendo en moldes la mezcla líquida.

Usos. Las aleaciones tienen usos muy variados. Mediante ellas puede decirse que se crean nuevos metales, lo cual ofrece grandes ventajas para la industria, pues de todos ellos solo son susceptibles de aplicacion aisladamente el aluminio, cobre, estaño, hierro, mercurio, oro, paladio, plata, platino, plomo y zinc, que unidos al antimonio, bismuto y nickel, constituyen todas las ligas conocidas.

---

## LECCION XXVIII.

PROPIEDADES GENERALES DE LOS ÓXIDOS, SULFUROS,  
CLORUROS Y SALES METÁLICAS.

OXIDOS METÁLICOS. — Se llaman óxidos metálicos los compuestos binarios formados por la combinacion de los metales con el oxígeno.

Hasta que Lavoisier estudió detenidamente estos cuerpos, fueron considerados como metales desprovistos de flojito y conocidos con el nombre de *cales metálicas*.

PROPIEDADES FÍSICAS. Los óxidos son todos sólidos, de colores diversos, inodoros, quebradizos, carecen de brillo y solamente tienen sabor los solubles, entre los cuales figuran los formados por los metales de la primera seccion. Son mas densos que el agua y menos que el metal que los constituye sin mas excepcion que la potasa y la sosa. La mayor parte funden á temperaturas muy altas, siendo volátiles únicamente el protóxido de antimonio y el óxido de osmio.

PROPIEDADES QUÍMICAS. Los protóxidos de las cinco primeras secciones son indescomponibles por el calor; pero muchos peróxidos pierden parte de su oxígeno bajo la accion de este agente. La corriente eléctrica descompone todos los óxidos, menos los terrosos ó de la segunda seccion, dirigiéndose el metal al polo negativo.

El oxígeno se combina con muchos de ellos; el hidrógeno auxiliado por el calor reduce los de las cuatro últimas secciones menos los de cromo y manganeso; el carbon posee mayor poder reductor, pues solo resisten á su accion los óxidos terrosos y alcalino-terrosos. El cloro descompone la mayor parte de los óxidos sustituyéndose al oxígeno; el azufre á una temperatura elevada actúa en general simultáneamente sobre sus dos elementos formando sulfuros y ácido sulfuroso ó sulfúrico, y el fósforo obra de una manera análoga.

PREPARACION. Los procedimientos mas usados para preparar los óxidos son los siguientes:

- 1.º Calentando los metales en contacto del aire.
- 2.º Tratándolos por el ácido nítrico.
- 3.º Calcinando los nitratos ó los carbonatos.
- 4.º Precipitando por los álcalis las sales solubles.
- 5.º Tratando algunos óxidos por el agua oxigenada.
- 6.º Sobreoxidando ciertos óxidos por el cloro.

Dividense los óxidos en *básicos, indiferentes, ácidos, singulares y salinos*.

Se llaman óxidos básicos ó *bases* los que poseen especialmente la propiedad de neutralizar los ácidos formando con ellos sales: (potasa, barita, cal...)

Con el nombre de óxidos indiferentes se designan los que desempeñan unas veces el papel de ácidos y otras el de bases: (alúmina, óxido de zinc, peróxido de cobre...)

Bajo la denominación de óxidos ácidos se comprenden los que son capaces de combinarse con las bases y neutralizarlas: (óxidos de cromo, de manganeso, de antimonio...)

La calificación de óxidos singulares se aplica á los que pueden convertirse en básicos perdiendo una parte de su oxígeno: (bióxido de bario, peróxido de plata, bióxido de manganeso...)

Los óxidos salinos representan la combinación de un óxido ácido con otro básico del mismo metal: (óxido rojo de manganeso, minio, óxido de hierro magnético...)

SULFUROS METALICOS.—Estos compuestos binarios resultan de la combinación del azufre con los metales.

PROPIEDADES FISICAS. Los sulfuros se presentan siempre al estado sólido, generalmente son quebradizos, ofrecen diversos colores y carecen de brillo cuando no están cristalizados. Exceptuando los correspondientes á la primera sección no se disuelven en el agua; casi todos son mas fusibles que su metal respectivo, pero rara vez volátiles.

PROPIEDADES QUIMICAS. Los sulfuros resisten bastante á la acción del calor; el oxígeno obra enérgicamente sobre ellos á temperaturas más ó ménos altas dando origen á pro-

ductos distintos; el hidrógeno reduce los menos estables de las dos últimas secciones formando ácido sulfídrico, y el cloro los descompone á todos apoderándose del metal.

PREPARACION. Los sulfuros se preparan combinando directamente el azufre con los metales bajo la accion del calor; descomponiendo los sulfatos por el carbon, ó tratando las disoluciones metálicas por el ácido sulfídrico.

Los sulfuros metálicos se dividen en básicos, indiferentes, ácidos, singulares y salinos atendiendo á los mismos caractéres en que se funda la clasificacion de los óxidos.

Los formados por los metales de la primera seccion se subdividen, segun su constitucion química, en *monosulfuros*, *polisulfuros* y *sulfidatos de sulfuros*. Los primeros son comparables á los óxidos ordinarios, los segundos contienen el azufre en proporciones superiores á estos y los últimos representan óxidos hidratados.

Los sulfuros tienen por caractéres distintivos el desprender hidrógeno sulfurado cuando se tratan por los ácidos, y producir ácido sulfuroso por la accion de la llama oxidante del soplete.

CLORUROS METALICOS.—Los cloruros son combinaciones de primer órden de los metales con el cloro, cuya afinidad para con estos es superior á la del oxígeno.

PROPIEDADES FISICAS. A la temperatura ordinaria la mayor parte de los cloruros son sólidos é inodoros, y entre los que se presentan al estado líquido hay algunos muy volátiles que exhalan vapores de olor penetrante. Su sabor es variable, siendo todos solubles en el agua menos el protocloruro de mercurio y el cloruro de plata. Todos tienen mayor densidad que el agua y funden á temperaturas mas ó menos elevadas.

PROPIEDADES QUIMICAS. La pila separa sus dos elementos, el calor descompone por completo un corto número de cloruros, y algunos son tambien alterados por la luz.

La accion del oxígeno y del azufre es distinta de unos á otros. El hidrógeno auxiliado por el calor reduce los cloruros de las cuatro últimas secciones: el ázoe, carbono, boro y silicio no producen ningun efecto sobre estos compuestos. Los metales de una seccion descomponen en general los cloruros de las secciones siguientes.

PREPARACION. Los cloruros se preparan por la accion directa del cloro ó del ácido clorídrico sobre los metales ó sus óxidos; por la de los metales sobre determinados cloruros, ó del ácido clorídrico sobre los sulfuros, y por doble descomposicion.

Dividense los cloruros en básicos, indiferentes, ácidos y salinos.

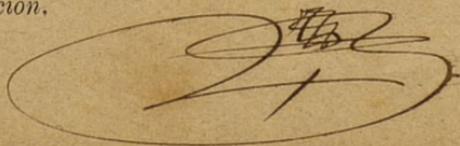
Los cloruros disueltos en agua dan con el nitrato de plata un precipitado blanco que se ennegrece á la luz solar, es insoluble en los ácidos y fácilmente soluble en amoniacó. Al estado sólido, mezclados con peróxido de manganeso, desprenden cloro tratándolos por el ácido sulfúrico concentrado.

SALES.—Se llaman sales los cuerpos que resultan de la combinacion ó reaccion de un compuesto electro-negativo ó ácido con otro electro-positivo ó base.

PROPIEDADES FISICAS. Casi todas las sales son sólidas, mas densas que el agua, é incoloras siempre que el ácido y la base lo sean tambien, ofreciendo en el caso contrario colores variados. Las insolubles carecen de sabor, pero todas las solubles tienen alguno más ó ménos marcado que es semejante en las formadas por una misma base. Solo desprenden olor las volátiles á la temperatura ordinaria, siendo susceptibles de cristalizar todas las solubles y fusibles.

La solubilidad de las sales crece en general con la temperatura y al precipitarse de las disoluciones toman la forma cristalina, llamándose *agua madre* la que queda despues de formados los cristales. Estos pueden retener alguna cantidad de estelíquido que recibe el nombre de *agua de cristalización* cuando se halla en proporciones definidas, y el de *agua de interposicion* en el caso opuesto. La mayor parte de las sales pierden el agua de cristalización por su contacto con la urea.

Hay algunas que absorben el vapor acuoso de la atmósfera liquidándose en él y se llaman *delicuescentes*, mientras que otras ceden al aire su agua de cristalización reduciéndose á polvo y se denominan *eflorescentes*. Las sales hidratadas experimentan por el calor la *fusion acuosa* y despues la *fusion ígnea*, y algunas producen pequeños estallidos cuando se echan sobre las ascuas, á cuyo fenómeno se llama *decrepitation*.



PROPIEDADES QUIMICAS. La corriente eléctrica descompone todas las sales y segun su intensidad pasa al polo positivo el ácido solo, ó unido al oxígeno de la base; y al polo negativo ésta, ó solamente el metal. Cuando este es capaz de descomponer el agua en frio se reconstituye la base en el electrodo negativo desprendiéndose hidrógeno. El calor descompone muchas sales, habiendo pocas que sin experimentar alteracion se volatilicen ó resistan á la temperatura roja. Existen tambien algunas que se alteran más ó ménos bajo el influjo de la luz.

La accion de los metaloides sobre las sales es muy compleja, siendo el oxígeno, azufre, fósforo y carbono los que producen efectos mas marcados sobre ellas á una temperatura elevada. En cuanto á los metales, es un hecho general que los mas oxidables y electro positivos desalojan á los que tienen ménos afinidad por el oxígeno, ocupando su lugar.

---

## LECCION XXIX.

## LEYES DE BERTHOLLET.-NEUTRALIDAD DE LAS SALES.

Las acciones de los ácidos y de los óxidos sobre las sales y las que estas ejercen recíprocamente entre sí, en medio de ser muy variadas, se pueden referir á ciertos principios generales, que en su mayor parte se hallan contenidos en las leyes establecidas por Berthollet.

## ACCION DE LOS ÁCIDOS SOBRE LAS SALES.

Hay que distinguir dos casos: ó el ácido que se pone en contacto con una disolucion salina es el mismo que la sal contiene, ó es otro distinto. En el primer caso puede suceder:

1.º *Que el ácido no ejerza accion sobre la sal.*

EJEMPLOS.—Acido silíceo y silicato de potasa.

Acido sulfúrico debilitado y sulfato de barita.

2.º *Que se facilite la disolucion de la sal sin notarse indicios de combinacion.*

EJEMPLO.—Acido nítrico y nitrato de potasa.

3.º *Que se produzca una sobre sal.*

EJEMPLOS.—Acido sulfúrico y sulfato de potasa.

Acido carbónico y carbonato néutro de potasa.

4.º *Que se forme una sal néutra, si la empleada era básica.*

EJEMPLO.—Acido acético y sub-acetato de plomo.

Si el ácido es diferente del que constituye la sal habrá descomposicion en los casos siguientes:

1.º *Cuando el ácido que se haga interrenir sea mas fijo que el de la sal.*

EJEMPLOS.—Carbonato de sosa con ácido sulfúrico = sulfato de sosa + ácido carbónico.

Nitrato de potasa con ácido sulfúrico = sulfato de potasa + ácido nítrico.

Carbonato de cal con ácido clorídrico = cloruro de calcio + ácido carbónico.

2.º *Cuando el ácido empleado sea capaz de formar con la base de la sal un compuesto insoluble ó menos soluble que esta.*

EJEMPLOS.—Nitrato de barita con ácido sulfúrico = sulfato de barita + ácido nítrico.

Nitrato de plomo con ácido sulfúrico = sulfato de plomo + ácido nítrico.

Nitrato de plata con ácido clorídrico = cloruro de plata + ácido nítrico.

3.º *Cuando el ácido contenido en la sal sea insoluble, ó poco soluble y el que se emplea pueda formar con la base un compuesto soluble.*

EJEMPLOS.—Silicato de sosa con ácido sulfúrico = sulfato de sosa + ácido silícico.

Estanato de potasa con ácido sulfúrico = sulfato de potasa + ácido estánico.

Borato de sosa con ácido nítrico = nitrato de sosa + ácido bórico.

4.º *Cuando el ácido de la sal y el que se haga obrar sobre ella sean gaseosos, dotados de afinidades débiles y casi iguales, el que intervenga en mas cantidad desaloja al otro.*

EJEMPLOS.—Carbonato de sosa + ácido sulfídrico (en exceso) = sulfuro de sódio + ácido carbónico.

Sulfuro de potasio con ácido carbónico (en exceso) = carbonato de potasa + ácido sulfídrico.

#### ACCION DE LOS ÓXIDOS SOBRE LAS SALES.

Si el óxido empleado es el mismo que la sal contiene, podrá suceder:

1.º *Que no se verifique reaccion alguna.*

EJEMPLOS.—Barita y sulfato de barita.

Potasa ó sosa y los carbonatos neutros, sulfatos ó nitratos de estas bases.

2.º *Que se forme una sal básica.*

EJEMPLO.—Acetato neutro de plomo y óxido de plomo.

3.º *Que si la sal es ácida se convierta en neutra.*

EJEMPLO.—Potasa y bicarbonato ó bisulfato de potasa.

Si la base es distinta de la contenida en la sal habrá descomposicion en los siguientes casos:

1.º *Cuando la base empleada sea mas fija que la de la sal.*

EJEMPLOS.—Sulfato de amoniaco con potasa = sulfato de potasa + amoniaco.

Cloridrato de amoniaco con barita = cloruro de bario + amoniaco.

2.º *Cuando la base pueda formar con el ácido de la sal un compuesto insoluble ó poco soluble.*

EJEMPLOS.—Sulfato de sosa con barita = sulfato de barita + sosa.

Carbonato de potasa con agua de cal = carbonato de cal + potasa.

3.º *Cuando la base de la sal sea insoluble y la que se emplee soluble, y capaz de formar con el ácido un compuesto tambien soluble.*

EJEMPLOS.—Sulfato de cobre con potasa = sulfato de potasa + óxido de cobre.

Nitrato de plomo con potasa = nitrato de potasa + óxido de plomo.

4.º *Cuando la base empleada, aunque insoluble, sature mejor el ácido que la contenida en la sal.*

EJEMPLO.—Nitrato de cobre con óxido de plata = nitrato de plata + óxido de cobre.

#### ACCION MUTUA DE LAS SALES.

*Al mezclar dos sales del mismo ácido pueden combinarse para formar una sal doble.*

EJEMPLO.—Sulfato de alúmina con sulfato de potasa=sulfato de alúmina y potasa.

Si los ácidos y las bases son distintos habrá descomposición:

1.º *Cuando mediante el cambio de ácidos y bases pueda formarse POR LA VIA SECA una sal mas volátil ó mucho mas fusible que la que existia.*

EJEMPLOS.—Cloridrato de amoniaco con carbonato de cal=carbonato de amoniaco+cloruro de calcio.

Sulfato de amoniaco con cloruro de sodio=cloridrato de amoniaco+sulfato de sosa.

Sulfato de barita con cloruro de calcio=sulfato de cal+cloruro de bario.

2.º *Cuando hallándose disueltas en el agua produzcan por el cambio recíproco de sus ácidos y bases una sal insoluble ó poco soluble.*

EJEMPLOS.—Sulfato de sosa con nitrato de barita=sulfato de barita+nitrato de sosa.

Cromato de potasa con nitrato de barita=cromato de barita+nitrato de potasa.

Cloruro de sodio con nitrato de plata=cloruro de plata+nitrato de sosa.

NEUTRALIDAD DE LAS SALES.—Si se admite como carácter distintivo de los ácidos solubles la propiedad de enrojecer la tintura de tornasol, y de las bases la de restituir el color azul á este reactivo cuando ha sido enrojecido de antemano, parece que deberían considerarse únicamente como neutras las sales que no produjeran cambio de coloración en uno ni en otro caso. La experiencia, sin embargo, demuestra que las sales resultantes de la combinación de ácidos débiles con bases enérgicas, y vice versa, alteran siempre la tintura de tornasol, por mas que la proporción de sus elementos sea exactamente la misma que encontramos en las sales formadas por ácidos y bases igualmente fuertes, que ningun efecto producen sobre las materias azules vegetales.

Esta anomalía se explica conociendo la reaccion que dá lugar á las variaciones de color del tornasol. Compónese éste esencialmente de un ácido llamado *lítmico* que es rojo al estado libre y está combinado con la cal, siendo sus sales azules. De aquí resulta que cuando un ácido aislado, ó en combinacion con una base débil, se apodera de la cal, deja en libertad al ácido lítmico que se presenta con su color propio; mientras que una base sola ó combinada con un ácido débil uniéndose al ácido lítmico forma un compuesto azul. Si la afinidad entre el ácido y la base de una sal cualquiera es superior á la que uno y otra puedan tener con la cal ó el ácido lítmico, aunque aquellos no se saturen recíprocamente, ninguna accion ejercerán sobre la tintura de tornasol.

De lo dicho resulta que los efectos de coloracion solo pueden servir para determinar la verdadera neutralizacion de los ácidos por los óxidos en casos determinados; y que la acidez, alcalinidad ó neutralidad de las sales no pueden establecerse sino atendiendo á la relacion existente entre el oxígeno del ácido y de la base en cada género salino.

Siendo esta de dos á uno en los carbonatos, de tres á uno en los sulfatos, de cinco á uno en los nitratos etc., las sales serán neutras cualquiera que sea la reaccion que presenten con la tintura de tornasol.

PREPARACION. Los procedimientos que se usan para preparar las sales son muy variados. Las sales solubles se obtienen ordinariamente tratando por los ácidos los óxidos ó carbonatos, y las insolubles por el método de las dobles descomposiciones.

Para terminar estas generalidades presentamos el siguiente resmúen de las reacciones mediante las cuales se reconoce el ácido de las sales mas comunes, cuando están disueltas en el agua.

GENEROS SALINOS.	REACCIONES QUE LOS DISTINGUEN.
Sulfatos. ....	Tratados por la barita ó sus sales solubles dan un precipitado blanco insoluble en ácido nítrico.
Sulfitos. ....	Tratados por el ácido sulfúrico desprenden ácido sulfuroso.
Hiposulfitos. ....	Desprenden ácido sulfuroso y se precipita azufre por la acción del ácido sulfúrico.
Cloratos. ....	Mezclados con cuerpos combustibles detonan por el choque ó el calor, y con el ácido sulfúrico desprenden ácido hipoclorítico.
Fosfatos ordinarios. .	No se alteran por el ácido sulfídrico y dan un precipitado amarillo con el nitrato de plata.
Arseniatos. ....	Producen con el nitrato de plata un precipitado de color rojo de ladrillo, soluble en un exceso de ácido.
Arsenitos. ....	Dan un precipitado verde por el sulfato de cobre y precipitan inmediatamente en amarillo por el ácido sulfídrico.
Nitratos. ....	Tiñen de color rosado ó pardo una disolución de sulfato de hierro acidulada con ácido sulfúrico, en la que se haya introducido un pedazo de hierro.
Nitritos. ....	Desprenden vapores rojos en el acto de agregarles ácido sulfúrico.
Carbonatos. ....	Tratados por un ácido producen efervescencia desprendiendo ácido carbónico.

La mayor parte de las sales insolubles se pueden hacer solubles hirviéndolas algun tiempo con una disolución de carbonato de sosa.

## LECCION XXX.

## POTASIO Y SUS PRINCIPALES COMBINACIONES.

POTASIO—K.  
EQUIVALENTE=39.

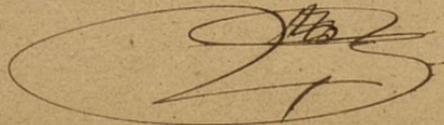
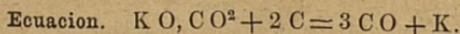
El potasio fué descubierto en 1807 por Davy.

**PROPIEDADES FISICAS.** Este metal es tan blando que se puede cortar con un cuchillo. Recien cortado presenta una superficie blanca brillante que se empaña rápidamente por la accion del aire; su densidad es 0,86, funde á 58° y al calor rojo se convierte en vapor de un hermoso color verde. Su espectro presenta dos rayas rojas que corresponden á las A y B de Fraunhoffer, y otra violada cerca de la H.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** El potasio permanece inalterable en el oxígeno ó en el aire perfectamente seco, pero en las condiciones ordinarias se oxida con rapidez y absorbe despues el ácido carbónico. Echado sobre el agua la descompone en el acto combinándose con el oxígeno é inflamando el hidrógeno desprendido, cuya llama toma un color purpúreo debido al vapor de óxido de potasio.

Tiene mucha afinidad con el cloro al cual se une directamente con desprendimiento de luz, se combina con casi todos los metaloides; descompone los hidrácidos, muchos oxácidos y la mayor parte de los óxidos y sales metálicas. La accion que ejerce este metal sobre el aire y el agua hace indispensable que se conserve en frascos llenos de aceite de nafta, que es un compuesto de carbono é hidrógeno.

**PREPARACION.** El procedimiento mas perfeccionado para aislar el potasio se debe á Mareska y Dony: consiste en descomponer el carbonato de potasa por el carbon á una temperatura muy alta.



Usos. El potasio solo tiene aplicacion en los laboratorios.

#### COMBINACIONES BINARIAS DEL POTASIO.

OXIDOS DE POTASIO.—Forma el potasio con el oxígeno tres compuestos: sub-óxido ( $K^2O$ ), protóxido ( $KO$ ) y peróxido ( $KO^2$ ).

PROTOXIDO DE POTASIO HIDRATADO. ( $KO, HO$ ). Se llama tambien *potasa cáustica* y *piedra de cauterio*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un cuerpo sólido, blanco, untoso al tacto, muy soluble en el agua y delicuescente: funde al calor rojo tomando en seguida la forma de vapores blancos.

PROPIEDADES QUIMICAS. Destruye con rapidez muchas materias orgánicas, saponifica las grasas, disuelve los pelos, la seda y otras sustancias animales; corroe el vidrio y la porcelana, absorbe prontamente el ácido carbónico y es descompuesto por el cloro, azufre, fósforo, carbon y varios metales.

PREPARACION. La potasa se prepara haciendo hervir una disolucion de carbonato de potasa con cal hidratada, ó bien calcinando una mezela de nitro y cobre.

Usos. Es un reactivo muy usado, sirve para preparar muchos óxidos y para preservar de la oxidacion los instrumentos de hierro. Se emplea en la fabricacion de los jabones blandos, en el blanqueo de varias telas, y en cirujía tiene aplicacion como cauterio.

SULFUROS DE POTASIO.—Los compuestos principales del potasio y el azufre son: monosulfuro ( $KS$ ), sulfidrato de monosulfuro ( $KS, HS$ ), bisulfuro ( $KS^2$ ), trisulfuro ( $KS^3$ ), cuadrisulfuro ( $KS^4$ ) y pentasulfuro ( $KS^5$ ).

MONOSULFURO DE POTASIO—Se presenta en cristales incoloros, de olor y sabor á huevos podridos. Es muy soluble en el agua y su disolucion es fuertemente alcalina é incolora, pero por el contacto del aire el monosulfuro se transforma en hiposulfito de potasa, comunicando al líquido un tinte amarillento debido al desprendimiento y descomposicion ulterior del hidrógeno sulfurado bajo la accion del ácido carbónico.

**PREPARACION.** Se puede obtener descomponiendo á la temperatura roja el sulfato de potasa por el carbon, ó mejor agregando á un volúmen de potasa en disolucion sobresaturada por el ácido sulfídrico, otro volúmen de la misma disolucion pura.

**Usos.** Sirve para preparar los demás sulfuros de potasio, como tambien los de otros varios metales y tiene algun uso en medicina.

**PENTASULFURO DE POTASIO.**—Este compuesto, llamado en farmacia *higado de azufre*, es sólido, de color oscuro, delicuescente, muy soluble en agua y en alcohol. En contacto con el aire se convierte en hiposulfito de potasa.

**PREPARACION.** Prepárase calentando el monosulfuro de potasio con un exceso de azufre, ó fundiendo una mezcla de potasa, azufre y carbon.

**Usos.** Sirve para hacer los baños sulfurosos artificiales.

**CLORURO DE POTASIO.**—Cristaliza en cubos anhidros é incoloros, tiene sabor amargo y salado, es soluble en agua é insoluble en el alcohol y el éter. Calentado al rojo funde y se volatiliza sin descomponerse.

**PREPARACION.** Se obtiene generalmente tratando el hidrato ó el carbonato de potasa por el ácido clorídrico. Hállase formado en las cenizas de muchos vegetales y resulta como producto en la fabricacion del jabon.

**Usos.** Se emplea para preparar el alumbre y el nitro.

**IODURO DE POTASIO (KI).**—Aunque con poca exactitud suele llamarse *hidriodato de potasa*.

Es sólido, blanco, delicuescente, muy soluble en agua y poco en alcohol. Cristaliza en cubos, tiene un sabor picante desagradable, y por el calor funde y se volatiliza á una temperatura inferior al rojo.

**PREPARACION.** Se extrae por cristalicacion de las aguas madres de la sosa de varech, y se prepara mezclando el iodo con una disolucion de potasa.

En el comercio se encuentra frecuentemente adulterado con cloruro de potasio y tambien con carbonato de potasa. El nitrato de plata amoniacal ó el iodo dan á conocer en cada caso la sofisticacion.

**Usos.** Es de bastante uso en fotografía é igualmente

en medicina sobre todo para combatir las afecciones escrofulosas y sifilíticas.

**CIANURO DE POTASIO.** (KCy).—Es isomorfo con el cloruro de potasio, exhala olor á almendras amargas por efecto de la descomposicion lenta que sufre bajo la accion del ácido carbónico y la humedad del aire, es muy soluble en el agua é insoluble en el alcohol. Su disolucion es alcalina y al contacto de la atmósfera desprende ácido cianídrico convirtiéndose en carbonato de potasa. Resiste mucho el calor sin descomponerse, reduce por la via seca muchos óxidos metálicos y tiene la propiedad de disolver la mayor parte de estos y los cianuros formados por los metales.

**PREPARACION.** Para obtenerlo puro se funde una mezcla de prusiato de potasa y carbon, tratando el producto por el agua y evaporando la disolucion hasta la sequedad.

**Usos.** Es un poderoso agente de reduccion y algunas veces se usa en medicina para sustituir el ácido prúsico, aunque siempre debe emplearse con precaucion porque es muy venenoso.

#### SALES DE POTASA.

**SULFATO NEUTRO DE POTASA.** (KO, SO<sup>3</sup>).—Esta sal fué tambien llamada *sal policresta de Glaser*. Es siempre anhidra, incolora, trasparente, de sabor amargo, cristaliza en prismas de seis caras terminados por pirámides hexaedras: se disuelve en el agua pero no en el alcohol, decrepita por el calor y funde sin descomponerse. Puede combinarse con otro equivalente de ácido sulfúrico convirtiéndose en bisulfato (KO, SO<sup>3</sup>, HO, SO<sup>3</sup>).

**PREPARACION.** Es facil prepararla saturando la potasa por el ácido sulfúrico; pero se extrae en cantidades considerables del agua del mar y de las cenizas de varias plantas.

**Usos.** Tiene aplicacion como purgante y en la industria sirve para la fabricacion del nitro y del alumbre.

**CLORATO DE POTASA.** (KO, ClO<sup>3</sup>).—Esta sal fué primeramente conocida con el nombre de *muriato sobreoxigenado de potasa*.

Es blanca, anhidra como la anterior, inalterable al aire,

soluble en agua, mas en caliente que en frio, é insoluble en alcohol. Deflagra echada sobre las ascuas; funde á 400° y aumentando la temperatura acaba por descomponerse en cloruro de potasio y oxígeno. Forma con muchos cuerpos combustibles mezclas esplosivas que denotan por el choque.

Es un compuesto de los mas comburentes por la facilidad con que cede el oxígeno: vertiendo algunas gotas de ácido sulfúrico sobre una mezcla de clorato de potasa, azufre y licopodio, se inflama la masa por efecto de la descomposicion de la sal.

PREPARACION. Se obtiene haciendo llegar una corriente de cloro á una disolucion concentrada de potasa.

Usos. Empléase como oxidante; para extraer el oxígeno, y en la fabricacion de las cápsulas fulminantes y de las cerillas fosfóricas.

NITRATO Ó AZOTATO DE POTASA.—Es vulgarmente conocido con los nombres de *nitro* ó *salitre*.

Preséntase en cristales prismáticos acanalados, tiene un sabor fresco con mezcla de amargo, es soluble en el agua y completamente insoluble en el alcohol puro. Echado sobre las áscuas deflagra y activa la combustion, funde á 350° formando al enfriarse una masa amorfa y vítrea llamada *crystal mineral*. A la temperatura roja pierde una parte de su oxígeno y á mayor grado de calor queda reducido á potasa.

PREPARACION. El nitro puede obtenerse tratando el nitrato de sosa por el cloruro de potasio, pero se encuentra naturalmente formado en muchas localidades, sobre todo en los paises cálidos.

Usos. La mayor parte de esta sal se consume en la fabricacion de la pólvora, que es un compuesto de azufre, nitro y carbon, y tambien se usa en medicina.

CARBONATO DE POTASA.—La potasa forma tres sales distintas combinándose con el ácido carbónico: carbonato neutro ( $\text{KO}, \text{CO}^2$ ), sesqui-carbonato [ $(\text{KO})^2, 3\text{CO}^2$ ] y bicarbonato ( $\text{KO}, \text{CO}^2, \text{HO}, \text{CO}^2$ ).

El carbonato neutro de potasa, conocido en el comercio con los nombres de *sal de tártao*, *álcali vegetal*, ó simplemente *potasa*, es blanco, pulverulento, de sabor acre y

cáustico, muy soluble en agua, delicuescente é insoluble en alcohol. Cristaliza en prismas romboidales que contienen dos equivalentes de agua. La accion directa del ácido carbónico lo convierte en bicarbonato y este se transforma en sesqui-carbonato haciéndolo hervir en agua. Por el calor funde sin descomponerse, pero calentado con carbon abandona el potasio.

PREPARACION. El medio de obtener carbonato de potasa perfectamente puro consiste en calcinar el bioxalato de potasa.

Cuando se calcina una mezcla de cremor y nitro empleando una parte del primero para dos del segundo resulta una masa llamada *flujo blanco*; pero usando pesos iguales de las dos sales se obtiene un producto denominado *flujo negro*, el cual tratado por el agua dá carbonato de potasa casi puro. Se extrae tambien de las cenizas de los vegetales que crecen lejos de las costas, pero entonces contiene sulfato, silicato y cloruro potásicos.

Usos. El carbonato de potasa se emplea principalmente en la fabricacion de los jabones blandos, del cristal y del azul de Prusia, usándose tambien como fundente.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE POTASA.

1.º Con el bicloruro de platino dan un precipitado amarillo insoluble en alcohol, constituido por un cloruro doble de platino y potasio.

2.º Con el ácido hidrofusilícico forman un precipitado gelatinoso, opalescente, de fluoruro doble de potasio y silicio que tarda algun tiempo en percibirse: para obtener resultados bien apreciables es preciso emplear disoluciones concentradas.

3.º Tratadas por el soplete coloran de violado la extremidad de la parte externa de la llama.

## LECCION XXXI.

## SODIO Y SUS COMPUESTOS MAS NOTABLES.

SODIO—NA.  
EQUIVALENTE = 23.

El sodio fué descubierto por Davy descomponiendo la sosa por la pila.

Este metal se diferencia muy poco del precedente en sus propiedades tanto físicas como químicas. Su densidad es 0,97, funde á  $90^{\circ}$  y se volatiliza á una temperatura mas baja que el potasio. Se oxida al aire con menos rapidez que este, y aunque descompone el agua, inflama el hidrógeno con alguna dificultad.

El espectro que dá el sodio introducido en la llama es negro, con una raya amarilla brillante que corresponde á la D de Fauenhoffer.

PREPARACION. El sodio se aisla calcinando en botellas de hierro una mezcla de carbonato de sosa desecado, carbonato de cal y carbon. Su preparacion ha llegado á perfeccionarse á tal grado que un kilogramo de este cuerpo, cuyo valor ascendia á 10.000 francos á principios de este siglo, cuesta hoy poco mas de 9 francos.

Usos. Se emplea con mucha ventaja en los mismos casos que el potasio, sobre todo para extraer los metales cuyos óxidos son difícilmente reducibles.

## COMBINACIONES BINARIAS DEL SODIO.

Los compuestos binarios del sodio tienen mucha semejanza con los correspondientes del potasio.

OXIDOS DE SODIO.—Se conocen tres: subóxido ( $\text{Na}^2\text{O}$ ), protóxido ( $\text{NaO}$ ) y peróxido ( $\text{NaO}^2$ ).

*El protóxido de sodio, ó sosa*, casi se confunde con la potasa en sus propiedades, modo de preparacion y usos. Los

hidratos de estas dos bases se distinguen con solo exponerlos al contacto del aire: la potasa permanece delicuescente, mientras que la sosa despues de transformarse en carbonato presenta una efflorescencia bien marcada.

PREPARACION. La sosa hidratada se obtiene descomponiendo el carbonato de sosa por la cal.

CLORURO DE SODIO. ( $\text{NaCl}$ ). Atendiendo á sus usos se conoce con los nombres de *sal ordinaria*, *sal de cocina*; por su procedencia se llama *sal marina* la que se extrae del agua del mar y *sal gemma* ó *sal de roca* la que procede de minas.

La sal comun es sólida, incolora é inodora, de sabor salado característico. Tiene una densidad igual á 2, 1, se disuelve en el agua casi lo mismo en caliente que en frio, y es apenas soluble en alcohol. Cristaliza en cubos anhidros ligeramente delicuescentes, decrepita por la accion de fuego, funde al calor rojo y se volatiliza á una temperatura superior esparciendo vapores blancos.

PREPARACION. Se extrae de las aguas saladas por evaporacion espontánea ó producida por el fuego, y directamente de los depósitos que existen en varias localidades.

Usos. Empléase como condimento, en la economía doméstica y en la agricultura, sirve para obtener el ácido clorídrico, el cloro, los cloruros decolorantes, la sosa artificial y el sulfato de sosa.

#### SALES DE SOSA.

SULFATO DE SOSA.—Fué llamado antiguamente *sal de Glauber*.

Es incolora, de sabor salado y amargo, soluble en el agua en mayor proporcion á 33°, insoluble en alcohol y efflorescente. Cristaliza en grandes prismas de cuatro caras, sufre sucesivamente la fusion acuosa y la ígnea sin descomponerse por el calor.

Puede combinarse con otro equivalente mas de ácido sulfúrico constituyendo un bisulfato ( $\text{NaO}$ ,  $\text{SO}^3$ ,  $\text{HO}$ ,  $\text{SO}^3$ ,  $2\text{HO}$ ).

PREPARACION. Se prepara ordinariamente tratando el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico, pudiendo tambien extraerse de algunas aguas saladas que lo abandonan por

evaporacion al estado de sulfato doble de sosa y cal.

Usos. Sirve en la industria principalmente para la fabricacion del vidrio y de la sosa artificial, y en medicina se usa como purgante.

NITRATO Ó AZOTATO DE SOSA. ( $\text{NaO}$ ,  $\text{AzO}^5$ ). — Se suele llamar *nitro cúbico*.

Es una sal incolora, de sabor fresco y picante que cristaliza en romboedros anhidros, mas soluble en agua á  $0^\circ$  que á la temperatura ordinaria segun Marx, poco soluble en alcohol y bastante higrométrica. El calor la convierte primero en nitrito y despues en sosa anhidra.

PREPARACION. En los laboratorios se obtiene descomponiendo el carbonato de sosa por el ácido nítrico, pero la gran cantidad que de ella se consume en la industria procede de la que se extrae en el Perú purificada por disolucion.

Usos. Con ella se prepara el ácido nítrico y tambien el nitro tratando su disolucion por el cloruro de potasio.

CARBONATO DE SOSA. ( $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$  10  $\text{HO}$ ). — Esta sal no tiene color ni olor, su sabor es acre y ligeramete cáustico, presenta reaccion alcalina, cristaliza en prismas romboidales que se efflorescen al aire. Es soluble en agua é insoluble en alcohol y se descompone por la accion del vapor acuoso á una temperatura elevada. Haciendo obrar sobre ella una corriente de ácido carbónico se convierte en bicarbonato ( $\text{NaO}$ ,  $\text{CO}^2$ ,  $\text{HO}$ ,  $\text{CO}^2$ ) que se presenta bajo la forma de masas blancas y porosas.

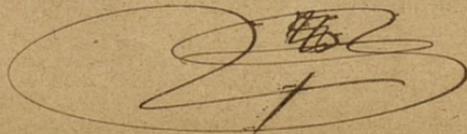
PREPARACION. En la industria se fabrica el carbonato de sosa por el procedimiento de Leblanc, el cual consiste en transformar por el ácido sulfúrico la sal comun en sulfato de sosa, y descomponer este en seguida por el calor mezclándolo con carbonato de cal y carbon.

Durante mucho tiempo se ha elaborado evaporando las legías formadas con cenizas de las plantas llamadas *barri-llas*. De cualquier modo que se obtenga es preciso purificarla por disoluciones y cristalizaciones repetidas.

BI-BORATO DE SOSA. (\*) — El bi-borato de sosa artificial

---

(\*) Para los químicos que asignan al ácido bórico un equivalente doble del adoptado en esta obra es esta sal un *borato*.



lleva el nombre de *borax* y se llama *tinkal* al que se encuentra formado en la naturaleza.

La primera variedad cristaliza en octaedros, contiene treinta y uno por ciento de agua, siendo su fórmula  $\text{NaO}, 2\text{BO}^3, 5\text{HO}$ ; la segunda presenta la forma prismática, encierra cuarenta y siete por ciento de agua y su fórmula es  $\text{NaO}, 2\text{BO}^3, 10\text{HO}$ .

El borax es una sal incolora, de sabor urinoso y reacción alcalina, soluble en doce partes de agua fría y en dos de agua hirviendo, casi insoluble en alcohol. Expuesta al aire se effloresce, y por la acción del fuego se hincha, abandona el agua de cristalización transformándose en una masa vítrea que pierde su transparencia bajo el influjo de la humedad del aire.

El borax fundido tiene la propiedad de disolver los óxidos metálicos tomando distintos colores que sirven para caracterizarlos en los ensayos por la vía seca.

PREPARACION. El borax artificial se prepara saturando el ácido bórico por el carbonato de sosa: el natural ó tinkal se purifica tratándolo por el agua de cal y cristalizándolo después una ó más veces.

Usos. Entra en la composición del esmalte de la porcelana inglesa, de los vidrios fusibles, y se emplea para soldar los metales oxidables.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE SOSA.

La mayor parte de los caracteres de estas sales son negativos, habiendo solo dos medios directos para reconocerlos por la vía húmeda debidos á Fremy.

1.º Con el per-iodato de potasa básico en disolución concentrada dan un precipitado blanco poco soluble en el agua.

2.º El bi-meta-antimoniato de potasa disuelto en agua fría produce en las disoluciones sódicas, aunque estén muy estendidas, un precipitado blanco cristalino que necesita trescientas partes de agua para disolverse.

3.º Por la acción del soplete coloran de amarillo la parte exterior de la llama.

## LECCION XXXII.

SALES AMONIACALES.—BARIO, ESTRONCIO  
Y SUS COMBINACIONES PRINCIPALES.

El amoniaco tiene propiedades básicas muy parecidas á las que presentan la potasa y la sosa, formando como estas con los ácidos combinaciones perfectamente definidas, cuya analogía con las sales metálicas se demuestra admitiendo la teoría del ammonio que dejamos expuesta en la leccion XV.

PROPIEDADES GENERALES.—Las sales de amoniaco son incoloras, de sabor picante, de olor fuerte amoniacal cuando están formadas por ácidos débiles, solubles en el agua, volátiles si el ácido que contienen es gaseoso ó poco fijo, y descomponibles en otro caso por el calor: el cloro las descompone tambien con facilidad.

Las mas importantes por sus usos son las siguientes:

BISULFIDRATO DE AMONIACO. ( $\text{Az H}^3, 2\text{HS}$ ).—Obtiénese en disolucion saturando el amoniaco líquido por el hidrógeno sulfurado: agregándole un volúmen de amoniaco igual al que contiene resulta el *sulfidrato amónico disuelto*, que es un excelente reactivo para reconocer las sales de los metales pertenecientes á las cuatro últimas secciones.

CLORIDRATO DE AMONIACO Ó SAL AMONIACO. ( $\text{Az H}^3, \text{HCl}$ ). Se fabrica en grandes cantidades saturando por el ácido clorídrico el carbonato amoniacal procedente de la descomposicion ó destilacion de muchas materias de origen orgánico, y tambien por doble descomposicion calentando una mezcla de sulfato de amoniaco y cloruro de sodio.

A mas de servir para preparar el amoniaco tiene esta sal muchas aplicaciones en las artes.

NITRATO DE AMONIACO. ( $\text{Az H}^3, \text{HO}, \text{AzO}^5$ ).—Se obtiene tratando el carbonato de amoniaco por el ácido nítrico y evaporando la disolucion.

Es muy usado para formar mezclas frigoríficas.

SESQUICARBONATO DE AMONIACO [(Az H<sup>3</sup>, HO)<sup>2</sup>, HO, 3CO<sup>2</sup>]. Es el *carbonato de amoniaco de los farmacéuticos*, llamado tambien *sal volátil de Inglaterra*, que se prepara calentando en una retorta de fundicion una parte de carbonato cálcico con dos de sal amoniaco.

Se conocen además un carbonato amoniacal néutro hidratado, otro anhidro y un bicarbonato, cuyas sales tienen aplicacion en los laboratorios, en medicina y en la industria.

CARACTERES PRINCIPALES DE LAS SALES DE AMONIACO.—

1.º Mezcladas con cal humedecida desprenden gas amoniaco.

2.º Con el cloruro de platino dan un precipitado amarillo de cloruro doble de platino y amoniaco.

3.º Con el ácido fosfomolíbdico disuelto en ácido clorídrico producen un precipitado amarillo soluble en la potasa: este reactivo es muy sensible.

Bario—Ba.

Equivalente=68,5.

Davy descubrió el bario en 1807 descomponiendo la barita por la pila.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El bario es sólido, blanco, mas denso que el agua, funde al calor rojo y no se volatiliza. Absorbe con rapidez el oxígeno del aire y descompone instantáneamente el agua en frio.

Su espectro presenta rayas de color rojo, amarillo, naranjado, verde y azul, siendo las mas características tres verdes que se hallan próximas á la raya E. de Fraunhoffer.

PREPARACION. Se aísla descomponiendo la barita por el vapor de potasio en una atmósfera de ázoe. Este metal debe conservarse en aceite de nafta.

#### COMBINACIONES BINARIAS DEL BARIO.

PROTOXIDO DE BARIO ó BARITA. (BaO).—Es un cuerpo poroso, de color grisáceo, de sabor acre, muy cáustico, fu-

sible á la llama del gas oxhídrico é indescomponible por el calor. Expuesto al aire se reduce á polvo, es muy ávido de agua, en la cual se disuelve con gran desprendimiento de calor, absorbiendo despues rápidamente el ácido carbónico de la atmósfera: la barita es venenosa y destruye las materias orgánicas.

Puede combinarse con otro equivalente de oxígeno para constituir el bióxido de bario ( $BaO^2$ ).

PREPARACION. Se puede obtener calcinando el nitrato de barita en un crisol de platino.

Usos. Es un reactivo muy usado en los laboratorios.

CLORURO DE BARIO. ( $BaCl$ ).—Es blanco, de sabor acre desagradable, cristaliza en prismas de cuatro caras que contienen dos equivalentes de agua, se disuelve bien en el agua y muy poco en alcohol. Es venenoso como todas las sales de barita.

PREPARACION. Obtiénese disolviendo el carbonato de barita ó el sulfuro de bario en ácido clorídrico.

Usos. Es el mejor reactivo para reconocer el ácido sulfúrico y los sulfatos.

#### SALES DE BARITA.

SULFATO DE BARITA. ( $BaO, SO^3$ ).—En mineralogía se conoce con los nombres de *espato pesado y baritina*.

Es blanco, insoluble en agua, fusible á una temperatura muy alta é indescomponible por el calor.

PREPARACION. Artificialmente se obtiene precipitando una sal soluble de barita por el ácido sulfúrico ó un sulfato.

Usos. Se emplea en la pintura al óleo, en la fabricacion del papel, del albayalde y de algunas variedades de cristal.

NITRATO DE BARITA. ( $BaO, AzO^5$ ).—Cristaliza en octaedros regulares anhidros, es poco soluble en agua é insoluble en el ácido nítrico y en el alcohol. Decrepita por el calor y se descompone reduciéndose primero á bióxido de bario y despues á protóxido.

PREPARACION. Se prepara tratando el sulfuro de bario por el ácido nítrico debilitado.

Usos. Sirve para obtener la barita y para precipitar el ácido sulfúrico y los sulfatos en disolucion.

## CARACTERES DE LAS SALES DE BARITA.

- 1.º Con el ácido sulfúrico ó los sulfatos solubles dan un precipitado blanco insoluble en ácido nítrico.
- 2.º Precipitan en blanco con las carbonatos alcalinos.
- 3.º Con los cromatos de potasa forman un precipitado amarillo soluble en un exceso de ácido.
- 4.º Tiñen de color amarillo verdoso la llama exterior del soplete.

Estroncio—St ó Sr.

Equivalente = 43,75.

El estroncio fué aislado por Davy en 1808.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Este metal presenta un color amarillento con poco brillo, tiene una densidad igual á 2,5, es maleable, descompone el agua con energía y absorbe con prontitud el oxígeno del aire convirtiéndose en estronciana.

PREPARACION. El procedimiento para aislar el estroncio es análogo al que se emplea para obtener el bario, y como este se conserva en aceite de nafta.

Los compuestos de estroncio ofrecen una gran semejanza con los del bario, siendo sus propiedades muy parecidas y el modo de obtenerlos idéntico.

## CARACTERES DE LAS SALES DE ESTRONCIANA.

Distínguense de las sales de barita en que no dan precipitado con el cromato de potasa, ni con el ácido hidrofúosilícico y coloran de rojo purpúreo la llama del alcohol. En las demás reacciones se confunden unas con otras.

---

## LECCION XXXIII.

## CALCIO Y SUS PRINCIPALES COMPUESTOS.

CALCIO—CA.  
EQUIVALENTE = 20.

El calcio fué descubierto por Davy por el mismo procedimiento que el de los dos metales precedentes.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Es sólido, de color amarillo claro, recién cortado tiene mucho brillo, presenta una fractura granosa, su dureza es comparable á la del espató de Islandia y su densidad 1,6. Es muy dúctil y bastante maleable, aunque sus láminas son quebradizas. Conserva su brillantez en el aire seco, pero se cubre de una capa grisácea de hidrato de cal bajo el influjo de la humedad. Funde á la temperatura roja, arde con una llama deslumbradora y descompone el agua en frío.

El espectro del calcio se distingue por una raya naranjada equidistante de las C y D, y otra verde en el límite del amarillo y verde.

PREPARACION. Se extrae fundiendo en un crisol de hierro perfectamente tapado una parte de sodio y siete de ioduro de calcio.

## COMBINACIONES BINARIAS DEL CALCIO.

PROTOXIDO DE CALCIO. (CaO).—Al estado anhidro se conoce con el nombre de *cal viva*.

Es una materia blanca sin forma determinada, de sabor cáustico, muy alcalina, cuya densidad está representada por 2,3. Teniéndola sumergida en agua el tiempo preciso para que se desprenda el aire contenido en sus poros produce un silvido acompañado de mucho vapor acuoso, aumenta de volumen, se hidrata y desagrega hasta reducirse á polvo, des-

prendiendo calor bastante para inflamar la pólvora: en este estado se llama *cal apagada*. El agua disuelve poco mas de un gramo por litro en frio y menor cantidad á 100°, constituyendo el *agua de cal*. Si se agrega mas porcion de este óxido todo el exceso va quedando en suspension, formando lo que se conoce con el nombre de *lechada de cal*.

Es tan refractaria á la accion del calor que solo experimenta un principio de fusion por la llama del gas oxhídrico. La disolucion de cal se apodera lentamente del ácido carbónico atmosférico cubriéndose de una capa de carbonato. Al estado sólido es muy higrométrica y absorbe tambien el ácido carbónico formando entonces una mezcla de óxido hidratado y carbonato. Si se trata por el agua oxigenada deposita cristales de bióxido de calcio ( $\text{CaO}^2$ ), que es un cuerpo muy poco estable.

En el arte de construccion se distinguen dos variedades de cal cuyas diferencias dependen de la naturaleza del mineral de que proceden. La *cal ordinaria*, que se calienta y aumenta mas ó menos de volúmen humedeciéndola, puede formar una pasta trabada, se endurece al aire con el tiempo y se desagrega sumergida en el agua; y la *cal hidráulica*, que no se hincha ni desarrolla apenas calor por la humedad y adquiere cada vez mas dureza sumergida en este líquido.

La primera proviene de minerales calcáreos puros ó mezclados con alguna cantidad de cuarzo, magnesia ú óxidos de hierro y de manganeso; la segunda de carbonato cálcico unido á la arcilla ó á la sílice en cierto estado de division.

La cal hidráulica que contiene de diez á veinte por ciento de estas materias, tarda cerca de un mes en endurecerse debajo del agua; si encierra de veinte á veinte y cinco por ciento de dichas sustancias se endurece en tres ó cuatro dias, y en el caso de contener treinta ó cuarenta por ciento adquiere completa dureza en menos de un cuarto de hora. Esta última especie de cal se designa mas particularmente con el nombre de *cemento romano*.

PREPARACION. En los laboratorios se obtiene la cal completamente pura calcinando el nitrato de esta base. En la industria se elabora mediante la calcinacion de las piedras calizas en hornos llamados *caleras*: estos pueden ser de coccion continúa ó intermitente.

Usos. La cal sirve en agricultura para abonar las tierras demasiado arcillosas, se usa para preparar los morteros ó argamasas y para blanquear las paredes, se emplea para purificar el gas del alumbrado y para saponificar los cuerpos grasos con que se fabrican las bugías esteáricas, y se aplica tambien en la elaboracion del azúcar y en el curtido de las pieles.

CLORURO DE CALCIO. (Ca Cl.)—El cloruro de calcio es incoloro, de sabor amargo, cristaliza en prismas terminados por pirámides de seis caras que contienen seis equivalentes de agua y son muy delicuescentes. Calentados hasta  $200^{\circ}$  sufren la fusion acuosa perdiendo cuatro partes del agua de cristalización y transformándose en una masa porosa muy higroscópica; á mayor temperatura se deseca esta por completo y termina por fundir al calor rojo. Al estado anhidro se disuelve rápidamente en el agua y es bastante soluble en alcohol.

La disolucion saturada de cloruro de calcio echada sobre las ascuas suspende la combustion, cubriendo las materias incandescentes de un barniz de cloruro de calcio fundido que impide el contacto del aire.

PREPARACION. Se obtiene por la accion del ácido clorídrico sobre la cal ó el carbonato cálcico.

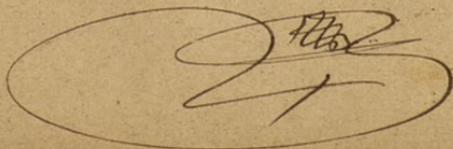
Usos. El cloruro de calcio fundido sirve para desecar los gases; disuelto en el agua se ha propuesto para apagar los incendios en algunos casos.

## SALES DE CAL.

SULFATO DE CAL HIDRATADO. (CaO,  $SO^3$ ,  $2HO$ .)—Se conoce con el nombre de *yeso*.

Cristaliza en láminas transparentes ó en agujas entrelazadas constituyendo el *alabastro yesoso*. Es inodoro, de sabor ligeramente amargo, fácil de rayar por la uña, de una densidad igual á 2,3. El agua disuelve como cantidad máxima menos de tres gramos por litro á la temperatura de  $35^{\circ}$ .

Calentado el yeso hasta  $130^{\circ}$  pierde toda su agua de cristalización, pero se hidrata de nuevo muy fácilmente, ele-



vando la temperatura  $30^{\circ}$ , mas recobra el agua con mucha lentitud y funde al calor rojo.

**PREPARACION.** El yeso artificial se puede obtener mezclando una disolucion de una sal alcalina con otra de una sal caliza.

El que se destina á las artes se prepara sometiendo el sulfato de cal natural á la accion de un fuego lento en hornos especiales para deshidratarlo, reduciéndolo despues á polvo.

**Usos.** Se emplea en arquitectura; para hacer moldes, estátuas y otros objetos de adorno; amasado con una disolucion de cola ó goma constituye el *estucco*; cocido con alumbre forma el *yeso alumbrado*, y es un abono muy útil para ciertas plantas, en particular las leguminosas.

**HIPOCLORITO DE CAL.** ( $\text{CaO}$ ,  $\text{ClO} + \text{CaCl}$ .) — Comunemente se llama *cloruro de cal* y *cloruro desinfectante*.

Es un cuerpo blanco, pulverulento, de olor parecido al del cloro y muy soluble en el agua. En disolucion se altera bajo el influjo de la luz pasando al estado de clorito. Descompone las sustancias orgánicas y destruye lentamente las materias colorantes.

Todos los ácidos, incluso el carbónico, lo descomponen con más ó ménos prontitud desalojando el cloro, debiendo á esta propiedad su accion decolorante y desinfectante como los demás hipocloritos.

**PREPARACION.** Se prepara ordinariamente haciendo pasar una corriente de cloro sobre capas sucesivas de cal apagada colocadas en el interior de cámaras especiales.

**Usos.** Se usa para blanquear las telas, la pasta del papel, y para destruir los miasmas y olores infectos.

**CARBONATO DE CAL.** ( $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ) — Este compuesto abunda con profusion en la naturaleza constituyendo el espato de Islandia, el aragonito, los mármoles, la creta, el alabastro calcáreo, la piedra litográfica, etc.

Al estado de pureza es blanco, inodoro é insípido, insoluble en el agua y de dureza variable segun las especies. Es diformo, pues cristaliza en romboedros y prismas rectos romboidales: al calor rojo pierde el ácido carbónico, pero funde sin descomponerse á la misma temperatura en capa-

cidas herméticamente cerradas. Combinándose con otro equivalente de ácido se hace soluble en el agua.

Usos. Las distintas variedades de carbonato de cal tienen multitud de aplicaciones en la arquitectura, escultura, en las artes y en la agricultura. El mármol sirve generalmente para extraer el ácido carbónico y las piedras calizas para obtener la cal.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE CAL.

1.º Con el ácido oxálico ú el oxalato ammónico dan un precipitado blanco de oxalato de cal insoluble en agua y en ácido acético, pero muy soluble en ácido nítrico.

2.º Con los carbonatos alcalinos dan un precipitado blanco soluble en los ácidos.

3.º A la llama del soplete producen una luz muy intensa coloreada de rojo por el cloruro solamente.

---

## LECCION XXXIV.

## MAGNESIO Y SUS COMPUESTOS MAS INTERESANTES.

## ALUMINIO. ALÚMINA.

MAGNESIO—MG.  
EQUIVALENTE = 12.

El magnesio fué aislado por M. Bussy en 1830.

PROPIEDADES FISICAS. Este metal se asemeja á la plata, posee una densidad igual á 1,7, es ductil y maleable, funde á 500° próximamente y se volatiliza al calor blanco.

PROPIEDADES QUIMICAS. El aire seco no altera el magnesio, pero este se oxida con lentitud bajo el influjo de la humedad y descompone paulatinamente el agua pura. Arde rápidamente en el oxígeno, con menos actividad en una corriente de cloro ó de azufre en vapor, y se inflama en contacto con el ácido clorídrico. Un hilo de magnesio del diámetro de 0<sup>mm</sup>,3 arde en el aire con una llama uniforme é inmóvil de un poder luminoso equivalente á setenta y cuatro bugías esteáricas del peso de cien gramos cada una.

PREPARACION. Este metal se aísla fundiendo en un crisol una mezcla de cloruro de magnesio, cloruro de sodio, fluoruro de calcio y sodio metálico.

Usos. Bajo la forma de hilos se emplea en las lámparas de Schmidt que producen la luz artificial mas clara que se conoce, si bien bastante costosa, pues para obtener un efecto igual á setenta y cuatro bugías durante una hora se consumen mas de siete gramos de magnesio cuyo precio es de unas ocho pesetas por gramo.

OXIDO DE MAGNESIO. (MgO).—Fué conocido con los nombres de *tierra amarga* ó *tierra talcosa*; se llama tambien *magnesia*, y en farmacia *magnesia calcinada*.

PROPIEDADES FISICAS. La magnesia es un cuerpo blanco, pulverulento, sin olor ni sabor, infusible y fijo, de una densidad igual á 2,3, soluble en agua en la débil proporcion de una á dos cienmilésimas.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Es ligeramente alcalina, satura bien los ácidos, se hidrata lentamente en contacto con el agua y expuesta al aire absorbe á la vez el ácido carbónico y la humedad.

**PREPARACION.** Se obtiene al estado de hidrato precipitando una sal de magnesia por la potasa en exceso, y bajo la forma de magnesia *cáustica* ó anhidra calcinando la hidratada, ó descomponiendo por el calor el nitrato ó el carbonato de magnesia.

**Usos.** Empléase en medicina como purgante; para saturar los ácidos del estómago, y como antídoto de los venenos ácidos particularmente de los arsenicales.

**SULFATO DE MAGNESIA.** ( $MgO, SO^3, 7HO$ ).—Constituye el mineral llamado *epsomita* y se encuentra disuelto en varias aguas naturales. Por su procedencia se denomina *sal de la Higuera, sal de Sedlitz, de Epsom ó de Inglaterra.*

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** Es una sal incolora, de sabor amargo y salado, eflorescente, mas soluble en agua caliente que á la temperatura ordinaria; cristaliza generalmente en prismas rectangulares, experimenta por el calor la fusion acuosa perdiendo seis equivalentes de agua á los  $240^\circ$ , y entra en fusion ígnea al calor rojo.

**PREPARACION.** Se extrae por evaporacion de las aguas minerales donde se halla disuelta, y puede formarse tratando el carbonato de magnesia por el ácido sulfúrico.

**Usos.** Es bastante usado en medicina como purgante.

**CARBONATOS DE MAGNESIA.**—Se distinguen tres carbonatos de esta base: un *carbonato neutro* ( $MgO, CO^2$ ), un *bicarbonato* y un *carbonato básico* [ $(MgO)^4, 3CO^2, 4HO$ .] Este, llamado tambien *hidrocarbonato de magnesia*, se conoce en farmacia con los nombres de *magnesia comun* ó *magnesia blanca*. Es un cuerpo pulverulento muy poco denso, inodoro, insípido, y casi insoluble en el agua.

**PREPARACION.** Obtiénese esta sal haciendo hervir una disolucion de sulfato de magnesia con carbonato de potasa en corto exceso.

**Usos.** Sirve para preparar el óxido de magnesio, y en medicina se emplea en el tratamiento de algunas enfermedades del estómago.

## CARACTERES DE LAS SALES DE MAGNESIA.

1.º Tratadas por los carbonatos de potasa ó sosa dan un precipitado gelatinoso de hidrocarbonato de magnesia.

2.º Con la potasa y la sosa forman un precipitado blanco insoluble en un exceso de reactivo.

3.º Con el fosfato de sosa amoniacal producen un precipitado cristalino de fosfato amoniaco-magnesiano.

4.º Calentadas al soplete con nitrato de cobalto toman un color rosado.

Aluminio - Al.  
Equivalente=13,95.

El descubrimiento del aluminio fué hecho por Wœhler en 1827.

**PROPIEDADES FISICAS.** Es un metal blanco algo azulado, exhala un ligero olor frotándolo con los dedos y su densidad está comprendida entre 2,56 y 2,67. Es muy dúctil y maleable, casi tan tenaz y tan duro como la plata, mas fusible que esta y menos que el zinc, completamente fijo, uno de los mejores conductores de la electricidad y del calor, y se enfria con mucha lentitud en razon á su gran capacidad calorífica. Es mas sonoro que ningun otro metal aislado y algun tanto magnético.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Cuando está perfectamente puro no lo altera la acción del aire ni del agua aunque se caliente; no lo atacan el ácido sulfídrico ni el sulfúrico; el nítrico reacciona sobre él difícilmente con el auxilio del calor, y solo el ácido clorídrico gaseoso lo transforma en cloruro de aluminio á una temperatura baja. Los álcalis en disolucion obran sobre él con energía desprendiendo hidrógeno, el ácido acético lo disuelve lentamente, sobre todo si está unido á la sal comun.

Forma con el cobre aleaciones blancas muy duras y un bronce de color amarillo menos alterable que el ordinario. Constituye tambien ligas con el hierro, zinc, cadmio, plata y platino; pero no se amalgama directamente con el mercurio.

**PREPARACION.** En la industria se aísla el aluminio fundiendo en hornos de reverbero una mezcla de cloruro doble de aluminio y sodio, fluoruro de calcio y sodio metálico.

Usos. Las propiedades de este metal, en particular su inalterabilidad y corto peso específico, lo hacen preferible para muchos usos al cobre, plata, estaño, zinc, acero etc.; pero tiene el inconveniente de ser bastante caro. Sin embargo, desde que se prepara por el procedimiento de M. Deville el precio de un kilogramo de aluminio ha bajado de tres mil francos á trescientos.

OXIDO DE ALUMINIO ó ALUMINA. ( $Al^2O^3$ ).—Puede hallarse al estado anhidro é hidratado.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. La alúmina anhidra afecta la forma de un polvo blanco inodoro é insípido, adherente á la lengua, insoluble en el agua, fusible únicamente á la llama del gas oxhídrico, indescomponible por el calor y susceptible de cristalizar en el sistema exagonal. Se disuelve bien en las disoluciones de potasa, sosa, barita y estronciana, en los ácidos, y en corta cantidad en el amoniaco; pero pierde por completo esta propiedad cuando ha sido calcinada hasta el rojo. La alúmina hidratada abandona el agua por el calor con mucha dificultad, y deja tambien de ser soluble en los álcalis y en los ácidos despues de calcinada ó haciéndola hervir en agua durante venticuatro horas. Absorbe la humedad hasta aumentar su peso un quince por ciento, y es capaz de combinarse con muchas materias colorantes formando compuestos insolubles llamados *lacas*.

Calentando á  $100^\circ$  en vasos cerrados el bi-acetato de alúmina resulta una variedad alotrópica de esta base que es insoluble en los ácidos y en los álcalis, pero se disuelve en en el agua.

PREPARACION. La alúmina anhidra se obtiene por la calcinacion del alumbre amoniacal y la hidratada precipitando una sal de alúmina por el carbonato de amoniaco.

Usos. Las variedades de corindon hialino, ó alúmina natural pura, se emplean en joyería; el corindon opaco ó *esmeril* sirve para pulimentar los metales y las lunas de los espejos; la alúmina hidratada en combinacion con la sílice constituye las arcillas, y tambien entra en la composicion de muchos minerales particularmente de los feldespatos y de la mica. La alúmina artificial se emplea como mordiente y para preparar las lacas y el azul de cobalto.

## LECCION XXXV.

ALUMBRES. ARCILLAS. CRISTAL. MANGANESO  
Y SUS ÓXIDOS.

ALUMBRES.—Llámanse así las sales dobles que resultan de la combinación de dos sulfatos, cuyas fórmulas generales son Metal O,  $\text{SO}^3$  y Metal<sup>2</sup> O<sup>3</sup>,  $3\text{SO}^3 + 24 \text{HO}$ .

SULFATO DE ALUMINA Y POTASA Ó ALUMBRE DE POTASA. (KO,  $\text{SO}^3$ , Al<sup>3</sup> O<sup>3</sup>,  $3\text{SO}^3 + 24 \text{HO}$ .)

Esta sal, conocida vulgarmente por *alumbre*, es incolora é inodora, de sabor astringente y amargo, de reacción ácida, mucho mas soluble en agua hirviendo que en la fria y eflorescente. Puede cristalizar en octaedros ó en cubos; funde á 92° y si entonces se enfria conserva su transparencia, llamándose en este estado *alumbre de roca*: sometiéndolo á mayor temperatura aumenta mucho de volumen, va perdiendo el agua y se reduce á una materia esponjosa á la cual se dá el nombre de *alumbre calcinado*. Al calor rojo se descompone sin experimentar la fusion ígnea.

PREPARACION. El alumbre existe formado en algunas rocas, en el mineral llamado *alunita* que produce el *alumbre de Roma*; se extrae en gran cantidad de los esquistos aluminosos, y tambien puede obtenerse tratando la arcilla calcinada por el ácido sulfúrico, ó prepararlo directamente combinando el sulfato de alúmina con el sulfato de potasa.

Usos. El alumbre sirve para fijar sobre las telas la materias colorantes de origen orgánico solubles en el agua; para clarificar el sebo y para endurecer el yeso. En la proporción de tres á cinco diez milésimas se usa para purificar las aguas y se utiliza tambien en la preparación del papel. En

medicina tiene aplicacion como astringente y cuando está calcinado como cáustico.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE ALUMINA.

1.º Mezcladas con una disolucion de sulfato de potasa producen un depósito de alumbre de aspecto cristalino.

2.º Con la potasa ó el amoniaco dan un precipitado gelatinoso de alúmina hidratada, que se disuelve en un exceso de potasa y es insoluble en un exceso de amoniaco.

3.º El sulfidrato ammónico precipita en blanco las sales de alumbre puras desprendiendo ácido sulfídrico.

4.º Con el nitrato de cobalto producen por la accion del soplete una combinacion de color azul.

#### ARCILLAS.

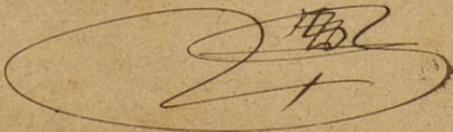
Con este nombre se conocen los compuestos procedentes de la alteracion más ó ménos completa que naturalmente sufren las rocas feldespáticas, las cuales se hallan constituidas por un silicato de alúmina unido á otro silicato alcalino ó alcalino-terroso.

La arcilla que puede considerarse como tipo por su pureza es el *kaolin* ó *tierra de porcelana* cuya composicion está representada por la fórmula  $(Al^2O^3, Si O^2 + 2HO)$ . Las arcillas ordinarias contienen generalmente cantidades variables de arena, óxido de hierro, potasa, sosa, óxido de manganeso ó carbonato de cal.

PROPIEDADES FISICAS. Las arcillas se diluyen fácilmente en el agua, reducidas á pasta pueden amasarse y conservar la forma que se les dá. Por la accion del calor se endurecen disminuyendo de volúmen y se pegan fuertemente á la lengua por un efecto de capilaridad.

Se distinguen varias especies de arcillas: la *colirita*, el *kaolin* y la *arcilla plástica*, formadas casi exclusivamente de sílice y alúmina, que son infusibles. La *arcilla esmética*, la *marna* y la *arcilla figulina* que encierran mas ó menos porcion de óxidos metálicos y puede fundir á una temperatura elevada.

Usos. Segun las materias que contienen se emplean las



arcillas en la fabricacion de los ladrillos, tejas ó vasijas de barro; de las lozas bastas ó de las porcelanas finas. La variedad conocida con el nombre de *tierra de bataneros* se usa para desengrasar los paños; las coloreadas por el hidrato de peróxido de hierro llamadas *ocres*, y la *tierra de Siena*, de color pardo debido al sesquióxido de manganeso hidratado, se emplean en la pintura.

#### VIDRIO. CRISTAL.

El nombre de vidrio se aplica en general á una materia trasparente, quebradiza, fusible á una temperatura elevada, insoluble en el agua, capaz de recibir en caliente diferentes formas, que resulta de la combinacion del silicato de potasa ó de sosa con uno ó varios de los silicatos de cal, magnesia, barita, alúmina, hierro ó zinc.

La composicion de las principales especies de vidrio es la siguiente:

*Vidrio incoloro ordinario.* Silicato de sosa y de cal.

*Vidrio de Bohemia.* Silicato de potasa y de cal ó alúmina.

*Vidrio de botellas.* Silicato de sosa, de cal, de alúmina y de hierro.

*Crown-glass.* Silicato de potasa y de cal.

*Vidrio soluble.* Silicato de potasa ó de sosa.

El cristal comun es un vidrio formado por silicatos de potasa y de óxido de plomo. Se prepara con materias perfectamente puras y su fabricacion exige mas esmero que la del vidrio. El *Flint glass* y el *Strass* son variedades de cristal que se diferencian del ordinario en que contienen el óxido de plomo en mayor proporcion, sobre todo el segundo.

**ESMALTE.**—Con este nombre se conoce una especie de vidrio generalmente muy fusible, que se hace opaco interponiendo en su masa ciertas sustancias, en particular el ácido estánico, el ácido arsenioso ó el antimoniato de antimonio. Los esmaltes se colorean incorporándoles pequeñas porciones de óxidos metálicos.

## COLORACION Y GRABADO DEL VIDRIO.

Los vidrios de colores se preparan disolviendo en la masa fundida con que se fabrican las materias colorantes, que son principalmente óxidos metálicos.

El azul se obtiene con el óxido de cobalto ó el deutóxido de cobre; el rojo con el protóxido de cobre ó la púrpura de Cassio; el verde con el sesquióxido de cromo; el amarillo con el óxido de uranio ó el cloruro de plata; el violado con el peróxido de manganeso, etc.

Los vidrios se pintan aplicando sobre ellos con un pincel la sustancia colorante, que tambien es vítrea, diluida en esencia de trementina y sometiénolos despues al calor en hornos de reverbero hasta que se reblandezcan sin fundir.

Para grabar el vidrio se cubre una de sus caras con un barniz compuesto de cera y trementina, ó con una capa de aceite de linaza, y sobre esta cubierta se hacen los dibujos con un punzon que deja descubierto el vidrio en las partes por donde pasa, las cuales se someten á la accion del ácido fluorídrico gaseoso ó disuelto en agua. Despues se lavan con agua y se disuelve el barniz con alcohol ó esencia de trementina.

Usos. Las aplicaciones del vidrio y del cristal son distintas segun su composicion. El vidrio comun se aplica principalmente á la fabricacion de las botellas ordinarias; el incoloro se emplea para los espejos, fanales y vidrieras; con el cristal de Bohemia se hacen los vasos, copas, retortas, etc.; con el Crown-glass se fabrican los medios transparentes que forman parte de los instrumentos de óptica; el Flint-glas sirve para acromatizar las lentes y el Strass para imitar las piedras preciosas.

Manganeso—Mn.

Equivalentes=27,5.

El manganeso fué aislado por Gahn en 1775.

PROPIEDADES FISICAS. Es un metal de color blanco gri-

sáceo, muy duro, quebradizo, poco brillante pero susceptible de pulimento, de una densidad igual á 7,17.

PROPIEDADES QUIMICAS. El manganeso tiene mucha afinidad por el oxígeno; expuesto al aire se cubre de una capa de polvo negro, descompone lentamente el agua en frio y con rapidez á la temperatura de ebullicion y es atacado con energía por los ácidos. Para conservarlo sin alteracion se tiene sumergido en aceite de nafta, ó introducido en tubos de vidrio cerrados herméticamente.

PREPARACION. El manganeso se obtiene reduciendo uno de sus óxidos por el carbon á temperaturas elevadas, ó mejor sometiendo el cloruro de manganeso anhidro á la accion del vapor de sodio.

OXIDOS DE MANGANESO.—Los compuestos oxigenados del manganeso son seis.

Protóxido....	Mn O	Bióxido ó peróxido.....	Mn O <sup>2</sup>
Sesquióxido.....	Mn <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Acido mangánico .....	Mn O <sub>3</sub>
Oxido rojo.....	Mn <sup>3</sup> O <sup>4</sup>	Acido permangánico .....	Mn <sup>2</sup> O <sup>7</sup>

Los mas interesantes son el protóxido y el bióxido.

*El protóxido de manganeso*, base de las principales sales mangánicas, es pulverulento, de color gris verdoso cuando ha sido preparado por la calcinacion del carbonato de manganeso, y cristaliza al estado anhidro en octaedros regulares transparentes de color de esmeralda.

Es indescomponible por el calor, calentado en el oxígeno ó en el aire se convierte en óxido rojo y se disuelve en el ácido clorídrico sin desprender cloro.

PREPARACION. Uno de los procedimientos para obtenerlo consiste en descomponer por el calor el oxalato de manganeso en un tubo de vidrio.

*El bióxido de manganeso*, llamado comunmente *manganeso* y en mineralogía *pirosulita*, es negro, cristaliza en prismas de color gris de acero, pierde por el calor la tercera parte de su oxígeno convirtiéndose en óxido rojo; la potasa y los ácidos clorídrico, sulfuroso y sulfúrico lo descomponen dando lugar á productos distintos, el ácido nítrico solo lo

ataca en presencia de las materias orgánicas capaces de apoderarse de una parte del oxígeno. Se disuelve en el vidrio y en el borax, comunicándoles un color azul violado.

El peróxido de manganeso se distingue del sesquióxido en que este es difícilmente atacado por el ácido sulfúrico concentrado que disuelve rápidamente al primero.

PREPARACION. Hállase con abundancia en varios terrenos, y se prepara vertiendo cualquier hipoclorito calcalino sobre una sal de protóxido de manganeso disuelta en agua.

Usos. Empléase en la preparacion de algunos vidrios y esmaltes y sirve para extraer el oxígeno y el cloro.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE PROTOXIDO DE MANGANESO.

1.º Con la potasa y la sosa dan un precipitado blanco insoluble en un exceso de reactivo.

2.º Con los carbonatos de dichas bases producen un precipitado de color rosáceo.

3.º Con el sulfidrato de amoniaco forman sulfuro de manganeso de color de carne.

4.º Mezcladas con borax dan por el soplete un vidrio de color violado.

Las sales de sesquióxido de manganeso, á mas de ser poco conocidas, carecen de uso y se transforman fácilmente en sales de protóxido.

---

## LECCION XXXVI.

## HIERRO. FUNDICION. ACERO.

HIERRO.—FE.  
EQUIVALENTE=28.

El hierro, conocido desde tiempo muy remoto, es el mas importante de los metales por sus numerosas aplicaciones. Se le dió en la antigüedad el nombre de *Marte*.

ESTADO NATURAL. Encuéntrase en pequeñas cantidades al estado nativo y principalmente, en mucha abundancia, formando óxidos, sulfuros y carbonatos.

PROPIEDADES FISICAS. El hierro puro, ó *hierro dulce*, tiene un color gris azulado; su textura es granosa cuando ha sido batido y fibrosa si se ha forjado en barras. Es ductil, maleable, susceptible de pulimento y tan tenaz que reducido á hilos del diámetro 2<sup>mm</sup> soporta un peso de 250<sup>k</sup> sin romperse. A la temperatura de 950° se ablanda de modo que puede recibir toda clase de formas por la percusion, y por este medio se suelda consigo mismo sin interposicion de otro metal: funde entre 1.600° y 1.700° y cristaliza en cubos ó en octáedros. Es eminentemente magnético, perdiendo esta propiedad al calor rojo blanco.

PROPIEDADES QUIMICAS. El hierro se combina con la mayor parte de los metaloides especialmente con los halógenos, que lo atacan con energía sin el auxilio del calor. No sufre alteracion en el oxígeno ó en el aire secos á la temperatura ordinaria; pero se oxida pronto expuesto al aire húmedo cubriéndose de una capa de orin ó herrumbre: la presencia del ácido carbónico facilita mucho esta oxidacion que se verifica á expensas del oxígeno del aire y del contenido en el vapor de agua que este encierra, cuyo hidrógeno al estado naciente se combina con el ázoe formando amoniaco. El hierro enrojado al fuego se oxida rápidamente cubrién-

dose de una película negra de óxido que se desprende con facilidad por el choque; al calor blanco arde lanzando chispas. Se une tambien al ázoe, bastando para ello ponerlo en contacto con el amoniaco caliente.

Los ácidos clorídrico y sulfúrico diluidos atacan al hierro en frio con desprendimiento de hidrógeno; el ácido sulfúrico concentrado con el auxilio del calor produce al obrar sobre él ácido sulfuroso. El ácido nítrico ordinario reacciona con violencia sobre el hierro desprendiendo vapores rutilantes, mientras que el mismo ácido al máximun de concentracion ninguna accion ejerce sobre este metal; notándose la particularidad de que cuando ha estado sumergido en el último pierde la propiedad de ser atacado por el primero y entonces se llama *hierro pasivo*. Tambien se constituye en este estado por el contacto con otros líquidos como el ácido acético cristallizable, el amoniaco, el alcohol puro, las disoluciones alcalinas y el sulfuro de potasio, sin que hasta el dia se haya podido determinar con precision la causa de este fenómeno.

PREPARACION. El hierro químicamente puro se puede obtener oxidando alambres de este metal cortados en pedazos que se mezclan con vidrio pulverizado, sometiéndolos á una temperatura muy elevada dentro de un crisol de porcelana. Obtiénese tambien reduciendo uno de sus óxidos por el hidrógeno, ó descomponiendo por una corrienté de este gas con el auxilio del calor el protocloruro de hierro.

METALURGIA DEL HIERRO.—Entre los minerales de hierro solo se explotan el óxido de hierro magnético, el protóxido anhidro ó hierro oligisto y el carbonato de protóxido ó hierro espático. Estos minerales se encuentran mezclados con materias extrañas ó *gangas*, formadas principalmente por sílice y alúmina en cantidades variables.

En la práctica se acostumbra á dividir los minerales ferruginosos en dos grupos, llamados *minas terrosas* y *minas de roca*: las primeras comprenden los minerales formados por el peróxido de hierro hidratado y las segundas todas las demás especies explotables.

Las preparaciones mecánicas á que se someten los minerales ferruginosos antes de proceder á la reduccion de los óxidos, consisten en lavar las minas terrosas para des-

cargarlas de arcilla, y tostar las minas de roca para hacerlas mas porosas y fusibles, expulsando al mismo tiempo el agua y el ácido carbónico.

La reduccion de los óxidos de hierro se efectúa por medio del carbon. Este se combina primero con el oxígeno del aire formando ácido carbónico, el cual bajo la accion del carbon incandescente pasa al estado de óxido de carbono, que á su vez se apodera del oxígeno del óxido metálico dejando libre el metal. Mas como el hierro reducido queda íntimamente mezclado con la ganga, esta se opone á su agregacion, y para separarlo de ella se emplean dos procedimientos distintos segun la riqueza del mineral.

Si este es muy abundante en óxido se puede obtener directamente hierro ductil por el *método catalan*, que consiste en someter el mineral unido al carbon á la accion del calor en forjas dispuestas para soportar un fuego intenso. La ganga se combina en este caso con una parte del óxido de hierro no reducido constituyendo un silicato muy fusible de protóxido de hierro y alúmina, el cual se separa batiendo á martillo la esponja metálica que resulta. Por la percusion se reunen las partículas de hierro, mientras que la ganga es exprimida en forma de *escoria*. Es evidente que por este método se pierde tanto mas óxido cuanto mas considerable sea la cantidad de ganga contenida en el mineral.

Para extraer todo el hierro que contienen los minerales poco ricos es preciso hacer fusible el silicato de alúmina combinándolo con otra base distinta del óxido de hierro. La que con mas ventaja se emplea es la cal; pero como el silicato de alúmina y cal es mucho menos fusible que el de alúmina y hierro tiene que someterse el mineral á una temperatura muy alta, bajo cuyo influjo se combina el hierro con cierta cantidad de carbono pasando al estado de *fundicion*, que se liquida al mismo tiempo que el silicato doble.

En la práctica se hace uso del fundente calizo llamado *castina* cuando la ganga es silícea, pero siendo esta caliza se le agrega un fundente arcilloso denominado *erbue*.

La explotacion de los minerales ferruginosos por este

procedimiento se verifica introduciendo por capas alternadas el mineral y el carbon en hornos que tienen la forma de dos conos truncados unidos por su base, siendo su altura total de diez á veinte metros: el procedimiento recibe por esto el nombre de *método de los altos hornos*.

FUNDICION. Fundicion, ó *hierro colado*, se llama el producto que directamente se obtiene por la reduccion de los minerales ferruginosos en los altos hornos. Es una combinacion de hierro con carbono y silicio, que contiene además pequeñas porciones de azufre, fósforo, arsénico y manganeso. Se distinguen generalmente dos especies de fundicion, *blanca y gris*.

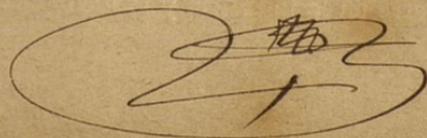
La fundicion blanca tiene un color parecido al de la plata, con brillo metálico, es muy quebradiza, resiste á la accion de la lima, su densidad no pasa de 7,85; funde entre 1050° y 1100° y tratada por el ácido clorídrico no deja residuo carbonoso.

La fundicion gris presenta un color gris claro, su fractura es granugienta y porosa, no admite pulimento, se deja cortar, limar y perforar con facilidad, recibe la impresion del martillo, rara vez alcanza una densidad superior á 7; funde á 1200° y tratada por el ácido clorídrico produce un residuo de carbon en forma de pajitas semejante al grafito.

Una y otra contienen una cantidad de carbon que varía entre dos y cinco por ciento, pero se diferencian en que en la fundicion blanca todo el carbon se halla combinado con el hierro, al paso que la fundicion gris encierra una parte del carbon combinado y otra al estado de mezcla.

Admiten algunos con el nombre de *fundicion negra* otra variedad que cede al martillo, se rompe con facilidad, es mas fusible que las antedichas, percibiéndose distintamente en ella las pajitas de grafito: tratada por los ácidos desprende una mezcla de hidrógeno é hidrógeno carbonado, de olor fétido, y deja un residuo abundante de grafito.

AFINACION DEL HIERRO COLADO. Afinar la fundicion es convertirla en hierro ductil, privándola del carbono y silicio que tiene en combinacion. Para conseguirlo se somete á la accion oxidante del aire bajo el influjo del calor, por cuyo medio se transforma el carbono en ácido carbó-



nico y el silicio en ácido silícico. Este se une al óxido de hierro para constituir un silicato básico, cuyo exceso de base es reducido por el carbon que pasa al estado de óxido de carbono. Si existiese manganeso, pasa al estado de silicato al mismo tiempo que el óxido de hierro y ambos silicatos se separan en forma de escorias: el fósforo, si lo hay, se acidifica y toma el estado salino. En cuanto al azufre, cuya separacion es mas difícil, conviene quitárselo al mineral sometiéndolo á una torrefaccion prévia. Dos son los procedimientos usados para afinar la fundicion: con carbon de leña ó *en fraguas*, y con hulla ó por *el método inglés*.

ACERO. Considérase generalmente el acero como una combinacion del hierro con el carbono, que contiene próximamente una centésima parte de este y está por consiguiente menos carburado que la fundicion. Aunque no se miran como elementos esenciales del acero, se encuentran tambien en él otros metalóides y metales.

El acero es brillante, muy ductil y maleable, susceptible de pulimento, presenta una textura granosa y es menos denso que el hierro. Distínguese de él principalmente en que adquiere mucha dureza y se vuelve quebradizo mediante la operacion del *temple*, que consiste en calentarlo hasta el rojo y enfriarlo en seguida de un modo brusco. El grado de dureza depende de la rapidez del enfriamiento y de la diferencia de temperatura entre el acero y el líquido en que se sumerge para enfriarlo.

El acero se prepara por dos métodos: descarburando parcialmente las fundiciones muy puras, ó calentando barras de hierro forjado en contacto con el carbon. El acero que resulta por el primer procedimiento se llama *acero natural* ó *acero de forja*, y el obtenido por el segundo *acero de cementacion*.

Usos. Las aplicaciones del hierro á las artes y á la industria son muy conocidas. En forma de planchas y cubiertos de estaño constituye la *hoja de lata*; el acero ordinario sirve para fabricar multitud de instrumentos, y fundido se va empleando mas de dia en dia en la construccion de armas de fuego y máquinas; siendo tambien bastante usados los compuestos de hierro en la industria y la medicina.

## LECCION XXXVII.

## COMBINACIONES PRINCIPALES DEL HIERRO.

## COMPUESTOS BINARIOS FERRUGINOSOS.

El hierro forma con el oxígeno cuatro compuestos: protóxido, sesquióxido, óxido magnético ( $\text{Fe}^2\text{O}^4$ ) y ácido férrico ( $\text{Fe O}^3$ ).

PROTOXIDO DE HIERRO ( $\text{Fe O}$ ). Se encuentra siempre formando sales y existe en casi todas las materias tanto orgánicas como minerales. Al estado de hidrato, que es como únicamente se puede aislar, presenta un color blanco verdoso, es algo soluble en agua á la que comunica un sabor ferruginoso muy pronunciado. Su disolucion se enturbia al contacto del aire, cuyo fenómeno es debido á que se sobreoxida; bajo la accion de la luz descompone lentamente el agua apoderándose del oxígeno y obra sobre los ácidos como una base enérgica.

SESQUIOXIDO Ó PEROXIDO DE HIERRO ( $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ). Abunda en la naturaleza constituyendo al estado anhidro y cristalizado el *hierro oligisto*; la *hematites roja* ó *pedra sanguínea* cuando se halla amorfo, y al estado de hidrato la *limonita* y el orin de que se cubre el hierro sumergido en agua. El que se obtiene artificialmente es conocido con los nombres de *rojo de Inglaterra*, *colcotar*, *azafran de Marte aperitivo* y *azafran de Marte astringente*. Se puede preparar calentando el sulfato de protóxido de hierro, calcinando el nitrato de peróxido y por otros varios métodos.

Forma el hierro con el azufre siete combinaciones; dos con cada uno de los metaloides halógenos, que corresponden al protóxido y sesquióxido; varias con el fósforo y arsénico; y una con el azoe, boro, carbono y silicio, prescindiendo de las que constituyen el acero y la fundicion.

## CIANUROS DE HIERRO.

De la union del cianógeno con el hierro resultan tres compuestos: *protocianuro* ( $\text{FeCy}$ ); *sesquicianuro*, ( $\text{Fe}^2\text{Cy}^3$ ) y *cianuro magnético* ( $\text{Fe}^3\text{Cy}^4$ ).

Los dos primeros al combinarse con otros cianuros forman compuestos especiales en los cuales desaparecen las propiedades características del hierro, modificándose notablemente las de los cianuros que á este se asocian.

Los cuerpos formados por la union del protocianuro de hierro con otros cianuros se llaman *cianoferruros* ó *ferrocianuros* y producen por la accion de un ácido hidratado *ácido ferrocianídrico* ( $\text{Cy}^3\text{FeH}^2$ ).

Los compuestos que se obtienen mediante la combinación del sesquicianuro de hierro con otros cianuros reciben el nombre de *cianoférridos* ó *ferricianuros*, los cuales al ser descompuestos por los ácidos hidratados dan *ácido ferricianídrico* ( $\text{Cy}^6\text{Fe}^2\text{H}^3$ ).

Los primeros se suponen constituidos por un radical hipotético llamado *cianóferro* ó *ferrocianógeno* cuya fórmula es ( $\text{FeCy}^3$ ), y los segundos por otro radical análogo, al que se dá el nombre de *ferricianógeno*, siendo su fórmula ( $\text{Fe}^2\text{Cy}^6$ ).

**FERROCIANURO DE POTASIO.** ( $\text{K}^2\text{FeCy}^3\text{3HO}$ .) Este compuesto, conocido en el comercio con el nombre de *prusiato amarillo de potasa*, es llamado por algunos *cianuro ferroso-potásico*.

**PROPIEDADES FISICAS.** El ferrocianuro de potasio es sólido, de color amarillo, de sabor al pronto dulce y despues amargo y salado; soluble en cuatro veces su peso de agua fria, en doble proporcion á  $100^\circ$ , é insoluble en alcohol. Cristaliza fácilmente en prismas de cuatro caras, ó en tablas derivadas del octaedro que contienen diez y ocho por ciento de agua, la cual pierden á  $250^\circ$ .

**PROPIEDADES QUIMICAS.** No se altera al contacto del aire, pero al calor rojo se descompone en cianuro de potasio, azoe y carburo de hierro. Su disolucion es descompuesta

por casi todas las sales metálicas solubles, produciendo precipitados de colores característicos constituidos por nuevos compuestos en los que el potasio queda reemplazado por una cantidad equivalente del metal contenido en la disolución.

PREPARACION. Entre otros procedimientos puede obtenerse vertiendo cianuro de potasio en una disolución de sulfato de hierro. En la industria se prepara agregando carbon azoado, procedente de la calcinación de materias orgánicas, al carbonato de potasa fundido en marmitas de hierro.

Usos. Empléase para preparar el ácido prúsico medicinal, el cianuro de mercurio, la urea artificial, el azul de Prusia, los baños del dorado galvánico, y es uno de los reactivos más útiles en los laboratorios.

FERRICIANURO DE POTASIO. ( $K^3 Fe^2 Cy^6$ ). Llámase también *cianoférrido de potasio*, *prusiato rojo de potasa* y *sal roja de Gmelin*.

PROPIEDADES FISICAS. El ferricianuro de potasio no contiene agua, es inalterable al aire, menos soluble en aquel líquido que el prusiato amarillo y casi insoluble en el alcohol. Cristaliza en prismas romboidales de color amarillo rojizo cubiertos algunas veces de un polvo verde formado por cianuro de hierro magnético, que se desprende fácilmente disolviendo los cristales en agua hirviendo con una pequeña cantidad de potasa.

PROPIEDADES QUIMICAS. El prusiato rojo de potasa se transforma en cianoferruro bajo el influjo de un calor moderado y también por la acción del ácido sulfídrico y la de varios metales. En presencia de la potasa obra como un poderoso oxidante, y forma con las disoluciones metálicas compuestos de color variado, debidos á la sustitución de los tres equivalentes de potasio por otros tantos del metal que se precipita.

PREPARACION. Obtíenese tratando por el cloro una disolución de cianoferruro de potasio, hasta que el producto de la reacción diluido en gran cantidad de agua deje de precipitar las sales de peróxido de hierro.

Usos. Sirve principalmente para reconocer las sales de protóxido de hierro, con las cuales dá un precipitado de

color azul intenso, y se emplea hace algunos años en la preparacion del azul de Francia.

AZUL DE PRUSIA. Se dá este nombre y el de *ferricianido de hierro*, á un producto de composicion algo variable que se encuentra representado por una de estas fórmulas.  $(\text{Fe}^7 \text{Cy}^9, 9 \text{HO})$ ;  $(\text{Fe} \text{Cy})^3$ ,  $(\text{Fe}^3 \text{Cy}^3)^2$  y  $(2 \text{Fe})^2$ ,  $(\text{FeCy}^3)$ .

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. En el comercio se encuentra en masas amorfas de hermoso color azul, que frotadas con la uña adquieren un reflejo bronceado. Es insoluble en agua y en alcohol, descomponible á  $200^\circ$ ; el ácido sulfúrico concentrado, el sulfídrico y las legías alcalinas lo decoloran. Se disuelve en el ácido oxálico si ha estado uno ó dos dias en contacto con ácido clorídrico ó sulfúrico: esta propiedad se utiliza en la preparacion de la tinta azul.

PREPARACION. Para obtener el azul de Prusia basta mezclar una disolucion de prusiato amarillo de potasa con otra de sulfato de peróxido de hierro.

#### SALES PRINCIPALES DE HIERRO.

SULFATO DE PROTOXIDO DE HIERRO.  $(\text{FeO}, \text{SO}^3, 7 \text{HO})$ . Conócese tambien con los nombres de *protosulfato de hierro*, *caparrosa verde* y *vitriolo verde*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Esta sal se presenta bajo la forma de prismas romboidales oblicuos de color verdoso y sabor estíptico. De los siete equivalentes de agua que contiene cuando se cristaliza á la temperatura ordinaria pierde tres á los  $80^\circ$ ; á  $100^\circ$  solo retiene uno, pasa al estado anhidro á los  $300^\circ$ , y á la temperatura roja se descompone en ácido sulfuroso, ácido sulfúrico y peróxido de hierro.

El oxígeno del aire obrando sobre el sulfato de hierro dá origen á un sub-sulfato  $(\text{Fe}^2 \text{O}^3)^2 \text{S O}^3$  que se presenta sobre los cristales de aquel bajo la forma de un polvo amarillento. Para destruir esta sub-sal en las disoluciones, se hacen hervir introduciendo en ellas pedazos de hierro, y se precave su formacion preparándolas con agua destilada ó hervida y conservándolas fuera del contacto del aire.

PREPARACION. Se prepara en los laboratorios el sulfato de hierro tratando este metal por el ácido sulfúrico debili-

tado. En la industria suele emplearse el mismo procedimiento aprovechando los pedazos de hierro viejo, pero generalmente se fabrica tostando los sulfuros ferruginosos naturales llamados piritas.

Usos. La caparrosa verde se emplea en la fabricacion del ácido sulfúrico de Nordhausen, del azul de Prusia y del cólcotar. Sirve para precipitar el oro en el agua régia, para desinfectar las materias fecales y tiene además importantes aplicaciones en la tintorería.

Se conocen además un sulfato de sesquioxido de hierro, otro formado por el óxido magnético y varios sulfatos básicos de peroxido. La primera de estas sales constituye con los sulfatos de potasa y de amoniaco sales dobles, semejantes por su composicion al alumbre ordinario, que se llaman por esto *alumbres de hierro*.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE PROTOXIDO DE HIERRO.

- 1.º Con la potasa dan un precipitado primero blanco y despues verde.
- 2.º Con el prusiato amarillo precipitan en blanco que se convierte en azulado, despues de algun tiempo.
- 3.º Con el prusiato rojo producen un precipitado azul.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE PEROXIDO.

- 1.º Con la potasa dan un precipitado rojo oscuro.
  - 2.º Con el prusiato amarillo precipitan en azul subido.
  - 3.º Con la infusion de agallas engendran un precipitado negro.
-

## LECCION XXXVIII.

## CROMO Y SUS COMPUESTOS PRINCIPALES.

CROMO—CR.  
EQUIVALENTE=26,75.

El cromo, llamado así por la variedad de colores que ofrecen sus compuestos, fué descubierto por Vauquelin á fines del siglo pasado, primero en el *plomo rojo de Siberia* (cromato de plomo), y mas tarde en el mineral que se llamó *hierro cromado* ( $\text{FeO}, \text{Cr}^2\text{O}^3$ ).

**PROPIEDADES FISICAS.** Tiene el cromo un color blanco grisáceo, es mas duro que el vidrio, susceptible de pulimento, de una densidad igual á 5,9, infusible al fuego de forja, y capaz de adquirir el estado magnético entre  $-15^\circ$  y  $-20^\circ$ .

**PROPIEDADES QUIMICAS.** Estas difieren algun tanto segun el procedimiento de que se haya hecho uso para su preparacion.

El cromo que proviene de la reduccion del oxido mediante el carbon no se altera al contacto del aire hasta la temperatura rojo sombra, trasformandose entonces en sesqui-óxido. Los ácidos concentrados, inclusa el agua régia, lo atacan con suma lentitud y dificultad; mientras que los álcalis lo oxidan fácilmente sobre todo bajo la accion de los nitratos y cloratos alcalinos.

El cromo preparado descomponiendo el cloruro por medio del potasio parece ser mas puro y es mas alterable que el anterior. Se inflama en el aire á una temperatura poco elevada produciendo una brillante luz, es fácilmente soluble en los ácidos sulfúrico, nítrico y clorídrico, y calentado en una atmósfera de cloro se pone incandescente dando origen á un cloruro de color violado.

**PREPARACION.** El cromo puede obtenerse sometiendo en un crisol á la accion del fuego de forja una mezcla de cuatro partes de sesquioxido de cromo y una de carbon; ó

bien reduciendo el sesqui-cloruro de dicho metal por el potasio.

Usos. El cromo se halla constituyendo la espinela roja ó rubí, la esmeralda y las serpentinas; carece de uso al estado de pureza, pero forma compuestos importantes por sus aplicaciones en las artes y en los laboratorios.

#### COMPUESTOS BINARIOS DEL CROMO.

Los que forma con el oxígeno son los siguientes:

- |  |  |
|--|--|
| 1.º—Protóxido de cromo... Cr O.                          | 5.º—Acido crómico. . . . Cr <sup>2</sup> O <sup>3</sup>  |
| 2.º—Deutóxido de cromo Cr <sup>3</sup> O <sup>4</sup>    | 6.º—Acido percrómico... Cr <sup>2</sup> O <sup>7</sup>   |
| 3.º—Sesquióxido de cromo. Cr <sup>2</sup> O <sup>3</sup> | 7.º—Oxido salino... Cr O, Cr <sup>2</sup> O <sup>3</sup> |
| 4.º—Bioxido de cromo. . . . Cr O <sup>2</sup>            | 8.º—Oxido salino... Cr O, Cr O <sup>3</sup>              |

De todas estas combinaciones, la tercera y la quinta son las mas interesantes.

SESQUIOXIDO DE CROMO. (Cr<sup>2</sup> O<sup>3</sup>) Este cuerpo puede hallarse anhidro ó hidratado.

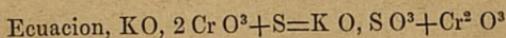
PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El sesquióxido de cromo anhidro presenta un hermoso color verde oscuro, su densidad es igual á 5,21, raya fácilmente el cuarzo y el acero templado, funde al fuego de forja, pero no se descompone por el calor.

Entre los metaloides solo el carbon lo descompone con el auxilio de un fuerte calor, haciéndose casi inatacable por los ácidos cuando ha sido bien calcinado. Si la calcinacion la sufre al contacto del aire mezclado con los álcalis, ó en vasos cerrados con varias sales alcalinas, pasa al estado de ácido crómico enjendrando cromatos.

El sesquióxido de cromo hidratado presenta un color gris azulado, es soluble en los ácidos, pudiendo serlo transitoriamente en el agua por dialisis: diversas influencias, poco enérgicas al parecer, hacen perder á este hidratado la solubilidad en los reactivos. Calentado gradualmente se inflama de improviso á una temperatura inferior al rojo.

PREPARACION. El procedimiento mas simple entre los varios que pudieran emplearse para obtener el sesquióxido de cromo anhidro consiste en calentar moderadamente, en

una retorta ó en un crisol, dos partes de bicromato de potasa con poco mas de una parte de azufre. Resulta de la reaccion sulfato de potasa que se separa por el agua hirviendo, quedando libre el óxido el cual se deseca y priva del azufre en exceso por el calor.



El hidrato de sesquióxido de cromo se prepara mezclando ácido clorídrico con una disolucion concentrada de bicromato de potasa, haciendo pasar por esta mezcla una corriente de ácido sulfuroso y tratando por el amoniaco el líquido de color verde que entonces se engendra: el sesquióxido precipita en forma de polvo gris azulado.

**OXIDOS DE CROMO INDUSTRIALES.** Merecen citarse como mas notables el *verde esmeralda*, preparado por Pannetier, cuya fórmula es  $\text{Cr}^2 \text{ O}^3, 2 \text{ HO}$ , de color muy permanente y no venenoso. El *verde Guignet*, idéntico al anterior, el cual mezclado con amarillo de cromo, ó con ácido píerico produce los verdes preferidos para dar color á las hojas de las flores artificiales en reemplazo del *verde inglés*, *verde Schweinfurt* cuyo uso era muy peligroso. El *verde turquesa*, debido á M. Salvetat, que goza como el precedente de la propiedad de ser inalterable á la luz.

**Usos.** Las dos variedades de óxido de cromo se emplean en la pintura al oleo, en las fábricas de papel pintado, en la industria de las telas estampadas; para dar color al vidrio y á las pastas cerámicas: los cristales que producen reflejos en su masa contienen sesquioxido de cromo.

**ACIDO CROMICO.** ( $\text{Cr O}^3$ ) El ácido cromico se presenta al estado sólido, tiene color rojo que se ennegrece por el calor, es inodoro, muy soluble no solo en el agua sino tambien en el alcohol hidratado, y delicuescente. La disolucion acuosa, cuyo color es amarillo rojizo, se descompone lentamente por la accion de la luz solar.

Los cristales de ácido crómico muy secos sometidos al vapor de alcohol se ponen incandescentes y se descomponen inflamando con explosion los vapores alcohólicos que llenan la vasija. El ácido sulfúrico caliente, el ácido sulfuroso, el

amoníaco gaseoso, así como los hidrácidos del azufre y del cloro descomponen al ácido crómico.

PREPARACION. El procedimiento mas sencillo, que permite preparar en corto tiempo treinta ó cuarenta gramos de ácido crómico, consiste en mezclar poco á poco con una disolución saturada de bicromato de potasa, vez y media su volumen de ácido sulfúrico concentrado. Muy pronto se ven aparecer los cristales de ácido crómico, que, una vez terminada la reacción y decantada la parte líquida se colocan sobre un ladrillo para desecarlos: para quitarles toda impureza se disuelven en agua, tratando la disolución por una pequeña cantidad de cromato de barita.

Usos. El ácido crómico debe su importancia práctica á las sales de que forma parte.

#### CROMATOS.

Entre las sales constituidas por el ácido crómico tienen especial interés el *cromato neutro* y el *bicromato de potasa*.

CROMATO DE POTASA ( $\text{KO, Cr O}_3$ ). Esta sal se presenta en cristales anhidros, transparentes, de sabor amargo, color amarillo claro, inalterables al aire, solubles en el agua é insolubles en el alcohol: su facultad colorante es tal, que un decígramo de cromato da color sensible á cuatro litros de agua. Por la acción del fuego adquiere color rojo que pierde al enfriarse, siendo indescomponible por el calor: su disolución presenta reacción alcalina.

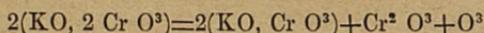
Debe tenerse en cuenta que el prusiato de potasa es venenoso.

PREPARACION. Esta sal se obtiene agregando á una disolución de bicromato de potasa carbonato de la misma base y evaporando el líquido hasta obtener la cristalización.

Usos. Tiene aplicación en tintorería.

BICROMATO DE POTASA ( $\text{KO, 2 Cr O}_3$ ). El bicromato de potasa se encuentra cristalizado en láminas rectangulares de color rojo naranjado, de sabor amargo metálico, inalterables al aire, solubles en diez partes de agua fría y en mucha menor cantidad de agua hirviendo. Experimenta fácilmente la fusión ígnea y se descompone al calor rojo blan-

co perdiendo oxígeno y produciendo cromato neutro y sesquióxido de cromo, como demuestra la siguiente ecuacion.



Esta propiedad se utiliza en los laboratorios cuando se desea obtener gran cantidad de oxígeno. Los cuerpos dotados de mucha afinidad por este metaloide, como el azufre y el carbon, descomponen esta sal con mas facilidad que el cromato neutro: el bicromato de potasa al estado de fusion ataca las vasijas de plata que lo contengan.

PREPARACION. Se puede obtener fácilmente tratando el cromato neutro de potasa por el ácido nítrico, purificando la sal que resulta por repetidas cristalizaciones.

Usos. El bicromato de potasa tiene en los laboratorios casi las mismas aplicaciones que el cromato neutro: sirve para preparar el *verde Plessy*, y tambien se usa en tintoreria. Algunos lo han considerado como sucedáneo de las preparaciones mercuriales en el tratamiento de las enfermedades sifilíticas.

#### CARACTERES DE LOS CROMATOS.

- 1.º El ácido crorídrico descompone los cromatos con desprendimiento de cloro.
  - 2.º Calentados con cloruro de sodio fundido y ácido sulfúrico concentrado desprenden vapor rojo oscuro.
  - 3.º Los cromatos solubles precipitan en amarillo con las sales de plomo, en rojo claro con las mercuriales y en rojo oscuro con las de plata.
-

## LECCION XXXIX.

## NIQUEL, COBALTO Y SUS COMPUESTOS

MAS INTERESANTES.

—  
 NIQUEL.—NI.  
 EQUIVALENTE=29,50.

El níquel fué descubierto por Cronstedt, el año de 1751, en el mineral conocido por el nombre de *Kupfer-nickel*: veinte y cuatro años despues publicó Bergmann un trabajo completo sobre este metal.

**PROPIEDADES FISICAS.** El níquel tiene un color blanco grisáceo y su estructura es fibrosa: cuando ha sido forjado adquiere una densidad que puede llegar á 8,66. Es dúctil, maleable, mas duro que todos los demás metales excepto el manganeso, mas fusible que este y menos que el hierro y presenta la propiedad de ser magnético la cual pierde á los 300°

El níquel se encuentra en el comercio en pequeñas masas amorfas, en forma de cubos ó en lingotes fundidos.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** A la temperatura ordinaria no sufre alteracion por el contacto del aire; pero se oxida bajo el influjo del calor; calentado en crisoles que contienen carbon se combina con este cuerpo formando una especie de *fundicion* que solo puede descarbonarse por la cementacion. Si se calienta de antemano arde en el oxígeno lo mismo que el hierro; se disuelve lentamente en los ácidos sulfúrico y clorídrico, y con mas rapidez en el azótico.

**METALURGIA DEL NIQUEL.** Los minerales mas notables que contienen níquel son: el óxido, sulfuro, proto-arseniuro (*kupfernickel*), biarseniuro, arsenio-sulfuro (*nickel gris*), antimonio-sulfuro, arseniato, arsenito, silicato (*pimelita*), y hierro meteórico.

La mayor parte de este metal se extrae del arseniuro

(Ni As) y tambien del *speiss*, nombre que se da en las artes á una materia muy fusible que se deposita en el fondo de los crisoles cuando se fabrica el esmalte, la cual puede considerarse como un arsenio-sulfuro de niquel. En Suecia y algunas otras localidades se explotan con ventaja ciertas piritas magnéticas que contienen cerca de tres por ciento de niquel desprovisto de arsénico y por consiguiente de mejor calidad.

Para privar al kupfernichel ó al *speiss* del arsénico que encierran, lo cual ofrece gran dificultad, se pulveriza el mineral, tostándolo despues repetidas veces solo, ó mezclando con carbon en hornos especiales: de este modo se consigue volatilizar la mayor parte del arsénico, pudiéndose emplear para purificarlo completamente diversos procedimientos.

Usos. El niquel al estado de pureza va teniendo bastantes aplicaciones, siendo la principal el niquelado galvanico.

LIGAS DE NIQUEL. Unido este metal al hierro en la proporcion de una centésima parte lo preserva de la oxidacion. Con el cobre y el zinc forma una aleacion que imita á la plata y es conocida en el comercio con los nombres de *panckfong*, *argentan*, *maillechort* y *plata alemana*, la cual por su bello aspecto se usa mucho para fabricar objetos de adorno, pero es inaplicable á los utensilios de cocina porque puede formar sales venenosas.

#### COMBINACIONES PRINCIPALES DE NIQUEL.

PROTOXIDO DE NIQUEL. (Ni O.) Se encuentra en Pensilvania, al estado de hidrato, unido al hierro cromado.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Este óxido constituye la base de las sales de niquel: se presenta en forma de polvo de color ceniciento cuando está anhidro y verde si se halla hidratado.

Es insoluble tanto en la potasa como en la sosa; pero se disuelve en el amoniaco dando al líquido un hermoso color azul: puede formar sales haciendo el papel de ácido con las bases enérgicas y se descompone á la temperatura roja por la accion del hidrógeno, dejando el oxígeno en libertad.

**PREPARACION.** El óxido de níquel anhidro se obtiene por la calcinacion del hidrato, ó hidro-carbonato; el hidrato precipitando una sal de níquel por cualquiera de los álcalis fijos, ó bien calcinando el metal con nitro.

**SESQUIOXIDO DE NIQUEL.** ( $Ni^2O^3$ ). Es un producto de laboratorio.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** Es un cuerpo negro, pulverulento, descomponible por el calor en oxígeno y protóxido de níquel, é insoluble, en rigor, tanto en los ácidos como en los álcalis. El amoniaco lo reduce al estado de protóxido desprendiendo ázoe, y los ácidos nítrico y sulfúrico lo descomponen desalojando parte de su oxígeno y formando sales de protóxido de níquel: el ácido clorídrico forma con él un cloruro dejando libre una parte de cloro.

**PREPARACION.** Se obtiene calcinando el nitrato de níquel, y tambien haciendo digerir el hidrato de protóxido con cloro ó con un hipoclorito alcalino.

**SULFATO DE NIQUEL.** ( $NiO, SO^3, 7HO$ ). Hasta que M. Marignac demostró lo contrario, fué esta sal considerada como trimorfa. Sus cristales son transparentes, muy solubles en el agua é insolubles en el alcohol y en el éter: por la accion del aire pierden el agua de cristalizacion poniéndose primero blancos y despues amarillos. Es uno de los cuerpos mas atermanos sobre todo para el calor oscuro.

**PREPARACION.** Se prepara tratando el níquel por el ácido sulfúrico diluido, ó atacando por el mismo ácido el óxido ó el carbonato de níquel.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE NIQUEL.

1.º Con la potasa ó su carbonato dan precipitado verde manzana.

2.º Con el amoniáco producen un precipitado verde que se disuelve en un exceso de reactivo tomando el líquido color azul.

3.º Con el ferrocianuro potásico dan precipitado blanco verdoso.

4.º Con el prusiato rojo de potasa precipitan en amarillo verdoso.

Todas las sales de níquel son descomponibles por el calor: las solubles tienen color verde y sabor al pronto dulce y después acre y metálico.

COBALTO.—CO.  
EQUIVALENTE=29,50

El descubrimiento del cobalto se debe al químico sueco Brandt, que lo aisló en 1733.

ESTADO NATURAL. Se encuentra generalmente combinado con oxígeno, el azufre ó el arsénico: los principales minerales de cobalto son el *cobalto arsenical* y el *cobalto gris*.

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS. Este metal tiene un color blanco grisáceo, una densidad igual á 8,6; ofrece una estructura granosa, es muy duro, mas tenaz y menos fusible que el hierro, dúctil, maleable y capaz de pulimento. Consérvase sin alteración en el agua y en el aire á la temperatura ordinaria; pero aumentando el calor se oxida con rapidez y arde con llama roja. El ácido nítrico lo ataca con energía, mientras que los ácidos sulfúrico y clorídrico lo disuelven lentamente desprendiendo hidrógeno. Se combina directamente con el azufre, cloro, fósforo y arsénico.

PREPARACION. Se obtiene el cobalto metálico calcinando el oxalato de cobalto y también reduciendo el óxido por el carbon.

#### COMPUESTOS BINARIOS DE COBALTO.

PROTOXIDO DE COBALTO. (CoO). Este cuerpo se presenta en forma de polvo verdoso al estado anhidro, y de color rosáceo cuando está hidratado: es algo volátil y reducible por el hidrógeno á una temperatura muy alta. Fundido con cristal ó con borax les comunica un hermoso color azul inalterable á las mayores temperaturas de los hornos de porcelana.

Combinado con la magnesia da un producto color de rosa, con la alúmina otro de un azul magnífico, y con el óxido de zinc forma el *verde de Rinmann*.

El protóxido de cobalto es una base fuerte que forma sales isomorfas con las de otros óxidos metálicos de la misma fórmula.

**PREPARACION.** El protóxido de cobalto anhidro se prepara calentando al rojo, fuera de contacto del aire, el carbonato de cobalto ó el protóxido hidratado: este último se obtiene tratando una sal de cobalto por la potasa cáustica.

**Usos.** Además de emplearse para dar color azul al cristal y á la porcelana, entra en la preparacion del *esmalte*, especie de vidrio azul que reducido á polvo impalpable se usa como color en las fábricas de papel pintado y para dar un tinte azulado al papel de escribir y á ciertas telas: el esmalte, llamado tambien *azul de azur*, se fabrica en grandes cantidades en Alemania.

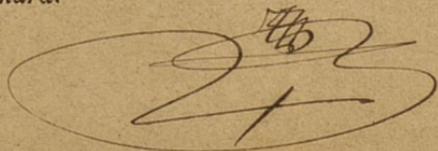
**PROTOCLORURO DE COBALTO.** (Co Cl) Se presenta en pequeños cristales anhidros de color granate, inalterables al aire, solubles en el agua y en el alcohol, que tienen la singular propiedad de ponerse azules cuando se calientan convenientemente: este fenómeno depende, al parecer, de una modificacion en el estado molecular, la cual se nota tambien en las disoluciones de cloruro cobáltico.

**PREPARACION.** El cloruro de cobalto se obtiene disolviendo en ácido clorídrico el carbonato, el protóxido, ó el sesquióxido de este metal: para obtener los cristales basta evaporar la disolucion.

**Usos.** Se emplea el cloruro de cobalto para preparar una tinta simpática, verde ó azul segun contenga ó no aquel alguna porcion de hierro. Los caracteres trazados sobre el papel con una pluma mojada en esta tinta desaparecen en cuanto se secan; pero aproximándolos al fuego vuelven á percibirse distintamente, desvaneciéndose de nuevo poco á poco á medida que disminuye el calor, si el papel no se calentó demasiado.

#### SALES DE PROTOXIDO DE COBALTO.

Las sales de cobalto que merecen mencion especial son: el nitrato (Co O, Az O<sup>5</sup>), el arseniato (Co O, As O<sup>5</sup>) y el fosfato (Co O)<sup>3</sup>, Ph O<sup>5</sup>; la primera porque se emplea en los ensayos al soplete para distinguir la magnesia de la alumina, y las otras dos porque sirven para obtener el *azul Thenard*.



PREPARACION. El nitrato de cobalto se prepara tratando el óxido de dicho metal por el ácido nítrico y evaporando la disolución.

El arseniato y el fosfato se obtienen, vertiendo según el caso, fosfato ó arseniato de sosa en una disolución de cualquier sal cobáltica.

AZUL THENARD. Así se llama un producto usado en la pintura que se creyó podría sustituir al *ultramar*, color natural sacado del *lapis lázuli*; cuyo producto resulta calcinando una mezcla formada de un volumen de fosfato cobáltico por ocho volúmenes de alúmina, ó por seis de esta si se prefiere usar el arseniato.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE COBALTO.

- 1.º Con el fosfato de sosa dan precipitado azul violeta.
  - 2.º Precipitan en color rosado con el arseniato de sosa.
  - 3.º Por pequeña que sea su cantidad coloran de azul al soplete tanto el borax como la alúmina y la sal de fósforo.
-

## LECCION XL.

## ZINC, CADMIO Y SUS COMPUESTOS MAS USADOS.

ZINC.—ZN.

EQUIVALENTE=32,51.

Se cree que Paracelso fué el primero que determinó los caracteres de este metal.

En algun tiempo fué conocido en el comercio bajo el nombre de *spiauter*.

ESTADO NATURAL. El zinc nunca se encuentra libre; hállase principalmente al estado de sulfuro y de carbonato constituyendo la *blenda* y la *calamina*.

PROPIEDADES FISICAS. Es un metal de color blanco azulado, de estructura laminosa, quebradizo á la temperatura ordinaria, engrasa la lima y aunque blando es poco flexible. Su densidad está comprendida entre 6,8 y 7,2. Puede cristalizar en prismas de base hexagonal y en dodecaedros romboidales, funde á 410° y entra en ebullicion á 1040°. Es el mas dilatado de los metales entre 0° y 100°; muy ductil y maleable entre 130° y 150°, y de tal modo quebradizo á los 200° que puede pulverizarse en un mortero.

PROPIEDADES QUIMICAS. El zinc no se oxida en el aire seco, y conservaria su brillo en el aire húmedo si este no contuviera ácido carbónico: la capa blanquecina de que se cubre está constituida por óxido carbonatado en parte.

En contacto con la atmósfera arde á 500° con llama blanca engendrando óxido de zinc; bajo el influjo del calor se combina con el cloro gaseoso, descompone el agua en vapor desde cien grados en adelante y tambien á la temperatura ordinaria en presencia de los ácidos.

Los hidratos de potasa, sosa y amoniaco disuelven el zinc en caliente formando zincatos alcalinos y desprendiendo hidrógeno. El cobre, estaño, antimonio y otros metales son precipitados por el zinc de sus disoluciones.

**METALURGIA DEL ZINC.** La blenda y mas generalmente la calamina, son los minerales empleados para extraer el zinc.

Se someten previamente á la accion del fuego, por cuyo medio pierde el primero el azufre uniéndose el metal al oxígeno atmosférico, y queda el segundo al estado de óxido abandonando el ácido carbónico. El óxido obtenido se mezcla con carbon, el cual mediante el calor se apodera del oxígeno para formar óxido de carbono y deja al zinc en libertad.

Segun la forma de los hornos de reduccion y la manera como se recoge el vapor de zinc, se distinguen tres métodos: el *inglés*, el *belga* y el de *Silesia*. El primero se llama tambien *per ascensum* y los dos últimos *per descensum*.

Usos. El zinc se emplea para forrar techos, construir canales, vasijas y muchos objetos de adorno; sirve para preparar el hierro galvanizado; entra en la fabricacion del maillechort, del laton y del blanco de zinc, y forma parte de las pilas voltáicas.

#### PRINCIPALES COMBINACIONES DEL ZINC.

**OXIDO DE ZINC.** (Zn O). Se han dado á este compuesto los nombres de *flores de zinc*, *pompholiæ*, *nihilum album*, *lana filosófica* y *blanco de zinc*.

**PROPIEDADES FISICAS.** Es un cuerpo blanco, muy poroso, ó pulverulento y pesado, segun el procedimiento que se emplee para prepararlo; por el influjo del calor toma un tinte amarillento recuperando la blancura cuando se enfria; apenas se disuelve en el agua y es completamente fijo. Puede obtenerse cristalizado en prismas teñidos de amarillo sometiendo el zinc á la accion del vapor de agua.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** El óxido de zinc es indescomponible por el calor, tanto el hidrógeno como el carbono lo reducen con facilidad á una temperatura alta; expuesto al aire absorbe el ácido carbónico; fundiéndolo en un crisol de plata con la potasa ó la sosa, ó bien disolviéndolo en estas bases cuando se halla al estado de hidrato, forma zincatos solubles.

**PREPARACION.** Se le puede obtener por la combustion

del zinc en un crisol, y tambien calcinando el nitrato, carbonato ó sulfato de este metal.

Usos. Mezclado con los aceites secantes se emplea con ventaja en sustitucion del albayalde; en medicina se usa como antiespasmódico y para combatir algunas oftalmías.

SULFATO NEUTRO DE ZINC. ( $ZnO$ ,  $SO_3$ , 7  $HO$ .) En el comercio se conoce con los nombres de *vitriolo blanco* y *caparrosa blanca*.

PROPIEDADES FISICAS. Esta sal cristaliza en prismas incoloros semejantes á los del sulfato de magnesia, se disuelve hasta en un tercio de su peso de agua y es insoluble en el alcohol. Experimenta á  $100^\circ$  la fusion acuosa perdiendo seis equivalentes de agua, pasa al estado anhidro á  $238^\circ$  y á mayor temperatura se descompone en óxido de zinc, ácido sulfuroso y oxígeno. Uniéndose al amoniaco forma varias sales amoniacales.

PREPARACION. En la industria se prepara tostando la blenda. Para obtenerlo puro se disuelve el zinc del comercio en ácido sulfúrico debilitado, haciendo pasar despues por la disolucion una corriente de cloro.

Usos. El sulfato de zinc se emplea en tintorería, para conservar las preparaciones anatómicas y como medicamento.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE ZINC.

1.º Con los carbonatos alcalinos dan un precipitado blanco de hidocarbonato.

2.º El cianoferruro de potasio produce tambien en ellas un precipitado blanco insoluble en los ácidos.

3.º Con el hidrosulfato de amoniaco forman sulfuro de zinc característico por su blancura.

Cadmio—Cd.

Equivalente = 56.

El cadmio fué descubierto por Hermann y Stromeyer en 1818.

ESTADO NATURAL. Se encuentra el cadmio casi siempre formando parte de los minerales de zinc; acompaña á

este metal como el níquel al cobalto y el manganeso al hierro.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** El cadmio posee un color blanco algo azulado, es blando, muy flexible, brillante y capaz de pulimento. Su densidad llega á 8,7, es maleable, ductil, poco coherente hasta el punto de que mancha el papel como el plomo; es mas volatil que el zinc, su vapor que es inflamable arde con mucho brillo.

Cristaliza en octaedros regulares, y cuando despues de fundido se enfria lentamente toma su superficie el aspecto de las hojas de helecho: hallándose en barras produce al doblarlo un ruido semejante al llamado grito del estaño.

Los ácidos sulfúrico, clorídrico, nítrico y acético disuelven el cadmio formando sales y desprendiendo hidrógeno. La disolucion acuosa de ácido sulfuroso ataca tambien al cadmio con energía sin desprendimiento gaseoso: los álcalis lo oxidan fácilmente bajo el influjo del calor.

**PREPARACION** La mayor parte del cadmio que circula en el comercio procede de los hornos de zinc. Se le extrae de los polvos que se condensan en las alargaderas de los aparatos destilatorios que contienen mucha cantidad de óxido de cadmio, el cual mezclado con carbon se somete á la destilacion en retortas de hierro.

**Usos.** Aunque el cadmio posee propiedades bastante notables, su poca abundancia impide sacar de él todo el partido que la industria podia esperar.

#### COMPUESTOS BINARIOS DE CADMIO.

**OXIDO DE CADMIO.** (Cd O). Este óxido puede hallarse al estado anhidro é hidratado.

Bajo la primera forma puede ser amarillo, pardo ó negro, segun el grado de calcinacion que haya sufrido; tambien se suele encontrar en agujas purpurinas agrupadas constituyendo estrellas: su densidad es 8,13. El óxido de cadmio es infusible y fijo, diferenciándose del óxido de zinc en que pueda ser reducido por el hidrógeno.

Al estado de hidrato es blanco, gelatinoso y tan poco estable que se descompone parcialmente en el seno mismo del líquido en que se enjendra.

PREPARACION. El óxido de cadmio anhidro se obtiene calentando el metal en el aire ó en el oxígeno, y el hidratado descomponiendo una sal cádmica en disolucion por la potasa ó la sosa.

Usos. Sirve para obtener el cadmio puro.

IODURO DE CADMIO. (Cd I). El ioduro de cadmio se presenta bajo la forma de grandes láminas exagonales de aspecto nacarado y brillante, inalterables al aire y muy solubles tanto en el agua como en el alcohol: funden á una temperatura poco elevada recuperando su forma cristalina mientras vaporiza el agua de cristalización.

PREPARACION. Nada mas fácil que obtener este compuesto, pues toma origen siempre que se trata el cadmio por el iodo ya sea por la via seca ó por la via húmeda.

El procedimiento usual consiste en formar una mezcla con limaduras de cadmio, iodo y agua: la combinacion se efectúa muy pronto y el ioduro se obtiene evaporando el líquido.

Usos. El ioduro de cadmio se emplea en la preparacion del colodion fotográfico; habiéndose, no ha mucho, recomendado en terapéutica para sustituir en ciertos casos al iodo y á los ioduros alcalinos, por su inalterabilidad y por ser muy absorbible.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE CADMIO.

1.º Calentadas al soplete por la llama interior, con carbonato de sosa, depositan sobre el carbon un anillo rojizo.

2.º Todas las sales cádmicas solubles precipitan en amarillo con el ácido sulfídrico cualquiera que sea el estado de la disolucion: esta reaccion basta para diferenciar al cadmio de los demás metales.

---

## LECCION XLI.

## ESTAÑO, ANTIMONIO Y SUS MAS NOTABLES

## COMBINACIONES.

ESTAÑO—SN.

EQUIVALENTE = 59.

El estaño fué conocido desde la antigüedad.

**PROPIEDADES FISICAS.** Presenta este metal un color blanco con reflejo amarillento; frotado entre los dedos exhala un olor desagradable y su densidad está representada por 7,3. Es muy maleable, blando, poco tenaz y produce al ser doblado un ruido particular llamado *grito del estaño*. Funde á 228°, cristaliza en los dos primeros sistemas y puede reducirse á polvo agitándolo rápidamente despues de fundido con una brocha hasta que se enfria.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** El estaño no se altera sensiblemente á la temperatura ordinaria por el contacto del aire seco ni húmedo, pero se oxida con rapidez bajo la accion del calor transformándose primero en protóxido y en seguida en ácido estánico anhidro. Al calor rojo descompone el vapor de agua y adquiere el mayor grado de oxidacion.

Los ácidos clorídrico, sulfúrico y nítrico concentrados lo atacan con energía; el agua régia lo disuelve fácilmente y los álcalis hidratados forman actuando sobre él metaestánatos solubles, con desprendimiento de hidrógeno. El estaño se une directamente al azufre, fósforo, cloro, arsénico y á muchos metales.

**METALURGIA DEL ESTAÑO.** Este metal se extrae principalmente del óxido. Antes de proceder á su reduccion se tritura y lava el mineral para descargarlo de una parte de la ganga y de la arena, despues se tuesta con el objeto de descomponer algunos sulfuros y arsenio-sulfuros que lo acompañan, y lavado de nuevo el residuo se reduce me-

diante el carbon por el *método sajón* en hornos verticales, ó por el *método inglés* en hornos de reverbero.

El estaño en bruto así obtenido se purifica por licuacion, calentándolo gradualmente en hornos de reverbero, pues siendo mas fusible que los cuerpos á que está unido los abandona con facilidad.

Usos. La poca alterabilidad del estaño y el ser inofensivos sus compuestos hacen que tenga muchas aplicaciones. Fabricanse con él diversas vasijas y utensilios de uso doméstico, en forma de láminas delgadas se emplea para azogar los espejos y para preservar muchas sustancias de la accion del aire. Entra en la composicion de la hoja de lata, del bronce, de la soldadura de los plomeros, y sirve para preparar la púrpura de Casio, el oro musivo, el pinkcolor y la laca mineral.

#### COMBINACIONES PRINCIPALES DEL ESTAÑO

El estaño forma con el oxígeno un *protóxido* ( $\text{Sn O}$ ); un *bióxido* ó *ácido estánico* ( $\text{Sn O}^2$ , HO); el *ácido metastánico* ( $\text{Sn}^5 \text{O}^{10}$ ), 10 HO), y constituye dos compuestos con cada uno de los metaloides halógenos.

Con el azufre forma tres combinaciones: *protosulfuro*, *sesquisulfuro* y *bisulfuro*. De todos los sulfuros metálicos, son estos los únicos capaces de ser transformados por los ácidos no oxidantes en sus respectivos óxidos y cloruros.

BI-SULFURO DE ESTAÑO. ( $\text{Sn S}^2$ ) El bisulfuro de estaño obtenido por la vía seca se conoce con los nombres de *oro musivo*, *oro de Judea* ó *de las Indias*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Preséntase este cuerpo en forma de pajitas exagonales de color amarillo, muy suaves al tacto, inatacables por los ácidos excepto por el agua régia. Calentado al rojo con el doble de su peso de nitró se convierte en sulfato y estanato de potasa produciendo una violenta explosion.

PREPARACION. El procedimiento para preparar este producto data del tiempo de los alquimistas.

Consiste en calentar hasta el rojo en un matraz de cuello largo, dispuesto en un baño de arena, siete partes de



flor de azufre y seis de sal amoniaco con una amalgama formada por doce partes de estaño y seis de mercurio, mezclando íntimamente estas sustancias antes de introducir las en el matraz. Una parte del azufre y de la sal amoniaco, sulfuro de mercurio y protocloruro de estaño se volatilizan depositándose en el cuello del matraz, mientras el oro mismo queda en el fondo.

Usos El bisulfuro de estaño se usa para dar color de bronce á las maderas y para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas.

#### CARACTERES DISTINTIVOS DE LAS SALES DE ESTAÑO.

Las sales de protóxido en disolucion dan con el ácido sulfídrico un precipitado oscuro de protosulfuro de estaño y con el cloruro de oro un precipitado de color purpúreo, conocido con el nombre de *púrpura de Cossio*.

Las de bióxido tratadas por el hidrógeno sulfurado, que es su reactivo especial, producen al cabo de algun tiempo un depósito amarillo sucio.

El zinc y el hierro precipitan el estaño de todas sus disoluciones.

Antimonio.—Sb.

Equivalente=122

La primera mencion del antimonio aislado se debe á Basilio Valentin.

PROPIEDADES FÍSICAS. Presenta el antimonio un color blanco azulado brillante, es muy quebradizo y fácil de pulverizar, su estructura laminosa y cristalina tiene por forma primitiva el octaedro, siendo su densidad 6,7. Funde á 440° y se volatiliza al calor rojo pudiendo ser destilado en una corriente de hidrógeno.

PROPIEDADES QUÍMICAS. El antimonio se conserva sin alteracion á la temperatura ordinaria tanto en el aire como en el agua y solo descompone á esta con lentitud al calor rojo. En el estado de fusion absorbe el oxígeno de la atmósfera dando origen á una mezcla de protóxido de antimonio cristalizado y ácido antimonioso. Si despues de calentarlo

fuertemente se deja caer de cierta altura, lanza al chocar con el suelo brillantes chispas acompañadas de vapores blancos de óxido de antimonio.

Exceptuando el carbono, boro y silicio, se combina el antimonio con todos los metaloides y puede formar ligas con todos los metales.

En cuanto á los ácidos, el nítrico lo oxida sin disolverlo, el sulfúrico concentrado y caliente forma con él sulfato de antimonio desprendiendo ácido sulfuroso, el clorídrico lo ataca con poca energía y el agua régia lo disuelve, engendrando segun su proporción percloruro ó protocloruro de antimonio.

**METALURGIA DEL ANTIMONIO.** Para extraer el antimonio se somete el sulfuro de este metal á dos operaciones. La primera tiene por objeto separar el mineral de la ganga por simple fusión, colocándolo en crisoles perforados por el fondo para que el sulfuro fundido, que se llama *antimonio crudo*, pase á unas vasijas de barro situadas debajo. El antimonio crudo se tuesta en hornos de reverbero para convertirlo en oxisulfuro, el cual despues de pulverizado se mezcla con la quinta parte de carbon empapado en una disolución de carbonato de sosa y se calcina en crisoles. De esta calcinación resulta antimonio imparo, llamado *régulo de antimonio*, cubierto de una escoria formada por el óxido de sódio y el oxisulfuro no descompuesto á la que se ha dado el nombre de *crocus metallorum*.

El antimonio químicamente puro se puede obtener fundiendo el régulo mezclado íntimamente con un décimo de su peso de nitro, ó por otros procedimientos.

Usos. El antimonio unido al plomo constituye la aleacion con que se fabrican los caracteres de imprenta, ligado con el plomo y el estaño sirve para hacer diversos utensilios, con el hierro forma la liga de Reaumur y con el zinc la liga de Cooke que descompone el agua á 100°.

#### COMBINACIONES PRINCIPALES DEL ANTIMONIO.

*Protóxido de antimonio.* ( $Sb O^3$ ). Fué conocido con los nombres de *flores argentinas de antimonio* y *nieve de antimonio*: hoy se le llama tambien *ácido antimonioso*.

Es blanco, cristaliza en prismas ú octaedros, funde al calor rojo y se volatiliza: los álcalis y varios ácidos orgánicos lo disuelven.

Obtiénese calentando el antimonio en contacto del aire y por otros procedimientos.

*Acido antimónico.* (Sb O<sup>5</sup>). Llamado antiguamente *bezoard mineral*.

Al estado anhidro se presenta en forma de polvo blanco-amarillento, que se descompone al calor rojo produciendo antimonio de óxido de antimonio. Combinado con el agua constituye dos hidratos; uno que se obtiene tratando el antimonio por agua régia con un exceso de ácido nítrico, el cual no satura mas que un equivalente de base y ha conservado el nombre de ácido antimónico: el otro se prepara descomponiendo el percloruro de antimonio por el agua, satura dos equivalentes de base, y se llama ácido *meta-antimónico*.

*Protosulfuro de antimonio.* (Sb S<sup>3</sup>). Este cuerpo tal como existe en la naturaleza tiene un color gris oscuro con brillo metálico, funde á una temperatura inferior al rojo y cristaliza bien por enfriamiento. El que se prepara artificialmente es unas veces laminoso y grisáceo; otras rojo y pulverulento segun el procedimiento usado para obtenerlo.

Tostando el sulfuro de antimonio al aire libre pierde una parte de su azufre convirtiéndose en *oxisulfuro*. Este compuesto al enfriarse despues de fundido, ofrece el aspecto de una materia vítrea, cuyo color varía segun las proporciones de los componentes que lo forman y por su apariencia recibió de los químicos antiguos nombres distintos.

El *viário de antimonio* que es transparente, de color amarillo rojizo y contiene próximamente ocho partes de óxido y una de sulfuro.

El *crocus*, opaco, de color rojo amarillento, formado por ocho partes de óxido y dos de sulfuro. El *hígado de antimonio*, tambien opaco, de color parduzco, que encierra ocho partes de óxido y cuatro de sulfuro.

*Kermes mineral.* Se dá este nombre á un cuerpo de co-

lor amarillo oscuro, constituido por una mezcla de protosulfuro y protóxido de antimonio cristalizado, que se obtiene tratando por el agua hirviendo el producto de la reacción de un álcali ó de un carbonato alcalino sobre el sulfuro de antimonio.

PREPARACION. Puede prepararse de dos maneras.

Por la via seca, fundiendo en un crisol de barro una mezcla de cinco partes de sulfuro de antimonio natural y tres de carbonato de sosa anhidro, pulverizando el producto despues de solidificado y haciéndolo hervir con ochenta veces su peso de agua: al enfriarse el líquido abandona el kermes en forma de copos.

Por la via húmeda se obtiene hirviendo una parte de sulfuro de antimonio finamente pulverizado con veintidos y media de carbonato de sosa seco, y doscientas cincuenta partes de agua; filtrado el líquido que resulta deja depositar el kermes por enfriamiento.

Las aguas madres del kermes contienen sulfuro de antimonio disuelto á expensas de una porcion de sulfuro alcalino. Tratadas por un ácido que descomponga á este último dan lugar á un precipitado conocido con el nombre de *azufre dorado de antimonio*, que consiste generalmente en una mezcla de protosulfuro y persulfuro de antimonio con alguna parte de óxido del mismo metal.

Usos. Los oxisulfuros de antimonio se emplean principalmente en la preparacion del tártaro emético, y el kermes se usa en medicina y en la veterinaria.

*Protocloruro de antimonio* ( $\text{Sb Cl}^3$ .) Conocido antiguamente bajo el nombre de *manteca de antimonio*.

Es un cuerpo blanco-grisáceo, de consistencia de manteca, delicuescente y por lo tanto muy soluble en el agua. Cristaliza en tetraedros incoloros que funden á  $72^\circ$  y se volatilizan á  $230^\circ$ . Agregando á su disolución un exceso de agua se forma un oxiclорuro cristalino é insoluble ( $\text{SbO}^2\text{Cl}$ ), llamado en otro tiempo *polvo de Algaroth*.

PREPARACION. Se prepara concentrando y destilando despues el producto que resulta de la acción del ácido clorídrico sobre el sulfuro de antimonio.

Usos. Empléase para pavonar los cañones de fusil,

para broncear los metales, y en medicina se utiliza como cáustico.

*Bimeta-antimoniato de potasa.* ( $\text{KO}, \text{Sb O}^3, 7 \text{HO.}$ ) Esta sal se produce por la acción de la potasa sobre el antimonio neutro de esta base.

Es una sustancia blanca, de aspecto cristalino, poco soluble en agua fría y mucho más á los  $50^\circ$ , que se transforma en antimoniato neutro por la ebullición, ó por el contacto prolongado con el agua á la temperatura ordinaria.

En disolución posee la notable propiedad de precipitar las sales de óxido de sodio, formando un bimeta-antimoniato de sosa casi insoluble en el agua. Esta cualidad le ha valido el nombre de *reactivo de la sosa*, porque en efecto es el único conocido hasta el día que precipita las sales de esta base, siempre que esté recién preparado.

#### CARACTERES DE LAS DISOLUCIONES ANTIMONIALES.

1.º Con la potasa dan un precipitado blanco soluble en un exceso del álcali.

2.º Con el ácido sulfídrico y los sulfuros en disolución producen un precipitado de sulfuro de antimonio, color de naranja, soluble en los sulfidatos alcalinos.

---

## LECCION XLII.

## COBRE Y SUS COMPUESTOS DE MAS INTERES.

COBRE—CU.  
EQUIVALENTE = 31,50

El cobre es uno de los metales mas antiguamente conocidos. Los alquimistas le dieron el nombre de *Venus*.

ESTADO NATURAL. Encuéntrase nativo, pero sobre todo unido al azufre y con menos frecuencia en el estado de óxido ó de carbonato.

PROPIEDADES FISICAS. El cobre presenta un color rojo oscuro, adquiere por el frote olor desagradable y cierto sabor, es susceptible de pulimento, muy ductil, bastante maleable, mas duro que el oro y la plata, solo el hierro le aventaja en tenacidad y su densidad está comprendida entre 8,8 y 8,9. Funde próximamente á 788° cristalizando por enfriamiento en romboedros, y aunque no es muy volátil desprende vapores que arden con llama verde.

PROPIEDADES QUIMICAS. El cobre no se altera por la accion del aire ni del oxígeno secos, pero expuesto al aire húmedo se cubre de una capa verdosa formada por hidrocarbonato que se ha llamado impropriadamente cardenillo.

Calentado en contacto del aire se forma pronto en su superficie una película rojiza de protóxido de cobre que despues se cambia en deutóxido tomando un color negro. No ejerce accion sobre el agua en frio ni aun bajo el influjo de los ácidos y solo la descompone lentamente con el auxilio de un fuerte calor.

El ácido nítrico diluido á la temperatura ordinaria y el sulfúrico concentrado caliente lo atacan, formando el primero nitrato de deutóxido de cobre y bióxido de azoe,

y el segundo sulfato cúprico y ácido sulfuroso; el clorídrico ejerce sobre él muy poca acción.

Los aceites, grasas y ácidos orgánicos lo oxidan en poco tiempo y el agua régia lo disuelve rápidamente. La sal común en disolución muy estendida lo corroe con bastante facilidad.

El cobre puede combinarse directamente con el azufre cloro, bromo, fósforo, arsénico y muchos metales.

**METALURGIA DEL COBRE.** Se extrae principalmente el cobre de las *piritas cobrizas*, que son mezclas en proporciones variables de sulfuro de cobre y hierro.

Primero se tuestan varias veces para hacer pasar el hierro al estado de óxido que se elimina en las escorias, y obtener un sulfuro de cobre menos impuro que se llama *mata cobriza*. Sometida esta á nuevas torrefacciones y fundida después con escorias silíceas y minerales de cobre oxidados, van resultando otras matas mas cargadas de cobre que la primera, hasta que el azufre y el oxígeno se desprenden por último al estado de ácido sulfuroso, quedando un cobre impuro que se llama *cobre negro*: de este se extrae por afinación el cobre del comercio ó *cobre en roseta*.

La afinación se efectúa en hornos de reverbero bajo la influencia del aire y de sustancias cuarzosas. El cobre una vez fundido se oxida parcialmente, y la porción oxidada reacciona no solo sobre el sulfuro sino también sobre el plomo, hierro y antimonio procedentes del mineral, los cuales se separan en las escorias al estado de óxidos.

El cobre que circula en el comercio encierra pequeñas cantidades de arsénico, hierro y zinc; y para tenerlo químicamente puro es preciso reducir uno de sus óxidos por medio del hidrógeno.

**Usos.** El cobre sigue al hierro en importancia bajo el aspecto de sus aplicaciones. Sirve para fabricar alambres, calderas, alambiques y otra multitud de vasijas; en forma de láminas se emplea para forrar los barcos; es la base de las monedas de poco valor y entra en distinta proporción en las de plata y oro; sus combinaciones son de muy frecuente uso y las artes sacan gran partido de sus varias aleaciones.

## PRINCIPALES ALEACIONES DE COBRE.

Bronce de aluminio.....	{ Cobre .....	90
	{ Aluminio.....	10
Bronce de cañones.....	{ Cobre .....	90
	{ Estaño.....	10
Tan-tanes y cimbales.....	{ Cobre .....	80
	{ Estaño.....	20
Metal de campanas.....	{ Cobre .....	78
	{ Estaño.....	22
Espejos telescópicos.....	{ Cobre .....	67
	{ Estaño.....	33
Maillechort.....	{ Cobre .....	50
	{ Nickel.....	25
	{ Zinc.....	25
Medallas.....	{ Cobre .....	95
	{ Estaño.....	5
	{ Zinc.....	0,004 á 0,005
Latón para tornear.....	{ Cobre .....	65
	{ Zinc.....	33
	{ Plomo.....	1,6
	{ Estaño.....	0,4
Similar.....	{ Cobre .....	91
	{ Zinc.....	3
	{ Estaño.....	6
Tombac.....	{ Cobre.....	97
	{ Zinc.....	2
	{ Estaño.....	1
Liga de Aich.....	{ Cobre.....	60,0
	{ Zinc.....	38,2
	{ Hierro.....	1,8

## COMBINACIONES MAS NOTABLES DEL COBRE.

Con el oxígeno forma los cuatro compuestos siguientes: protóxido, bióxido, peróxido y ácido cúprico.

PROTOXIDO DE COBRE. ( $\text{Cu}^2\text{O}$ ) Se encuentra en la naturaleza bajo la forma de masas compactas ó de cristales rojos pertenecientes al primer sistema: suele llamarse *oxidulo de cobre*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Preparado artificial-



mente presenta el aspecto de polvo cristalino, rojo cuando está anhidro y amarillo si se halla hidratado, muy fusible, inalterable al aire á la temperatura ordinaria, pero que se convierte rápidamente en bióxido calentándolo.

El ácido nítrico lo sobre-oxida produciendo nitrato de cobre; los demás ácidos fuertes lo descomponen en bióxido con el cual se combinan y en cobre metálico. Es soluble en amoniaco y su disolucion expuesta al aire toma un color azul debido al cambio del protóxido en bióxido y la formacion de nitrito de amoniaco.

PREPARACION. Varios procedimientos se conocen para preparar este cuerpo. Obtiénese alestado anhidro y cristalizado haciendo hervir una disolucion de acetato de cobre con azúcar. Si se funde una mezcla de cien partes de sulfato cúprico y cincuenta y siete de carbonato de sosa, calentando al rojo blanco durante veinte minutos el producto de esta operacion reducido á polvo y mezclado con veinticinco partes de limaduras de cobre se obtiene bajo la forma de polvo rojo.

Usos. Sirve principalmente para colorear de encarnado el vidrio.

BIOXIDO DE COBRE. (Cu O.) Constituye la base de las sales cúpricas ordinarias. Hállase aunque con poca abundancia en la naturaleza, siendo conocido con el nombre de *cobre oxidado negro*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Presenta este óxido un color casi negro, absorbe con avidez la humedad del aire, se descompone al calor rojo y es fácilmente reducido por el hidrógeno con incandescencia. Se disuelve bien en los ácidos comunicándoles un tinte azul, y puede combinarse por la vía seca con los álcalis. Bajo el influjo del calor cede su oxígeno á las materias orgánicas convirtiéndolas en ácido carbónico y agua.

Forma un hidrato de color azul, tan poco estable que basta una ligera ebullicion para transformarlo en óxido anhidro: en este estado es muy soluble en amoniaco, sobre todo si la disolucion contiene una sal amoniacal, y ésta toma entonces un hermoso color azul, constituyendo el *agua celeste* de los farmacéuticos.

**PREPARACION.** Obtiénese anhidro por la calcinacion del nitrato de cobre, y al estado de hidrato precipitando mediante la potasa cualquiera de sus disoluciones salinas.

**Usos.** Tiene aplicacion en los análisis de las sustancias orgánicas, y sirve para dar color verde á los fundentes y al vidrio.

**SULFATO DE BIXIDO DE COBRE.** ( $\text{CuO} \cdot \text{SO}^3, 5\text{HO}.$ ) Esta sal es conocida en el comercio con los nombres de *vitriolo azul* y *caparrosa azul*.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** El sulfato de cobre tiene color azul intenso, posee un sabor estíptico desagradable, cristaliza en paralepípedos oblicuos y su densidad es de 2,2. Se disuelve en cuatro partes de agua fria, en dos de agua hirviendo y es insoluble en alcohol.

Bajo la accion del aire seco se efloresce perdiendo dos equivalentes de agua y se vuelve opaco; á  $100^\circ$  retiene un solo equivalente, á  $240^\circ$  se transforma en polvo casi blanco que es sulfato anhidro, y á mayor temperatura se descompone en oxígeno, bióxido de cobre y ácido sulfuroso. Si se mezcla con una disolucion acuosa de esta sal una cantidad de potasa insuficiente para desalojar todo su óxido agregando á la disolucion despues de concentrada un corto exceso de amoniaco y vertiendo en ella alcohol, se obtiene un cuerpo cristalino azul, llamado en farmacia *sulfato de cobre amoniacal*, cuya fórmula es  $(\text{CuO} \cdot \text{SO}^3 + \text{AzH}^3 + 3\text{HO})$ .

**PREPARACION.** Puede prepararse el sulfato de cobre tostando las piritas ó matas cobrizas y tratándolas por el agua; rociando el cobre con ácido sulfúrico dilatado y abandonándolo á la accion del aire, y tambien calentando el metal con ácido sulfúrico concentrado.

**Usos.** El sulfato de cobre se emplea en tintorería, en la metalurgia de la plata, en la galvanoplastia, con él se encala el trigo para destruir el *uredo* y tiene aplicacion en terapéutica y como desinfectante.

**ARSENITO DE COBRE.** [ $(\text{CuO})^2, \text{AsO}^3$ ] *Verde de Scheele*. Esta sal es hidratada: presenta un hermoso color verde, se disuelve en la potasa y en el amoniaco, produciendo una coloracion azul.

Para prepararla basta tratar una sal de cobre por un carbonato alcalino.

Tiene aplicacion en la pintura y en la fabricacion del papel pintado.

Por la reaccion del ácido arsenioso sobre el acetato de cobre bibásico se obtiene una sal doble, vulgarmente conocida con el nombre de *verde de Schweinfurth*, que tiene por fórmula  $[(\text{Cu O}, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3), (\text{Cu O})^2, \text{As O}^3]$ , y tambien se usa en la pintura al óleo.

**CARBONATOS DE COBRE.** El ácido carbónico combinado con el bióxido de cobre forma un carbonato bibásico representado por la fórmula  $[(\text{CuO})^2, \text{CO}^2 + \text{HO}]$  que al estado natural constituye la *malaquita* y preparado artificialmente el *verde mineral*. Da origen á otro carbonato tribásico hidratado cuya composicion es la del mineral llamado *azurita*, *azul de montaña*, que reducido á polvo toma el nombre de *cenizas azules*.

La capa verde gris que reviste al cobre y á las estátuas de bronce expuestas al aire consiste tambien en un carbonato bibásico, que no debe confundirse con el *cardenillo* el cual es un acetato.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE BÍOXIDO DE COBRE.

1.º Dan con la potasa y la sosa un precipitado azul insoluble en un exceso del reactivo.

2.º Con el amoniaco producen precipitado verde que un exceso del álcali disuelve tomando el líquido un color azul.

3.º Con el cianoferruro de potasio forman un precipitado de color marron.

4.º Una lámina de hierro precipita el cobre metálico.

Por estos dos últimos medios se revelan porciones mínimas de las sales cobrizas.

Las sales de protóxido son poco estables y se transforman en sales de bióxido, absorbiendo oxígeno ó abandonando cobre.

Con la potasa, sosa y sus carbonatos dan precipitado amarillo. El amoniaco produce sobre ellas igual efecto, pero el precipitado se disuelve en un exceso de este reactivo y el líquido toma color azul por el contacto del aire.

## LECCION XLIII.

## PLOMO Y SUS COMPUESTOS MAS USADOS.

PLOMO—PB.  
EQUIVALENTE=103,50.

No es conocida la época del descubrimiento de este metal.

Los alquimistas le dieron el nombre de *Saturno*.

ESTADO NATURAL. Abunda el plomo en la naturaleza, constituyendo unido al azufre la *galena*, al estado de carbonato el *plomo blanco*, de cromato el *plomo rojo*; encontrándose tambien en combinacion con los ácidos sulfúrico, fosfórico y arsénico.

PROPIEDADES FISICAS. El plomo es blanco azulado, brillante en las superficies que resultan al cortarlo, las cuales toman un color negruzco por la accion del aire; desprende por el frote un olor especial, deja manchas grisáceas al rozar con los cuerpos, se puede rayar con la uña, es muy maleable, bastante ductil y poco tenaz; siendo su densidad 11,44. Es de notar que esta densidad, en vez de aumentar disminuye algun tanto por la percusion.

Funde á 334°, desprende al calor rojo vapores muy visibles que llegan á hacerle perder hasta el nueve por ciento de su peso á la temperatura de los hornos de porcelana. Al estado líquido posee la propiedad de disolver una porcion de su mismo óxido adquiriendo por este hecho mayor dureza. Enfriado lentamente cristaliza en pirámides de cuatro caras ó en octaedros regulares.

PROPIEDADES QUIMICAS. Expuesto el plomo al aire húmedo se cubre de una capa negra de sub-óxido, la cual preserva el resto del metal de la oxidacion, á no ser que inter venga el calor, en cuyo caso vá pasando totalmente al estado de óxido, con tal que se quite este á medida que se forma.

El agua destilada, la de lluvia y aun las de fuente ó de pozo cuando contienen cantidad notable de materias orgánicas azoadas, producen por su contacto con el plomo sales muy nocivas; habiéndose probado que la presencia del sulfato de cal impide su formacion.

El ácido nítrico á la temperatura ordinaria, así como el sulfúrico concentrado caliente, disuelven el plomo con rapidez; mientras que este último dilatado y el ácido clorídrico lo atacan con mucha dificultad.

**METALURGIA DEL PLOMO.** Entre los minerales plomíferos solo se explotan el sulfuro y el carbonato.

Para extraerlo del primero pueden emplearse dos procedimientos. El uno, aplicable en particular á los minerales de ganga siliciosa, se reduce á fundir el mineral mezclado con pedazos de hierro, el cual forma con el azufre un sulfuro fusible dejando el plomo aislado.

El otro, llamado *método por reaccion*, se prefiere cuando la ganga es poco silíceo y consiste en tostar el sulfuro de plomo natural en hordos de reverbero para que se forme una porcion de óxido y de sulfato, mezclar íntimamente la materia que resulta, avivando en seguida el fuego mientras están cerradas todas las puertas del horno. El plomo se separa entonces por efecto de la reaccion que tiene lugar entre el sulfuro, el óxido y el sulfato.

Los minerales carbonatados se reducen por el carbon en hornos de reverbero ó de manga.

El plomo del comercio suele contener cobre, hierro y algunos vestigios de plata.

Usos. El plomo laminado tiene diversas aplicaciones: fabricanse con él tubos, canales, vasijas; se emplea para hacer balas y perdigones; habiéndose conseguido recientemente extenderlo en hilos bastante delgados que se usan en jardinería y horticultura.

#### PRINCIPALES LIGAS DE PLOMO.

Soldadura de plomeros . . . . .	{ Plomo . . . . .	100
	{ Estaño . . . . .	50
Soldadura de hojalateros . . . . .	{ Plomo . . . . .	100
	{ Estaño . . . . .	100

Liga para vasijas.....	{ Plomo.....	12 á 18
	{ Estaño.....	100
Liga de Arcet.....	{ Plomo.....	5
	{ Estaño.....	3
	{ Bismuto.....	8

## COMBINACIONES MAS INTERESANTES DEL PLOMO.

Constituye el plomo con el oxígeno tres óxidos: sub óxido, protóxido y bióxido.

**PROTOXIDO DE PLOMO.** ( $Pb^2O$ ) Conócese con los nombres de *litargirio* y *masicot*, que representan el mismo cuerpo con la sola diferencia que bajo el primero se designa el óxido que ha sido fundido.

El protóxido de plomo es sólido; blanco, amarillo, rosáceo ó rojo segun la manera como se ha preparado, algo soluble en el agua destilada, funde al calor rojo y cristaliza por enfriamiento en laminitas. Se combina con todos los ácidos incluso el ácido carbónico contenido en el aire obrando como una base enérgica, y desempeña el papel de ácido con las bases alcalinas y terrosas constituyendo plumbitos. Calentado en contacto del aire absorbe oxígeno y se transforma en plumbato de protóxido de plomo. El carbon, el hidrógeno y el cianuro de potasio lo reducen con facilidad.

**PREPARACION.** Se prepara por la vía seca calentando el plomo al aire, ó bien calcinando el nitrato ó carbonato plúmbicos. Para obtenerlo cristalizado se disuelve el óxido de plomo en la sosa cáustica; ó se vierte un exceso de amoniaco en acetato de plomo dejando evaporar lentamente el líquido.

**BIÓXIDO DE PLOMO ó ACIDO PLUMBICO.** ( $PbO^2$ ) Presenta un color castaño oscuro á que debe el nombre de *óxido de color da pulga*, es insoluble en el agua y se descompone al calor rojo. Obra como un poderoso oxidante, en presencia del agua lo descomponen muchas materias orgánicas y unido con la sexta parte de su peso de azufre constituye una mezcla que se inflama por el rozamiento.

**PREPARACION.** Obtiénese tratando en caliente el minio por el ácido nítrico diluido.

**MINIO.** El compuesto así llamado es un óxido salino que se representa por la fórmula  $[(\text{PbO})^2 \text{PbO}^2]$ . Atendiendo á su constitucion se le dá tambien el nombre de *plumbato de óxido de plomo*.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** El minio presenta un color rojo naranjado, se ennegrece por la accion prolongada de la luz solar directa ó calentándolo; pero en este último caso recupera su tinte primitivo, siempre que no haya llegado su temperatura al calor rojo en que abandona oxígeno, quedando reducido á protóxido de plomo.

A excepcion del acético, todos los ácidos lo descomponen disolviendo el protóxido y precipitando el ácido plúmbico. Bajo el influjo del agua del mar el minio ataca al hierro formándose cloruro de este metal.

**PREPARACION.** Generalmente se prepara el minio en hornos de dos pisos: el inferior está destinado á convertir el plomo en masicot, el cual se transforma en minio sometiéndolo en la parte alta á un calor que no pase de  $300^\circ$ .

**Usos.** El minio entra en la composicion del cristal y de los esmaltes, y se emplea tambien unido al albayalde y á un aceite secante para hacer la pasta con que se rellenan las juntas de los cilindros de vapor y tubos metálicos que han de resistir altas temperaturas.

**SULFURO DE PLOMO.** ( $\text{PbS}$ .) En el estado natural constituye la *galena* que es el mineral plomífero mas abundante.

**PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS.** Es un cuerpo sólido, de color gris con brillo metálico, cristaliza en el primer sistema, tiene una densidad igual á 7,5, es menos fusible que el plomo y poco volátil. Por la torrefaccion se convierte en una mezcla de óxido y sulfato de plomo desprendiendo ácido sulfuroso. Bajo el influjo del calor el hidrógeno se apodera del azufre contenido en el sulfuro de plomo; el vapor de agua aísla tambien el metal desprendiendo ácido sulfuroso é hidrógeno sulfurado.

Varios metales como el hierro, cobre, estaño y zinc obran sobre la galena del mismo modo que el hidrógeno. Los ácidos, á excepcion del nítrico, ejercen poca accion sobre este compuesto.

Usos. Sirve principalmente para extraer el plomo y tambien se usa para barnizar las vasijas de barro.

CARBONATO DE PLOMO. ( $\text{PbO CO}_2$ ). Es conocido con los nombres de *blanco de plomo*, *cerusa*, *blanco de plata* y *albayalde*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. El carbonato de plomo natural se presenta en cristales transparentes isomorfos con el aragonito: el que se prepara artificialmente es blanco, pulverulento é insoluble en el agua. El calor lo descompone desalojando el ácido carbónico. Se combina con el óxido, bromuro, cloruro y sulfato plúmbricos, y como las demás sales de la misma base se transforma en sulfuro, tomando un color negro, por el contacto con el ácido sulfídrico.

PREPARACION. El albayalde se fabrica por dos métodos. El más antiguo, ó *procedimiento holandés*, consiste en exponer láminas de plomo introducidas en vasijas de barro vidriado á la accion simultánea del aire, del ácido carbónico y de los vapores de vinagre bajo una temperatura de  $35^\circ$  á  $40^\circ$ , producida por la fermentacion del estiércol con que se rodean las vasijas, el cual desprende al mismo tiempo el ácido carbónico.

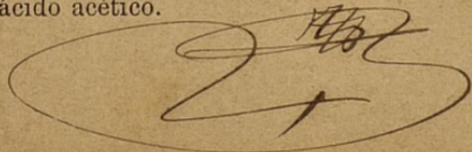
En el otro procedimiento, inventado por Thenard y llamado *de Clichy*, se trata el litargirio por el ácido acético para obtener una disolucion de acetato de plomo tribásico, el cual se descompone por medio de una corriente de ácido carbónico.

El carbonato de plomo del comercio suele estar adulterado con creta y tambien con sulfato de barita, de cal ó de plomo.

La existencia de los tres últimos cuerpos se descubre por el ácido nítrico diluido que disuelve el albayalde y deja precipitar los sulfatos.

La presencia de la creta es muy fácil de comprobar disolviendo el albayalde en un ácido, precipitando el plomo de la disolucion por el hidrógeno sulfurado, y tratando el líquido despues de filtrado por el oxalato amónico se precipita la cal al estado de oxalato.

El albayalde puro debe disolverse completamente en el ácido acético.



Usos. Es el carbonato de plomo la base de las pinturas al óleo: amasado con aceite forma la pasta de los vidrieros, y mezclado con partes iguales de minio y aceite de linaza constituye un mastic capaz de adquirir la dureza de la piedra.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE PLOMO.

- 1.º En disolución dan con el ácido sulfúrico un precipitado blanco insoluble en ácido nítrico.
  - 2.º Con el hidrógeno sulfurado y los sulfuros solubles precipitan en negro.
  - 3.º Mezcladas con carbonato de sosa abandonan el plomo metálico por la llama de reducción del soplete.
-

## LECCION XLIV.

## BISMUTO, MERCURIO Y SUS COMBINACIONES

## PRINCIPALES

BISMUTO—BI  
EQUIVALENTE=105

Aunque conocido de los antiguos fué el bismuto confundido por mucho tiempo con el plomo y el estaño, hasta que Stahl y Dufay hicieron constar sus propiedades particulares.

ESTADO NATURAL. Hállase el bismuto de ordinario al estado nativo.

PROPIEDADES FISICAS. El bismuto se distingue por su color blanco agrisado con viso rojo muy sensible; cristaliza en el primer sistema y sus cristales ofrecen reflejos verdes, rojos y azules debidos á la tenuísima capa de óxido que los reviste. Tiene por densidad 9,8, es muy friable, fácil de pulverizar, presenta fracturalaminosa, funde á 264° aumentando de densidad al liquidarse, y es poco maleable.

PROPIEDADES QUIMICAS. No sufre alteracion expuesto al aire seco; pero bajo el influjo de la humedad se cubre de una capa de óxido: tambien se oxida por la accion del fuego y si la temperatura se eleva suficientemente arde con llama azul desprendiendo humo amarillo. Calentado con una mezcla de nitro y clorato de potasa absorbe oxígeno y detona con violencia.

El ácido nítrico ataca al bismuto fácilmente disolviéndolo por completo; el sulfúrico y el clorídrico obran sobre él con mucha lentitud aun en el caso de hallarse concentrados.

METALURGIA DEL BISMUTO. Los principales criaderos de este metal se hallan en Sajonia, siendo el bismuto nativo el único mineral que se explota.

El procedimiento de extracción consiste simplemente en fundir el mineral colocándolo en tubos de hierro dispuestos en un horno en dirección inclinada: el mineral se introduce por la extremidad mas alta, y por la opuesta sale el metal fundido, que se recibe en vasijas de barro para verterlo despues en moldes.

El bismuto así preparado contiene arsénico, azufre y algunos metales extraños de los cuales se le priva fundiéndolo con un décimo de su peso de nitro. Para obtenerlo químicamente puro es preciso fundir subnitrate de bismuto mezclado con flujo negro en un crisol de barro.

Usos. El bismuto se emplea solamente en la formación de ligas, siendo mas interesantes por su gran fusibilidad las que forma con el plomo y el estaño.

Las preparadas según las proporciones establecidas por D'Arcet son las siguientes.

METALES.	Partes.	Punto de fusion.	METALES.	Partes.	Punto de fusion.
Bismuto.....	5	} 91°,6	Bismuto....	8	} 94°,5
Estaño. ....	2		Estaño.....	3	
Plomo.....	3		Plomo.....	5	
Bismuto....	2	} 93°,0	Bismuto....	5	} 99°,0
Estaño. ....	1		Estaño. ....	3	
Plomo.....	1		Plomo.. ....	2	

Disminuyendo la cantidad de bismuto resultan ligas cuya temperatura de fusión está comprendida entre los 100° y 200°: así se preparaban las placas fusibles empleadas en las calderas de vapor.

M. Wood ha dado á conocer una aleación que contiene además cadmio y funde entre 66° y 71°.

#### COMBINACIONES MAS IMPORTANTES DEL BISMUTO.

PROTOXIDO DE BISMUTO. ( $\text{Bi O}^3$ ) Este óxido al estado anhidro tiene la forma de polvo amarillo, una densidad igual á 8,45, es fusible al calor rojo, y fijo: al estado de fusión ataca los crisoles de barro con mas prontitud que el litargirio y al solidificarse forma un vidrio amarillo oscuro.

PREPARACION. Se obtiene calcinando el bismuto, ó descomponiendo por el calor el nitrato de este metal.

NITRATO DE BISMUTO. ( $\text{Bi O}^3, 3 \text{ AzO}^5 + 3\text{HO}$ ) Esta sal se presenta en grandes cristales incoloros y delicuescentes; es perfectamente soluble en una corta porción de agua; pero aumentando la cantidad de esta se descompone produciendo un precipitado blanco constituido por un subnitrato de bismuto que se conoce con el nombre de *blanquete* ó *blanco de afeite*.

PREPARACION. Se obtiene disolviendo el bismuto en ácido nítrico.

#### CARACTERES DISTINTIVOS DE LAS SALES DE BISMUTO.

1.º La disolucion de estas sales se pone lechosa agregándole una cantidad suficiente de agua; pero el líquido recupera su transparencia vertiendo en él un poco de ácido nítrico.

2.º Con el hidrógeno sulfurado dan un precipitado negro.

Mercurio—Hg.  
Equivalente=100

El mercurio es vulgarmente conocido con el nombre de *azogue*.

ESTADO NATURAL. Encuéntrase al estado nativo y sobre todo combinado con el azufre constituyendo el *cinabrio*.

PROPIEDADES FISICAS. El mercurio es líquido á la temperatura ordinaria, casi tan blanco y brillante como la plata, inodoro é insípido, y su densidad está representada por 13,59. Se solidifica á  $-40^\circ$  cristalizando en octaedros, adquiere un peso específico igual á 14,39 y se hace tan tenaz, ductil y maleable como el plomo. Hierve á  $350^\circ$ , desprende sensiblemente vapores de  $20^\circ$  en adelante y absorbe pequeñas porciones de aire y de agua que abandona por la ebullicion prolongada.

Al estado de pureza toma la forma esférica cuando se fracciona en pequeñas porciones, resbalando sobre el cristal y la porcelana sin que los glóbulos se deformen; pero si contiene óxido ó metales extraños las gotas se prolongan haciendo lo que se llama *cola*.

**PROPIEDADES QUIMICAS.** El aire oxida lentamente al mercurio á la temperatura ordinaria, y con mucha rapidez á  $350^{\circ}$ ; los metaloides anfígenos y halógenos se combinan directamente con él; el ácido sulfúrico caliente y el nítrico en frio le ceden parte de su oxígeno y el clorídrico solo lo ataca mezclado con aire, al estado gaseoso, formando agua y cloruro de mercurio.

La absorción del mercurio produce en los individuos que lo manejan un temblor especial y úlceras en la boca acompañadas de abundante salivacion.

El mercurio se purifica destilándolo en las mismas botellas de hierro que le sirven de envase, y agitándolo despues repetidas veces durante veinticuatro horas con ácido nítrico extendido en el doble de su volúmen de agua á una temperatura que no pase de  $60^{\circ}$ .

**METALURGIA DEL MERCURIO.** El procedimiento empleado para extraer este metal se reduce á tostar el cinabrio en hornos especiales. El azufre arde y se desprende al estado de ácido sulfuroso, mientras el mercurio libre destila y pasa á condensarse en receptáculos á propósito.

**Usos.** Empléase el mercurio en la construccion de los barómetros, termómetros y manómetros; en varios experimentos de física; se usa en los laboratorios para recoger los gases solubles en el agua; sirve para azogar los espejos; forma las amalgamas con que se doran y platean á fuego los metales y tiene aplicacion en la metalurgia del oro y de la plata.

#### PRINCIPALES COMBINACIONES DEL MERCURIO.

**PROTOXIDO ú OXIDULO DE MERCURIO.** ( $\text{Hg}^{\circ}\text{O}$ ). Es un cuerpo negro, pulverulento, insoluble en el agua, tan poco estable que abandona prontamente una parte del metal convirtiéndose en bióxido.

Se obtiene vertiendo con lentitud nitrato de protóxido de mercurio en una disolucion alcohólica de potasa.

BIÓXIDO Ó DEUTOXIDO DE MERCURIO. (HgO). Se llamó antiguamente *precipitado per se* y tambien recibe el nombre de *precipitado rojo*.

Este cuerpo es amarillo ó rojo, correspondiendo estos colores á dos estados isoméricos; es algun tanto soluble en agua y su disolucion enverdece el jarabe de violetas, toma transitoriamente un color oscuro cuando se calienta y á 400° se descompone en sus dos elementos. Mezclado con azufre octona por el calor y tambien sufre descomposicion, aunque lenta, bajo el influjo de la luz.

PREPARACION. Puede prepararse por la ebullicion prolongada del mercurio en contacto del aire, ó tratando por la potasa una disolucion de nitrato de bióxido de mercurio, y tambien calcinando esta sal.

Usos. Tiene aplicacion en medicina, especialmente para el tratamiento de algunas enfermedades de los ojos.

BISULFURO DE MERCURIO. (HgS). Constituye el mineral llamado *cinabrio* cuando está en masas mas ó menos grandes, y *vermellon* si se halla reducido á polvo. Su color es violado en el primer caso y rojo vivo en el segundo; no se disuelve en el agua, volatiliza sin fundir á una temperatura poco elevada y por la tostacion se descompone en ácido sulfuroso y vapor mercurial. El hierro, cobre, zinc y otros metales le quitan el azufre, los ácidos lo atacan con dificultad, siendo el agua régia su mejor disolvente.

El bermellon propiamente dicho se prepara artificialmente por la via húmeda diluyendo en cuatrocientas partes de agua que tengan en disolucion setenta y cinco de potasa, una mezcla íntima de trescientas partes de mercurio y ciento catorce de azufre.

Es frecuente hallar falsificada esta sustancia con ladrillo molido, cólcotar ó minio; pero se descubre fácilmente el fraude calentando en un matracito el bermellon adulterado, por cuyo medio se volatiliza solo el bisulfuro de mercurio y abandona todas las materias extrañas.

Existe otra variedad de bisulfuro de mercurio, de color negro llamado *etiope mineral*, que los farmacéuticos prepa-

ran removiendo en un mortero seis partes de mercurio y una de azufre.

PROTOCLORURO DE MERCURIO. ( $\text{Hg}\cdot\text{Cl}$ ). En medicina se le aplican los nombres de *calomelano* y *mercurio dulce*.

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS. Es un cuerpo blanco, sin olor ni sabor, capaz de cristalizar en prismas de cuatro caras, insoluble tanto en el alcohol como en el agua fria y en pequeñísima porcion en la caliente; de una densidad igual á 9,2, volátil y fosforescente por rozamiento.

Bajo la accion de los álcalis se ennegrece; los sulfatos alcalinos, el sulfato de cal y los carbonatos de esta base, de barita, magnesia y estronciana lo descomponen; pudiendo tambien ser descompuesto en mercurio y sublimado corrosivo por la sal amoniaco en presencia de las materias orgánicas, por los cloruros alcalinos y por el influjo de la luz que al mismo tiempo lo pone gris.

El cloro, el agua régia y el ácido clorídrico concentrado é hirviendo transforman total ó parcialmente el calomelano en bicloruro.

PREPARACION. El protocloruro de mercurio se obtiene sublimando una mezcla de mercurio, cloruro de sodio y sulfato de bióxido de mercurio. En farmacia se prepara bajo la forma de polvo impalpable haciendo llegar el calomelano en vapor á un espacio lleno de vapor acuoso y lavándolo despues con agua hirviendo hasta que las aguas de la locion no den precipitado con la potasa ni con el ácido sulfídrico. Obtenido por este procedimiento no contiene bicloruro de mercurio y se llama *calomelano al vapor*.

Usos. El calomelano se emplea en medicina como vermífugo y purgante, y en el tratamiento de varias enfermedades.

BICLORURO DE MERCURIO. ( $\text{Hg Cl}_2$ ) *Sublimado corrosivo*. Es una sustancia blanca, trasparente, de sabor acre desagradable, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter sulfúrico; cristaliza en octaedros regulares por sublimacion y en prismas rectos de base rombóidal si se disuelve en alcohol; funde á  $265^\circ$ , siendo mas volátil que el protocloruro. Se disuelve sin sufrir alteracion en los ácidos nítrico y clorídrico, los cuerpos combustibles lo reducen bajo la in-

fluencia de la luz y la albúmina lo precipita de sus disoluciones.

PREPARACION. El sublimado corrosivo se prepara destilando una mezcla de porciones iguales de sal comun y sulfato de bióxido de mercurio á la que se agrega una octava parte de peróxido de manganeso.

Usos. Sirve para conservar los animales disecados y las piezas anatómicas, y para destruir los insectos; aplicándose en medicina principalmente en el tratamiento de las enfermedades sifilíticas, pero debe administrarse con precaucion por ser un veneno muy activo.

#### CARACTERES DE LAS SALES MERCURIALES.

1.º Cuando se hallan en disolucion, una gota de ésta depositada sobre una lámina de cobre produce inmediatamente una mancha blanca que desaparece por el calor.

2.º Al estado sólido desprenden vapores de mercurio si se calientan en un tubo de vidrio mezcladas con pedazos de potasa.

3.º Las sales de bióxido dan con la potasa un precipitado amarillo rojizo y las de protóxido un precipitado oscuro.



## LECCION XLV.

## PLATA Y SUS COMPUESTOS MAS INTERESANTES.

PLATA—AG.  
EQUIVALENTE=108.

La plata fué designada por los antiguos con el nombre de *Diana*.

ESTADO NATURAL. Se encuentra al estado nativo, en combinacion con el azufre solamente, ó constituyendo sulfuros dobles con otros metales y unida al selenio, arsénico, cloro, bromo, iodo y antimonio.

PROPIEDADES FISICAS. Es la plata el mas blanco de todos los metales, no tiene olor ni sabor, posee una densidad igual á 10,5 y adquiere hermoso brillo por el pulimento. Es menos dura que el cobre y mas que el oro al cual sigue en órden respecto á ductilidad y maleabilidad. Funde á 1000°, desprendiendo vapores que llegan á ser muy abundantes al calor de la llama del gas oxidrico. Mantenido en fusion durante algun tiempo disuelve bastante porcion de oxígeno que abandona al solidificarse.

PROPIEDADES QUIMICAS. La plata no se altera en el aire seco ni húmedo, únicamente la atacan el ácido nítrico, que es su mejor disolvente, el sulfúrico concentrado y el ácido clorídrico, estos dos últimos con el auxilio del calor. El agua régia convierte prontamente la plata en cloruro y el ácido sulfúrico la transforma en sulfuro.

Ni los ácidos vegetales, ni los álcalis cáusticos, carbonatos, nitratos ó cloratos alcalinos ejercen accion sobre este metal. La plata se combina directamente con el azufre, selenio, bromo, iodo, fósforo, arsénico, y forma ligas con gran número de metales.

METALURGIA DE LA PLATA. Los minerales argentíferos que principalmente se explotan son el sulfuro, cloruro, antimoniuro y sulfo-antimoniuro.

La extraccion de la plata se efectúa por dos métodos.

El llamado de *amalgamacion*, que consiste en remover el mineral con mercurio en toneles ó eras hasta obtener una amalgama de plata, de la cual se separa esta por destilacion.

En el otro procedimiento, denominado por *copelacion*, se forman primero ligas de plata y plomo; despues por la accion simultánea del calor y del aire se convierte el último en litargirio, que al fundir abandona la plata.

Los minerales de cobre argentíferos se hacen pasar préviamente al estado de cobre negro, se funde éste con plomo para que se apodere de la plata, y el producto así obtenido se somete á la copelacion.

Usos. Los usos de la plata son muy conocidos. Tanto su inalterabilidad como el brillo que por el pulimento adquiere hacen á este metal muy á propósito para multitud de objetos de adorno; además se emplea en la fabricacion de la moneda.

Para hacer la plata mas dura se asocia con cantidades de cobre variables segun el objeto á que se destina y la proporcion de aquella que entra en cada liga constituye su *ley*. Mas como no es siempre posible conseguir que las aleaciones tengan rigurosamente la composicion legal, se permite una pequeña diferencia por exceso ó por defecto en las proporciones de ambos metales, lo cual se llama *tolerancia*.

#### LIGAS PRINCIPALES DE PLATA.

	Plata.	Cobre.	Tolerancia.	
			Exceso.	Defecto.
Monedas de plata ...	900	100	3	3
Medallas .....	950	50	3	3
Vajilla y platería ...	950	50	„	3
Joyería .....	800	200	„	5
Soldadura para plata ..	767	233	con 100 partes de zinc.	

Hay tambien la unidad llamada *dineral de plata* que se divide en doce dineros y cada dinero en veinticuatro granos.

La ley para las joyas es de nueve dineros, es decir, nueve partes de plata por cada tres de cobre, y para la vajilla de once dineros, ó sean once partes de plata por una de cobre.

La ley ordinaria del *plaqué de plata*, que consiste en una lámina de cobre cubierta con una chapa delgada de plata, es de cinco centésimas, de suerte que la lámina contiene generalmente noventa y cinco partes de cobre y cinco de plata.

El aluminio forma con la plata, en la proporción de cien partes de esta para cinco de aquel, una liga casi tan dura como la que se emplea en las monedas.

#### COMBINACIONES MAS INTERESANTES DE LA PLATA.

Conócense tres óxidos de plata: subóxido ( $\text{Ag}^{\circ}\text{O}$ ), protóxido, y bióxido ( $\text{AgO}^2$ ).

**PROTOXIDO DE PLATA.** ( $\text{AgO}$ ). Es una sustancia pulverulenta de color pardo claro al estado de hidrato y verde cuando está privada de agua: aunque poco soluble en este líquido su disolución tiene propiedades alcalinas. Tanto el calor como la luz solar lo descomponen fácilmente; pero á pesar de su poca estabilidad es una base muy enérgica, y puede también combinarse con muchos óxidos metálicos, particularmente con los de cobre, hierro y manganeso.

Tratado el protóxido de plata por una disolución concentrada de amoníaco deja depositar por la evaporación un polvo negro muy explosivo, llamado *plata fulminante*, cuya composición no está bien determinada.

**PREPARACION.** Se obtiene este óxido descomponiendo por la potasa una disolución de nitrato de plata.

**CLORURO DE PLATA.** ( $\text{AgCl}$ ). Este cuerpo recientemente precipitado es blanco, muy denso, funde á  $260^{\circ}$  tomando el aspecto de un líquido amarillo que se convierte al solidificarse en una materia traslúcida parecida al cuerno, á lo que debió los antiguos nombres de *Diana* ó *Luna córnea*. En el estado de fusión es algo volátil; pero el calor no lo descompone. Bajo el influjo de la luz se ennegrece, ofreciendo antes un color azulado cada vez mas oscuro.

El hidrógeno, hierro, cobre y otros metales, reducen el cloruro de plata por la vía seca, y también el carbon unido á un carbonato alcalino con el auxilio del calor. Ni los ácidos, ni los álcalis fijos lo disuelven, pero es muy soluble en amoniaco, en el cianuro de potasio y en los sulfatos é hiposulfitos alcalinos cuando está recién precipitado.

PREPARACION. El cloruro de plata se obtiene por la reaccion del ácido clorídrico, ó de un cloruro soluble, sobre una sal de plata en disolucion.

Usos. Sirve para preparar el amoniaco liquidado y para platear algunos metales. El cobre y el laton se platean con un polvo formado de ocho partes de cloruro de plata, una de creta, tres de potasa y una de sal comun.

AZOTATO Ó NITRATO DE PLATA. ( $\text{AgO}$ ,  $\text{AzO}^5$ ). Esta sal se presenta en láminas cuadradas, incoloras é inalterables al aire. Es soluble en un peso igual al suyo de agua fria, en la mitad de agua hirviendo y en menor proporcion en el alcohol. Funde al calor rojo formando al enfriarse una masa cristalina designada con el nombre de *pedra infernal*, y á una temperatura mas elevada se descompone dejando por residuo la plata pura.

Las sustancias orgánicas también lo alteran, sobre todo bajo el influjo de la luz. Corroe la piel y la mancha de color negro violado; pero estas manchas desaparecen lavándolas con una disolucion de cianuro ó ioduro de potasio, ó de bicloruro de mercurio.

PREPARACION. El nitrato de plata se prepara tratando la plata pura por el ácido nítrico y evaporando la disolucion. Las monedas pueden también servir, pero en este caso resulta nitrato de cobre que es necesario separar.

Usos. El nitrato de plata, á mas de servir como reactivo, se emplea para platear los espejos telescópicos, se usa para marcar la ropa, y en medicina tiene aplicacion como cáustico, administrándose al interior en algunas enfermedades.

## CARACTERES DE LAS SALES DE PLATA.

1.º En disolucion producen con el ácido clorídrico y los cloruros un precipitado blanco de aspecto de leche cortada, insoluble en ácido nítrico, soluble en amoniaco y que toma un color oscuro por la accion de la luz.

2.º Las sales insolubles capaces de resistir una temperatura alta, toman color amarillo haciéndolas hervir con una disolucion de fosfato de sosa.

3.º Se alteran bajo el influjo de la luz y abandonan la plata calcinándolas.

---

## LECCION XLVI.

ORO, PLATINO Y SUS COMPUESTOS MAS  
IMPORTANTES.

ORO—AU.

EQUIVALENTE=98,25.

ESTADO NATURAL. El oro se encuentra algunas veces puro y con mas frecuencia unido al teluro, plata, cobre, hierro, paladio, rodio é iridio.

PROPIEDADES FISICAS. El oro en masa es amarillo un poco rojizo, amarillo violado en el estado pulverulento, y verde por trasmision cuando está reducido á láminas muy delgadas. Su densidad se representa por 19,5. Cristaliza en pirámides cuadrangulares ú octaedros, es el mas ductil y maleable de los metales, casi tan blando como el plomo, y ocupa el quinto lugar por su tenacidad. Funde á 1200° tomando un color verdoso y emite vapores. Puede soldarse consigo mismo sin experimentar la fusion de igual modo que el hierro, la plata y el platino.

PROPIEDADES QUIMICAS. Es un metal muy poco alterable; únicamente el cloro y el bromo lo atacan en frio, y el iodo, fósforo y arsénico con el auxilio del calor.

Ningun álcali ni ácido ejerce accion sobre el oro, exceptuando el ácido selénico. Se disuelve en el agua régia ordinaria, en la formada por otros hidrácidos con el ácido nítrico, y en las mezclas de ácido clorídrico con ciertos oxácidos como el crómico ó selénico que son capaces de desprender cloro.

Casi todos los metales forman ligas con el oro: el mercurio lo disuelve fácilmente.

METALURGIA DEL ORO. Para separar el oro de las gangas ó materias terrosas se amalgama con el mercurio y des-

pues se destila: si está asociado al plomo ó al cobre se concentra en estos metales para extraerlo por copelacion. Para obtenerlo puro se descompone por el calor el cloruro áurico y se funde el residuo con borax y un poco de nitro.

Usos. Ligado con el cobre y con la plata se emplea en la fabricacion de objetos de lujo y en la acuñacion de la moneda. En el estado de pureza sirve para dorar las maderas, los metales, el vidrio, la porcelana y para soldar el platino.

#### PRINCIPALES LIGAS DE ORO.

	Oro.	Cobre.	Tolerancia.	
			Exceso.	Defecto.
Monedas .....	900 .....	100 .....	2 .....	2
Medallas .....	916 .....	84 .....	2 .....	2
Joyas .....	750 .....	250 .....	3 .....	3
Oro rojo para soldadura.....	800 .....	200 .....	„ .....	„

La ley de las joyas es en España de diez y ocho quilates, es decir, que la aleacion ha de contener  $\frac{18}{24}$  de oro y  $\frac{6}{24}$  de cobre; la de la vajilla de veintidos quilates, ó sean  $\frac{22}{24}$  de oro y  $\frac{2}{24}$  de cobre.

Tambien se emplea como soldadura una liga formada con cuatro partes de oro, una de cobre y una de plata.

#### COMBINACIONES MAS IMPORTANTES DEL ORO.

El oro constituye con el oxígeno un protóxido ú óxido (Au<sup>2</sup>O) y un peróxido ó sesquióxido.

SESQUIOXIDO DE ORO. (Au<sup>2</sup>O<sup>3</sup>) Suele llamarse *ácido áurico* por la propiedad que tiene de combinarse con las bases. Al estado de hidrato es un polvo amarillo ó pardo, insoluble en el agua, descomponible por la accion de la luz ó de una temperatura de 245° y calentado moderadamente se convierte en ácido áurico anhidro.

Los oxácidos no lo alteran; pero los hidrácidos, en particular el ácido clorídrico, lo transforman en sesquicloruro. Casi todos los ácidos orgánicos reducen el sesquióxido de oro al estado metálico; la potasa y la sosa lo disuelven en frío, produciendo auratos capaces de cristalizar, y el amoniaco forma con él un compuesto fulminante.

PREPARACION. El sesquióxido de oro se puede obtener saturando por el ácido acético una mezcla de dos disoluciones de sesquicloruro áurico y potasa, á la temperatura de ebullicion.

SESQUICLORURO ó PERCLORURO DE ORO. ( $Au^2Cl^2$ ) Es un cuerpo de color rojo oscuro, delicuescente, con poca tendencia á cristalizar, muy soluble en agua y en el alcohol, que se descompone por la accion de la luz ó del calor.

El éter se apodera del sesquicloruro de oro disuelto en agua, constituyendo una disolucion etérea que se ha llamado *oro potable*. La potasa y sosa cáusticas al disolver el percloruro de oro forman simultáneamente auratos y cloruros; el amoniaco engendra un precipitado amarillo de *oro fulminante*.

PREPARACION. Prepárase este cuerpo disolviendo el oro en agua régia y evaporando el líquido con precaucion para desalojar el exceso de ácido sin descomponer el cloruro.

Usos. Sirve el sesquicloruro de oro para obtener la púrpura de Casio empleada en la pintura de la porcelana y del vidrio, habiéndose tambien usado bajo la forma de oro potable para dorar el acero.

#### CARACTERES DE LAS DISOLUCIONES AURICAS.

- 1.º Con el ácido sulfídrico y los sulfuros alcalinos dan un precipitado negro de sulfuro de oro.
- 2.º El sulfato de protóxido de hierro les comunica un color verde violado.
- 3.º Con el amoniaco forman oro fulminante.
- 4.º Una lámina de zinc precipita el oro metálico.



Platino—Pt.

Equivalente=98,50

D. Antonio Ulloa fué el primero que dió á conocer el platino como un metal nuevo en 1748.

ESTADO NATURAL. Encuéntrase el platino al estado nativo y unido con diversos metales.

PROPIEDADES FISICAS. El platino forjado tiene un color blanco grisáceo, carece de olor y de sabor, adquiere mucho brillo por el pulimento, es muy ductil, bastante maleable, más blando que la plata, el menos dilatado de los metales, y posee una densidad media de 21,50. Al calor blanco se reblandece, pudiendo soldarse como el hierro, pero solo funde á la llama del gas oxhídrico ó por la corriente de una pila enérgica.

PROPIEDADES QUIMICAS. El platino puro no se altera por la acción del aire ni del agua, únicamente lo disuelve el agua régia; es atacado con rapidez por la potasa, la litina; por una mezcla de nitro y potasa cáustica, y con menos energía por la sosa y el bisulfato potásico. El azufre, fósforo, arsénico y silicio se unen al platino con mas ó menos dificultad y puede formar ligas con casi todos los metales.

Posee además la propiedad de provocar por su simple contacto la combinación de varios cuerpos, á cuya facultad, que es tanto mas pronunciada cuanto el metal está mas dividido, dió Berzelius el nombre de *fuerza catalítica*.

El platino metálico se presenta unas veces muy poroso de color gris, constituyendo la *esponja ó musgo de platino*, y otras en forma de polvo oscuro que se llama *negro de platino*.

METALURGIA DEL PLATINO. Para aislar el platino de la multitud de cuerpos que lo acompañan, se trata por el agua régia, evaporando el líquido que resulta hasta la sequedad y el residuo se somete á la acción de una disolución concentrada de sal amoníaco. Por este medio se precipita un cloruro doble de amoníaco y de platino, que calcinado abandona el metal en forma de esponja. Esta se reduce á láminas batiéndola en caliente con un martillo.

Usos. El platino se emplea para construir las retortas donde se concentra el ácido sulfúrico, y para fabricar crisoles, cápsulas, hilos y láminas que tienen diversas aplicaciones. En el estado de esponja forma parte de las lámparas de hidrógeno.

#### COMBINACIONES MAS NOTABLES DEL PLATINO.

Forma el platino con el oxígeno un protóxido ( $\text{PtO}$ ), que es un cuerpo muy poco estable, y un bióxido ( $\text{PtO}_2$ ), el cual puede considerarse como un ácido metálico. Ambos se obtienen tratando por la potasa cáustica respectivamente el protocloruro ó bicloruro de platino.

*Bicloruro de platino.* ( $\text{PtCl}_2$ ): Al estado sólido tiene un color rojo oscuro y en disolución amarillo. Posée un sabor estíptico, es soluble en agua y en el alcohol, presenta siempre reacción ácida y el calor lo reduce primero á protocloruro dejando después el platino libre.

PREPARACION. Se obtiene disolviendo platino en agua régia, formada por dos partes de ácido clorídrico y una de ácido nítrico, evaporando hasta la sequedad para desalojar el exceso de ácido.

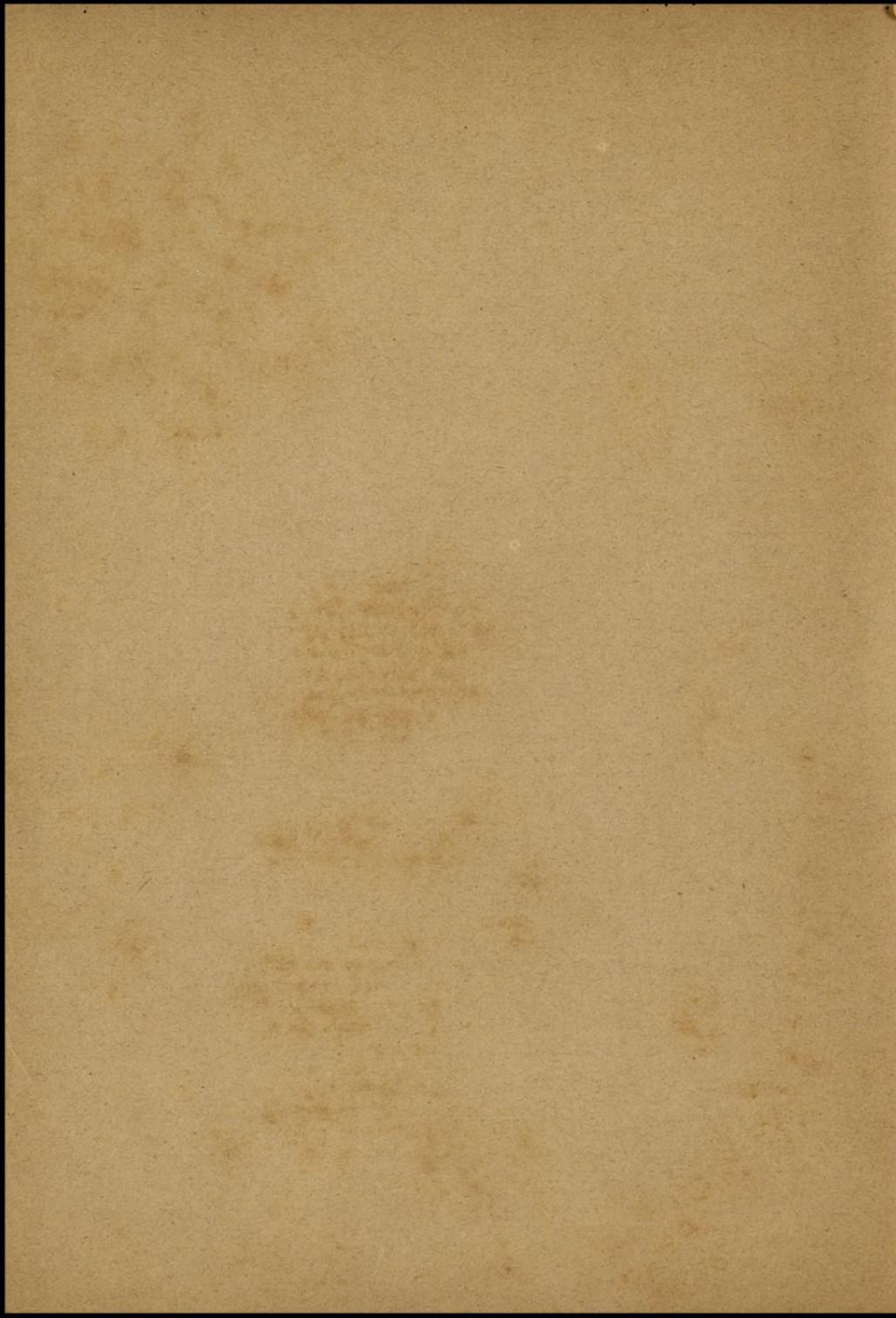
Usos. Generalmente se emplea la disolución de bicloruro de platino como reactivo de la potasa, amoniaco y carbonato amoniacal.

#### CARACTERES DE LAS SALES DE PLATINO.

1.º Las sales de bióxido forman con la potasa cáustica un precipitado oscuro de platinato de potasa, soluble en un exceso del reactivo.

2.º Con el ácido sulfídrico y los sulfidratos dan precipitado negro, soluble en estos últimos si la sal es de bióxido.

3.º Son descompuestas por el calor abandonando el platino metálico.



# INDICE.

## PRIMERA PARTE.

### Nociones preliminares.

*Págs.*

LECCION I.—Definicion y division de la Química.—Constitucion de los cuerpos.—Cuerpos simples y compuestos.—Combinación y mezcla.—Cohesion, afinidad y circunstancias que la modifican.—Disolucion.—Cristalizacion y métodos empleados para obtenerla.....	1
LECCION II.—Cristalografia.—Caras, aristas y ángulos de los cristales.—Formas simples y compuestas.—Faceta, bisel y apuntamiento.—Centro y ejes del cristal.—Sistemas cristalinos.—Dimorfismo é isomorfismo.—Isomeria.—Alotropia.—Análisis, síntesis, ensayo.—Reactivos.....	5
LECCION III.—Nomenclatura química.—Metaloides y metales.—Division de los cuerpos compuestos.—Acidos, bases y combinaciones indiferentes.—Denominacion de los oxácidos.—Nomenclatura de los hidrácidos.—Reglas para denominar los óxidos.—Ejemplos.....	9
LECCION IV.—Nombres antiguos de algunos óxidos muy usados.—Denominacion de los compuestos binarios neutros.—Nomenclatura de las sales aloideas y ánfidas.—Sales ácidas, básicas y dobles.—Hidratos.—Aleaciones y amalgamas..	13
LECCION V.—Leyes de las combinaciones químicas.—Ley de los elementos, de las proporciones definidas, de las proporciones múltiples y de los volúmenes.—Leyes de Richter y de Berzelius.—Ley de los calores específicos.—Leyes de Regnault.—Ley del isomorfismo.....	17
LECCION VI.—Equivalentes químicos.—Ejemplos que determinan la noción del equivalente químico.—Números proporcionales.—Equivalentes de los cuerpos simples.—Modo de hallar el equivalente de un cuerpo con respecto al oxígeno conocido el que le corresponde con relacion al hidrógeno.—Nociones acerca de la teoría atómica.....	21
LECCION VII.—Notacion química.—Signos, fórmulas y ecuaciones.—Orden en que se colocan los signos en las fórmulas de los cuerpos compuestos.—Modo de indicar el número de equivalentes de los cuerpos simples y de los compuestos.—Nota	

ción de las sales ánfidas; abreviatura establecida por Berzelius.—Ecuaciones químicas, modo de establecerlas y fundamento en que estriba su exactitud.—Verificación.—Tablas de los nombres, signos, equivalentes, pesos atómicos y orden electro-químico de los cuerpos simples. . . . .	26
LECCION VIII.—Manipulaciones químicas.—Aparatos y utensilios.—Hornillos de mano, de reverbero, paralelográfico y de gas.—Crisoles.—Retortas y alargaderas.—Probetas, campanas y obturadores.—Frascos.—Tubos.—Lámpara de esmaltar.—Cubas hidroneumática y de mercurio.—Caja de reactivos, tubos de ensayo.—Clasificaciones de los metaloides segun Dumas y por su atomicidad. . . . .	34

## SEGUNDA PARTE.

### Metaloides.

LECCION IX.—Oxígeno.—Su descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas.—Su preparación por medio del clorato de potasa y del peróxido de manganeso.—Usos del oxígeno.—Ozono: sus propiedades particulares y distintos métodos de preparación.—Variedades admitidas por Schænbein —Ozonometria: papel ozonoscópico: ozonómetro. . . . .	38
LECCION X.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas del hidrógeno.—Armónica química.—Extracción del hidrógeno del agua por el hierro incandescente y por este mismo metal ó el zinc con el ácido sulfúrico á la temperatura ordinaria.—Ecuacion de cada una de las tres reacciones.—Depuración del hidrógeno.—Su estado alotrópico y usos. . . . .	43
LECCION XI.—Agua; su estado natural, sus propiedades físicas y químicas.—Síntesis del agua por medio del eudiómetro.—Análisis por la corriente eléctrica, fijando el oxígeno por un metal y descomponiendo el óxido de cobre por el hidrógeno.—Aparato de Dumas.—Composicion centesimal del agua deduciendo de ella su fórmula.—Modo de apreciar los gases y sales contenidos en el agua natural.—Preparación del agua pura: diversos aparatos empleados al efecto.—Precauciones que deben tomarse al destilar el agua.—Caracteres del agua pura y medios usados para comprobarlos. . . . .	47
LECCION XII.—Clasificación de las aguas naturales.—Aguas potables, su procedencia y caracteres que las distinguen.—Aguas selenitosas, sus propiedades distintivas y modo de	

- hacerlas útiles para lavar.—Aguas calcáreas, sus caracteres y manera de hacerlas potables.—Hidrotrimetria: ensayos hidrotimétricos.—Aguas minerales.—Caracteres de las gaseosas, ferruginosas, sulfurosas y salinas.—Usos del agua.—Estado natural, propiedades físicas y químicas del ázoe.—Su preparacion por la accion del cobre al calor rojo sobre el aire, por la combustion del fósforo, y por la descomposicion del nitrato de amoniaco por el calor.—Usos de este meta-loide. . . . . 51
- LECCION XIII.—Aire atmosférico.—Modo de comprobar y de medir la cantidad de vapor de agua y de ácido carbónico contenido en un volúmen dado de aire.—Determinacion del volúmen de ázoe y de oxígeno absorviendo este por medio del fósforo y valiéndose del eudiómetro.—Explicacion del análisis ponderal efectuado por el procedimiento de Dumas y Boussingault.—Proporciones definitivamente averiguadas de oxígeno, ázoe y ácido carbónico y vapor de agua.—Pruebas de que el aire no es una combinacion.—Teoría de la combustion y de la llama: regiones que en esta se distinguen y diferente calor propio de cada una.—Nociones sobre la respiracion: cantidad de aire que un hombre necesita para que esta se verifique normalmente. . . . . 55
- LECCION XIV.—Combinaciones del ázoe con el oxígeno.—Sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas del ácido azótico monohidratado.—Preparacion del mismo en los laboratorios: ecuacion de la reacion.—Fabricacion del ácido nítrico en grande escala.—Marcha del procedimiento.—Purificacion del ácido azótico y caracteres que revelan su existencia.—Usos.—Acido azótico anhidro.—Propiedades físicas y químicas de este cuerpo y su preparacion.—Acido hipozótico: sus propiedades físicas y químicas, preparacion y usos.—Propiedades y preparacion del ácido azotoso.—Sinonimia, propiedades físicas y químicas, procedimientos de preparacion, ecuaciones referentes á estos y usos del bióxido y del protóxido de ázoe. . . . . 61
- LECCION XV.—Descubrimiento sinonimia, estado natural y propiedades físicas del amoniaco.—Propiedades químicas.—Accion que sobre él ejercen los metaloides y los metales.—Diferencia que presentan las fórmulas de las sales amoniales comparadas con las de la potasa y de la sosa.—Hipótesis de Ampère y fórmula del ammonio.—Preparacion del gas amoniaco por medio del cloridrato amoniacal y del óxido de calcio: ecuacion de la reaccion.—Amoniaco líquido.—Modo de obtener el amoniaco en grandes cantidades.—Usos industriales y terapéuticos del amoniaco . . . . . 68
- LECCION XVI.—Estado natural, propiedades físicas y químicas del azufre.—Preparacion del azufre en bruto por la fusion

- en calderas y en hornos de galera.—Purificacion del azufre en bruto: azufre en flor y en canutillo.—Usos del azufre en la industria, en la agricultura y en la medicina.—Oxácidos del azufre.—Serie tónica.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas del ácido sulfuroso.—Acido cloro-sulfúrico.—Preparacion del ácido sulfuroso por medio del azufre y el peróxido de manganeso, y por la accion del mercurio sobre el ácido sulfúrico concentrado.—Ecuaciones.—Modo de apreciar la existencia del ácido sulfuroso.—Usos de este cuerpo . . . . . 72
- LECCION XVII.**—Acido sulfúrico anhidro.—Sus propiedades físicas y químicas: modo de obtenerlo.—Acido sulfúrico monohidratado ó normal: su descubrimiento, sinonimia, propiedades físicas y químicas.—Teoria de la fabricacion de este cuerpo.—Ecuaciones que explican las reacciones que en esta tienen lugar.—Descripcion de los aparatos usados en las grandes fábricas. Indicacion del que se usa en los cursos.—Acido sulfúrico de Norhdausen.—Usos del aceite de vitriolo . . . . . 77
- LECCION XVIII.**—Descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas del ácido sulfúrico.—Su preparacion por medio del sulfuro de antimonio y el ácido clorídrico concentrado: ecuacion de la reaccion.—Indicacion de otros procedimientos.—Modo de obtener este ácido en disolucion, dificultad de conservar esta y su causa.—Manera de combatir los accidentes producidos por el ácido sulfúrico.—Usos de este.—Estado natural del fluor: indicacion de sus propiedades.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del ácido fluorídrico . . . . . 81
- LECCION XIX.**—Cloro.—Su descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas.—Preparacion por el peróxido de manganeso y el ácido clorídrico: ecuacion de la reaccion: por la sal marina, el ácido sulfúrico y el bióxido de manganeso: ecuaciones referentes á la teoria de este procedimiento.—Preparacion del agua de cloro.—Modo de combatir la accion tóxica de este metaloide.—Usos del mismo.—Descubrimiento y propiedades del ácido hipocloroso.—Preparacion por medio del cloro y el bióxido de mercurio.—Ecuacion.—Usos.—Descubrimiento, propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del ácido clórico hidratado . . . . . 85
- LECCION XX.**—Descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas del ácido clorídrico.—Composicion del agua régia: fórmula de los compuestos resultantes de la reaccion de los dos ácidos que la forman.—Preparacion del ácido clorídrico gaseoso y ecuacion de la reaccion

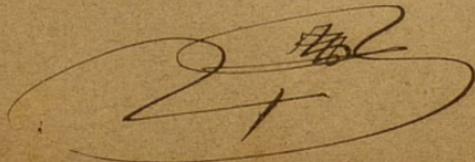
que lo produce.—Acido clorídrico líquido: sustancias extrañas que generalmente contiene y modo de quitárselas.—Usos.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas del bromo.—Procedimiento para obtenerlo: ecuacion.—Usos.—Indicacion de las combinaciones que forma el bromo con el oxígeno y con el hidrógeno.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas del iodo: su preparacion por medio del ioduro de potasio, ácido sulfúrico y peróxido de manganeso.—Reactivo del iodo.—Usos de este.—Oxácidos é hidrácido de iodo.—Ioduro de azoe. . . . . 89

LECCION XXI.—Fósforo.—Su estado natural, propiedades físicas y químicas.—Procedimientos que pueden usarse para preparar el fósforo amorfo: caracteres diferenciales de este y el fósforo ordinario.—Detalles del método empleado para obtener el fósforo de los huesos: ecuaciones para explicar su teoria.—Purificacion del fósforo.—Modo de combatir los accidentes que puede ocasionar este metaloide.—Usos.—Compuestos oxigenados del fósforo.—Sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del ácido fosfórico anhidro . . . . . 94

LECCION XXII.—Ácidos fosfóricos hidratados.—Propiedades físicas y químicas, caracteres, distintivos y preparacion de los ácidos metafosfórico, pirofosfórico y fosfórico ordinario.—Usos de este último.—Propiedades y preparacion del ácido fosforoso.—Propiedades físicas, químicas y preparacion de los fosfuros de hidrógeno sólido, líquido, gaseoso y del hidrógeno fosforado de Gengembre . . . . . 99

LECCION XXIII.—Arsénico: su descubrimiento, estado natural, propiedades físicas, químicas, preparacion y usos.—Acido arsenioso: su estado natural y propiedades principales.—Caracteres diferenciales del ácido vítreo y del porcelánico.—Preparacion y usos del ácido arsenioso.—Antídotos de este veneno.—Propiedades y preparacion del ácido arsénico.—Hidrógeno arsenical.—Propiedades y preparacion de este cuerpo.—Investigacion del ácido arsenioso en los casos de envenenamiento, por la via seca mediante el carbon, y descomponiéndolo por el hidrógeno.—Algunos detalles acerca del aparato de la Academia aplicado á este objeto.—Combinaciones del arsénico con los metaloides alógenos y con el azufre . . . . . 104

LECCION XXIV.—Carbono: propiedades generales y sus variedades naturales y artificiales.—Diamante: sus principales criaderos, propiedades particulares físicas y químicas y modo de tallarlo.—Cálculo del valor de los diamantes.—Indicacion de los mas notables que se conocen.—Usos.—Estado natural, sinonimia, propiedades y usos del grafito.—



- Propiedades y produccion del carbon metálico.—Negro de humo, su preparacion y aplicaciones.—Coke, sus propiedades, procedencia y usos.—Negro animal, propiedades y aplicaciones.—Carbon vegetal: métodos empleados en su fabricacion y usos.—Division de los carbones en cristalizados y amorfos con sus caracteres respectivos.—Terrenos en que se hallan, propiedades y aplicaciones del lignito, la antracita y la hulla.—Causas que producen la inflamacion espontánea de esta y modo de precaverla..... 110
- LECCION XXV.—Oxido de carbono: su descubrimiento y propiedades: gas fósgeno.—Preparacion del óxido de carbono descomponiendo el ácido oxálico por un exceso de ácido sulfúrico.—Ecuacion.—Indicacion de otros procedimientos.—Antídotos del óxido de carbono.—Usos.—Descubrimiento, estado natural, propiedades físicas y químicas del ácido carbónico.—Preparacion por medio del mármol y el ácido clorídrico: ecuacion respectiva.—Modo de sanear el aire viciado por este gas.—Usos.—Descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas del hidrógeno protocarbonado.—Su preparacion por el acetato de sosa, la potasa y la cal: ecuacion de la reaccion.—Sinietros producidos por el grisou: lámpara de Davy.—Descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas del hidrógeno bicarbonado.—Su preparacion por medio del alcohol y el ácido sulfúrico.—Ecuacion que explica lo esencial de la reaccion.—Gas del alumbrado.—Productos que resultan de la destilacion de la hulla.—Idea general de la fabricacion de dicho gas..... 116
- LECCION XXVI.—Sulfuro de carbono.—Su descubrimiento, sinonimia, propiedades físicas y químicas, preparacion, modo de reconocerlo y usos.—Descubrimiento, sinonimia, propiedades físicas y químicas del cianógeno.—Modo de aislarlo y procedimientos empleados para obtenerlo al estado de combinacion.—Acidos ciánico, fulmínico y cianúrico.—Descubrimiento, sinonimia, propiedades, preparacion y usos del ácido cianídrico.—Boro: sus propiedades y modo de aislarlo.—Descubrimiento, sinonimia, estado natural, propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del ácido bórico.—Silicio: su descubrimiento, propiedades y preparacion.—Descubrimiento, sinonimia, estado natural y propiedades del ácido silícico al estado cristalino y al amorfo.—Produccion artificial de este cuerpo: licor de pedernales.—Usos de la sílice..... 122

## TERCERA PARTE.

## Metales.

Págs.

- LECCION XXVII.—Caracteres de los metales.—Estado natural: estado nativo.—Propiedades físicas generales.—Peso específico, dureza, límite de tenacidad, orden de ductilidad y de maleabilidad, temperatura de fusión, calores específicos, conductibilidad calorífica y eléctrica de los metales mas importantes.—Propiedades químicas de los metales en general.—Metalurgia.—Distintas especies de clasificaciones de estos cuerpos.—Clasificación de Thenard modificada por Regnault.—Ligas metálicas: sus propiedades físicas y químicas, preparación y usos . . . . . 128
- LECCION XXVIII.—Definición de los óxidos metálicos.—Sus propiedades físicas y químicas.—Procedimientos mas usados para prepararlos.—Clasificación de los óxidos.—Propiedades, preparación y clasificación de los sulfuros metálicos.—Cloruros: sus propiedades físicas y químicas, su preparación y clasificación.—Sales.—Sus propiedades físicas.—Solubilidad, agua madre, agua de cristalización y de interposición.—Delicuescencia, eflorescencia, fusión acuosa, fusión ígnea y decrepitación.—Acción de los agentes físicos, de los metaloides y de los metales sobre las sales. . . 134
- LECCION XXIX.—Leyes de Berthollet.—Acción de los ácidos sobre las sales en los dos casos que pueden ocurrir.—Cuatro resultados distintos que en el primero pueden obtenerse: ejemplos.—Efectos que pueden observarse en el segundo: ejemplos.—Acción de los óxidos sobre las sales cuando el óxido empleado es el mismo que la sal contiene y cuando es distinto.—Efectos que pueden resultar en cada caso y ejemplos que los comprueban.—Acción mútua de las sales por la vía seca y por la vía húmeda: ejemplos.—Neutralidad de las sales.—Teoría de las variaciones de color que experimenta la tintura azul de tornasol por el influjo de los ácidos y de las bases.—Consideración en que se funda la neutralidad de las sales.—Procedimientos empleados para preparar estos compuestos.—Reacciones que dan á conocer los sulfatos, sulfitos, hiposulfitos, cloratos, fosfatos ordinarios, arseniados, arsenitos, nitratos, nitritos y carbonatos.—Modo de facilitar la disolución de las sales insolubles. . . . . 139
- LECCION XXX.—Descubrimiento, propiedades físicas y químicas del potasio.—Preparación de este metal por el procedimiento de Dony y Mareska.—Usos.—Óxidos de potasio.—Sinonimia, propiedades, preparación y usos del protóxido de

- potasio hidratado.—Sulfuros de potasio.—Preparacion y usos del monosulfuro y pentasulfuro ó hígado de azufre.—Caracteres, preparacion y usos del cloruro, ioduro y cianuro potásicos.—Sinonimia, propiedades, preparacion y aplicaciones del sulfato neutro de potasa, clorato, nitrato y carbonato potásicos: flujo blanco y negro.—Caracteres de las sales de potasa. . . . . 145
- LECCION XXXI.—Sodio: sus propiedades, modo de aislarlo y aplicaciones.—Oxidos de sodio.—Sinonimia, caracteres preparacion y usos de la sosa y del cloruro sódico: modo de distinguir la potasa de la sosa.—Sinonimia, propiedades, preparacion y aplicaciones del sulfato, nitrato, carbonato y borato de sosa: tinkal.—Caracteres de las sales de sosa. . . . 151
- LECCION XXXII.—Sales amoniacales.—Sus propiedades generales.—Procedimientos de preparacion y usos del bisulfidrato, clorato, nitrato y sesquicarbonato de amoniaco.—Caracteres de las sales amoniacales.—Bario, sus propiedades fisico-químicas y apariencia de su espectro.—Modo de aislar este metal.—Propiedades, preparacion y usos del óxido y del cloruro de bario.—Propiedades, preparacion y aplicaciones del sulfato y del nitrato de barita.—Caracteres de las sales de esta base.—Propiedades y extraccion del estroncio.—Caracteres de las sales de estronciana. . . . . 155
- LECCION XXXIII.—Calcio: sus propiedades, apariencia de su espectro y extraccion.—Protóxido de calcio, sus propiedades y preparacion.—Agua y lechada de cal.—Caracteres diferenciales de la cal ordinaria y la hidráulica: cemento romano.—Cloruro de calcio, sus propiedades, preparacion y usos.—Propiedades, preparacion y aplicaciones del yeso, hipoclorito de cal y variedades principales de carbonato cálcico.—Caracteres de las sales de cal. . . . . 159
- LECCION XXXIV.—Descubrimiento, propiedades físicas y químicas, extraccion y aplicaciones del magnesio.—Sinonimia propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del óxido de magnesio, y del sulfato y carbonato de magnesia.—Caracteres de las sales magnesianas.—Aluminio: sus propiedades físicas y químicas, modo de aislarlo y usos.—Propiedades, preparacion y aplicaciones de la alúmina. . . . . 164
- LECCION XXXV.—Alumbres.—Sulfato de alúmina y potasa: sus caracteres, modo de obtener esta sal y usos á que se destina.—Caracteres de las sales de alúmina.—Arcillas: kaolin.—Propiedades físicas de las arcillas, sus variedades y aplicaciones.—Vidrio: composicion de sus principales especies.—Cristal comun: flint glass, strass: esmalte.—Coloracion y grabado del vidrio.—Usos de este y del cristal.—Manganeso: sus propiedades y extraccion.—Oxidos de manganeso.—Propiedades, preparacion y usos del protóxido y del bió-

- xido de este metal.—Caracteres de las sales mangánicas.. 168
- LECCION XXXVI.—Hierro: su estado natural, propiedades físicas y químicas: hierro dulce, hierro pasivo.—Modo de obtener este metal químicamente puro.—Metalurgia del hierro: gangas: minas terrosas y minas de roca.—Reduccion de los óxidos de hierro: método catalan: fundentes.—Método de los altos hornos.—Fundicion ó hierro colado.—Caracteres de la fundicion blanca, gris y negra.—Afinacion del hierro colado en fraguas y por el método inglés.—Acero: sus propiedades: métodos para prepararlo.—Temple.—Usos del hierro: hoja de lata. . . . . 174
- LECCION XXXVII.—Compuestos binarios ferruginosos.—Combinaciones del hierro con el oxígeno.—Propiedades y preparacion del protóxido y del sesquióxido ó peróxido de hierro: hierro olígisto, hematites roja.—Indicacion de los compuestos que forma el hierro con el azufre, con los metaloides halógenos, con el fósforo y con el arsénico.—Cianuros de hierro.—Cianoferruros, cianoférridos, ferrocianógeno, ferricianógeno.—Propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del ferrocianuro y ferricianuro ds potasio.—Azul de Prusia, sus propiedades y preparacion.—Caracteres preparacion y aplicaciones del sulfato de protóxido de hierro.—Otros sulfatos ferruginosos.—Caracteres de las sales de protóxido de hierro y de las de peróxido . . . . . 179
- LECCION XXXVIII.—Descubrimiento, propiedades físicas y químicas, preparacion y usos del cromo.—Óxidos de cromo industriales y sus aplicaciones.—Acido crómico: sus propiedades, modo de obtenerlo y usos.—Propiedades, preparacion y aplicaciones del cromato neutro y del bicromato de potasa.—Caracteres distintivos de los cromatos . . . . . 184
- LECCION XXXIX.—Descubrimiento, propiedades físicas y químicas, metalurgia y usos del níquel.—Ligas en que entra este metal.—Combinaciones principales de níquel.—Propiedades y preparacion del protóxido, del sesquióxido y del sulfato de níquel.—Caracteres de las sales formadas por este metal.—Cobalto: su descubrimiento, estado natural, propiedades físico-químicas y preparacion.—Caracteres, preparacion y usos del protóxido y del protocloruro de cobalto.—Fórmulas, importancia y preparacion del nitrato, arseniato y fosfato de cobalto.—Azul Thenard.—Caracteres de las sales de cobalto. 189
- LECCION XL.—Estado natural, propiedades físicas y químicas del zinc.—Su metalurgia, distintos métodos de extraccion y usos.—Principales propiedades, preparacion y aplicaciones del óxido y del sulfato neutro de zinc.—Caracteres de las sales de este metal.—Cadmio: Su descubrimiento, estado natural, propiedades y modo de extraerlo.—Propiedades, preparacion y usos del óxido y del ioduro de cadmio.—Ca-

racteres de las sales de cadmio.....	195
LECCION XLI.—Estaño: sus propiedades físicas y químicas, metalurgia y usos.—Oxidos de estaño.—Propiedades, preparación y aplicaciones del bisulfuro de estaño.—Caracteres de las sales formadas por este metal.—Descubrimiento, propiedades, metalurgia y aplicaciones del antimonio.—Resumen de las propiedades, modo de preparación y aplicaciones del protóxido de antimonio, ácido antimónico, protosulfuro y oxisulfuro de antimonio, vídrio de antimonio, crocus, kermes mineral, azufre dorado y manteca de antimonio, polvo de Algaroth y bimeta-antimoniato de potasa.—Caracteres de las sales antimoniales.....	200
LECCION XLII.—Cobre: su estado natural, sus propiedades físicas y químicas, metalurgia, aleaciones principales y usos.—Oxidos de cobre.—Estado natural, propiedades, preparación y usos del protóxido y del bióxido de cobre.—Propiedades, preparación y aplicaciones del sulfato de bióxido de cobre, del verde Scheele, del verde Schweinfurth y de los carbonatos de esta última base.—Caracteres de las sales de protóxido y de bióxido de cobre.....	207
LECCION XLIII.—Estado natural, propiedades físicas y químicas, metalurgia y usos del plomo.—Ligas principales.—Oxidos de plomo.—Propiedades, preparación y aplicaciones del protóxido, sesquióxido de plomo, y del minio.—Propiedades, preparación y usos del sulfuro y carbonato plúmbicos: procedimiento holandés y de Clichy para fabricar el albayalde: modo de conocer su adulteración.—Caracteres de las sales de plomo.....	213
LECCION XLIV.—Bismuto: su estado natural, propiedades físicas y químicas, preparación y usos.—Ligas de Arcet, y otras notables.—Protóxido y nitrato de bismuto.—Caracteres de las sales de este metal.—Estado natural, propiedades físicas y químicas, metalurgia y usos del mercurio.—Caracteres, preparación y aplicaciones del protóxido, bióxido, bisulfuro, cinabrio y bermellon, etiope mineral, protocloruro y bicloruro de mercurio.—Caracteres de las sales mercuriales.....	219
LECCION XLV.—Plata: su estado natural, caracteres físicos y químicos y metalurgia.—Usos de este metal: ligas, ley de la moneda: plaqué de plata.—Oxidos de plata.—Propiedades, preparación y usos del protóxido: plata fulminante: cloruro y nitrato argenticos: piedra infernal.—Caracteres de las sales de plata.....	226
LECCION XLVI.—Oro: su estado natural, propiedades físicas y químicas, metalurgia y aplicaciones.—Principales ligas de oro: ley de la moneda.—Propiedades, preparación y usos del sesquióxido y del sesquicloruro de oro.—Caracteres de las disoluciones áuricas.—Propiedades, extracción y aplicaciones del platino, óxidos y bicloruro de este metal.—Caracteres de las sales de platino.....	231

## TABLA ALFABETICA DE MATERIAS.

A.	
Aceite de vitriolo .. ..	77
Acero. . . . .	178
Acido antimónico .. ..	204
— antimonioso .. ..	203
— arsénico .. ..	106
— arsenioso. . . . .	105
— aúrico .. ..	232
— azótico .. ..	61
— azotoso .. ..	65
— borácico .. ..	125
— bórico .. ..	125
— brómico .. ..	92
— bromídrico .. ..	92
— carbónico. . . . .	117
— cianico .. ..	124
— cianídrico .. ..	124
— cianúrico .. ..	124
— clórico .. ..	88
— clorídrico .. ..	89
— cloro-sulfúrico .. ..	75
— cloro-nitroso .. ..	90
— cloroxicarbónico .. ..	116
— crómico. . . . .	186
— estánico. . . . .	201
— fluorídrico. . . . .	83
— fosfórico anhidro .. ..	97
— fosfórico líquido .. ..	99
— fosfórico normal .. ..	99
— fosforoso. . . . .	100
— fulmínico .. ..	124
— hidrociánico .. ..	124
— hidroclórico .. ..	89
— hidrosulfúrico. . . . .	81
Acido hipozótico .. ..	64
— hipocloronítrico .. ..	90
— hipocloroso .. ..	87
— hipoiódico .. ..	93
— hiponítrico .. ..	64
— iódico .. ..	93
— iodídrico. . . . .	93
— marino .. ..	89
— meta-antimónico .. ..	204
— metafosfórico. . . . .	99
— muriático .. ..	89
— muriático oxigenado .. ..	85
— nitroso .. ..	65
— per-iódico. . . . .	93
— pirofosfórico. . . . .	99
— plúmbico .. ..	215
— prúsico .. ..	124
— silícico .. ..	126
— sulfídrico. . . . .	81
— sulfocarbónico. . . . .	122
— sulfúrico anhidro. . . . .	77
— sulfúrico normal .. ..	77
— sulfúrico fumante. . . . .	80
— sulfuroso. . . . .	75
Afinidad .. ..	2
Agua celeste .. ..	210
— de cal .. ..	160
— de cloro. . . . .	87
— fuerte .. ..	61
— madre .. ..	137
— potable. . . . .	51
— pura. . . . .	47
— régia .. ..	90
Aguas calcáreas. . . . .	51
— crudas .. ..	51
— medicinales .. ..	52







H.	Kermes mineral .. .. 204
Hematites roja.. .. 179	Kupfer-nickel.. .. 189
Hidrácidos.. .. 10	L.
Hidratos .. .. 16	Lacas. . . . . 167
Hidriodato de potasa. . . 147	Lámpara de esmaltar .. 36
Hidrocarbonato de magne- sia. . . . . 165	Lana filosófica. . . . 196
Hidrógeno. . . . . 43	Lápiz lázuli. . . . . 194
Hidrógeno arsenical. . . 107	Lechada de cal. . . . . 160
— bicarbonado .. 120	Ley de la moneda .. 227 y 232
— fosforado. . . . . 102	Leyes de Berthollet. . . 139
— protocarbonado 119	— de las combinacio- nes. . . . . 17
— sulfurado .. 81	Licor de los holandeses .. 120
Hidrotimetría. . . . . 51	— de pedernales. . . . 127
Hidruro de arsénico. . . 107	Licuacion. . . . . 133
— de metilo .. 119	Ligas en general. . . . 132
Hierro colado .. .. 177	— de bismuto .. .. 220
Hierro cromado. . . . . 184	— de Arcet. . . . . 220
— dulce .. .. 174	— de cobre. . . . . 209
— oligisto. . . . . 179	— de plata .. .. 227
— pasivo .. .. 175	— de oro .. .. 232
Hígado de antimonio .. 204	— de plomo. . . . . 214
— de azufre .. .. 147	Lignito .. .. . 114
Hipoazótido .. .. . 64	Limonita. . . . . 179
Hipoclorito de cal .. .. 162	Litargirio. . . . . 215
Hoja de lata .. .. . 178	Luna córnea .. .. . 228
Hornillos. . . . . 34	Llama .. .. . 58
Hulla .. .. . 115	M.
I.	Madera fósil .. .. . 114
Iodo. . . . . 92	— bituminosa. . . . 114
Ioduro de azoe. . . . . 93	Magnesia calcinada. . . 164
— de cadmio .. .. 197	— cáustica. . . . . 165
— de potasio .. .. 147	— comun .. .. . 165
Isomeria .. .. . 7	Magnesio. . . . . 164
Isomorfismo .. .. . 7	Maillechort .. .. . 190
K.	Malaquita. . . . . 212
Kaolin .. .. . 169	Manganeso .. .. . 171
	Manipulaciones químicas. 34
	Manteca de antimonio .. 205

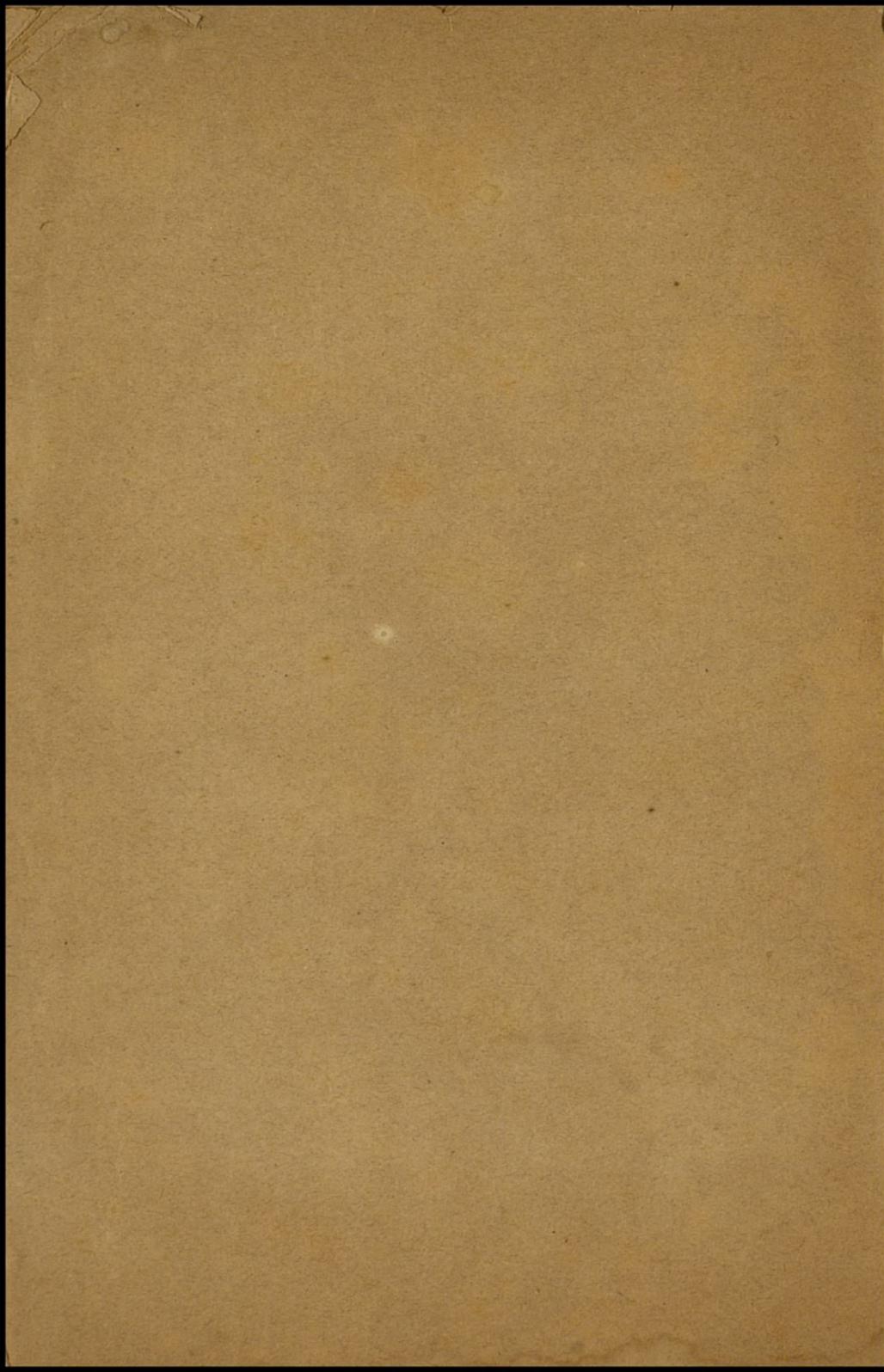
Marna .. .. .	169	Nitrógeno.. .. .	53
Marte. .. .. .	174	Nomenclatura química ..	13
Masicot .. .. .	215	Notacion química .. ..	26
Mata cobriza .. .. .	208		
Matraces.. .. .	35	O.	
Mercurio dulce .. .. .	224	Obturadores .. .. .	35
Mercurio puro.. .. .	221	Ocre. . . . .	170
Metales en general.. ..	128	Oro .. .. .	231
Metaloides. . . . .	9	Oro de Judea .. .. .	201
Metalurgia .. .. .	131	— de las Indias .. .. .	201
Método catalan. . . . .	176	— fulminante. . . . .	233
Mezcla .. .. .	2	— musivo .. .. .	201
Mina de plomo.. .. .	111	— potable .. .. .	233
Minas de roca.. .. .	175	Oropimente .. .. .	109
— terrosas .. .. .	175	Oxácidos .. .. .	10
Mineral .. .. .	131	Oxido de aluminio.. ..	167
Minio. . . . .	216	— de antimonio.. ..	203
Mispickel . . . . .	104	— de cadmio .. .. .	198
Moléculas.. .. .	2	— de carbono .. .. .	116
Moléculas constituyentes.	3	— de estaño .. .. .	201
— integrantes .. .. .	3	— de magnesio .. .. .	164
Monsulfuro de potasio ..	146	— de manganeso .. ..	172
Muriato de potasa .. ..	148	— de potasio .. .. .	146
Musgo de platino .. ..	234	— de zinc.. .. .	196
		Oxidos metálicos .. ..	134
N.		— de cromo industria-	
Negro animal .. .. .	112	les . . . . .	186
— de humo. . . . .	112	Oxídulo de cobre .. ..	209
— de marfil .. .. .	112	— de mercurio .. .. .	222
— de platino .. .. .	234	Oxígeno .. .. .	38
Neutralidad de las sales..	142	Ozono .. .. .	40
Nieve de antimonio.. ..	203	Ozonometria .. .. .	41
Niquel .. .. .	189		
Niquel gris .. .. .	189	P.	
Nitrato de amoniaco. . .	155	Panckfong .. .. .	190
— de barita .. .. .	157	Phtoro .. .. .	83
— de bismuto. . . . .	221	Pentasulfuro de potasio..	147
— de plata .. .. .	229	Percloruro de oro .. ..	233
— de potasa .. .. .	149	Peróxido de hierro.. ..	179
— de sosa. . . . .	153	— de manganeso.. ..	172
Nitro. . . . .	149	Piedra de cauterio .. ..	146
Nitro cúbico .. .. .	153		

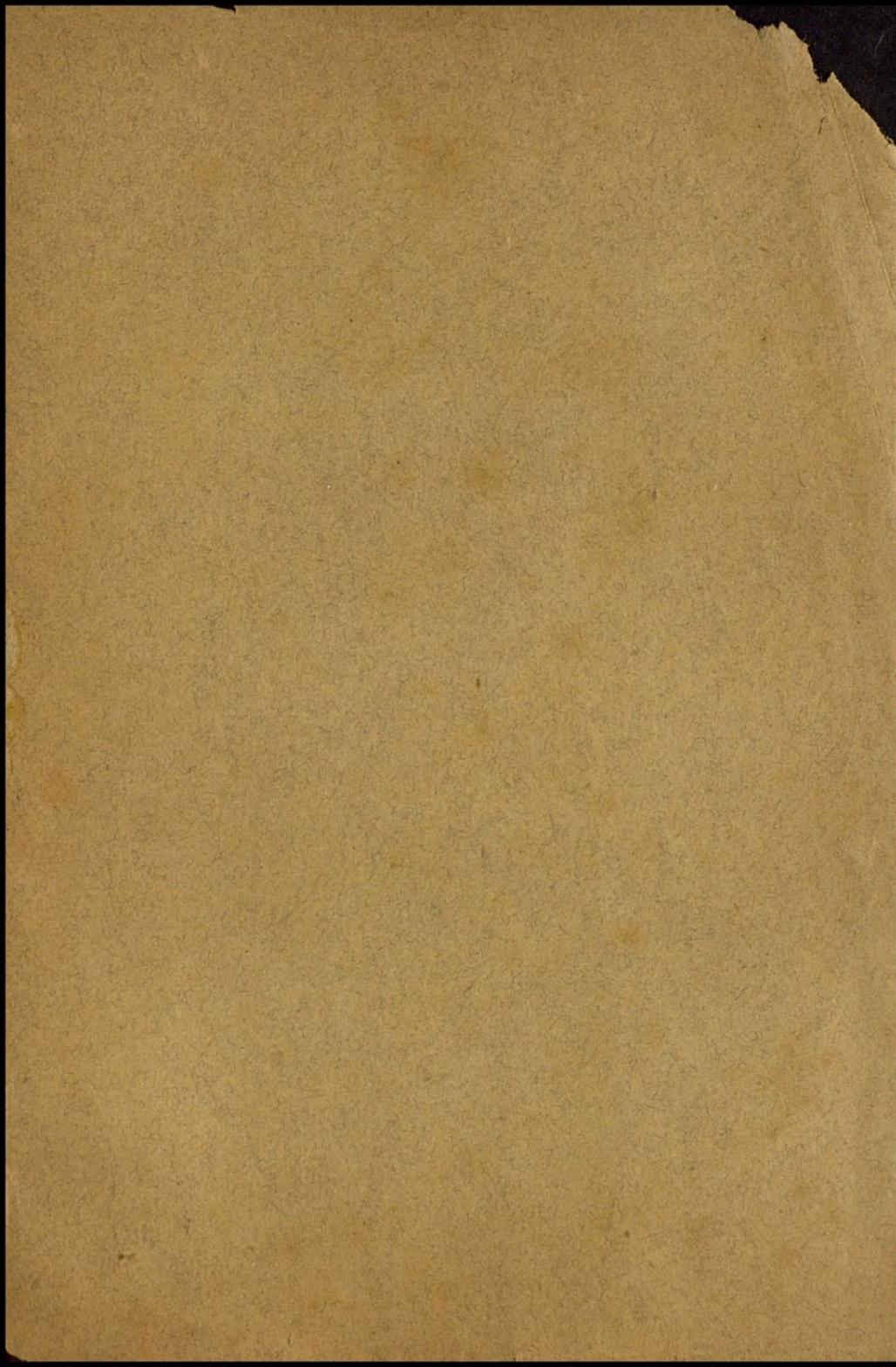


Sesquicloruro de oro . . . . .	233	Tinkal . . . . .	154
Sesquióxido de cromo . . . . .	185	Tizos . . . . .	113
— de hierro . . . . .	179	Tolerancia . . . . .	227 y 232
— de oro . . . . .	232	Truncaduras . . . . .	6
Signos químicos . . . . .	26	Tubos usuales . . . . .	35
Sílice . . . . .	126		
Silicio . . . . .	126	U	
Símbolos . . . . .	26	Ultramar . . . . .	194
Síntesis . . . . .	8	Utensilios químicos . . . . .	34
Sobresales . . . . .	15		
Sodio . . . . .	151	V	
Spiauter . . . . .	195	Vapor nitroso . . . . .	64
Strass . . . . .	170	— rutilante . . . . .	64
Sublimado corrosivo . . . . .	224	Venus . . . . .	207
Sub-sales . . . . .	15	Verde esmeralda . . . . .	186
Sulfato de barita . . . . .	157	— inglés . . . . .	186
— de cal . . . . .	161	— mineral . . . . .	212
— de cobre . . . . .	211	— de Plessy . . . . .	188
— de hierro . . . . .	182	— de Rinmann . . . . .	192
— de magnesia . . . . .	165	— de Scheele . . . . .	211
— de níquel . . . . .	191	— de Schweinfurt . . . . .	186
— de potasa . . . . .	148	— turquesa . . . . .	186
— de sosa . . . . .	152	Vermellon . . . . .	223
— de zinc . . . . .	197	Vidrio comun . . . . .	170
Sulfuro de antimonio . . . . .	204	Vidrio de antimonio . . . . .	204
— de carbono . . . . .	122	Vitriolo azul . . . . .	211
— de plomo . . . . .	216	— blanco . . . . .	197
Sulfuros de potasio . . . . .	146	— verde . . . . .	182
Sulfuros metálicos . . . . .	135	Volcanes de aire . . . . .	117
T		Y	
Talla . . . . .	110	Yeso comun . . . . .	161
Temple . . . . .	178	— alumbrado . . . . .	162
Tierra amarga . . . . .	164		
— de bataneros . . . . .	170	Z	
— de Cassel . . . . .	114	Zinc . . . . .	195
— de Colonia . . . . .	114		
— de porcelana . . . . .	169		
— de Siena . . . . .	170		
— talcosa . . . . .	164		
Teoría atómica . . . . .	24		

# ERRATAS.

Páginas.	Línea.	Dice.	Debe decir.
20	22	DE	DEL
28	27	2 (C <sup>4</sup> u O,	2 (Cu O,
33	12	8,00	16,00
45	19	el frasco	en el frasco
55	3	Scheele	Scheele
68	2	AZ H <sup>3</sup>	Az H <sup>2</sup>
88	23	oleaginosas	oleaginosa
99	15	auxiliado	auxiliados
120	2	<i>grison</i>	<i>grison</i>
149	5	denotan	detonan
151	3	NA,	Na.
159	3	CA.	Ca.
162	1	30,°	30° mas
162	37	diformo	dimorfo
164	4	MG.	Mg.
174	3	FE.	Fe.
184	3	CR.	Cr.
185	9	Cr <sup>2</sup> O. <sup>3</sup>	Cr O <sup>3</sup>
187	26	prusiato	cromato
189	4	NI,	Ni.
192	9	oxígeno	el oxígeno
195	3	ZN.	Zn
198	35	pueda	puede
200	4	SN.	Sn.
207	3	CU.	Cu.
211	35	Scheele	Scheele
213	3	PB.	Pb.
214	33	jardincría	jardinería
219	4	BI.	Bi.
219	15	tenuísima	tenuisima
226	3	AG.	Ag.
231	4	AU.	Au.
237	27	Leyd el	Ley del





## Obras didácticas del mismo autor.

---

MEMORIA sobre las densidades de los cuerpos.—1866.

RESUMEN de Física.—1868.

COMPENDIO de Física.—1887. [3.<sup>a</sup> edición.]

ELEMENTOS de Acústica y Teoría física de la Música.—1883.

*Es la primera obra que se ha publicado en España para el estudio elemental concreto de esta materia.*

PROGRAMA de la asignatura de Acústica y Teoría física de la Música.—1883.

PROGRAMA de Física y Química.—1884. [7.<sup>a</sup> edición.]

*Aprobado por la Dirección general de Instrucción pública de conformidad con el Real Consejo.*

REVISTA científica popular.—1883.

---