

Campano

ELEMENTOS
DE QUÍMICA

José Romero.

13622

XX. 370

FB 176

CB 10301674

PLN 577595

ELEMENTOS DE QUÍMICA

ERRATAS VISTAS

PÁGINA	LÍNEA	DICE	LÉASE
79	—1	<i>sulfato</i>	<i>sulfuro</i>
103	—4	(figura 26)	(figura 27)
108	5	figura 27	(figura 28)
113	12	(figura 28)	(figura 29)
116	—8	(figura 29)	(figura 30)
123	—4	<i>oligista</i>	<i>oligisto</i>

ELEMENTOS DE QUÍMICA

POR

Don Acisclo Campano y Alfageme

Licenciado

en Ciencias exactas y Catedrático de Física y de Química

en el Instituto de la Coruña



QUINTA EDICIÓN

Corregida y aumentada

LA CORUÑA

IMPRENTA Y FOTOGRAFADO DE FERRER

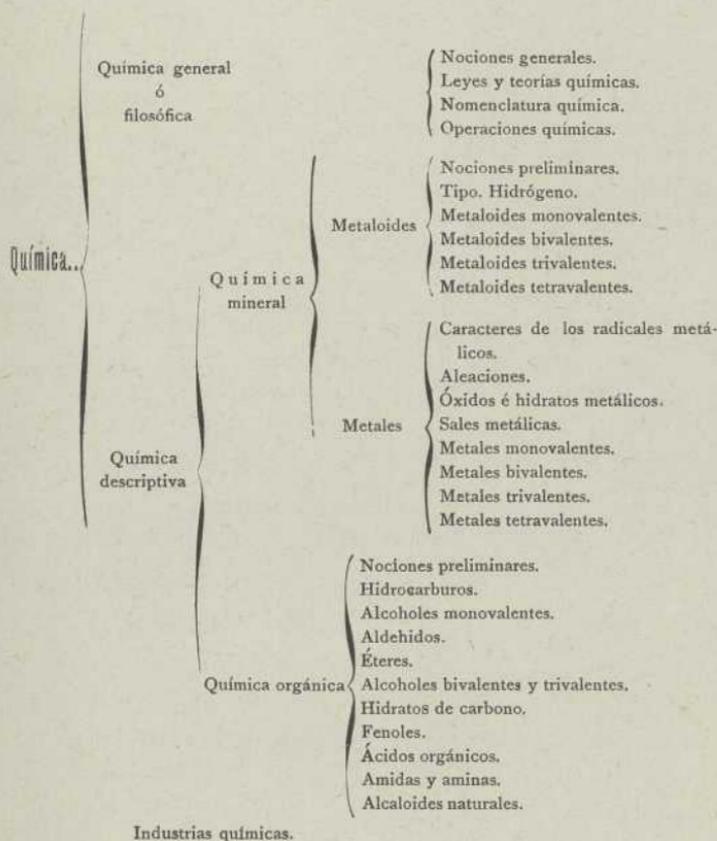
CALLE REAL, N.ÚMERO 61

ELEMENTOS DE QUIMICA

por don Juan de la Cruz

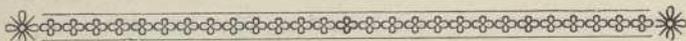


DIVISIÓN DE LA QUÍMICA



DIVISION DE LA BIBLIOTECA





QUÍMICA ELEMENTAL

QUÍMICA GENERAL Ó FILOSÓFICA

2.1 /
NOCIONES GENERALES

I. Definición y divisiones de la Química.—La *Química es la ciencia que estudia los fenómenos que producen un cambio en la constitución íntima de los cuerpos.*

La Química, como ciencia, es muy moderna, procede de fines del siglo XVIII. Antes de esta época la Química se reducía al empeño que tenían los *Alquimistas* en buscar la *piedra filosofal* y la *panacea universal*. En este empeño trabajaron alquimistas célebres como Alberto el Grande, Rojerio Bacón, Raimundo Lulio, Basilio Valentín, Paracelso y otros.

No consiguieron su propósito los alquimistas; pero encontraron tantos cuerpos, y combinaciones y propiedades tales, que, recogidos estos materiales, coleccionados y clasificados por los químicos modernos, se constituyó la

Ciencia Química con sus industrias que han venido á ser una verdadera piedra filosofal, y sus medicamentos que constituyen una panacea universal.

Los fenómenos físicos no alteran la naturaleza de los cuerpos, y los fenómenos químicos sí: como sucede con una barra de hierro que, imanada, atrae las limaduras de hierro, y no las atrae cuando pierde su magnetismo, sin que en nada hayan cambiado las condiciones de la barra. Mientras que esta misma barra de hierro, al aire libre, se convierte, en lo que se llama vulgarmente *orín de hierro*, y aunque la barra se vuelva á un recinto cerrado, no se restablece á su estado primitivo.

La *Química*, atendiendo al modo de estudiarla, se divide en *Química general* ó *filosófica* y *Química descriptiva*. La *Química general* es la que estudia las leyes generales de los cuerpos y de sus combinaciones y descomposiciones; y la *Descriptiva* la que estudia cada cuerpo y cada combinación separadamente. La *Química descriptiva*, con arreglo á los cuerpos que estudia, se divide en *Mineral* y *Orgánica*, según que se ocupe de los cuerpos que se encuentren en el reino inorgánico ó mineral, ó procedan del reino orgánico. Por sus aplicaciones la *Química* puede ser Industrial, Médica, Agrícola, etc., según corresponda á cada una de estas ciencias.

2. Afinidad.—Hemos visto en Física que la materia está constituida de *átomos*, que son la última división química de la materia. Pues bien; así como la cohesión es una fuerza que mantiene unidas las moléculas de los cuerpos, la *afinidad* es la fuerza que mantiene unidos los átomos de los cuerpos compuestos y simples para constituir la molécula.

Además de las causas que en Física modifican la cohesión, una de las cuales es el calor, produce también el calor en Química y otros agentes físicos cierta agregación mole-

cular en algunos cuerpos, que los hace cambiar de propiedades; como sucede en los *estados alotrópicos*.

3. Disolución.—Otra de las causas que modifican la cohesión es la disolución.

La *disolución* se llama *física*, cuando el líquido, en el cual el sólido se disuelve, no tiene acción química con el sólido, y los dos pueden separarse por medios físicos; como sucede con la sal común que se disuelve en el agua, y se separa de ella por evaporación.

En las disoluciones físicas el *vehículo* se llama *disolvente neutro*; como el agua, el alcohol, el éter, etc.

La *disolución* se llama *química*, cuando hay combinación entre el cuerpo sólido y el líquido que le sirve de vehículo, y el cuerpo sólido no puede separarse del líquido por medios físicos; como sucede con los metales que se disuelven en los ácidos.

Las disoluciones físicas producen siempre enfriamiento. En las químicas puede haber elevación de temperatura ó enfriamiento.

Los cuerpos líquidos disuelven con preferencia aquellos sólidos que tienen análoga composición química, ó en los cuales predomina un mismo elemento químico: por esta razón el azúcar, cuerpo oxigenado, se disuelve con facilidad en el agua, líquido también oxigenado, y no se disuelve en el alcohol líquido hidrogenado. En cambio el alcohol disuelve los cuerpos hidrogenados como las resinas y las grasas.

Se dice que un líquido está saturado de un cuerpo sólido cuando no puede disolver más cantidad de este cuerpo.

4. Cristalización.—*Cristalización* es el paso de un cuerpo del estado líquido al sólido tomando al cambiar de estado formas poliédricas que se llaman *cristales*.

Estas formas poliédricas son muy diferentes, pero pueden todas reducirse á seis grupos que se denominan *tipos* ó

sistemas cristalinos. Los seis sistemas cristalinos son 1.º el cúbico, 2.º el prismático recto de base cuadrada, 3.º el prismático recto de base rectangular, 4.º el romboédrico, 5.º el prismático oblicuo de base romboidal y 6.º el prismático oblicuo de base romboidal. Estos tipos ó sistemas cristalinos se definen perfectamente por sus formas geométricas. Todos son paralelepípedos que tienen por bases y caras laterales cuadrados, rectángulos, rombos ó romboides. Hay además entre ellos analogías. Los tres primeros son prismas rectos y los tres últimos oblicuos. El primero y el cuarto de estas dos secciones tienen las caras iguales, solo que en el primero son cuadrados y en el cuarto rombos; el segundo y quinto solo se diferencian en la base y lo mismo el tercero y sexto, además de la diferencia que hay entre las dos secciones.

Los sistemas cristalinos pueden definirse también por sus ejes.

Tres son los principales modos de cristalizar los cuerpos; *por sublimación, por fusión y por disolución con enfriamiento.*

Un cuerpo cristaliza por sublimación cuando se evapora, y los vapores se recogen en cámaras frías, donde pasa el vapor al estado sólido sin pasar por el líquido, tomando formas geométricas. Así cristaliza el arsénico.

Un cuerpo cristaliza por fusión cuando se le funde, se deja enfriar, y rompiendo la costra sólida que se forma en la superficie, y vertiendo el líquido sobrante, se encuentran esta costra sólida y las paredes interiores de la vasija tapizadas de cristales. Así cristaliza el bismuto.

Para cristalizar un cuerpo por disolución y enfriamiento, basta disolverlo en caliente ó en frío, y luego enfriarlo ó evaporar el líquido disolvente para que el sólido quede cristalizado. Así cristaliza la sal común disuelta en el agua.

Cuando un cuerpo no cristaliza se llama *amorfo*, como

la creta. Cuando cristaliza en dos sistemas *dimorfó*, como el aragonito que cristaliza en el tercer sistema, y el espato de Islandia que cristaliza en el cuarto sistema, siendo ambos carbonato de cal. La propiedad que tienen dos ó más cuerpos de cristalizar en un mismo sistema se llama *isomorfismo*; como sucede con las caparrosas verde y azul.

5. Mezcla y combinación.—Se llama *mezcla* al conjunto de dos ó más cuerpos que se unen en proporciones indefinidas, sin que los cuerpos pierdan sus propiedades físicas y sin producción de calor y electricidad. *Combinación* es el conjunto de dos ó más cuerpos en proporciones definidas, que pueden perder sus propiedades físicas, y producen siempre calor y electricidad.

Así; limaduras de hierro y flor de azufre se reúnen y forman una mezcla, porque el hierro se puede separar del azufre con un imán; echando el conjunto de estos dos cuerpos en el agua, en la cual caen primero las limaduras del hierro y después las partículas del azufre; ó disolviéndolo en sulfuro de carbono que disuelve al azufre y no al hierro. Sometiendo el conjunto de estos dos cuerpos á la temperatura del rojo, se forma una masa negruzca, esponjosa que, aunque se pulverice, no se puede, por medios físicos, separar el hierro del azufre. Lo primero era una mezcla; lo segundo es una combinación.

Para demostrar que los cuerpos en la combinación pierden sus propiedades, podemos citar dos cuerpos, uno muy *deletéreo* ó venenoso y el otro muy *cáustico* ó corrosivo, como son el cloro y el sodio, que juntos producen un cuerpo perfectamente inofensivo, que es la sal común. Tres cuerpos inofensivos, como son el hidrógeno, el nitrógeno y el carbono, forman el cuerpo más venenoso de la química mineral, que es el *ácido cianhídrico*, vulgarmente *ácido prúsico*.

En toda combinación química hay producción de calor

lenta ó rápida y algunas veces de luz. Por la Física se sabe que hay siempre producción de electricidad.

6. Causas que modifican la afinidad de las combinaciones.—Las causas que modifican la afinidad de las combinaciones son cinco: 1.^a *la cohesión*, 2.^a *la presión*, 3.^a *el calor*, 4.^a *la luz* y 5.^a *la electricidad*.

Para que los cuerpos se combinen es preciso destruir la cohesión. Ya los alquimistas decían: «Corpora non agunt nisi soluta», y aunque el amoniaco, por ejemplo, se obtiene por medio de dos cuerpos sólidos como son la cal y la sal amoniaco, es conveniente destruir la cohesión reduciéndolos á polvo.

La presión favorece siempre las combinaciones, porque acerca los átomos de los distintos cuerpos. Así; el anhídrido carbónico se combina mejor con la cal en vasija cerrada ó ejerciendo presión, que en vasija abierta y sin presión.

Una temperatura suave favorece las combinaciones, y un calor fuerte las perjudica.

El oxígeno se combina con el mercurio á un calor suave, y el óxido rojo de mercurio formado se descompone á una temperatura elevada.

La luz favorece unas veces la afinidad y la perjudica otras. El hidrógeno y el cloro se combinan con gran rapidez á la luz del sol, y el color verde de las plantas se forma á espensas de la luz. En cambio la luz descompone muchas sales como el nitrato de plata.

La electricidad estática favorece la afinidad química, como hemos visto en el pistolete de Volta, en el cual una chispa eléctrica combina el oxígeno con el hidrógeno para formar agua; y la dinámica la perjudica, como hemos visto en la electrolisis, donde se descomponen todas las sustancias, por las cuales se puede hacer pasar una corriente eléctrica.

Según que los elementos químicos, en las descomposi-

ciones por la pila eléctrica, vayan á parar al polo positivo ó al negativo de la pila, así se denominan *electro-negativos* ó *electro-positivos*, y se pueden clasificar los cuerpos elementales en electro-negativos y electro-positivos, que es la clasificación electro-química de Berzelius.

A continuación va la clasificación electro-química de los cuerpos simples más comunes de la Química, empezando por los más electro-negativos y terminando por los más electro-positivos.

Oxígeno—	Antimonio.	Niquel.
Fluor.	Silicio.	Hierro.
Cloro.	Hidrógeno.	Cadmio.
Bromo.	Oro.	Zinc.
Yodo.	Platino.	Manganeso.
Azufre.	Mercurio.	Aluminio.
Nitrógeno.	Plata.	Magnesio.
Fósforo.	Cobre.	Calcio.
Arsénico.	Bismuto.	Estroncio.
Cromo.	Estaño.	Bario.
Boro.	Plomo.	Sódio.
Carbono.	Cobalto.	Potasio. +

LEYES DE LAS COMBINACIONES Y TEORÍAS QUÍMICAS

7. Leyes de las combinaciones Químicas.—

Las leyes y principios á que están sometidas las combinaciones químicas son siete: 1.^a Ley de la invariabilidad de la materia ó de Lavoisier. 2.^a Ley de las proporciones definidas ó ley de Proust. 3.^a Ley de las proporciones múltiples ó de Dalton. 4.^a Ley del isomorfismo ó de Mitscherlich. 5.^a Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac. 6.^a Principio de

Abogado; y 7.^a Ley de los calores específicos ó de Dulong y Petit.

8. *La primera ley se funda en que la naturaleza nada crea ni en ella nada se pierde. Por lo tanto, los cuerpos no sufren más que transformaciones, sin que sus elementos materiales desaparezcan. Según esto: el peso de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los pesos de los elementos que lo forman.* Así; llamando P al peso de un cuerpo, y $p, p', p'' \dots$ los pesos de los simples que lo forman, se tendrá que $P = p + p' + p'' + \dots$

La segunda ley consiste en que: cada cuerpo está formado de elementos que entran en cantidades fijas y determinadas. Así; una masa cualquiera de agua estará siempre formada de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, ó para formar el agua siempre entrarán en peso 1 gramo, por ejemplo, de hidrógeno y 8 de oxígeno.

El enunciado de la tercera ley es que: cuando dos cuerpos se combinan en varias proporciones, siendo constante el peso de uno de ellos, los pesos del otro guardan entre sí una relación sencilla y crecen como los números 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, etcétera. Así; un gramo de un cuerpo, tal como A, se puede combinar con 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, etc. gramos de otro como B, y un gramo de B se puede combinar con 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3 etcétera gramos de A.

La cuarta ley, ó sea la del isomorfismo es que: los cuerpos isomorfos tienen una composición semejante, y están formados del mismo número de equivalentes.

La quinta ley, ó sea la de los volúmenes, se refiere á los cuerpos en estado de gas ó vapor y se enuncia diciendo que: los volúmenes de los gases ó vapores que se combinan entre sí, lo verifican en proporciones sencillas, y guardan también una relación sencilla con el compuesto. Así; un volumen de un gas ó vapor se combina con 1, 2 ó 3 de otro. Como el producto obtenido de la combinación de dos ga-

ses no puede ser mayor que la suma de éstos, podría ser igual ó menor. En el primer caso, los dos gases entran en volúmenes iguales como sucede con el ácido clorhídrico, y en el segundo caso hay contracción, la cual se determina por una fórmula, como sucede con el agua y el amoniaco.

El principio de Abogadro no es una ley sino un convenio ó una hipótesis. Se funda en la ley de Boyle y Mariotte, y en que el coeficiente de dilatación de los gases es una cantidad constante; y se enuncia diciendo que: *á igual volumen, presión y temperatura todos los gases tienen el mismo número de átomos.* Así; un litro de oxígeno y otro de hidrógeno, á la presión y temperatura ordinarias de la atmósfera, tienen el mismo número de átomos.

La ley de Dulong y Petit se funda en los *calores específicos* de los cuerpos simples, sólidos y líquidos.

Calor específico de un cuerpo es, para este caso, la cantidad de calor que absorbe la unidad en peso del cuerpo para que su temperatura pase de 0 á 1°.

Los calores específicos se miden por *calorías* con relación al agua.

El calor específico de un cuerpo simple sólido ó líquido, multiplicado por su peso atómico, dá de producto una cantidad constante é igual á 6'4, que se llama calor atómico.

Esta es la ley de Dulong y Petit.

Llamando c al calor específico de un cuerpo simple y p á su peso atómico, se tendrá, según la ley, $c \times p = 6'4$.

Estas leyes, comprobadas unas por experiencia, explicadas otras por la teoría atomística, y demostradas algunas en la Física, han venido á dar carácter científico á la Química.

9. Teoría de los equivalentes.— *Llámanse, en general, equivalentes las cantidades ponderables de dos cuerpos, capaces de reemplazarse en una misma combinación para formar compuestos del mismo orden.*

Habiendo tomado el oxígeno, por su generalidad en las combinaciones, como término de comparación para determinar los equivalentes, y designando al hidrógeno como la unidad en peso por ser el cuerpo simple más ligero, el oxígeno entonces se designa por 8, porque en el agua entran el hidrógeno y el oxígeno en la relación de 1 á 8.

En este concepto: *equivalente de un cuerpo simple es la cantidad en peso de este cuerpo, que se combina con 8 gramos de oxígeno, para formar el primer compuesto oxigenado.* Así; con 8 gramos de oxígeno se combinan 1 de hidrógeno para formar el agua, 23 de sodio para formar el óxido de sodio, 28 de hierro para formar el protóxido de hierro, etcétera: y por lo tanto, los números 1, 23 y 28 de hidrógeno, sodio y hierro, que se sustituyen en las combinaciones para neutralizar siempre á 8 gramos de oxígeno, son los equivalentes de estos cuerpos.

El equivalente de un cuerpo, se determina por el análisis de uno de sus compuestos oxigenados haciendo uso de una proporción. Para esto se ve, en 100 partes, cuantas entran de oxígeno y cuantas del *radical*, cuyo equivalente se quiere determinar.

Llamando estas dos partes m y n se tendrá que: si á 100 partes corresponden m de oxígeno y n del radical, á 8 de oxígeno corresponderán x del radical. Luego $\frac{m}{n} = \frac{8}{x}$; de donde $x = \frac{n}{m} \times 8$, al cual llamaremos E , *equivalente* del radical. Si la fórmula tuviera 2, 3, 4... de oxígeno, el equivalente sería 2, 3, 4... veces mayor, y si tuviera, 2, 3, 4... del radical, su equivalente sería 2, 3, 4... veces menor.

El equivalente de los cuerpos que no se combinan directamente con el oxígeno, se halla del mismo modo, siempre que sea conocido el equivalente del radical con el cual están combinados.

El equivalente de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los equivalentes de los cuerpos simples que lo constituyen.

El conocimiento de los equivalentes de los cuerpos simples es de gran aplicación en la práctica, para las múltiples operaciones de transformación y obtención de los cuerpos, y para el conocimiento de las fórmulas químicas.

10. Teoría atómica.—Según la hipótesis de Abogado (8), si llamamos P y P' á los pesos atómicos de iguales volúmenes de dos gases simples á la misma presión y temperatura, puesto que tienen el mismo número de átomos, estos pesos dependerán sólo de las densidades de estos gases, á las cuales podemos llamar *d* y *d'*; y se tendrá: $\frac{P}{P'} = \frac{d}{d'}$.

Tomando, como en los equivalentes, el hidrógeno por unidad, su peso atómico y su densidad serán iguales á la unidad; y entonces P será equivalente á *d*, ó sea: *el peso atómico de un cuerpo simple gaseoso es equivalente á su densidad.*

Mas, como en Física, las densidades de los gases están determinadas con relación al aire, y el hidrógeno es 14'44 veces menos denso que el aire, habrá que multiplicar la densidad, así obtenida, por 14'44.

El peso molecular de los cuerpos compuestos gaseosos se halla como el de los simples; pero como la molécula se admite que está compuesta de dos volúmenes, la densidad atómica habrá que multiplicarla por 2 y resultará $2 \times 14'44$ ó sea 28'88.

11. Este procedimiento no es aplicable á los cuerpos sólidos y líquidos que no se pueden reducir á gas ó vapor.

Para hallar el peso atómico de estos cuerpos, se emplea la ley de los calores específicos (8).

Puesto que $c \times p = 6'4$, $p = \frac{6'4}{c}$; y como c , calor específico, es conocido en la Física, quedará determinado el peso atómico.

Para hallar el peso molecular de los cuerpos sólidos y líquidos, se hace extensiva á los cuerpos compuestos la ley de los calores específicos. Esta extensión es debida á Regnault, quien formuló, para los cuerpos compuestos, una ley semejante á la de Dulong y Petit.

El peso molecular de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los pesos atómicos de los simples que lo forman.

El conocimiento de los pesos atómicos es de gran importancia en el estado actual de la ciencia química.

En los pesos atómicos se funda la notación química que se sigue al formular las reacciones. De los pesos atómicos se deducen las propiedades físicas y químicas de los cuerpos simples y sus relaciones mútuas. Y en los pesos atómicos se funda una clasificación de los cuerpos simples debida á Mendelehff.

12. Teorías dualística y unitaria.—Para explicar las combinaciones de los cuerpos, se han ideado dos teorías, la antigua ó *dualística* y la moderna ó *unitaria*.

En la *teoría dualística* los compuestos binarios están formados por la unión de dos cuerpos simples, los ternarios por la unión de dos binarios, en los cuales hay un elemento común, y los cuaternarios por dos ternarios que tienen dos elementos comunes.

Estas combinaciones se verifican, porque en los cuerpos simples y compuestos, que se unen para formar la combinación, hay dos fuerzas eléctricas diferentes, una positiva y otra negativa.

De estas dos modalidades diferentes ó fuerzas contrarias procede el nombre de *dualística* que lleva esta teoría.

Según ella, un cuerpo simple se combina con otro sim-

ple, y un compuesto con otro compuesto; pero nunca se combina un cuerpo simple con un compuesto. Y en los cuerpos compuestos, un cuerpo simple ó compuesto será reemplazado por otro del mismo carácter eléctrico; pero nunca de carácter eléctrico diferente.

Esto es, desde luego, contrario á los hechos.

Además; establecida la combinación, se neutralizan las atmósferas eléctricas de los cuerpos que se combinan, cesando la fuerza, y, por lo tanto, la estabilidad del compuesto.

13. *La teoría unitaria* consiste en suponer las moléculas formadas por grupos de átomos en equilibrio.

Según esta teoría, las combinaciones se verifican por *sustituciones* de átomos dentro de las moléculas, siendo siempre *una* la afinidad. Aquí no tiene valor el carácter eléctrico de los átomos que se combinan, formándose por afinidad edificios moleculares únicos, en los cuales un elemento puede sustituir á otro del mismo valor, sin que la molécula pierda su forma y en algunos casos ni aún su carácter químico.

Esta teoría es la que actualmente se sigue en la ciencia química.

L. J.
NOMENCLATURA QUÍMICA

14. **Nomenclatura simbólica ó Notación química.**—La nomenclatura, en general, tiene por objeto expresar todos los cuerpos simples y compuestos ordenadamente con pocas palabras y representarlos con el menor número posible de signos ó símbolos. Es lo que la numeración verbal y escrita en la Aritmética.

Empezaremos por la nomenclatura escrita ó notación

química, para que en la nomenclatura verbal podamos emplear las fórmulas químicas, que facilitan la inteligencia de los ejemplos.

Los cuerpos simples se representan por las iniciales de sus nombres latinos. Así; el oxígeno se designa por O., el Hidrógeno por H., el Nitrógeno por N., el Azufre por S., porque su nombre latino es *Sulfur*, el Potasio por K., porque su nombre latino es *Kalium*, etc.

Los que tienen la misma inicial, como el Hierro ó *Ferrum*, y el Fluor, se les agrega la letra siguiente; y así se escribe Fe., y Fl. Otras veces se agrega á la inicial la consonante que más suena en el nombre del cuerpo; como Plomo ó *Plumbum*, Paladio y Platino que se designan por Pb., Pd. y Pt. También suele designarse el más electro-negativo ó el de más uso con la inicial, y á los demás se les agrega la letra siguiente ó la consonante que más suene en su nombre latino; así, el Carbono, Calcio, Cloro, Cobre ó *Cuprum*, Cadmio y Cobalto, se designan por los símbolos C., Ca., Cl., Cu., Cd. y Co.

La reunión de varios cuerpos simples representados por sus símbolos se llama *fórmula química*.

En las fórmulas químicas no se expresan solo los cuerpos simples que entran en ellas, sino los equivalentes ó pesos atómicos, los cuales se representan por números colocados como coeficientes ó como índices; pero significando coeficientes. Así; la reunión del cloro con el hidrógeno se formula ClH, y si se toman tres equivalentes se representa por 3 ClH. El agua se designa por H₂O, porque en ella entran dos átomos de hidrógeno.

Al fin de la nomenclatura verbal trataremos de dos distintas clases de fórmulas y de las igualdades químicas.

15. Nomenclatura verbal.—Los cuerpos todos pueden ser simples y compuestos.

Las divisiones y subdivisiones que pueden hacerse de

los cuerpos, tanto simples como compuestos, constan en el cuadro ó clasificación siguiente, cuya clasificación sintetiza y facilita considerablemente el estudio de la

NOMENCLATURA QUÍMICA

CUERPOS	Simples.	{	Metaloides ó Electro-negativos.	
			Metales ó Electro positivos.	
	Compuestos	Binarios	{	De oxígeno. { Anhidridos.
				Anhidróxidos.
		Ternarios	{	Sin oxígeno. { Hidrácidos.
Neutros.				
Cuaternarios	{	Aleaciones.		
		Ácidos.		
			Bases ó Hidratos.	
			Sales.	
			Sales ácidas.	
			Sales dobles.	

16. Cuerpos simples.—Los cuerpos simples se designan por los nombres que tienen, tomados unos de los astros como el *Urano*, otros de un dios mitológico como el *Mercurio*, otros de una nación como el *Galio*, otros de alguna de sus propiedades como el *Cloro* que significa *amarillo verdoso*, y otros que nada significan como el *Carbono*.

Los cuerpos simples pueden dividirse en *Metaloides* y *Metales* ó en *Electro-negativos* y *Electro-positivos*.

Los *Metaloides* no tienen brillo metálico ni conducen bien el calor y la electricidad. Combinados con el oxígeno producen *ácidos* ó cuerpos indiferentes.

Los *ácidos* son cuerpos, en general, solubles en el agua,

de sabor ágrío, que enrojecen la tintura azul de tornasol ú otra tintura azul vegetal.

Los *Metales* tienen brillo metálico, conducen bien el calor y la electricidad, y combinados con el oxígeno producen *bases*, y algunas veces ácidos ó cuerpos neutros.

Las *bases* son cuerpos solubles, de sabor cáustico, que enverdecen la tintura azul vegetal.

Ni las propiedades físicas, ni las químicas de los metaloides y metales, son características y distintivas de metaloides y metales.

También se dividen los cuerpos simples en Electro-negativos y Electro-positivos. Los metaloides son electro-negativos con respecto á los metales, que son electro-positivos, como puede verse en la tabla del número 6.

17. Cuerpos compuestos binarios.—Los cuerpos compuestos se designan por dos voces ó palabras, una *genérica* y otra *específica*, indicando con las dos los elementos ó cuerpos que constituyen el compuesto, y algunas veces la proporción en que entran en el cuerpo compuesto y sus propiedades características.

Los cuerpos compuestos pueden ser binarios, ternarios y cuaternarios, según que en su composición entren dos, tres ó cuatro elementos químicos ó *radicales*.

Los compuestos binarios pueden estar formados con oxígeno y sin oxígeno.

Los compuestos binarios de oxígeno son los *Anhidridos* y los *Anhidróxidos*.

Los *Anhidridos* están formados por un metaloide con el oxígeno del agua.

Para designarlos, el nombre genérico es *anhidrido*, y el específico el metaloide, con el cual está combinado el oxígeno, terminado en *oso* ó en *ico*, según que tenga menos ó más oxígeno. Y como puede haber anhidridos que tengan menos oxígeno que los terminados en *oso* é *ico* y más que

los que terminan en *ico*, al específico de los primeros se les antepone la palabra *hipo* que significa *debajo*, y al de los segundos la palabra *per* que significa *sobre*.

Así se dice:

Cl_2O anhídrido hipocloroso.

Cl_2O_3 anhídrido cloroso.

Cl_2O_5 anhídrido clórico.

Cl_2O_7 anhídrido perclórico.

Los *Anhidróxidos* están formados por un metal y el oxígeno del agua.

El nombre genérico de los anhidróxidos es la palabra *óxido*, y el específico es el metal, con el cual está combinado el oxígeno. Si en el compuesto entra más metal que oxígeno, al nombre genérico se le antepone la palabra *sub*, si entran en cantidades iguales *proto*, ó simplemente *óxido*, si entran uno del metal y dos de oxígeno *bi* ó *deuto*, si entran en la relación de 2 á 3 *sesqui*, y al más oxidado *per*.

Así se dice:

Pb_2O subóxido de plomo

Pb O protóxido ú óxido de polmo

Pb O_2 bióxido de plomo.

Fe_2O_3 sesquióxido de hierro.

También el nombre específico suele terminarse en *oso* y en *ico*, según el grado de oxidación.

Los cuerpos neutros, que los metaloides forman con el oxígeno, se llaman también *óxidos*.

18. *Los compuestos binarios sin oxígeno son los Hidrácidos, los cuerpos Neutros y las Aleaciones.*

Los *Hidrácidos* están formados por un metaloide y el hidrógeno del agua. Los hidrácidos tienen reacción ácida.

El nombre genérico de los hidrácidos es la palabra *ácido*, y el específico el metaloide, con el cual está combinado el hidrógeno, terminado en *hídrico*.

Así se dice:

ClH ácido clorhídrico.

SH₂ ácido sulfhídrico.

Los que no dan reacción ácida se nombran empezando por la palabra *hidrógeno*, seguida del metaloide, con el que está combinado, terminado en *ado*. Así se dice; *hidrógeno carbonado*: y algunos tienen nombres especiales como el *amoniaco*, que es la combinación del hidrógeno con el nitrógeno.

Los *cuerpos neutros* están formados por un metal y un metaloide.

El nombre genérico de los cuerpos neutros es el metaloide terminado en *uro*, seguido del metal, con las palabras que se anteponen á los anhídridos.

Así se dice:

K₂S subsulfuro de potasio.

NaCl protocloruro ó cloruro de sodio.

CaI₂ biyoduro de calcio.

Fe₂S₃ sesquisulfuro de hierro.

Lo mismo se designan los cuerpos neutros formados por dos metaloides tomando por nombre genérico el más electro-negativo.

Aleaciones son cuerpos compuestos de dos ó más metales. La mayor parte de las aleaciones contienen dos metales.

El nombre genérico es *aleación*, y el específico los metales que entran en ella. Así se dice; aleación de cobre y zinc que es el *latón*, aleación de cobre y estaño que es el *bronce*. Cuando uno de los metales es el mercurio, la aleación se llama *amalgama*.

25

19. Compuestos ternarios.—Los compuestos ternarios son los *Ácidos*, las *Bases* ó *Hidratos* y las *Sales*.

Los *Ácidos* están formados por un metaloide con el oxígeno y el hidrógeno del agua.

Los ácidos se nombran lo mismo que los anhídridos con solo sustituir la palabra *anhídrido* por la palabra *ácido*.

Así se dice:

HClO ácido hipocloroso.

HClO₂ ácido cloroso.

HClO₃ ácido clórico.

HClO₄ ácido perclórico.

Estos ácidos que contienen oxígeno, suelen llamarse *oxácidos*, para diferenciarlos de los hidrácidos, que no contienen oxígeno sino hidrógeno.

Las *Bases* ó *Hidratos* están formados por un metal con una ó más moléculas de HO que se llama *oxidrilo*.

Se designan tomando por nombre genérico la palabra *hidrato*, y el nombre específico es el metal terminado en *ico* ó en *oso*, según la cantidad que tengan de oxidrilo.

Así se dice:

KOH hidrato potásico.

FeO₆H₆ hidrato férrico.

FeO₂H₂ hidrato ferroso.

Algunos de estos hidratos conservan los nombres que antes tenían. Así; los hidratos de potasio, de sodio, de calcio, de bario, etc., se llaman *potasa*, *sosa*, *cal*, *barita*, etc.

Las *sales* resultan de la sustitución del hidrógeno de los ácidos por un metal.

Se nombran, tomando por nombre genérico el metaloide del ácido terminado en *ito* ó en *ato*, según que el ácido termine en *oso* ó *ico*, seguido del metal.

Así; del HClO resulta KClO hipoclorito de potasio.

» HClO₂ » KClO₂ clorito de potasio.

» HClO₃ » KClO₃ clorato de potasio.

» HClO₄ » KClO₄ perclorato de potasio.

También suele terminarse en *ico* el metal.

20. Compuestos cuaternarios.—Los compuestos cuaternarios son las *Sales ácidas* y las *Sales dobles*.

Cuando todo el hidrógeno del ácido no es sustituido por un metal, resulta una *sal ácida*, y cuando es sustituido por dos metales, una *sal doble*.

Estas sales se nombran, añadiendo al nombre genérico de la sal la palabra *ácido* ó *doble*.

No daremos cuenta de algunas excepciones á estas reglas, que veremos en el estudio particular de los cuerpos.

Esta nomenclatura corresponde á la Química mineral. En la orgánica haremos algunas advertencias, para adaptarla en lo posible á los compuestos orgánicos.

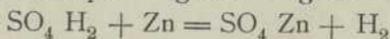
21. Fórmulas é igualdades químicas. — Las fórmulas pueden ser *dualísticas* y *unitarias*.

En la teoría dualística se consideran separados los elementos ó cuerpos compuestos, para que resulte la combinación binaria, mientras que en la unitaria se suponen reunidos los elementos del compuesto.

	Ácido sulfúrico	Sulfato potásico	Potasa
Fórmulas dualísticas .	SO ₃ , HO	SO ₃ , KO	KO, HO
— unitarias .	SO ₄ H ₂	SO ₄ K ₂	2KOH ó KOH

Las igualdades químicas expresan reacciones, cuyo primer miembro representa los cuerpos que se combinan, y el segundo los que resultan de la combinación.

Así; la reacción que resulta de la obtención del hidrógeno, se representa por la igualdad siguiente:



22. Para tener á la vista los nombres de los elementos más comunes de la Química mineral, sus símbolos, pesos atómicos y equivalentes; ponemos á continuación la siguiente tabla por orden alfabético:

NOMBRES	Símbolos	Pesos atómicos	Equi-va-les	NOMBRES	Símbolos	Pesos atómicos	Equi-va-les
Aluminio	Al. ^{IV}	27'4	13'7	Hidrógeno	H. ^I	1	1
Antimonio	Sb. ^{III}	120	120	Hierro	Fe. ^{IV}	56	28
Arsénico	As. ^{III}	75	75	Iridio	Ir. ^{IV}	197	98'4
Azufre	S. ^{II}	32	16	Magnesio	Mg. ^{II}	24	12
Bario	Ba. ^{II}	137	68'5	Manganeso	Mn. ^{IV}	55	27'5
Bismuto	Bi. ^{III}	210	210	Mercurio	Hg. ^{II}	200	100
Boro	Bo. ^{III}	11	11	Niquel	Ni. ^{IV}	59	29'5
Bromo	Br. ^I	80	80	Nitrógeno	N. ^{III}	14	14
Cadmio	Cd. ^{II}	112	56	Oro	Au. ^{III}	197	197
Calcio	Ca. ^{II}	40	20	Oxígeno	O. ^{II}	16	8
Carbono	C. ^{IV}	12	6	Plata	Ag. ^I	107'9	107'9
Cloro	Cl. ^I	35'5	35'5	Platino	Pt. ^{IV}	197'5	98'8
Cobalto	Co. ^{IV}	59	29'5	Plomo	Pb. ^{II}	207	103'5
Cobre	Cu. ^{II}	63'5	31'7	Potasio	K. ^I	39'1	39'1
Cromo	Cr. ^{IV}	52'5	26'2	Selenio	Se. ^{II}	79'5	39'7
Estaño	Sn. ^{IV}	118	59	Silicio	Si. ^{IV}	28	14
Estroncio	Sr. ^{II}	87'5	43'7	Sodio	Na. ^I	23	23
Fluor	Fl. ^I	19	19	Yodo	I. ^I	126'8	126'8
Fósforo	Ph. ^{III}	31	31	Zinc	Zn. ^{II}	65	32'5

OPERACIONES QUÍMICAS

2.5.
23. Utensilios de uso más general en la Química.—Como ciencia práctica, la Química se estudia en los laboratorios; y es preciso dar á conocer las operaciones que en ellos se practican, para lo cual hay que empezar por los utensilios y aparatos de uso más general.

Los principales utensilios son las retortas y matraces, los frascos y probetas, tubos de todas clases, cubas, hornillos y otros de menor importancia.

Las *retortas* son vasijas de vidrio, barro ó metálicas de

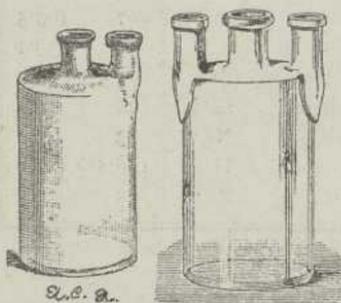
forma oval, con cuello cónico, largo y doblado formando con la vasija un ángulo algo menor de 90°. Puede tener ó no una boca ó abertura en la parte superior. (Figura 1.^a)



(Figura 1.^a)

(Figura 2.^a)

Los *matraces* ó *balones* son vasijas esféricas de fondo plano ó esférico y cuello largo. (Figura 2.^a)



(Figura 3.^a)

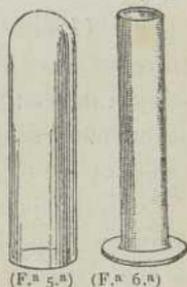
(Figura 4.^a)

Los *frascos* son de vidrio con dos bocas, para obtener los cuerpos gaseosos (figura 3.^a), y de tres bocas *lavadores*, que sirven para disolver un gas en el agua. (Figura 4.^a)

Las *probetas* son vasijas de vidrio cilíndricas, altas con pié ó fondo esférico (figuras 5.^a y 6.^a). Sirven para recoger gases, colocándolas invertidas sobre el tubo de abducción llenas de agua ó de mercurio.

Los *tubos* pueden ser de comunicación, de desprendimiento, de seguridad y otros.

Los tubos de *comunicación* su nombre dice lo que son. Algunos sirven de alargaderas.

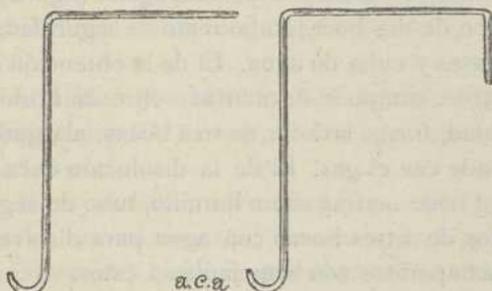


(F.^a 5.^a)

(F.^a 6.^a)

Los de *desprendimiento* pueden ser de retorta como el

de la figura 7.^a, ó de matraz como el de la figura 8.^a Sirven para recoger gases.



(Fig.^a 7.^a)

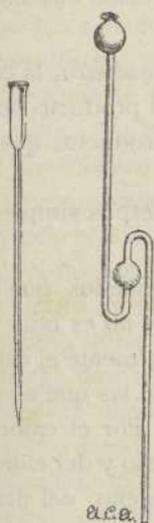
(Fig.^a 8.^a)

Los de *seguridad* pueden ser rectos como el de la (fig.^a 9,

y doblados fig.^a 10). Se emplean como manómetros, dejando entrar el aire cuando la presión interior disminuye, evitando así que el líquido frío de la cuba penetre en el matraz ó retorta con exposición á romperse; ó saliendo el líquido ó el gas interior por el tubo, cuando la presión aumenta evitando que el matraz ó retorta estallen.

Los *tubos de ensayo* son de vidrio, pequeños y cerrados por un extremo, Las *cubas* pueden ser de agua y de mercurio (figura 11); se emplean para recoger gases.

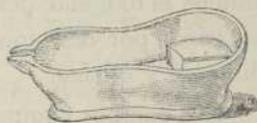
Los *hornillos* pueden ser



(F.^a 9.^a)

(F.^a 10)

de carbón de gas y lámparas de alcohol.



A.C.A.

(Figura 11)

Hay algunos otros utensilios de laboratorio como cápsulas, crisoles, soportes, etc.

24. Los *aparatos* se forman con los utensilios unidos ó enlazados entre sí.

El aparato de obtención del hidrógeno (figura 12) consta de frasco de dos bocas, tubo recto de seguridad, tubo de recoger gases y cuba de agua. El de la obtención del cloro (figura 13) se compone de matraz sobre un hornillo, tubo de seguridad, frasco lavador de tres bocas, alargadera y un frasco donde cae el gas. El de la disolución del amoníaco (figura 19) tiene matraz sobre hornillo, tubo de seguridad y tres frascos de á tres bocas con agua para disolver el gas. Los demás aparatos son semejantes á éstos.

25. **Operaciones químicas.**— Las operaciones químicas se reducen á la extracción de los cuerpos simples y compuestos, á la purificación de los productos obtenidos y al análisis de toda clase de substancias.

La *extracción* de los cuerpos puede ser *química*, la cual se hace en los laboratorios para estudiar el producto obtenido, ó *industrial*, en la cual se obtienen productos que se destinan al comercio.

La extracción química puede ser de cuerpos simples y de cuerpos compuestos.

Los cuerpos simples se extraen de aquellos que los tienen en gran cantidad, y su combinación no es muy estable. Los agentes de extracción son generalmente el calor, y otras substancias que tengan afinidad con las que acompañan al cuerpo que se trata de obtener. Por el calor se obtiene el oxígeno, del bióxido de manganeso y del clorato potásico: por reacción se obtiene el hidrógeno, del ácido sulfúrico y el zinc.

Los cuerpos compuestos pueden obtenerse por la unión directa de los elementos que los forman, y por afinidad de dos substancias que dejen libre la que se desea obtener. Ardiendo el azufre en el aire, se forma el anhídrido sulfu-

roso; actuando un ácido sobre el carbonato de cal queda libre el anhídrido carbónico.

Para purificar las substancias extraídas suele emplearse la destilación en alambiques, la filtración, la cristalización, etc.

26. Análisis y síntesis.—El análisis consiste en separar los elementos ó compuestos que entran en un cuerpo cualquiera.

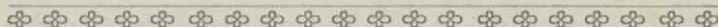
El *análisis* se llama *elemental* si se determinan los elementos de un compuesto llamado *especie química* ó *principio inmediato*: *análisis inmediato* si se determinan los principios inmediatos de un compuesto que se llama *material*.

El *análisis* puede ser *cualitativo*, si solo se trata de hallar los elementos ó especies químicas de un compuesto; y *cuantitativo*, cuando además se determinan los volúmenes ó pesos de estos elementos ó especies químicas.

Síntesis es la reunión de elementos ó especies químicas que constituyen el cuerpo compuesto.

Descomponiendo el agua por la pila eléctrica y reconociendo el oxígeno é hidrógeno obtenidos, se practica un análisis cualitativo. Midiendo ó pesando estos dos gases, se practica un análisis cuantitativo en volumen ó en peso. Haciendo saltar una chispa eléctrica en una capacidad que contenga dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, se practica una síntesis, puesto que se obtiene el agua.

Los *ensayos* tienen por objeto acusar la presencia de un elemento ó especie química de un compuesto. Esto se consigue generalmente por medio de los *reactivos*, que dan ciertos precipitados ó coloraciones diferentes, si en el compuesto existe el cuerpo que se busca.



QUÍMICA DESCRIPTIVA



QUÍMICA MINERAL

METALOIDES

NOCIONES PRELIMINARES

L. G.

27. Cuantivalencia.—*Valencia ó dinamicidad* es la capacidad que tienen los átomos para saturarse en sus combinaciones, ó la fuerza con que se combinan los átomos de los distintos cuerpos.

Los cuerpos por su cuantivalencia ó por su dinamicidad se dividen en *monovalentes ó monodinamos*, si un átomo de estos cuerpos forman una molécula cerrada con un átomo de hidrógeno, ó se saturan con un átomo de hidrógeno; *bivalentes ó didinamos*, los que necesitan dos átomos de hidrógeno para saturarse ó cerrar molécula; *trivalentes ó tridinamos*, los que necesitan tres átomos de hidrógeno; *tetravalentes ó tetradinamos*, cuatro etc.

La fuerza ó capacidad que tienen los átomos para saturarse se representa gráficamente en los distintos cuerpos

por medio de acentos ó rayas verticales colocadas sobre el símbolo del cuerpo y á su derecha. Así la hemos representado en el cuadro del número 22. También suele representarse por rectas ó guiones colocados á los lados, sobre y debajo del símbolo del cuerpo en sus combinaciones.

28. Clasificación de los radicales simples por su cuantivalencia.—He aquí el cuadro de la clasificación:

	CLASES	FAMILIAS	GRUPOS
RADICALES SIMPLES	Metaloides	1. ^a <i>Monovalentes.</i>	1. ^o Hidrógeno. 2. ^o Fluor, Cloro, Bromo, Iodo.
		2. ^a <i>Bivalentes . .</i>	Oxígeno, Azufre, Selenio, Teluro.
		3. ^a <i>Trivalentes. .</i>	1. ^o Nitrógeno, Fósforo, Arsénico, Antimonio, Bismuto. 2. ^o Boro.
		4. ^a <i>Tetravalentes.</i>	Carbono, Silicio, Estaño.
	Metales	1. ^a <i>Monovalentes.</i>	1. ^o Potasio, Sodio. 2. ^o Plata.
		2. ^a <i>Bivalentes . .</i>	1. ^o Bario, Estroncio, Calcio. 2. ^o Magnesio, Zinc, Cadmio. 3. ^o Plomo, Cobre, Mercurio.
		3. ^a <i>Trivalentes . .</i>	Oro.
		4. ^a <i>Tetravalentes.</i>	1. ^o Aluminio. 2. ^o Cromo, Manganeso, Hierro, Ni- quel, Cobalto. 3. ^o Platino, Iridio.

Conforme con la mayoría de los autores de química, adoptamos la clasificación de los radicales simples por su valencia, estudiándolos en el orden que van consignados en la tabla; pero no romperemos del todo con la tradición,

y estudiaremos los cuerpos compuestos al mismo tiempo que los simples, lo mismo en los metaloides que en los metales: con lo cual creemos seguir un método más natural, y entendemos que se da más unidad á la ciencia química mineral, de acuerdo también con la mayoría de los autores.

29. Monografías.—Son las descripciones que se hacen de cada cuerpo.

Para facilitar el estudio de cada cuerpo es necesario seguir un método ó un orden fijos. El que nosotros seguiremos es el del siguiente cuadro, que no necesita explicación alguna.

Caracteres generales	{	1.º Nombre. Símbolo ó fórmula.
		2.º Peso atómico, molecular y equivalente.
		3.º Historia y sinonimia.
Estado natural	{	1.º En el reino inorgánico. { libre, mezclado, combinado.
		2.º En el orgánico.
Propiedades físicas	{	1.º Estado físico. Color, olor y sabor.
		2.º Densidad. Solubilidad. Dureza, tenacidad, maleabilidad y ductilidad.
		3.º Cristalino ó amorfo. Cambios de estado.
		4.º Conductibilidad para el calor y la electricidad.
		5.º Otras propiedades especiales.
Propiedades físico-químicas	{	Acción del calor, la luz y la electricidad.
Propiedades químicas	{	1.º Carácter químico. { Positivo ó negativo. Ácido, básico ó neutro.
		2.º Comburente ó combustible. Oxidante ó reductor. Corrosivo. Deletéreo.
		3.º Acción mútua del cuerpo con los demás.
		4.º Otras propiedades especiales.
Obtención preparación ó extracción.		Purificación. Análisis.
Aplicaciones	{	A la industria y á las artes. A la Química y á la Medicina.

Tanto en los caracteres de los grupos, como en la descripción de los cuerpos, lo mismo simples que compuestos, nos ajustaremos exactamente al orden marcado en el cuadro anterior de Monografías. Teniéndolo siempre presente, se recuerdan los caracteres y propiedades todas de los diferentes cuerpos de la Química.

30. Caracteres de los metaloides.—Los metaloides son electro-negativos, excepto el hidrógeno que tiene todas las propiedades de un metal, y si se estudia el primero de los metaloides es por su dinamicidad y por ser el tipo ó término de comparación de todos los demás.

De los metaloides, se encuentran libres en la naturaleza el oxígeno, nitrógeno, azufre, arsénico, antimonio y carbono. Son todos sólidos menos el bromo que es líquido; y el fluor, cloro, oxígeno y nitrógeno que son gaseosos. La densidad de los metaloides crece con su peso atómico, y cuanto mayor es su densidad tienen más semejanza con los metales; conducen mal el calor y la electricidad, y las demás propiedades físicas son muy variables.

Casi todos los metaloides se combinan directa ó indirectamente con el hidrógeno. Estos compuestos son ácidos, indiferentes y básicos. Con el oxígeno forman anhídridos ó compuestos neutros. A medida que aumenta la afinidad que tienen los metaloides con el oxígeno disminuye la que tienen con el hidrógeno. Con el oxígeno é hidrógeno forman generalmente ácidos muy importantes.

Están sometidos á los procedimientos generales de obtención (25).

TIPO HIDRÓGENO

J. T.
Símbolo = H¹ Peso atómico = 1 Equivalente = 1

31. Caracteres generales y estado natural.—
El hidrógeno fué descubierto el año de 1766, estudiado por

Cavendish que lo llamó *gas inflamable*, y Lavoisier lo denominó *hidrógeno* que significa generador del agua.

Se desprende en algunas minas y se cree que se encuentra libre en la atmósfera del sol. Se encuentra combinado con el oxígeno en el agua y con muchos metaloides. Se halla en todas las substancias orgánicas y en algunas en gran cantidad.

32. Propiedades físicas.—El hidrógeno es gaseoso. No tiene color, olor ni sabor.

Su densidad es 0'07 con respecto al aire ó sea 14'44 veces más ligero que el aire.

Un litro de este gas pesa 0'09 gramos, cuyo peso se llama *kritha*. Es muy poco soluble en el agua y en el alcohol.

Se ha liquidado á 300 atmósferas de presión y á la temperatura de—29.º En este estado tiene color gris de hierro. Dejándolo salir por un orificio, la gran evaporación que experimenta por la disminución de presión, hace que en parte se solidifique, produciendo al caer en el pavimento un ruido como si cayera un chorro de perdigones. Estas son propiedades metálicas.

Es tan buen conductor del calor y de la electricidad como los metales. Otra propiedad metálica.

33. Propiedades químicas.—El hidrógeno, ya hemos visto, que es más electro-positivo que todos los metaloides. Otra propiedad de metal.

Apaga los cuerpos en combustión y con detonación, arde sin embargo en el aire con llama azul, produciendo agua y gran cantidad de calor, pero con muy poca intensidad luminosa, á no ser que se mezcle este gas con el vapor de ciertas substancias inflamables. Es este cuerpo un reductor muy enérgico del oxígeno y de otros metaloides.

El hidrógeno es irrespirable, pero no es *deletéreo* ó venenoso.

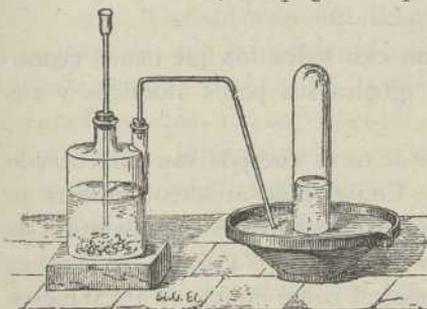
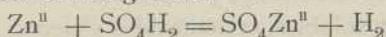
No tiene gran afinidad con los otros cuerpos. El calor, la luz, la electricidad y la presión aumentan esta afinidad.

Inflamado el hidrógeno, que sale por un tubo que termina en punta, y haciendo entrar el tubo en otros bien secos de diferente calibre, se produce un sonido especial que se nombra *llama parlante ó armonía química*. Este es su carácter distintivo.

34. Obtención.—El hidrógeno se obtiene descomponiendo el agua en el Voltámetro; el hidrógeno se recoge en el tubo que está sobre el polo negativo de la pila. La reacción se formula así: $H_2O = H_2 + O$.

El método común y corriente de obtener el hidrógeno es por el zinc y el ácido sulfúrico muy diluído en agua. El zinc, el hierro y otros metales, tratados por el ácido sulfúrico y el agua, sustituyen al hidrógeno del ácido produciendo sulfatos, y el hidrógeno se desprende.

La reacción es la siguiente:



(Figura 12)

El aparato (figura 12) consta de frasco de dos bocas en el cual se echa el zinc y el agua, tubo de seguridad por el que se echa el ácido sulfúrico, y tubo de desprendimiento por el cual sale el gas y se

recoge en una cuba hidro-neumática. El hidrógeno así obtenido, contiene las impurificaciones inherentes al zinc del comercio.

35. Aplicaciones.—Por ser el más ligero de todos los gases, se emplea en los globos aerostáticos; pero hay que tener en cuenta que, por su difusión y poder en-

dosmométrico, atraviesa fácilmente la tela de tafetán del globo.

En química y en la industria se emplea como agente reductor de los metales.

METALOIDES MONOVALENTES Y SUS CUERPOS
COMPUESTOS

S. 8.

36. Caracteres de los metaloides monovalentes.—Los metaloides monovalentes son el *fluor*, *cloro*, *bromo* y *yodo*. Estos cuerpos se llaman *monovalentes* porque se combinan con el hidrógeno en volúmenes iguales y sin condensación.

Estos cuerpos se llaman también *halógenos*, que significa *engendradore de sales*, porque sus combinaciones con los metales son solubles, cristalizables y tienen propiedades análogas á las oxisales.

Estos cuerpos, como casi todos los que tienen cuantivalencia impar, tienen iguales sus pesos atómicos y sus equivalentes.

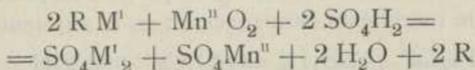
Los pesos atómicos de estos cuerpos van aumentando desde el fluor al yodo. Con el peso atómico aumenta su cohesión, su coloración, su densidad y su temperatura de ebullición. Así; el fluor es gaseoso é incoloro, el cloro es gaseoso y verde, su densidad como líquido es 1'3 y hierve á —50°; el bromo es líquido, rojo, tiene por densidad 3 y hierve á 63°; mientras que el yodo es sólido, de color gris acero, su densidad es 5, y líquido hierve á unos 200°.

Los hidrácidos de estos cuerpos son todos gaseosos, de olor fuerte é irritante, muy solubles en el agua y son *fumantes* ó esparcen humos blancos en el aire. Las combinaciones con el oxígeno son anhídridos poco estables y de

idéntica composición: sus combinaciones con los metales alcalinos forman *sales halógenas* isomorfas.

Prescindiendo del fluor, los otros tres se obtienen por un procedimiento general. Basta tratar una de sus sales halógenas que suelen ser las de potasio ó sodio por el ácido sulfúrico y el bióxido de manganeso, se forman sulfato de potasio ó sodio, sulfato de manganeso y queda aislado el radical halógeno.

Llamando á éste R y al metal M la igualdad correspondiente es:



FLUOR = F'

Peso atómico y equivalente = 19

37. Caracteres del fluor.—Este nombre significa *destrucción* por la propiedad que tiene el fluor de corroer toda clase de cuerpos, por la cual no se le ha podido obtener hasta fines del siglo pasado. Se encuentra en algunos minerales, principalmente en la fluorina ó fluoruro de calcio, en los huesos y dientes de los animales y en los tallos de las gramíneas. Es gaseoso y se le ha liquidado á —185° y á la presión ordinaria.

Las combinaciones con los demás cuerpos son más enérgicas que las del cloro, bromo y yodo, sobre todo su combinación con el hidrógeno.

Se le ha obtenido en el año de 1886 por Moissan, descomponiendo el ácido fluorhídrico por la pila y á baja temperatura.

38. Ácido fluorhídrico.—FlH. Es conocido desde el siglo XVII.

Es un líquido muy movable, incoloro, de olor fuerte y sabor insoportable; es menos denso que el agua. Tiene tanta afinidad con el agua que, vertiéndolo en ella, produce un ruido como si en el agua se metiera un hierro candente.

Es sumamente deletéreo y corrosivo; sus vapores producen la muerte, y en contacto con la piel ocasiona úlceras de difícil curación. Corroe casi todos los cuerpos y principalmente al vidrio.

Se le obtiene en retorta de plomo, por medio del fluoruro de calcio tratado por el ácido sulfúrico. La igualdad química que manifiesta esta reacción es la siguiente:



Se aplica el ácido fluorhídrico para grabar el vidrio. Se recubre la lámina de vidrio con una capa de cera, se hace el dibujo que se quiera con un estilo ó punta cualquiera, y se expone á los vapores del ácido fluorhídrico.

CLORO = Cl'

Peso atómico y equivalente = 35'5

39. Caracteres generales del cloro y estado natural.—Este cuerpo fué descubierto por Scheele en 1.774 y denominado *ácido marino*, después fué denominado *ácido muriático oxigenado*: á principios del siglo pasado se vió que era un cuerpo simple y se le llamó *clorina*, y después *cloro*, que significa *amarillo verdoso*.

En estado de combinación se encuentra el cloro muy abundante en la naturaleza formando cloruros, sobre todo el de sodio ó sal común.

40. Propiedades físicas.—El cloro es gaseoso. Es transparente, color amarillo verdoso, olor característico y

sofocante, sabor acre. La densidad del cloro es 2'4. Es bastante soluble en el agua.

Se liquida á la presión ordinaria y temperatura de -50° , ó á la temperatura ordinaria y presión de 4 atmósferas.

41. Propiedades químicas.—El cloro es un cuerpo muy electro-negativo, comburente y oxidante. En un frasco lleno de cloro seco arden algunos cuerpos como el fósforo, arsénico, antimonio y cobre. Si se introducen alambres delgados de cobre arrollados en hélice y con un extremo incandescente, arden y desaparecen en totalidad dentro del cloro.

El cloro es irrespirable; cuando se respira, aunque sea en corta cantidad, produce presión en los pulmones y sofocación; en mayor cantidad produce una tos muy violenta y se arrojan esputos de sangre, y respirado en gran cantidad sus efectos pueden ser mortales. El antídoto de esta especie de envenenamiento es respirar el aire libre y beber leche ó agua de almidón.

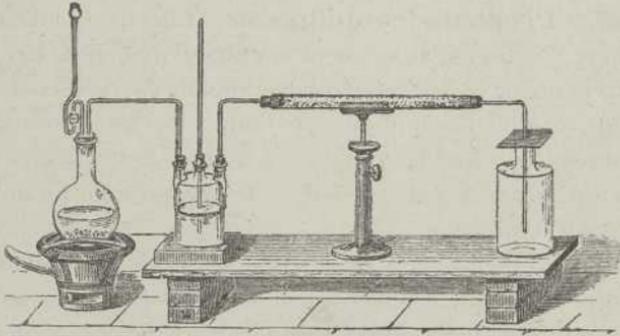
El cloro es muy enérgico en sus combinaciones. Tiene mucha afinidad con el hidrógeno: la mezcla del cloro é hidrógeno no reacciona en la oscuridad, pero á la luz de una cerilla, la luz solar, ó bajo la acción de las chispas eléctricas, se combina con tanta rapidez que se produce una explosión.

Por su acción sobre las sustancias hidrogenadas, obra el cloro como oxidante, decolorante y desinfectante. Apoderándose el cloro del hidrógeno del agua, deja en libertad el oxígeno produciendo oxidación. Sobre las materias colorantes y los gases que contienen hidrógeno ejerce la misma acción que sobre el agua.

42. Obtención.—Se puede obtener el cloro por el método general explicado ya (36): el metal empleado es el sodio.

El aparato (figura 13) consta de matraz sobre hornillo,

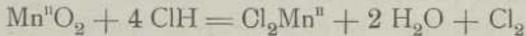
tubo encorvado de seguridad, frasco lavador con agua des-tilada, tubo con cloruro de calcio perfectamente desecado y frasco donde cae el cloro por ser más denso que el aire.



(Figura 13)

En los laboratorios es preferible emplear el bióxido de manganeso y el ácido clorhídrico.

La reacción se formula:



El aparato es igual al anterior, el bióxido de manganeso debe ser granulado, porque en polvo produce mucha espuma y un desprendimiento rápido al principio. El ácido se va echando por el tubo de seguridad, y el fuego débil y conducido con lentitud.

43. Aplicaciones.—Se emplea en la industria como decolorante de toda clase de sustancias orgánicas, de las cuales toma el hidrógeno, deja libre el oxígeno y deshace la coloración. Decolora la tinta de escribir, con la cual forma cloruros de hierro incoloros; y por esta propiedad se ha empleado en la falsificación de documentos públicos. No ejerce acción sobre la tinta de imprenta, cuya materia colorante es el negro de humo.

Se emplea como desinfectante de miasmas ó gases mefíticos que contengan hidrógeno, del cual se apodera y

deshace la combinación; pero es preciso usarlo con precaución.

Como vemos, el cloro tiene mucha afinidad con el hidrógeno, con el cual forma el

ÁCIDO CLORHÍDRICO = ClH

Peso molecular = 36.5

44. Caracteres generales y estado natural.—

Se cree que fué conocido en el siglo XV por Basilio Valentín; Priestley el año 1772 lo obtuvo gaseoso. Ha recibido varios nombres como *ácido muriático*, *espritu de sal*, *clorido hidrico*, etc.

Se desprende en estado libre de los volcanes en actividad, se encuentra disuelto en las aguas de algunos ríos que proceden de volcanes, y entra también en la composición de algunos humores de la economía animal.

45. Propiedades físicas.—El ácido clorhídrico es gaseoso.

No tiene color, su olor es sofocante, y de sabor muy ácido.

La densidad es 1.3. Un carácter distintivo de este ácido es su gran solubilidad en el agua: un volumen de agua á 8° disuelve cerca de 500 volúmenes de este gas.

Esta propiedad puede manifestarse teniendo una probeta ó tubo ancho de ensayo llenos de este gas seco é invertidos sobre una copa con mercurio. Si luego se echa en la copa agua, y se eleva el tubo ó la probeta, el agua sube á disolver el gas con tanta fuerza, que puede romper la vasija.

Se puede liquidar á -80° y á la presión ordinaria, ó á la temperatura ordinaria y á 40 atmósferas de presión. No se ha solidificado.

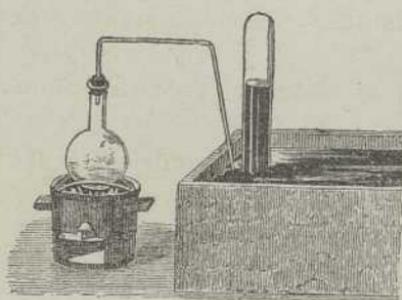
46. Propiedades químicas.—El ácido clorhídrico es muy electro-negativo y ácido, enrogece fuertemente la tintura azul de tornasol. Es impropio para la combustión y la respiración: no es solamente irrespirable sino muy deletéreo; su antidoto es una lechada de magnesia que neutraliza sus efectos.

Como todos estos hidrácidos, espance humos blancos en el aire, por su afinidad con el vapor de agua de la atmósfera. Con una varilla mojada en amoníaco estos vapores son más densos, por la afinidad que tiene este ácido con el amoníaco.

Los metales lo descomponen substituyendo al hidrógeno que se desprende.

El ácido clorhídrico que se expende en el comercio es líquido ó sea disuelto en el agua, cuyas propiedades son las mismas que las del gaseoso. Se obtiene por el aparato de Woolff (figura 19).

47. Obtención.—Se prepara como todos estos hidrácidos, tratando una sal halógena por el ácido sulfúrico.



(Figura 14)

El aparato (figura 14) consta de un matraz sobre hornillo y cuba de mercurio: puede también desecarse el gas, por medio de un tubo intermedio con cloruro de calcio. En el matraz se pone sal común fundida previamente ó de-

crepitada y el ácido sulfúrico. La reacción empieza desde luego y continúa con poco calor. El gas se recoge en el mercurio por su gran solubilidad en el agua.

La reacción se formula así:



48. **Aplicaciones.**—La industria y las artes emplean este ácido en la fabricación de algunos cloruros, en la extracción de la gelatina de los huesos, para limpiar metales y otros usos. También se emplea para disolver el oro y el platino, mezclándolo con el ácido nítrico en la proporción de 1 de ácido clorhídrico con 3 ó 4 del nítrico, constituyendo el *agua regia*. En Química se emplea como reactivo, y para obtener el cloro y los hipocloritos. En Medicina se usa como cáustico.

BROMO = Br^{II}

Peso atómico y equivalente = 80

49. **Caracteres generales y estado natural.**—El bromo fué descubierto por Balar en 1826, y le dió el nombre de *bromo* que significa *fetides*.

No se encuentra libre en la naturaleza. Está en el agua del mar y en algunas aguas salinas bajo la forma de bromuros; también se halla en las plantas marinas, en las esponjas y en el aceite del hígado del bacalao.

50. **Propiedades.**—Es el único metaloide líquido; es opaco, de color rojo oscuro, su vapor es amarillo rojizo, el olor es fuerte é irritante, y el sabor acre y cáustico. La densidad es 3 próximamente, se disuelve poco en el agua, mucho en el alcohol y en el éter, y bastante en el cloriformo y sulfuro de carbono. Hierve á 63° y se solidifica á—24'5°.

Tiene el bromo las mismas propiedades químicas que el cloro, aunque menos enérgicas.

Es comburente como el cloro, y en su vapor arden el fósforo y el arsénico. Es también muy venenoso, algunas

gotas llevadas á la sangre causan la merte: su antídoto es la magnesia.

Da al almidon un color rojo anaranjado propiedad característica.

51. Obtención y aplicaciones.—Se prepara por el procedimiento general de obtención de estos cuerpos halógenos, empleando el bromuro de potasio.

Se usa en fotografía bajo la forma de bromuro, en la preparación de colores artificiales, y para obtener los bromuros que se emplean en Medicina.

IODO = I'

Peso atómico y equivalente = 127

52. Caracteres generales y estado natural.—El yodo fué descubierto por Courtois en 1811 y estudiado por Gay-Lussac en 1814, el cual le dió el nombre de *yodo* que significa *violeta* color de su vapor.

Rara vez se encuentra libre; generalmente está combinado formando yoduros en las aguas del mar y en algunos minerales. En el organismo se encuentra especialmente en los moluscos, esponjas y en el hígado del bacalao que lo toman de las aguas que lo contienen.

53. Propiedades.—El yodo es sólido; su color es gris metálico con lustre de acero, su olor es semejante al del cloro y el bromo, su sabor es amargo y desagradable. La densidad está entre 4 y 5: es poco soluble en el agua, pero mucho en el alcohol y en el éter, en algunos carburos de hidrógeno y en el sulfuro de carbono. Es cristalino, se funde á 107° y hierve próximamente á 200°; emite vapores de color violado.

Mancha la piel de amarillo, propiedad característica.

Las propiedades químicas del yodo son las mismas del cloro y bromo, aunque menos enérgicas.

Se combina directamente con el hidrógeno, el cloro y el bromo.

Da al engrudo de almidón color azul, propiedad característica.

54. Obtención y aplicaciones.—Se prepara como los anteriores empleando el yoduro de potasio.

Se emplea el yodo en la fabricación de ciertos productos industriales, se emplea también en fotografía; y en Medicina se emplea la tintura de yodo y los yoduros.

• **55. Los ácidos bromhídrico y yodhídrico** tienen propiedades análogas á las de los ácidos fluorhídrico y clorhídrico, pero menos enérgicas; pueden obtenerse por el mismo procedimiento y no tienen aplicaciones.

S. 10
METALOIDES BIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

56. Caracteres de los metaloides bivalentes.

—Los cuerpos comprendidos en este grupo son el *oxígeno, azufre, selenio y teluro*. Son *bivalentes* porque un volumen de gas ó vapor de estos cuerpos se combina con dos de hidrógeno, reduciéndose los tres volúmenes á dos, y por consiguiente hay condensación.

Estos cuerpos, como casi todos los que tienen cuantivalencia par, tienen su peso atómico doble del equivalente.

El azufre tiene muchas analogías con el oxígeno, por ellas denominó Dumas al azufre oxígeno sólido; el selenio en sus propiedades es muy semejante al azufre y el teluro se parece mucho al selenio.

Los pesos atómicos de estos cuerpos y por lo tanto sus equivalentes van aumentando desde el oxígeno hasta el telurio. Del mismo modo aumentan su cohesión, color, densidad y las temperaturas de fusión y ebullición.

Las combinaciones con el hidrógeno, fuera del agua que es un cuerpo indiferente, las demás son hidrácidos débiles, de olor repugnante, que pueden arder en el aire produciendo análogos compuestos oxigenados. Estos tres hidrácidos se obtienen por el mismo procedimiento.

Los otros compuestos que forman los metaloides bivalentes, son también muy análogos. Uniéndose á otros radicales forman oxácidos, sulfácidos, seleniácidos ó telurácidos, ó también oxibases, sulfobases, etc., por lo cual se llaman estos metaloides *anfigenos*, que quiere decir engendradores de unos ú otros ó sea de ácidos ó bases. La unión de estos ácidos con estas bases se denominan sales *anfigenas*. Estos compuestos constituyen una excepción á las reglas de la nomenclatura de los ácidos, las bases y las sales.

OXÍGENO = O^{II}

Peso atómico = 16 Equivalente = 8

57. Caracteres generales y estado natural.— Fué descubierto por Priestley en 1774. *Oxígeno* significa *generador de ácidos*. Un químico español, el médico Aréjula, propuso llamarlo *arki-kayo* que significa *principio quemante*, nombre mucho más propio que *oxígeno*.

Se encuentra mezclado con el nitrógeno en el aire formando la quinta parte de la atmósfera, combinado con el hidrógeno formando las ocho novenas partes del agua, forma parte de los oxácidos, hidratos, muchos cuerpos

neutros y sales: entra en casi todas las substancias orgánicas. Es tan abundante el oxígeno, que si desapareciera, habría desaparecido la naturaleza entera.

58. Propiedades físicas.—El oxígeno es gaseoso. No tiene color, olor ni sabor.

Es muy poco más denso que el aire, su densidad es 1'1. Un litro de este gas pesa 16 Krithas ó sea $16 \times 0'09$ gramos = 1'44 gramos. Es poco soluble en el agua y en el alcohol.

Se ha liquidado á la presión de 400 atmósferas y á la temperatura de -130° , pudiendo conservarlo líquido á la misma temperatura y una presión de 22'5 atmósferas. Su aspecto en estado líquido es semejante al del agua. No se le ha solidificado.

El oxígeno es muy refringente y diamagnético.

No le alteran el calor ni la luz; la electricidad lo transforma en *ozono* reduciéndose en $\frac{1}{3}$ su volumen.

59. Propiedades químicas.—Es el cuerpo más electro-negativo de todos, comburente y oxidante por excelencia. Estas son propiedades características.

Introduciendo en una probeta llena de oxígeno una velilla cuya mecha tenga un punto en ignición, se enciende con detonación y arde con una llama muy brillante. Lo mismo sucede, si en un frasco lleno de oxígeno se introduce un alambre delgado de hierro con un cuerpo inflamado en su extremo. El alambre no solo arde con una llama muy brillante, sino que se funde lanzando chispas incandescentes en todas direcciones. En el oxígeno arden también con llama muy viva el azufre, el fósforo, el potasio, el sodio y otros metales.

El oxígeno no se combina directamente con el hidrógeno; pero si se mezclan dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno, la luz de una velilla ó una chispa eléctrica

provocan una combinación tan rápida, que se produce una violenta detonación, debida á la gran temperatura desarrollada y á la pronta expansión y condensación del vapor de agua formado. Esta mezcla se llama *detonante*, y á ella es debida la detonación del pistolete de Volta.

Directa ó indirectamente se combina el oxígeno con todos los cuerpos menos con el fluor.

60. Combustión.—En la combinación de un cuerpo con el oxígeno, como en toda combinación química, hay producción de calor y algunas veces de luz.

Se llama *combustión* al calor producido por la combinación del oxígeno con otro cuerpo cualquiera y *llama* á la luz. Cuerpo *comburente* al oxígeno y *combustible* al cuerpo que se quema.

El calor desarrollado en la combustión, procede del trabajo mecánico que se desarrolla en el violento choque de los átomos unos contra otros de los cuerpos que se combinan.

La *combustión* se llama *lenta*, si el calor producido por la combinación se va equilibrando con el del aire.

Como en el cloro, bromo y otros arden algunos cuerpos, se llama en general *combustión* á toda combinación en la que hay desarrollo de calor, siendo el cuerpo *comburente* el más electro-negativo.

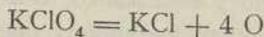
61. Obtención del oxígeno.—Se obtiene descomponiendo al calor rojo el bióxido de manganeso, ó tratándolo por el ácido sulfúrico con el auxilio del calor.

El método más usado, y que produce más oxígeno, es por la descomposición del clorato potásico.

Esta operación tiene dos partes, en la primera el clorato se funde convirtiéndose en perclorato potásico, cloruro de potasio y desprendiéndose parte de su oxígeno.

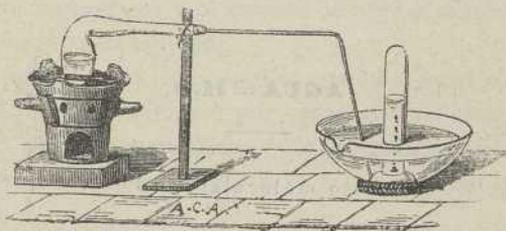
En la segunda se descompone el perclorato desprendiéndose todo su oxígeno.

La reacción es:



El aparato es el de la figura 15, el cual no exige ninguna explicación.

El desprendimiento del oxígeno que se verifica en la segunda parte de la operación es tan rápido, que puede estallar la retorta de vidrio que se emplea en la obtención.



(Figura 15)

Para evitarlo, se mezcla el clorato potásico con una cantidad igual de bióxido de manganeso puro, ó se emplean retortas de hierro.

Industrialmente se ha conseguido obtener el oxígeno del aire por medio de la barita á una temperatura muy elevada.

62. Aplicaciones.—En la industria se emplea el oxígeno para preparar ó modificar ciertas substancias. Es el elemento indispensable para la respiración, la vegetación y la combustión. En Química se emplea como oxidante; la mezcla detonante se emplea para producir grandes temperaturas con el nombre de *llama ó luz oxhídrica*; y en Medicina se emplea el oxígeno como agente *terapéutico* ó curativo.

63. Ozono.— $\bar{\text{O}}$.—El *ozono* es un estado alotrópico del oxígeno. Su nombre significa *olor*.

Es más negativo que el oxígeno, su propiedad comburente es más activa que la del oxígeno: se combina direc-

tamente con el yodo y el arsénico, con la plata y el mercurio, y produce otros fenómenos que no presenta el oxígeno.

Esta actividad que el ozono presenta mayor que el oxígeno, se explica porque el ozono está formado de dos volúmenes de oxígeno combinados con otro de oxígeno, reduciéndose los tres volúmenes á dos. La fórmula es O_2O .



Peso molecular = 18

64. Caracteres generales y estado natural.—

En las antiguas escuelas el agua era uno de los cuatro elementos de Aristóteles (aire, tierra, fuego y agua). Hoy ni son elementos, porque los cuatro son compuestos, ni son cuatro porque se cuentan más de 72 cuerpos simples ó elementales. Cavendisch dió á conocer la composición del agua el año 1781.

El agua en estado líquido, ocupa las cuatro quintas partes de la superficie de nuestro globo, en estado gaseoso está en la atmósfera, y en estado sólido se encuentra á temperaturas inferiores á cero grados.

65. Propiedades físicas y químicas.—

Las propiedades físicas del agua se conocen ya por la Física.

El agua no manifiesta carácter químico determinado: se combina con las bases formando hidratos, con los anhídridos forma los ácidos y con las sales forma el agua de composición de las sales.

Se descompone de 1100 á 2000°, y algunos cuerpos como el hierro, el potasio, el sodio, el cloro y otros la descomponen por la acción de los agentes físicos.

El agua es el disolvente universal.

66. Obtención y análisis.—El agua se obtiene químicamente pura por destilación en los alambiques.

El agua destilada, evaporada en una lámina de platino, no debe dejar residuo. Los reactivos del agua son el nitrato de plata que acusa los cloruros que contiene el agua, el cloruro de bario los sulfatos, el oxalato amónico la cal, los sulfuros alcalinos los compuestos metálicos, el agua de barita los carbonatos y el cloruro de oro las materias orgánicas que el agua contiene.

Ya hemos visto (26) como se analiza el agua por la pila. También puede analizarse por otros medios más exactos.

67. Aguas potables.—En el estudio del agua lo más importante, para nosotros, es el conocimiento del agua potable.

Las aguas, si proceden de la atmósfera, se llaman *metéóricas*, si se encuentran en el suelo disolviendo las sales del terreno, *telúricas*. Estas son *dulces*, si no contienen 2 decigramos de sales por litro de agua, *potables*, las que tienen de 2 á 4 decigramos de sales por litro, *crudas* las que contienen más de 4 decigramos de sales, y *minerales* ó *medicinales* las que tienen las sales en exceso y ejercen además alguna acción terapéutica.

Por su temperatura las aguas pueden ser *frías*, si tienen una temperatura menor que la de la atmósfera; y *termales*, si su temperatura es mayor que la de la atmósfera.

Las aguas potables no solo han de contener de 2 á 4 decigramos de sales por litro de agua, sino que no han de tener color ni olor, su sabor ha de ser agradable, han de cocer bien las legumbres, disolver el jabón, no descomponer por ebullición el cloruro de oro y contener 50 cm.³ de gases próximamente por litro de agua.

Las sales disueltas en las aguas potables suelen ser carbonatos y sulfatos de calcio y de magnesio, y cloruros

de sodio y de magnesio. Los gases son ácido carbónico y aire oxigenado.

Para reconocer si una agua es potable, bastan dos sencillos reactivos, las disoluciones alcohólicas de jabón y de campeche.

La disolución de jabón acusa los sulfatos de cal en exceso.

Echando en un tubo de ensayo 10 gramos de agua potable y 8 ó 10 gotas de la disolución de jabón, agitando el tubo, queda el agua clara y da espuma blanca que permanece 10 minutos. Si el agua no es potable, resulta opalina ó brumosa, y la espuma es pegajosa, no es completamente blanca y no suele permanecer los 10 minutos.

La disolución alcohólica de campeche acusa el carbonato cálcico en exceso.

Las mismas cantidades de agua y reactivo producen en el agua potable coloraciones desde el amarillo caramelo hasta el rojo vinoso, según las sales de cal que contenga el agua.

Si se tienen varias aguas, y se quiere saber cuales son potables; y de éstas cual es la mejor, podría, sin necesidad de reactivos, seguirse el procedimiento siguiente:

1.º Pesar un litro de cada una de las aguas, cuyo peso ha de ser menor de 1 kilogramo, si el agua es potable.

2.º Conservarlas en botellas llenas y bien tapadas por el tiempo de 15 días. Las que se enturbien ó presenten olor ó sabor desagradable no son potables.

3.º Desechar las no potables por el análisis hidrotimétrico del jabón y del campeche.

4.º Apreciar la bondad de las potables por la espuma y la coloración del análisis hidrotimétrico.

5.º Hervirlas hasta que se reduzcan á la mitad, y compararlas por el enturbiamiento y por la cantidad de posos ó precipitados que dejen.

6.º Cocer en cada agua potable 10 garbanzos de igual calidad y en idénticas condiciones; y comparar la cocción de los garbanzos.

Si el agua contiene materia orgánica, la cual se reconoce por la coloración parda que toma hirviéndola con unas gotas de cloruro de oro, se le filtra por arena con carbón en polvo.

68. El oxígeno se combina con el cloro, bromo y yodo, pero los compuestos que resultan son poco estables.

AZUFRE = S^{II}

Peso atómico = 32 Equivalente = 16

69. Caracteres generales y estado natural.— Alberto el Grande en el siglo XIII indicó la existencia del azufre amorfo y Rouelle en el siglo XVIII dió á conocer el prismático.

El azufre es muy abundante en la naturaleza: se encuentra en los volcanes apagados en estado libre, y se halla combinado con el hidrógeno, el oxígeno, algunos metaloides y muchos metales formando sulfuros y sulfatos. También entra en la composición de muchas substancias orgánicas.

70. Propiedades físicas y químicas.— El azufre ordinario es sólido. Su color es amarillo de limón, no tiene olor, pero frotado adquiere un ligero olor desagradable, no tiene sabor.

• La densidad es 2. Es insoluble en el agua, poco en el alcohol y éter, algo más en el petróleo y la bencina, y sobre todo en el sulfuro de carbono. Es frágil ó quebradizo.

Cristaliza en octaedros rombales oblicuos, se funde á 115°, hierve y se volatiliza á 440.º

Es mal conductor del calor y de la electricidad; frotado con un paño se electriza negativamente.

Por la acción del calor el azufre adquiere varios estados alotrópicos como son el prismático, el elástico, el negro y el rojo.

Es electro-positivo combinado con todos los anteriores á él en la escala electro-química (6), y electro-negativo con todos los que le siguen; y por consiguiente combustible con los primeros y comburente con los segundos. Así vemos que en el oxígeno arde el azufre, y en éste arde el hierro.

El azufre se combina con casi todos los cuerpos directa ó indirectamente, y sustituye al oxígeno en todas sus combinaciones.

71. Obtención.—El azufre se obtiene de los sulfuros y sulfatos térreos que lo contienen.



(Figura 16)

Se echan (figura 16) en ollas de barro colocadas en fila todo á lo largo de las paredes de un horno rectangular abovedado; en el medio del horno está la lumbre, el azufre en estas ollas se funde y volatiliza: por la parte superior pasa á otras ollas iguales colocadas fuera del horno paralelamente

á las primeras. En estas se condensa, y el azufre líquido cae por tubos inferiores en tinas de madera con agua, donde se solidifica bajo la forma de *azufre en bruto*, así llamado por las impurificaciones que tiene.

El azufre en bruto se purifica hirviéndolo en una caldera de hierro cilíndrica, sus vapores llegan á una gran cámara abovedada de mampostería, que tiene una válvula en la parte superior. Al llegar á la cámara el vapor de azufre, pasa por enfriamiento al estado sólido bajo la forma de polvo, que se deposita en el fondo y las paredes de la cámara; cuyo polvo se llama *flor de azufre*. La temperatura de la cámara se eleva por la condensación del vapor de azufre, y éste pasa al estado líquido, que corre por el suelo de la cámara, hasta un orificio por donde cae en cilindros de madera llenos de agua, en los cuales se condensa bajo la forma de *azufre en cañón*.

72. Aplicaciones.—La industria consume grandes cantidades de azufre en la fabricación de la pólvora, del anhídrido sulfuroso y del ácido sulfúrico: entra también en la formación de la goma vulcanizada y de la ebonita. En Agricultura se emplea para combatir el oidium de la vid. En Química para preparar los sulfuros: en Medicina para ciertos medicamentos. Tal es el consumo que se hace del azufre, que Nápoles y Sicilia tienen una riqueza con el azufre que extraen de sus volcanes.

L. 12
ÁCIDO SULFHÍDRICO = SH₂

Peso molecular = 34

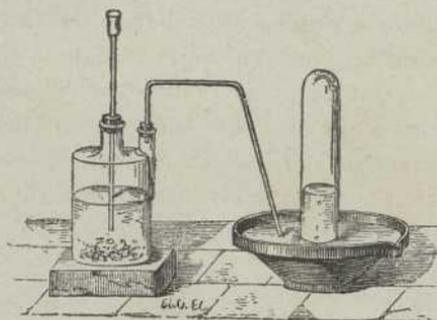
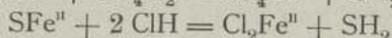
73. *El ácido sulfhídrico se ha denominado también hidrógeno sulfurado, sulfido hidrico, gas de las letrinas*

etcétera. Se produce en toda descomposición de sustancias orgánicas sulfuradas, y se desprende en las aguas de los baños sulfurosos.

El ácido sulfhídrico es gaseoso, incoloro, de olor á huevos podridos, propiedad característica, y sabor repugnante. Es un poco más denso que el aire, es bastante soluble en el agua y menos si está saturada de sal común.

Enrojece débilmente la tintura azul de tornasol. Apaga los cuerpos en combustión y arde en el aire con llama azul, produciendo agua y anhídrido sulfuroso ó agua y azufre, según la cantidad de oxígeno comburente. Es deletéreo y su antídoto es el agua amoniacal.

Se obtiene del sulfuro de hierro y un ácido que, según sea el ácido sulfúrico ó el clorhídrico, resultan las igualdades siguientes:



(Figura 17)

El aparato (figura 17) es el del hidrógeno con cuba de mercurio ó de agua saturada de sal común.

En Química se emplea como reactivo. La acción terapéutica que ejercen las aguas sulfurosas, que debieran llamarse *sulfhidricas*, es debida á este gas. El cloro y los

sulfatos de hierro y de zinc se emplean como desinfectantes de este gas en las letrinas.

ANHIDRIDO SULFUROSO = SO₂

Peso molecular = 64

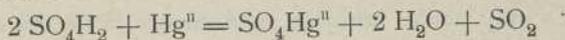
74. Anhídrido sulfuroso.—De las combinaciones que el azufre forma con el oxígeno las más importantes son el anhídrido sulfuroso y el anhídrido sulfúrico, ó mejor el ácido sulfúrico.

El anhídrido sulfuroso se desprende en los volcanes.

Es un cuerpo gaseoso, de olor sofocante de azufre quemado y sabor ácido. La densidad es 2'2. Es bastante soluble en el agua, resultando de su solubilidad el ácido sulfuroso SO₂H₂. Se liquida á —10° y presión de 4 atmósferas.

Enrojece débilmente la tintura de tornasol, no es comburente ni combustible; con el ácido nítrico da vapores nitrosos. Es decolorante, irrespirable y deletéreo.

Se le obtiene oxidando el azufre ó desoxidando y deshidratando el ácido sulfúrico. Quemando el azufre en el aire resulta $S + O_2 = SO_2$. Tratando el ácido sulfúrico por el carbón, el cobre, el mercurio ú otros metales resulta:



En la industria se emplea como decolorante de la lana y la seda, para la fabricación del ácido sulfúrico, y los sulfitos, para azufrar las vasijas que han de conservar los vinos, para la producción del hielo artificial, para la extinción de los incendios; y en Medicina se usa para combatir ciertas enfermedades de la piel.

ÁCIDO SULFÚRICO = SO_4H_2

Peso molecular = 98

75. Anhidrido sulfúrico.— SO_3 . Antes que el ácido sulfúrico tenemos que citar el *Anhidrido sulfúrico*. Es sólido, cristaliza en agujas parecidas al amianto, es muy ávido del agua por lo cual esparche humos blancos en el aire, y carboniza las materias orgánicas.

76. Acido sulfúrico. Caracteres generales, estado natural y propiedades.—Rhasés lo menciona en el siglo X, su descubrimiento se atribuye á Alberto el Magno en el siglo XIII que lo llamó *azufre de los filósofos*, y en 1570 fué estudiado por Dornæus que lo denominó *aceite de vitriolo*, por su aspecto oleaginoso.

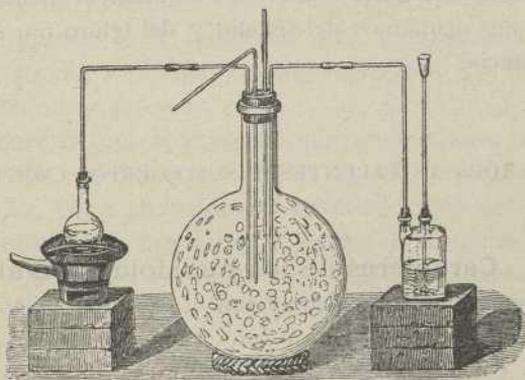
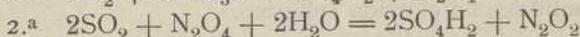
Se encuentra disuelto en las aguas de algunos ríos de América que proceden de volcanes, y en combinación formando sulfatos muy abundantes en el reino mineral.

El ácido sulfúrico es líquido, incoloro, inodoro y de sabor muy ágrío. Su densidad es 1.8 y marca 66° en el areómetro de Baumé. Es muy ávido del agua, propiedad característica, en la cual se disuelve desarrollando mucho calor. Hierve á 325° y se solidifica á —34°.

Es muy ácido, enrojece fuertemente la tintura de tornasol aunque esté muy diluido. Es muy corrosivo y deletéreo, su antidoto es la magnesia. Algunos metaloides y metales lo descomponen, produciendo anhídrido sulfuroso y oxígeno, otros metales lo transforman en sulfatos desprendiendo hidrógeno. Por su avidez con el agua, carboniza las materias orgánicas apoderándose del oxígeno é

hidrógeno, y dejando libre el carbono que ennegrece al ácido. El aire lo ennegrece también por las materias orgánicas que el aire contiene.

77. Obtención y aplicaciones.—Se obtiene en la industria el ácido sulfúrico, haciendo reaccionar el ácido nítrico ó vapores nitrosos, gas sulfuroso, vapor de agua y aire atmosférico. La reacción comprende tres períodos, cuyas igualdades son:



(Figura 18)

El aparato consta de grandes *cámaras de plomo*, donde llegan el ácido nítrico, anhídrido sulfuroso y agua en vapor.

De una manera análoga se obtiene el ácido sulfúrico en los laboratorios, por medio de un gran globo de vidrio (figura 18) que contiene agua, el gas sulfuroso procede del matraz, los vapores nitrosos del frasco de dos bocas y el aire entra por los tubos del globo.

Son tantas las aplicaciones del ácido sulfúrico, tanto en Química como en la industria, que no es posible detallarlas.

Hay muy pocas reacciones químicas donde no entre el

ácido sulfúrico: en muchas industrias químicas el ácido sulfúrico entra como materia indispensable á su fabricación. En la industria se consumen más de un millón de toneladas métricas de ácido sulfúrico. La riqueza industrial de un país se mide por la cantidad de ácido sulfúrico que consume.

78. Acido disulfúrico.— $S_2O_7H_2$. Este ácido se llama también *ácido sulfúrico fumante y de Nordhausen*. Es un líquido incoloro, muy ávido de la humedad. Es muy corrosivo y se le considera como una disolución del anhídrido sulfúrico en el ácido sulfúrico.

Se emplea en la industria para disolver el añil y en la fabricación de algunas materias colorantes artificiales.

No nos ocupamos del selenio y del teluro por su poca importancia.

2.13-
METALOIDES TRIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

79. Caracteres de los metaloides trivalentes.

—Los metaloides trivalentes son el *nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y boro*.

Los cinco primeros corresponden al mismo grupo, el boro pertenece á otro grupo que tiene más analogías con los tetradinamos que con éstos, y si está comprendido aquí es por su cuantivalencia.

Los cinco cuerpos del primer grupo, excepto el bismuto, se combinan con tres volúmenes de hidrógeno reduciéndose los cuatro volúmenes á dos, y todos se combinan con tres volúmenes de cloro que es monovalente.

Los pesos atómicos de estos cuerpos y sus densidades van aumentando desde el primero hasta el último, y sus compuestos oxigenados ofrecen idéntica composición.

Los compuestos que forman estos cuerpos con el hidró-

geno tienen olor fuerte y desagradable; son neutros ó básicos.

El primero de estos cuerpos es el

NITRÓGENO = N^{III}

Peso atómico y equivalente = 14

80. Caracteres generales y estado natural.—

El nitrógeno fué descubierto por Rutherford en 1772. Los químicos franceses lo denominaron *ázoé*, que significa *privativo de la vida*, y Chaptal lo llamó *nitrógeno* que quiere decir *engendrador del nitro*.

Se encuentra mezclado con el oxígeno formando las $\frac{4}{5}$ partes del aire, se desprende de las aguas que se llaman *nitrogenadas*, entra en todos los nitratos, forma parte de muchas substancias orgánicas vegetales y animales que sirven de alimento, y son tanto más nutritivas cuanto son más nitrogenadas. Según esto no se puede llamar á este cuerpo *ázoé*.

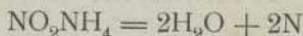
81. Propiedades del nitrógeno.—Es gaseoso, incoloro, insípido é inodoro: es un poco menos denso que el aire, 0'9, y poco soluble en el agua. Se ha liquidado á 200 atmósferas.

No es comburente ni combustible, es irrespirable sin ser deletéreo. No se combina directamente más que con el boro y el magnesio; pero de un modo indirecto se le ha conseguido combinar con casi todos los cuerpos. Los compuestos explosivos son casi todos nitrogenados.

82. Obtención y aplicaciones.—Como sus propiedades son indiferentes, generalmente no se obtiene en los laboratorios.

Podría extraerse del aire quemando el fósforo para que absorbiera el oxígeno; ó haciéndolo pasar por alambres de cobre enrojecido. También se le puede obtener de las especies químicas que lo contienen, como por ejemplo del nitrito de amoníaco que se descompone por el calor.

La reacción es:



Tiene aplicación en el aire para mitigar la acción comburente del oxígeno, para los alimentos; y las aguas minerales nitrogenadas se aplican en las enfermedades de las vías respiratorias.

AMONÍACO = NH_3

Peso molecular = 17

83. Caracteres generales y estado natural.—

El amoníaco recibe este nombre, porque la sal amoniacal se obtenía quemando el excremento de los camellos cerca del templo de Júpiter Ammón. También se le ha denominado *álcali volátil* por ser gaseoso y tener propiedades alcalinas.

Se encuentra en el aire, disuelto en algunas aguas, en todas las sales amoniacales y en muchas sustancias orgánicas.

84. Propiedades del amoníaco.—Es gaseoso, incoloro, de olor picante y penetrante que excita las lágrimas, propiedad característica, y sabor urinoso.

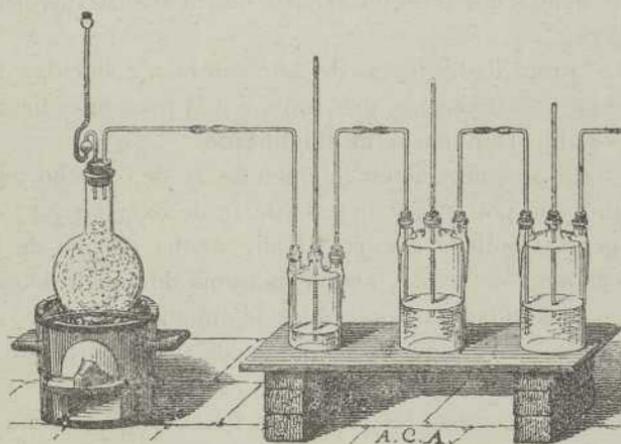
Es menos denso que el aire 0'6 y muy soluble en el agua; un volumen de agua disuelve 740 volúmenes iguales de amoníaco. Esta solubilidad se manifiesta invirtiendo sobre un depósito de agua un frasco lleno de este gas, cuyo

tapón está atravesado por un tubo de vidrio que termina en punta por la parte interior y cerrado por la exterior. Si se rompe el tubo por este extremo, el agua penetra en el frasco en forma de surtidor á disolver el amoníaco.

Se liquida á -40° , ó á 7 atmósferas de presión.

Tiene propiedades básicas; enverdece la tintura azul vegetal y devuelve el color azul á la de tornasol enrojecida por un ácido. No es comburente ni combustible; es deletéreo y su antidoto es el vinagre ó las limonadas.

Se combina directamente con los ácidos dando lugar á las sales amoniacales, cuya base es el *amonio* NH_4 ; la más importante es el cloruro amónico ClNH_4 . En esta afinidad se funda, que el amoníaco dé vapores blancos con el tapón del frasco del ácido clorhídrico, propiedad característica.

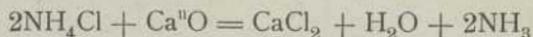


(Figura 19)

85. Obtención y aplicaciones del amoniaco.

—Haciendo actuar sobre una sal amoniacal, el cloruro amónico, por ejemplo, un álcali como la cal, se obtiene el amoníaco.

La reacción se formula así:



El aparato consiste en un matraz, una lámpara de alcohol y la cuba de mercurio.

Lo que se vende en el comercio con el nombre de amoníaco líquido es el disuelto en el agua, que tiene las mismas propiedades que el gaseoso. Para obtenerlo se hace uso del aparato de Woolff (figura 19) descripto ya en el número 24.

Se aplica en la industria para obtener el hielo artificial, para avivar algunos colores y en abonos amoniacales. En Química como reactivo. En Medicina como cáustico, como antiespasmódico y para hacer desaparecer la embriaguez.

86. Aire atmosférico.—El aire era uno de los cuatro elementos de Aristóteles, hasta que lo analizó Lavoisier en 1775.

Las propiedades físicas del aire son bien conocidas. Se líquidó á 40 atmósferas y -140° , ó á la presión ordinaria y á -191° . También se ha solidificado.

El aire se compone en volumen de 21 de oxígeno y 79 de nitrógeno por 100, y en peso de 23 de oxígeno y 77 de nitrógeno. Contiene además el aire media décima de su peso de agua en vapor, media milésima de anhídrido carbónico y cantidades inapreciables de amoníaco, carburo de hidrógeno, ozono y gérmenes orgánicos, que determinan la putrefacción y las fermentaciones.

También contiene el aire otros gases simples como el *helio*, el *argón*, el *keriptón*, etc.

Esta composición es constante en todos los puntos de la atmósfera.

El aire es una mezcla y no una combinación, porque en la reunión de los elementos del aire no hay producción de calor y electricidad, los gases que lo componen no

siguen la ley de Gay-Lussac (8), ni pierden sus propiedades físicas.

El aire se puede analizar en volumen y en peso.

Para analizar el aire en volumen, se convierte su oxígeno en agua por medio del hidrógeno; haciendo saltar una chispa eléctrica por una mezcla de 100 volúmenes de aire y otros 100 de hidrógeno.

Para analizar el aire en peso, se hace pasar por alambres de cobre enrojecido que absorben el oxígeno, y por tubos en U con potasa cáustica y ácido sulfúrico que absorben el anhídrido carbónico y el agua en vapor.

87. Aire confinado.—En el aire confinado, y viciado por la respiración, la combustión de las luces y la calefacción, no varía el nitrógeno. El oxígeno disminuye y aumenta el anhídrido carbónico. Una persona necesita 60 mt.³ de aire por hora para respirar con desahogo, renovándose lo menos 9 mt.³ por cada hora. La mejor desinfección del aire confinado y viciado es la ventilación. Los desinfectantes suelen ser los vapores nitrosos, el cloro y los hipocloritos; y los antisépticos tales como el cloruro y sulfato de aluminio, el cloruro de zinc, el ácido fénico y la creosota.

Con el oxígeno forma el nitrógeno varias combinaciones; pero la más importante y la única que á nosotros nos conviene conocer es el

ÁCIDO NÍTRICO = NO_3H

Peso molecular = 63

88. Caracteres generales y estado natural.

—El anhídrido, cuya fórmula es N_2O_5 , carece de importancia.

El ácido nítrico ha recibido también el nombre de *agua fuerte*.

Se encuentra en las aguas procedentes de lluvias tempestuosas, y formando nitratos muy abundantes en la naturaleza.

89. Propiedades del ácido nítrico.—Es líquido, incoloro, de olor característico é irritante, de sabor muy ácido; es fumante. Es más denso que el agua y muy soluble en ella con desprendimiento de calor. Hierve á 86° y se solidifica á —55°.

El calor, la electricidad, y aún la luz, lo descomponen desprendiendo vapores rojizos de ácido hiponítrico.

Es muy ácido, oxidante muy enérgico; tiñe la piel de color amarillo y corroe las materias orgánicas. Ataca á casi todos los metales formando sales solubles.

90. Preparación y usos del ácido nítrico.—Se obtiene destilando el nitrato potásico ó el sódico mezclado con el ácido sulfúrico. La fórmula es:



Sale gaseoso y se condensa en forma líquida mediante un chorro de agua fría.

Se usa en la industria para la fabricación de productos químicos, en las artes para grabar en cobre y teñir de amarillo algunas materias orgánicas, en Química como reactivo y en Medicina como cáustico.

— 2.14 —
FÓSFORO = Ph^{III}

Peso atómico y equivalente = 31

91. Caracteres generales y estado natural.—El fósforo fué descubierto en 1669 por Brand, comerciante de Hamburgo, quien, habiéndose arruinado, se puso á es-

tudiar medicina y se dedicó á la alquimia para buscar la piedra filosofal, que le resarciera de las pérdidas que había tenido en el comercio. Brand y después Kunckel lo obtuvieron de la orina; Gahan y Scheele lo obtuvieron un siglo después de los huesos. La palabra *fósforo*, significa *llevo luz*.

El fósforo, bajo la forma de fosfatos, sobre todo de cal, se encuentra muy extendido en la naturaleza, entra también en los huesos, en los tegidos, en el cerebro, etc.

92. Propiedades del fósforo.—El fósforo se presenta en 5 estados alotrópicos; los dos principales son el *ordinario* y el *rojo* que presentan caracteres antagónicos como puede verse en el cuadro siguiente:

FÓSFORO ORDINARIO	FÓSFORO ROJO
Color amarillo ó incoloro.	Color rojo.
Olor de ajos.	Inodoro.
Densidad = 1'8.	Densidad = 2.
Soluble en el sulfuro de carbono.	Insoluble en el sulfuro de carbono.
Fosforece en la obscuridad.	No fosforece en la obscuridad.
Veneno.	No es venenoso.

El antidoto del fósforo venenoso es la magnesia ó la trementina, y las quemaduras se lavan con agua amoniacal.

93. Fabricación industrial del fósforo. Aplicaciones.—El fósforo ordinario se obtiene calcinando y pulverizando los huesos. Tratando este polvo por el ácido sulfúrico, se forma sulfato de cal insoluble y fosfato de cal en suspensión en el líquido; se filtra el líquido, se deseca, se mezcla con carbón, se calcina en retortas de hierro y se obtiene el fósforo por destilación.

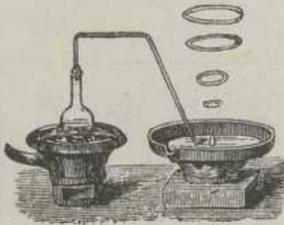
El fósforo se aplica á la fabricación de cerillas, industria muy desarrollada en España. La pasta de las cerillas fos-

fóricas contiene, además del fósforo, substancias oxidantes como el clorato ó el nitrato potásicos, según que sean ó no de ruido, y alguna materia colorante. En Medicina se usa como cáustico.

94. Hidrógeno fosforado.— PhH_3 . Se llama también *fosfamina* y podía denominarse *fosfuro de hidrógeno*.

Hay tres hidrógenos fosforados; gaseoso, líquido y sólido: el principal es el gaseoso PhH_3 , que se desprende en los cementerios bajo la forma de aureolas que se llaman *fuegos fátuos*.

Es gaseoso, incoloro, y huele á ajos. Se obtiene formando bolitas de cal apagada con un trocito de fósforo



(Figura 20)

dentro; se llena un matraz de estas bolitas, y á poco que se eleve la temperatura, se desprende inflamándose al salir y formando las aureolas que presenta la figura 20. También se puede obtener por la acción del fósforo sobre los hidratos alcalinos.

95. Anhídrido fosfórico.— Ph_2O_5 . Varios son los cuerpos compuestos de fósforo y oxígeno; pero el único de relativa importancia es el *anhídrido fosfórico*.

Es un polvo blanco semejante á la nieve, muy ávido del agua, en la cual hace un ruido como un hierro candente. Con una, dos y tres moléculas de agua se transforma en los ácidos meta, piro y ortofosfóricos, cuyas fórmulas son PhO_3H , $\text{Ph}_2\text{O}_7\text{H}_4$ y PhO_4H_3 .

Se obtiene quemando el fósforo debajo de una campana de vidrio, cuyo aire esté bien seco.

ARSÉNICO = As¹¹¹

ANTIMONIO = Sb¹¹¹

Peso atómico y equivalente = 75 Peso atómico y equivalente = 120

BISMUTO = Bi¹¹¹

Peso atómico y equivalente = 210

96. Arsénico.—Los compuestos arsenicales proceden de los tiempos de Aristóteles y Teofrasto: se encuentra libre, y con más frecuencia combinado con el oxígeno, azufre, los metales y los sulfuros.

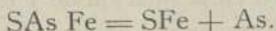
Es sólido, blanco agrisado, lustre metálico, su densidad es 5'7 y no se disuelve en el agua ni en los líquidos neutros. Cristaliza por sublimación, se volatiliza sin fundirse, aunque se puede fundir por la presión de su vapor en un recinto cerrado.

Es combustible y cuando se quema desprende humos de olor alíáceo.

Lo mismo que el fósforo, el arsénico no es venenoso por sí, sino por sus compuestos que se forman con los jugos gástricos. En los residuos de los envenenamientos se le reconoce fácilmente.

Se extrae calcinando el sulfo arseniuro de hierro.

La reacción es:



Se usa como insecticida.

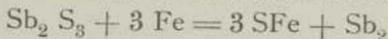
97. Antimonio.—Fué descubierto en el siglo XV por Basilio Valentín,

Se encuentra nativo, pero más abundante combinado y formando minerales muy notables.

Es sólido, color agrisado, brillo metálico intenso, huele por frotamiento á grasa. Su densidad es 6'7, es insoluble en el agua. Cristaliza en romboedros, se funde á 450°, es buen conductor del calor.

Arde en el oxígeno, en el aire y en el cloro: se combina con energía con el bromo y el yodo.

Se obtiene fundiendo el sulfuro con el hierro.



Se emplea aleado con el plomo para formar los caracteres de imprenta y en Medicina.

98. Bismuto.—Abunda en la naturaleza.

Es sólido, blanco, rosáceo, su densidad es 10. Es cristalino, se funde á 264°, buen conductor del calor y de la electricidad, por cuyas propiedades se le ha considerado como metal.

Es electro-positivo, no se oxida en el aire, se combina con el cloro, el bromo y el yodo, y tiene afinidad con el azufre y el fósforo.

Se obtiene fundido, calentando en cilindros de hierro, los minerales que lo contienen mezclados con carbón.

Se emplea en aleaciones fusibles á bajas temperaturas, y en la fabricación del subnitrate de bismuto, que se usa como *afeite* en perjuicio de la salud.

Hay cuerpos compuestos de arsénico, antimonio y bismuto de relativa importancia, de los cuales nosotros no nos podemos ocupar.

99. Boro = Bo.^{III}—No se combina con el hidrógeno pero sí con el cloro en la relación de 1 es á 3.

Se encuentra formando el ácido bórico y sobre todo en el borato de sosa.

Se presenta en dos estados alotrópicos, el cristalino y el amorfo.

Boro cristalino. Cristaliza en el 2.º sistema; es incoloro, aunque más se presenta de color rojo y amarillo de miel; es tan duro é infusible como el diamante, del cual se cree que contiene de 4 á 5 por 100.

El oxígeno le oxida á una temperatura elevada, no le atacan los ácidos y sí los álcalis al rojo vivo.

El boro cristalino se utiliza para pulir el diamante.

Boro amorfo. Es un polvo verdoso, inodoro, insípido y suave al tacto; es soluble en el agua.

Es combustible, arde en el oxígeno produciendo el

100. Anhídrido bórico.— Bo_2O_3 . Es sólido y parecido al vidrio; el agua lo transforma en *ácido bórico* BoO_3H_3 , el cual es sólido y algo ácido. Se emplea en la fabricación de algunos vidrios, para preparar las mechas de las bujías esteáricas y en la falsificación de piedras preciosas.

METALOIDES TETRAVALENTES Y SUS CUERPOS
COMPUESTOS

245.
101. Caracteres generales de estos radicales.—A los metaloides tetraivalentes corresponden el *carbono*, el *silicio* y el *estaño*. El carbono y el silicio se combinan directamente con 4 volúmenes de hidrógeno, los tres neutralizan 4 volúmenes de cloro y los tres forman anhídridos con 2 de oxígeno.

CARBONO = C^{IV}

Peso atómico = 12 Equivalente = 6

102. Caracteres generales.—El carbono es sólido, inodoro, insípido infusible é insoluble en todos los líquidos menos en el hierro fundido.

El carbón, obtenido á elevadas temperaturas, es buen conductor del calor y de la electricidad y arde con dificultad por su buena conductibilidad: el obtenido á bajas temperaturas es mal conductor y arde con facilidad por su mala conductibilidad. El producto de la combustión es anhídrido carbónico CO_2 .

El carbono se presenta en 10 estados alotrópicos, 5 naturales y 5 artificiales, que se distinguen por su color, densidad, dureza, forma, conductibilidad y residuos que dejan al arder en el aire ó en el oxígeno.

CARBONES NATURALES

103. Diamante.—Los carbones naturales son el diamante, grafito, y los carbones minerales antracita, hulla y lignito.

La palabra *diamante* significa *invencible*. Se encuentra en el Brasil, Borneo, la Siberia, el Cabo de Buena Esperanza y en las arenas de terrenos primitivos.

Es incoloro y puede presentarse amarillo, azul, y hasta verdé y negro; su densidad es 3'5, es muy frágil y el más duro de todos los cuerpos. Cristaliza en octaedros y es mal conductor del calor. Una fuerte corriente eléctrica lo hincha y lo ennegrece, convirtiéndolo en un carbón semejante al grafito ó al cok; también se ennegrece en el hidrógeno seco y arde en el oxígeno sin resíduo.

104. Grafito.—Se llama también *plombagina* y *lápiz plomo*. Es de color gris acero; su densidad es 2'2; es suave al tacto, y tan blando que mancha los dedos y deja huella en el papel; cristaliza en escamas exagonales, es buen conductor del calor y de la electricidad. Arde en el

oxígeno con un 5 por 100 de residuos que son sílice y óxido de hierro.

Se le puede preparar artificialmente fundiendo el carbón vegetal con el hierro, y disolviendo después el hierro por medio del ácido clorhídrico. Todos los carbones se transforman en grafito por una corriente eléctrica.

105. Antracita.—Los *carbones* llamados *minerales* representan grados diferentes de mineralización de antiguos vegetales que fueron fosilizados, y se encuentran en terrenos que se llaman carboníferos.

La antracita es un carbón completamente mineralizado es negro, brillante, compacto, amorfo; arde con dificultad desprendiendo mucho calor y con un 10 por 100 de residuos.

106. Hulla.—También se llama *carbón de piedra*. Es un carbón negro, brillante, duro, frágil, que arde con un residuo de 25 por 100 de substancias bituminosas. Hay dos clases de hullas. La *hulla grasa* que arde con llama larga conglutinándose sus fragmentos, y la *hulla seca* que es pesada; arde con poca llama y mucho calor.

107. Lignito.—Es de reciente formación, suele tener la forma del vegetal de que procede. Una variedad es dura y susceptible de pulimento.

108. Aplicaciones de los carbones naturales.—El *diamante* es la piedra preciosa de más valor. El quilate = 0.205 gramos vale generalmente 50 pesetas, y aumenta su valor proporcionalmente al cuadrado del peso. Los tallados valen 200 pesetas el quilate. Los mayores diamantes no pasan de 80 gramos. Se usan también para cortar el vidrio, y el diamante negro para labrar el pórfido y horadar el granito. El *grafito* se emplea en la fabricación de lápices y crisoles, en la galvanoplastia, y para lubricar las superficies en el rozamiento. La *antracita* se emplea como combustible. La *hulla* como combustible y la *hulla*

grasa para la fabricación del gas del alumbrado. El *lignito* como combustible y la variedad lustrosa es el azabache.

CARBONES ARTIFICIALES

109. Cok.—Los carbones artificiales son el cok, el carbón de retorta, el carbón vegetal, el carbón animal y el negro de humo.

El cok es un carbon duro, muy poroso, buen conductor de la electricidad. Se enciende con dificultad, arde sin llama ni humos, con mucho calor, y con un 10 por 100 de residuos. Procede de la calcinación de la hulla.

110. Carbón de retorta.—Es negro, brillante, duro, sonoro, buen conductor del calor y de la electricidad. Procede de las incrustaciones del carbón que se forman en las retortas del gas del alumbrado, por la descomposición del hidruro de carbono desprendido.

111. Carbón vegetal.—Tiene la forma de la leña de que procede. Es negro, brillante, poroso, frágil y buen



(Figura 21)

conductor del calor y de la electricidad cuando está bien calcinado. Absorbe con facilidad los gases y vapores. Se

obtiene al aire por el método de los bosques, que consiste en quemar la madera en una pira de forma de cono truncado (figura 21), que se recubre con musgo y tierra. Quemándola en vasijas cerradas se aprovechan la brea, el alcohol metílico, el ácido acético, la creosota, ecétera que contienen las maderas.

112. Carbón animal.—También se llama *negro marfil* y *carbón de huesos*. Tiene la forma del hueso de que procede. Es negro, frágil, poroso y tiene mucho poder absorbente de gases y vapores. Se obtiene de la calcinación de los huesos.

113. Negro de humo.—Es un polvo negro que ardé con pocos residuos, y procede de la combustión de las resinas, breas, grasas, etc., cuyos humos se depositan, por enfriamiento, en las chimeneas de los hogares donde se queman estas substancias.

114. Aplicaciones de los carbones artificiales.—El *cok* se emplea como combustible. El *carbón de retorta* en las pilas y en la luz eléctrica como buen conductor. El *carbón vegetal* como combustible, especialmente los carbones pesados de roble, encina, olmo, fresno y brezo; los ligeros de sauce, álamo y caña para la fabricación de la pólvora; y todos como absorbentes y desinfectantes en toda clase de filtros. El *carbón animal* como absorbente y decolorante en la fabricación y refinación del azúcar, y para decolorar toda clase de líquidos. El *negro de humo* se emplea en el betún, y en las tintas de china y de imprenta.

CARBUROS DE HIDRÓGENO

115. Generalidades.—Hay dos series de *carburos de hidrógeno* ó *hidrocarburos* cuyas fómulas generales son

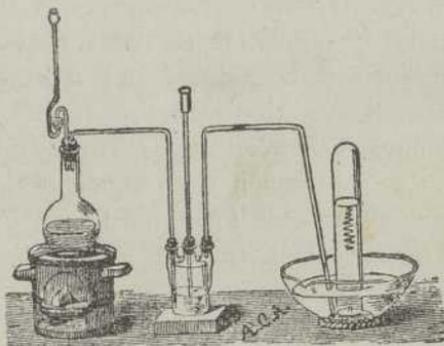
$C_n H_{2n+2}$ y $C_n H_{2n}$. La mayor parte de estos hidrocarburos pertenecen al reino orgánico y se estudian en la Química orgánica. Aquí solo citaremos el que resulta de dar á n en la primera fórmula el valor 1, que es el Hidrógeno protocarbonado CH_4 , y el que resulta de dar á n en la segunda el valor 2, que es el Hidrógeno bicarbonado C_2H_4 .

116. Hidrógeno protocarbonado.— CH_4 . Se llamado también *gas de los pantanos*, *hidruro de metilo*, *formeno* y modernamente *metano*.

Es un gas incoloro, inodoro é irrespirable. Se desprende en los pantanos y en las minas de carbón de piedra, donde, mezclado con el aire, detona en presencia de una llama, detonaciones que llaman los franceses de *gas grisú*; las cuales se evitan alumbrándose con lámparas eléctricas de incandescencia.

117. Hidrógeno bicarbonado.— C_2H_4 . También se llama *gas oleificante*, *etileno* y actualmente *eteno*.

Es gaseoso, con olor empireumático cuando no está puro y de pescado fresco cuando está puro. Arde en el aire



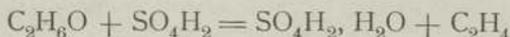
(Figura 22)

con luz clara produciendo agua y anhídrido carbónico, y también detona mezclado con el aire.

Se obtiene calentando en un matraz ó retorta (fig.^a 22)

una mezcla de ácido sulfúrico y alcohol cuya fórmula es C_2H_6O .

La reacción es:



En la reacción se desprenden anhídridos sulfuroso y carbónico, que son absorbidos por el frasco lavador del aparato que contiene potasa ó sosa cáustica.

El hidrógeno y estos dos hidrocarburos constituyen el

118. Gas del alumbrado.—El gas del alumbrado procede de la destilación de la hulla grasa en grandes cilindros elípticos de arcilla que se llaman *retortas*.

En esta destilación sale el gas impurificado con *cuerpos solubles* que se disuelven en un depósito de agua, *productos condensables* que se van condensando en tubos en U invertidos, y *gases perjudiciales* como el carbónico y sulfhídrico, los cuales son absorbidos por depuradores de hidrato de cal y sulfato ferroso. De aquí ya va el gas al gasómetro, que lo conduce hasta los mecheros donde ha de arder.

El gas, así depurado, contiene, de 6 partes, 3 de hidrógeno, 2 de hidrógeno protocarbonado y una de hidrógeno bicarbonado.

2.16.
COMBINACIONES DEL CARBONO

CON LOS METALOIDES BI Y TRIVALENTES

119. Generalidades.—Con el oxígeno forma el carbono dos combinaciones, el *óxido de carbono* CO , en el cual el carbono no está neutralizado, pues la molécula no está cerrada sino que tiene libres dos centros de dinamicidad, y el *anhídrido carbónico* CO_2 , en el cual la molécula está cerrada. Con el azufre forma el *sulfato de car-*

bono CS_2 . Con el nitrógeno forma un radical compuesto que es el *Cianógeno* $(\text{CN}) = \text{Cy}^1$ y que funciona como metaloide monovalente. Como el cianógeno tiene libre un centro de dinamicidad, lo cubre el hidrógeno formando el *ácido cianhídrico* CyH .

120. Oxido de carbono.— CO . Se llama también *carbonilo*, Es un gas que se desprende en toda combustión imperfecta del carbón y se denomina *tufo*, no tiene olor ni sabor, no es soluble en el agua y tiene por densidad 0'97. Arde en el aire con llama azul produciendo anhídrido carbónico, y es muy venenoso. Su antídoto es el aire libre y el amoníaco. Se emplea como reductor.

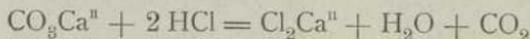
121. Anhídrido carbónico.— CO_2 . También se llama *ácido carbónico* y *óxido de carbonilo*. Se encuentra libre en el aire, se desprende en algunos terrenos como en la gruta del perro en Nápoles y en el valle de la muerte en la Isla de Java, se halla disuelto en el agua, se produce en la combustión, en la respiración y en la putrefacción de la materia orgánica, y forma muchos carbonatos.

Es gaseoso, no tiene color, su olor es picante y sabor ácido agradable. Su densidad es 1'5 y por consiguiente se puede trasvasar como si fuera un líquido, se disuelve en el agua en volúmenes iguales, aumentando la solubilidad con la presión. Se ha liquidado y hasta se ha podido solidificar.

Es poco ácido, no es comburente ni combustible, ni respirable; pero no es venenoso. Su carácter distintivo es precipitar el agua de cal y de barita.

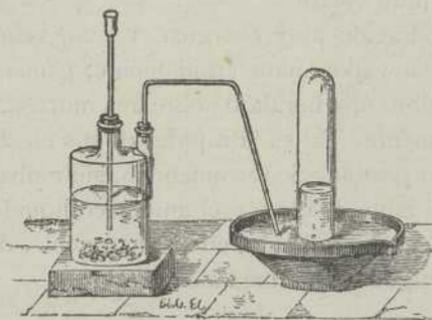
Disuelto en el agua constituye el ácido carbónico CO_3H_2 .

Se obtiene descomponiendo el carbonato de cal por el ácido clorhídrico.



El aparato (figura 23) es el mismo del hidrógeno.

Se emplea en la fabricación de las aguas gaseosas, de vinos espumosos y para preparar algunos carbonatos.



(Figura 23)

122. Sulfuro de carbono.— CS_2 . Es un líquido incoloro, de olor fétido semejante á coles podridas, sabor quemante, la densidad es 1'3, es insoluble en el agua y soluble en el alcohol y en el éter; hierve á 45° . Arde con llama azul desprendiendo anhídridos sulfuroso y carbónico.

Disuelve al bromo, yodo, al azufre, el fósforo, el cautchouc, las grasas y los aceites. Fundándose en esta propiedad se emplea como disolvente de estas substancias, para preparar la goma vulcanizada, para la extracción de grasas y aceites, y para separar el fósforo rojo del ordinario.

123. Cianógeno.— Cy^1 . La palabra *cianógeno* significa *engendro azul*, porque con el hierro forma el *azul Prusia*. Es un gas que tiene olor de almendras amargas, es muy venenoso, y su principal carácter es constituir un radical electro-negativo, que obra como los simples mono-valentes ó cuerpos halógenos. Aquí este cuerpo tiene importancia porque forma con el hidrógeno el

124. Acido cianhídrico.— CyH . Se llama también

ácido prúsico. Se encuentra en la película de la almendra amarga y en las semillas de muchas frutas.

Es un líquido incoloro, con olor y sabor de almendra amarga: es muy volátil.

Es un hidrácido muy enérgico. Es tan venenoso, que respirando su vapor mata rápidamente; y una sola gota, que caiga sobre una herida ó sobre una mucosa, mata casi instantáneamente. Tal es la rapidez de sus efectos, que no hay antídoto posible. Se recomiendan, sin embargo, como antídotos, el agua de cloro y el amoniaco líquido.

Se emplea, muy diluido, en el tratamiento de la bronquitis y de algunas enfermedades nerviosas.

SILICIO = Si¹⁷

Peso atómico = 28 Equivalente = 14

125. Caracteres y propiedades generales del silicio.—Se encuentra en la *silice* y al estado de silicatos. Se presenta en dos estados alotrópicos, el diamantino y el amorfo.

Silicio diamantino. Tiene propiedades semejantes al diamante. Es negro lustroso, densidad 2'5, solo le disuelven los metales fundidos, es tan duro que raya al vidrio y cristaliza en octaedros como el diamante.

Silicio amorfo. Es un polvo de color pardo, suave al tacto que tizna los dedos, soluble en el ácido fluorhídrico, es mal conductor del calor y de la electricidad, y arde en el oxígeno y en el aire formando anhídrido silfícico.

126. Anhídrido silfícico.—SiO₂. Se le conoce con el nombre de *silice* y *cuarzo*. Constituye el cristal de roca, las ágatas, el pedernal, los jaspes, las arenas, etc. Es un

cuerpo duro que raya al vidrio, solo se funde á la llama oxhídrica, insoluble, no le ataca ningún ácido más que el fluorhídrico, con los álcalis y carbonatos produce muchos silicatos.

Se obtiene calcinando uno de los muchos ácidos silícicos que el anhídrido forma con el agua.

Se emplea en la fabricación del vidrio, de morteros de construcción, de lentes y en las muchas aplicaciones que tienen todas sus variedades.

ESTAÑO = Sn^{IV}

Peso atómico = 118 Equivalente = 59

127. Caracteres generales y estado natural.

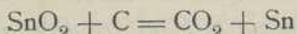
—Es muy antiguo, fué dedicado á Júpiter.

Se encuentra nativo y en forma de anhídrido estánico llamado *casiterita*.

128. Propiedades.—Es sólido, de color blanco de plata, olor fétido cuando se frota, 7 veces más denso que el agua y muy maleable. Cristaliza por enfriamiento, se funde á 230° y es buen conductor del calor y de la electricidad. Cuando se dobla ó tritura entre los dientes produce un ruido especial llamado *grito del estaño*.

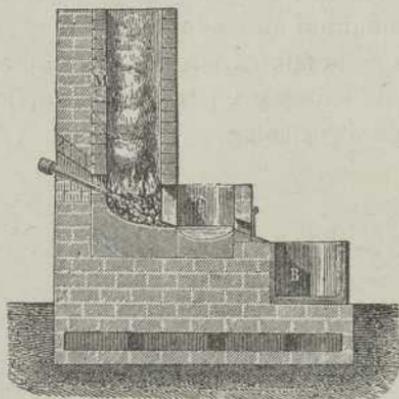
Arde en presencia del aire produciendo anhídrido estánico: se combina directamente con el cloro, bromo, yodo y el azufre: le atacan el ácido clorhídrico, los álcalis y los nitratos alcalinos.

129. Preparación y usos.—Se obtiene reduciendo por el carbón el anhídrido estánico.



El aparato es el horno de manga (figura 24).

Se echa en el horno el mineral mezclado con el carbón; mediante una fuerte corriente de aire el estaño, reducido y fundido, cae en C y se recoje en el deposito B.



(Figura 24)

Entra el estaño en aleaciones formando el bronce, en el azogado de los espejos y en la hoja de lata, que es una lámina de hierro cubierta por una capa de estaño para evitar la oxidación. Fundido sirve para estañar, y el papel de estaño para conservar las substancias alimenticias.

130. Combinaciones del estaño.—Con el cloro forma dos cloruros, el *protocloruro* y el *bicloruro de estaño* SnCl_2 y SnCl_4 . El 1.º es sólido, insoluble, y el 2.º es líquido y muy soluble en el agua. Los dos se emplean como mordientes, y con el primero se forma la *púrpura de Casio* que se usa en la pintura.

Con el oxígeno forma el *protóxido de estaño* SnO compuesto básico, y el *anhídrido estánico* SnO_2 compuesto ácido. Este se utiliza en la fabricación del estaño y de los esmaltes, y para pulimentar el vidrio.

Con el azufre forma el *bisulfuro de estaño* SnS_2 . Tam.

bién se llama *oro musivo*, porque su color es parecido al del oro, es suave al tacto, no le atacan los ácidos: se emplea en el dorado y bronceado de maderas, molduras en yeso, y para barnizar las almohadillas de las máquinas eléctricas.

L. 17.

METALES

CARACTERES DE LOS METALES

MONOGRAFÍA DE LOS METALES

131. Caracteres generales y estado natural.

—Ya hemos definido los metales y hemos visto de donde proceden los nombres que tienen (16): sus símbolos, los equivalentes y pesos atómicos constan en el cuadro del número 22; éstos, sin embargo, los reproduciremos en la descripción de cada uno de los metales. La historia y sinonimia se hará también en cada uno de ellos.

Algunos metales, como el oro, la plata y el platino, se encuentran en la naturaleza puros ó nativos; otros, como el hierro, al estado de óxidos, otros se hallan combinados con el azufre, arsénico y antimonio, y los más electro-positivos bajo la forma de carbonatos, sulfatos, fosfatos y otras sales.

132 Propiedades físicas.—Los metales son todos sólidos, menos el mercurio que es líquido, su color es blanco ó gris más ó menos obscuro, excepto el cobre que es rojo y el oro amarillo; el brillo metálico lo pierden cuando se les tritura. No suelen tener olor ni sabor.

La densidad de los metales, su dureza, tenacidad maleabilidad y ductilidad constan en la tabla siguiente:

METALES	DENSIDADES	DUREZA <i>(De más á menos)</i>	TENACIDAD <i>(De más á menos)</i>	MALEABILIDAD <i>(De más á menos)</i>	DUCTILIDAD <i>(De más á menos)</i>
Potasio	0'59	Cromo.	Acero.	Oro.	Oro.
Iodio	0'97	Manganeso.	Hierro.	Plata.	Plata.
Magnesio. . . .	1'75	Niquel.	Cobre.	Aluminio.	Platino.
Aluminio	2'59	Cobalto.	Platino.	Cobre.	Aluminio.
Cromo	5'90	Hierro.	Plata.	Estaño.	Hierro.
Zinc.	6'86	Antimonio.	Oro.	Platino.	Niquel.
Manganeso . . .	7'20	Zinc.	Zinc.	Plomo.	Cobre.
Hierro	7'78	Platino.	Niquel	Zinc.	Zinc.
Cadmio.	8'65	Cobre.	Estaño	Hierro.	Estaño.
Cobre.	8'78	Oro.	Plomo.	Niquel.	Plomo.
Cobalto.	8'79	Plata.			
Niquel	8'82	Estaño.			
Plata	10'50	Plomo.			
Plomo.	11'35	Potasio.			
Mercurio	13'59	Sodio.			
Oro.	19'50				
Platino	21'50				

Como vemos en la tabla, el potasio y el sodio tienen menor densidad que el agua, el magnesio y el aluminio tienen una densidad menor que cinco veces la del agua, la densidad del cromo, zinc, manganeso, hierro, cobre, cobalto y níquel está entre 5 y 10 veces la densidad del agua, y la de los demás es superior á 10 veces la densidad del agua.

La dureza se aprecia por la raya. El vidrio no raya al cromo, al manganeso y al níquel, y sí raya al cobalto, al hierro, zinc y antimonio. El platino, cobre, oro, plata y estaño, son rayados por el espato de Islandia: el plomo se

raya con la uña, y el potasio y sodio son tan blandos como la cera.

Casi todos los metales tienen formas cristalinas.

Las temperaturas de fusión de los metales, su conductibilidad para el calor y la electricidad, y sus calores específicos figuran en la tabla siguiente:

METALES	Temperaturas de fusión	Conductibilidad calorífica	Capacidad calorífica	Conductibilidad eléctrica
Mercurio . . .	- 39	Plata . . . 1	Hierro. . . . 0'11	Plata . . . 1
Potasio . . .	+ 62	Cobre. . . 0'74	Zinc . . . } .0'10	Cobre. . . 0'73
Sodio	95	Oro . . . 0'53	Cobre . . . }	Oro 0'59
Plomo.	335	Latón. . . 0'22	Latón 0'09	Aluminio. 0'40
Cadmio. . . .	260	Zinc. . . . 0'19	Estaño . . . } .0'06	Estaño . . . 0'24
Zinc.	410	Estaño . 0'15	Plata. . . . }	Hierro . . . 0'13
Magnesio. . .	500	Hierro . 0'12	Plomo. . . . 0'04	Plomo. . . . 0'11
Aluminio. . .	750	Plomo. . 0'09	Mercurio. }	Platino . . 0'10
Plata	1.000	Platino . 0'08	Oro } .0'03	Mercurio . 0'06
Cobre.	1.100	Bismuto, 0'02	Platino. . }	
Oro.	1.200			
Hierro	1.500			
Niquel	1.600			
Cobalto. . . .	1.600			
Manganeso . .	2.000			
Platino	2.000			
Iridio.	2.500			

Como vemos en la tabla, se funden á temperaturas inferiores á 100° el potasio, y el sodio, á temperaturas comprendidas entre 100 y 1000° el plomo, cadmio, zinc, magnesio y aluminio. La plata se funde próximamente á la temperatura de 1000° y el cobre, oro, hierro, níquel, cobalto, manganeso, platino é iridio á temperaturas superiores.

res á 1000°. Se dicen infusibles los metales que se funden á temperaturas mayores de 2000°.

El hierro el manganeso el níquel y el cromo se imanar por la influencia de un imán ó de una corriente eléctrica.

133. Propiedades químicas de los metales.

—Los metales son electro-positivos y algunos arden en el aire con llama brillante y característica.

El hidrógeno forma *hidruros* con los metales, semejantes á las aleaciones, excepto el de cobre que está bien definido. Los cuerpos halógenos tienen mucha afinidad con los metales, y alguno como el cobre arde en el cloro (41).

El oxígeno ejerce diferente acción sobre los metales, según la temperatura, según que esté seco ó húmedo, ó según esté puro ó mezclado en el aire.

Todos los metales, excepto la plata, el oro y el platino, se oxidan á una temperatura elevada. Muchos metales como el hierro, se oxidan con facilidad en el aire húmedo, y más fácilmente en presencia del ácido carbónico. El azufre ejerce sobre los metales la misma acción que el oxígeno. Los demás metaloides apenas ejercen acción sobre los metales. Los metales forman entre sí aleaciones.

Los ácidos, tanto de hidrógeno como de oxígeno, atacan en general á los metales con más ó menos energía, formando las sales halógenas y las oxisales. El agua es descompuesta por los metales á diferentes temperaturas ó en presencia de los ácidos. En esta propiedad se funda la clasificación que Thenard ha hecho de los metales.

134. Extracción de los metales.—Los metales nativos suelen estar asociados á otros minerales que se llaman *gangas*, de los cuales se separan mecánicamente. Los que se encuentran en estado de óxidos, se tratan por el carbón, desprendiéndose el oxígeno bajo la forma de óxido ó anhídrido carbónico. Los sulfuros, arseniuros, et-

cétera se tuestan en el aire para que se desprendan los anhídridos correspondientes, y luego se tratan por el carbón. Las sales se tratan por una base que suele ser la cal, la cual se apodera del ácido, y el óxido se reduce por el carbón.

Hay otro procedimiento moderno de beneficiar los metales, por el que se obtienen puros y de un modo económico, que es el *horno eléctrico*; con el cual se alcanzan las temperaturas más elevadas, que, aplicadas sobre electrodos fundidos, se obtiene la reducción de los metales menos fusibles. Este procedimiento se llama *Electrometalurgia*.

135. Clasificación de los metales.—Se han dividido los metales en cuatro clases: 1.^a *Metales alcalinos*, que son el potasio, el sodio y el amonio. 2.^a *Alcalino-térreos*, que son el bario, estroncio y calcio. 3.^a *Térreos*, el magnesio, aluminio y sus análogos. Y 4.^a *Metales propiamente dichos*, que son todos los demás. Thenard los dividió en seis secciones y nosotros seguiremos la clasificación de los metales por su cuantivalencia (28).

136. Aplicaciones.—La industria metalúrgica es hoy de grandísima importancia, y no lo es menos las aplicaciones que tienen los metales bajo la forma de

2.18

ALEACIONES

137. Cuadro de las principales aleaciones.—Ya en la nomenclatura (18) definimos las aleaciones y amalgamas.

Las aleaciones son compuestos metálicos definidos disueltos en el exceso del metal que entra en ellas en mayor proporción.

Las aleaciones se forman fundiendo en un crisol los

metales de que constan, en el orden de su temperatura de fusión, añadiendo luego los volátiles y recubriendo los metales fundidos con carbón en polvo para que no se oxiden. Las amalgamas se forman tratando el metal por un exceso de mercurio y comprimiendo la masa dentro de una gamuza para que suelte el mercurio sobrante.

He aquí el cuadro de las principales aleaciones:

Soldadura de plomeros	{ Estaño . . 66 Plomo . . 33	Bronce de campanas	{ Cobre . . 78 Estaño . . 22
Medidas para líquidos	{ Estaño . . 82 Plomo . . 18	Bronce de aluminio	{ Cobre . . 90 á 95 Aluminio 10 á 5
Vajillas de estaño	{ Estaño . . 92 Plomo . . 8	Monedas de cobre	{ Cobre . . 95 Estaño . . 4 Zinc . . 1
Caracteres de imprenta	{ Plomo . . 80 Antimonio 20	Monedas de plata	{ Plata . . 90 Cobre . . 10
Latón	{ Cobre . . 67 Zinc . . 33	Vajillas de plata	{ Plata . . 95 Cobre . . 5
Metal blanco . .	{ Cobre . . 50 Zinc . . 25 Níquel . . 25	Joyería de plata	{ Plata . . 80 Cobre . . 20
Bronce de cañones	{ Cobre . . 91 Estaño . . 9	Monedas de oro	{ Oro . . 90 Cobre . . 10
Bronce de estatuas	{ Cobre . . 90 Estaño . . 10	Joyería y vajilla de oro	{ Oro . . 75 á 92 Cobre . . 25 á 8

ÓXIDOS É HIDRATOS METÁLICOS

138. Caracteres generales y estado natural.
— Tanto los óxidos como los hidratos los hemos definido ya en la nomenclatura (17) y (19) con el nombre de

anhidróxidos y bases ó hidratos. Unos y otros se les puede derivar del tipo agua, sustituyendo el hidrógeno total ó parcialmente por un metal.

La mayor parte de los óxidos y de los hidratos se encuentran libres en la naturaleza, como el óxido de hierro, el bióxido y sesquióxido de manganeso, el óxido de aluminio y otros: el hidrato férrico, el hidrato mangánico el hidrato de magnesio y otros.

139. Propiedades físicas.—Los óxidos é hidratos metálicos son todos sólidos, opacos, no tienen brillo metálico; los óxidos de los primeros metales son incoloros ó blancos, y coloreados los de los demás, no tienen olor, y los solubles presentan un sabor cáustico más ó menos marcado; su densidad es mayor que la del agua. Casi siempre se presentan cristalizados, se funden con más dificultad que los metales de que proceden; la cal y la magnesia no se funden ni á la llama de la luz oxidrica, y muy pocos se volatilizan.

Por regla general son insolubles en el agua, excepto los alcalinos que son muy solubles y hasta delicuescentes, y los alcalino-térreos que son algo solubles. Los hidratos alcalinos son, además, solubles en el alcohol.

Son malos conductores del calor y de la electricidad.

El calor descompone algunos óxidos reduciéndolos á metal, como sucede con los de plata, platino y mercurio; otros pierden parte de su oxígeno, como sucede á los bióxidos de bario y manganeso. Los hidratos pierden por el calor parte ó toda su agua de composición.

140. Propiedades químicas.—Los óxidos no presentan un carácter químico determinado. Algunos óxidos arden en condiciones convenientes, otros son venenosos, y algunos, sin serlo, se convierten en venenos introducidos en la economía animal.

La acción de los cuerpos simples sobre los óxidos

varía, según que actúen sobre el oxígeno, sobre el metal, ó sobre los dos á la vez.

El hidrógeno reduce á muchos óxidos desprendiéndose agua en vapor, como los del cobre y hierro: algunos como los bióxidos de bario y manganeso pierden solo parte de su oxígeno, y otros como la potasa, la cal y la alúmina no se alteran por la acción del hidrógeno. El cloro generalmente descompone todos los óxidos apoderándose del metal si están secos, y oxigenándolos si están húmedos; los hidratos alcalinos y alcalino-térreos se convierten en cloratos ó hipocloritos. Los demás cuerpos halógenos actúan con menos energía que el cloro sobre los óxidos.

El oxígeno peroxida á los óxidos é hidratos á temperaturas diferentes y con gran energía. El azufre ejerce acciones diferentes sobre los óxidos, según la temperatura, ó según que estén ó no en presencia del agua. Algunos no se alteran por la acción del azufre.

El fósforo ejerce sobre los óxidos acciones diferentes que sobre los hidratos.

El carbón es el reductor más energético de los óxidos, y hay muy pocos que resistan á la acción del carbón; en esta reducción se desprende óxido de carbono ó anhídrido carbónico.

Los ácidos son los únicos cuerpos compuestos que ejercen sobre los óxidos acciones importantes. Los hidrácidos producen sales halógenas y los oxácidos oxisales.

141. Preparación de los óxidos é hidratos metálicos.— Los óxidos se preparan por varios procedimientos que podemos reducir á tres: 1.º Calentando el metal en el aire ó en el oxígeno; así se preparan los óxidos de cobre, zinc y plomo; ú oxidando otros óxidos menos oxigenados, como el óxido de bario. 2.º Calcinando algunas sales, como los nitratos y carbonatos. Y 3.º Deshidratando por el calor los hidratos metálicos, como el hidrato cálcico.

Los hidratos se preparan también por tres procedimientos principales: 1.º Por la unión directa de los óxidos con el agua, como los de calcio, estroncio y bario. 2.º Los hidratos solubles, como los de potasio y sodio, descomponiendo sus carbonatos por la cal. Y 3.º Los insolubles, precipitando las disoluciones salinas por un hidrato soluble.

142. Clasificación de los óxidos.—Berzelius los dividió en cinco grupos: 1.º *Óxidos básicos* los que neutralizan á los ácidos, como los de potasio, sodio y magnesio. 2.º *Óxidos ácidos* los que neutralizan á las bases, como son los ácidos crómico y permangánico. 3.º *Óxidos salinos* los formados por dos óxidos del mismo radical, como el óxido ferroso-férrico. 4.º *Óxidos singulares* los que tienen más oxígeno que los básicos y menos que los ácidos, como el bióxido de manganeso; y 5.º *Oxidos indiferentes* los que hacen veces de ácidos ó bases, como la alúmina.

143. Aplicaciones.—En la industria y en las artes se emplean muchos óxidos como primera materia de fabricación; en Química como reactivos y para preparar otros cuerpos: también tienen aplicación en Medicina.

L. 17.

S A L E S

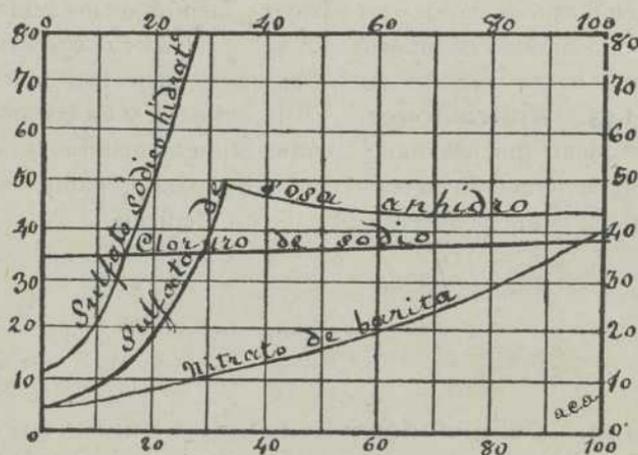
144. Definiciones.—Hasta fines del siglo XVIII se llamaron sales á toda substancia soluble y cristalizable, en cuyo caso serían sales el azúcar y el ácido tartárico. Lavoisier llamó sales á las combinaciones de los ácidos con las bases, definición que no comprende á las sales halógenas (36), que son las que más comunmente se conocen como sales. Berzelius dió una definición para las sales halógenas y otra para las anfígenas. Regnault las consideró como compuestas de dos cuerpos binarios, en

cuyo caso son sales los ácidos, y finalmente el doctor Orfila, célebre químico español, propuso no definir las de ningún modo.

Hoy se definen las sales (19), por la sustitución total ó parcial del hidrógeno de los ácidos por un radical electro-positivo.

145. Estado natural.—Muchas sales se encuentran libres en la naturaleza, la mayor parte corresponden al reino mineral; pero también las hay orgánicas y con ácidos ó bases orgánicas.

146. Propiedades físicas.—Las sales son casi todas sólidas, incoloras cuando carecen de color el ácido y el metal que las forman, y con color cuando éstos son co-



(Figura 25)

loreados, como sucede con los cromatos que son de color rojo ó amarillo, y las sales de cobre y níquel que son azules ó verdes; son inodoras, menos el carbonato amónico que huele á amoniaco; su sabor depende del metal que las forma, y las hay saladas, amargas y de sabor azucarado.

Todas las sales son más densas que el agua. La solubi-

lidad en el agua aumenta con la temperatura, como sucede con el nitrato potásico ó *nitro*; algunas, como la sal común, se disuelven lo mismo en frío que en caliente; y otras, como el sulfato y el citrato cálcicos, se disuelven mejor á temperaturas ordinarias.

Para apreciar la solubilidad de las sales á diversas temperaturas, se construyen lo que se llaman *curvas de solubilidad* (figura 25), en las cuales la línea horizontal representa los grados de temperatura, y la vertical el peso en gramos de la sal disuelta en 100 gramos de agua.

Cuando una sal absorbe el vapor de agua de la atmósfera y en esta agua se disuelve, se llama *delicuescente*, como el cloruro de sodio; y si, por el contrario, la sal pierde por evaporación en el aire el agua que contiene reduciéndose á polvo, se llama *eflorescente*, como el nitrato potásico y el carbonato sódico.

La dureza de las sales es tan variable, que, mientras algunas se amasan entre los dedos, otras se rayan con la uña, y otras rayan al vidrio como sucede con algunos silicatos.

Muchas sales son cristalinas, infusibles y volatilizables.

147. Propiedades físico-químicas de las sales.—Por el calor algunas sales se disuelven en su agua de cristalización, sufriendo lo que se llama la *fusión acuosa*; continuando el calor, el agua se evapora y la sal ya anhidra y en estado sólido se funde, sufriendo lo que se llama la *fusión ígnea*. Cuando por efecto del calor el agua de interposición se evapora, disgrega la masa de la sal, produciendo unos chasquidos que se llaman *decrepitación*. El calor descompone también muchas sales, como los carbonatos, desprendiendo algunas mucho oxígeno que aviva la combustión, fenómeno que lleva el nombre de *deflagración*; como sucede con el clorato potásico.

La luz descompone algunas sales: en esta descomposición se funda la fotografía.

La electricidad descompone todas aquellas sales por las cuales se puede hacer pasar una corriente eléctrica, como se ha visto en la electrolisis, y en las aplicaciones á la galvanoplastia, y al dorado y plateado galvánicos.

148. Propiedades químicas.—El carácter químico de las sales depende del ácido y del metal que forman la sal. Ya sabemos lo que son las sales neutras y ácidas (19) y (20). Si el hidrógeno del ácido es sustituido por un radical de cuantivalencia superior al número de átomos de hidrógeno que tiene el ácido, resulta lo que se llama una *sal básica*.

De las acciones que los radicales simples negativos ejercen sobre las oxisales, la más importante es la del hidrógeno, el cual obra sobre ellas como reductor, apoderándose de parte ó de todo su oxígeno para formar agua. En algunas sales el hidrógeno reemplaza al radical metálico, dejándolo en libertad.

El cloro y los demás cuerpos halógenos obran, por el contrario, como oxidantes cuando interviene el agua, porque se combinan con el hidrógeno del agua, y el oxígeno libre sobreoxida la sal. Otras veces, estos cuerpos se combinan con el radical metálico, produciendo compuestos insolubles.

De los cuerpos anfígenos, el oxígeno obra siempre como oxidante. El azufre obra también formando sulfuros, y á veces hiposulfitos y hasta sulfatos.

Los demás metaloides no ejercen acciones importantes.

La acción que ejercen los metales sobre las sales suele ser de sustitución, cristalizando el metal sustituido bajo la forma arbórea. Así; introduciendo una lámina de zinc en una sal de estaño ó de plomo, estos metales se precipitan sobre la lámina de zinc, formándose lo que se llaman

árboles de Júpiter ó de Saturno: echando mercurio en una sal de plata, la amalgama de plata que resulta constituye el *árbol de Diana*.

De la acción que los cuerpos compuestos ejercen sobre las sales, solo trataremos de la que ejercen los ácidos, las bases y las mismas sales, estudiadas y sintetizadas en leyes por Berthollet.

Los ácidos obran sobre las sales, sustituyendo á los que entran en estas, cuyos ácidos ó sus anhídridos quedan libres, formándose otra sal con el nuevo ácido y el metal de la sal propuesta; como sucede en la obtención del ácido nítrico (90) y del anhídrido carbónico (121). Las bases obran igualmente, sustituyendo el radical metálico de la base ó hidrato al radical metálico de la sal propuesta, cuyo radical se combina á su vez con el agua de la base ó hidrato propuesto para formar un nuevo hidrato.

La acción mútua, que ejercen las sales, estudiada por Berthollet, podemos reducirla á la siguiente ley: *Una sal será descompuesta por otra sal, cuando del cambio de sus metales, resulte otra sal más volátil ó menos soluble.*

Las leyes de Berthollet están comprendidas en otra más general de *Termoquímica*, la ley del *trabajo máximo*, ó sea que: «Los cuerpos puestos en contacto, no interviniendo energía extraña, reaccionan, siempre que en su reacción haya producción de calor.»

149. Preparación y usos de las sales.—La mayor parte de las sales, que no se encuentran en la naturaleza, se preparan tratando los metales, los óxidos é hidratos, los sulfuros, los carbonatos, etc., por los ácidos que las engendran. También se obtienen algunas sales por oxidación de otras inferiores, ó reducción de otras más oxidadas; y por último, todas las insolubles por doble descomposición, con arreglo siempre á los principios de Berthollet.

Son tan variadas las aplicaciones de las sales, que de ellas daremos cuenta en el estudio de cada una en particular.

METALES MONOVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

S. 20.

150. Caracteres de los metales monovalentes.—Los metales monovalentes son el *cesio*, *rubidio*, *potasio*, *sodio*, *litio*, *talio* y *plata*. Nosotros nos ocuparemos sólo del potasio, el sodio y la plata.

El potasio y el sodio son blandos, se funden á temperaturas bajas y se volatilizan al rojo; sus hidratos se llaman *alcalinos* por su solubilidad y por su carácter básico y energético. Las sales del mismo género de estos metales tienen la misma constitución y análogas propiedades. La plata tiene más analogías con el cobre y el oro que con el potasio y sodio, y si se estudia aquí es por su cuantivalencia.

POTASIO = K'

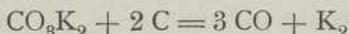
Peso atómico y equivalente = 39

151. Monografía del potasio.—El potasio fué descubierto por Davy en 1807, descomponiendo la potasa por una corriente eléctrica. Se encuentra en abundancia formando el cloruro, nitrato y sulfato de potasio: también se halla en el organismo.

Es sólido, su color es blanco argentino ligeramente azulado; su densidad es 0'86 y muy blando; se funde á

62º, se volatiliza al rojo. Se oxida con rapidez en el aire y se combina con todos los radicales simples. Descompone el agua, se apodera del oxígeno y deja en libertad el hidrógeno, el cual arde por el calor de la combinación, con llama teñida de color violado por los vapores del potasio.

Se obtiene calentando al rojo una mezcla de carbonato potásico y carbón.



No tiene aplicaciones.

152. Combinaciones metálicas.—Las combinaciones que forman los metales con los metaloides, las estudiaremos por el orden de su cuantivalencia. Empezaremos, por consiguiente, por los derivados metálicos del tipo hidrógeno, que son los fluoruros, cloruros, bromuros, yoduros y sulfuros; y luego los derivados metálicos del tipo agua, que son los anhídridos, las bases ó hidratos y las oxisales.

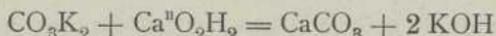
CUERPOS COMPUESTOS DE POTASIO

153. Hidrato potásico.—KOH. Los principales compuestos del potasio son el hidrato potásico, y las sales nitrato y carbonato potásico. Sin embargo, el cloruro potásico es de sabor salado, soluble, cristalino, se emplea como abono y en la fabricación del nitro y del alumbre; y el yoduro, bromuro y cianuro potásicos que tienen propiedades análogas al cloruro y se emplean en medicina como agentes terapéuticos de importancia.

El hidrato potásico se llama también *pedra cauterio* y *potasa cáustica*. Es un cuerpo sólido, blanco, sabor á lejía, muy soluble en el agua y en el alcohol, delicuescente, y se funde con dificultad. Es un compuesto muy estable, es una

base muy enérgica que corroe las materias orgánicas, constituyendo un veneno cuyos antídotos son los ácidos.

Se obtiene descomponiendo el carbonato potásico por una lechada de cal.



Se emplea en las lejías, para la fabricación de los jabones blandos, como reactivo y como *pedra cauterio*.

154. Nitrato potásico.— NO_3K . También se llama *nitro ó salitre*. Se encuentra en algunos terrenos, que se llaman salitrosos, formando *nitreras naturales*, en cuevas, establos y edificios antiguos. Pueden también formarse nitreras artificiales.

Es una sal sólida, blanca, de sabor fresco y picante, muy soluble en el agua, sobre todo en caliente. Es un cuerpo cristalino que se funde á 340° y después se descompone. Como nitrato es oxidante y deflagra sobre las áscuas.

Se puede obtener del nitro de Chile y del Perú que es el nitrato sódico, hirviéndolo con el cloruro potásico.



Se emplea especialmente en la fabricación de la

155. Pólvora.—La pólvora se compone en general de 75 partes por 100 de nitro, 13 de azufre y 12 de carbón; se inflama esta mezcla á 300° y se eleva la temperatura á 1200° ; los gases que resultan ocupan un volumen 1000 veces mayor que el de la mezcla empleada, y se desarrolla una fuerza de 1000 atmósferas.

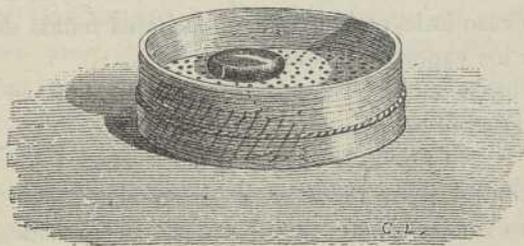
La reacción es:



La rapidez de la combustión de la pólvora depende del azufre que contiene, y del carbón su fuerza explosiva.

Hay varias clases de pólvora, las principales son tres, la de caza de granos pequeños, de minas que tiene los granos gruesos, y la de cañones, cuyos granos son prismas horadados.

Para la elaboración de la pólvora se hace una mezcla íntima del nitro, azufre en cañón y carbón vegetal ligero (114) finamente pulverizados, se humedece formando una pasta que pasa por una criba (figura 26), cuyos orificios son



(Figura 26)

del tamaño de los granos de pólvora; mediante la presión ejercida con un disco lenticular de madera.

156. Carbonato potásico. — CO_3K_2 . Se llama también *potasa* en el comercio. Se encuentra en abundancia en algunos vegetales. Es una sal sólida, blanca, muy soluble en el agua, deliquescente, cristalina y fusible; es muy estable y básica. Se prepara por lixiviación de las cenizas de los vegetales que la contienen; y se emplea en las lejías, fabricación de la potasa cáustica, de los jabones blandos y entra en la preparación del vidrio de Bohemia.

L. 21

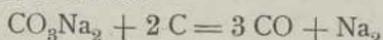
SODIO = Na¹

Peso atómico y equivalente = 23

157. Monografía del sodio.—Davy en 1807 descubrió el sodio del mismo modo que el potasio. Se encuentra formando el cloruro de sodio, muchas sales y en el organismo.

Es sólido, blanco, su densidad es 0'97 y tan blando como la cera; se funde á 95° y hierve al rojo. Se oxida fácilmente en el aire, descompone el agua apoderándose de su oxígeno sin inflamar el hidrógeno, á no ser que se dificulte el movimiento que adquiere el sodio en el agua, en cuyo caso arde el hidrógeno con llama teñida de amarillo por los vapores del sodio.

Se obtiene como el potasio descomponiendo el carbonato sódico por el carbón.



Se emplea como reductor de los metales.

Como vemos tiene el sodio, en sus propiedades y obtención, muchas analogías con el potasio.

De los compuestos de sodio solo estudiaremos el cloruro, el hidrato sódico y el carbonato de sosa.

158. Cloruro de sodio.—ClNa. Se llama *sal común, sal marina y sal gema*. Se encuentra formando rocas en Cardona (Barcelona), y en las provincias de Cuenca y Navarra, disuelta en muchas aguas y en las del mar, que tienen de 22 á 27 por 1.000 de sal común.

Es sólida, no tiene color, sabor salado y agradable; igualmente soluble á todas temperaturas; cristaliza en cubos que se agrupan formando pirámides huecas, se funde al rojo; decrepita al fuego y es muy estable.

Se prepara favoreciendo la evaporación de las aguas que la contienen.

Tiene muchas aplicaciones. Se emplea como condimento, para la conservación de las carnes y de otras materias alimenticias, en la industria y en los laboratorios para la preparación de varios productos.

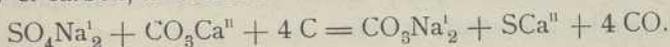
159. Hidrato de sodio.—NaOH. Se llama también *sosa cáustica*. Tiene las mismas propiedades que la potasa. No es tan estable ni las propiedades básicas tan enérgicas, es menos soluble que la potasa y eflorescente en vez de ser

delicuescente. Se obtiene como la potasa, sustituyendo el carbonato potásico por el sódico. Se emplea en la fabricación de jabones duros y como reactivo.

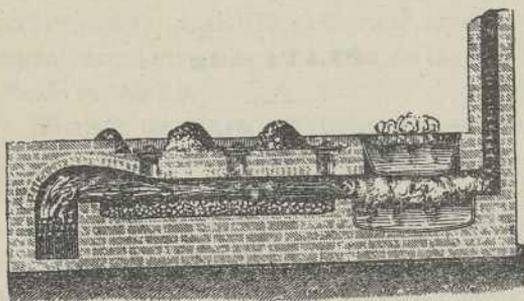
La sosa se combina fácilmente con el anhídrido carbónico del aire formando el

160. Carbonato sódico.— CO_3Na_2 . Se llama también *sosa comercial*. Se encuentra como el carbonato de potasa en las plantas, principalmente en las que se crían cerca del mar que se llaman *barrilleras*. Tiene las mismas propiedades que el carbonato potásico ó potasa comercial, solo que es eflorescente como la sosa, que debe esta propiedad á formarse en el aire el carbonato, y se obtiene también como la potasa del comercio.

Industrialmente se obtiene la sosa comercial, transformando el sulfato sódico en carbonato por medio de la creta y el carbón; la reacción es:



Se amontona la mezcla en la parte superior del horno (figura 26), se deja caer por aberturas hasta el fondo, allí se ablanda con el fuego, se remueve, y, cuando se ha des-



(Figura 27)

prendido todo el óxido de carbono, se saca la masa que cristaliza por lixiviaciones sucesivas.

Entra la sosa en la fabricación de los jabones, de los vidrios y cristales, y en el encolado del papel.

161. Reconocimiento de las sales de potasio y sodio.—Las de potasio dan con el cloruro de platino un precipitado cristalino color amarillo de canario. Las de sodio no precipitan con el cloruro de platino y dan á las llamas incoloras color amarillo.

162. Amonio.— NH_4 . Hay un radical compuesto electro-negativo, monovalente como el potasio y sodio que es el *amonio* (84).

El amonio funciona de idéntico modo que los metales alcalinos potasio y sodio. Con el oxidrilo forma el hidrato amónico NH_4OH , que es la disolución del amoníaco en el agua. Tanto las sales halógenas de amonio como las oxisales, se forman por sustitución del hidrógeno de los hidrácidos y oxácidos por el amonio, formándose sales análogas á las del potasio y sodio.

Los compuestos de amonio se reconocen por el desprendimiento de amoníaco, calentados con una base alcalina ó alcalino-terrea como la potasa ó la cal.

PLATA = Ag^1

Peso atómico y equivalente = 108

163. Monografía de la plata.—Es conocida desde la más remota antigüedad, fué dedicada á Diana, los alquimistas la representaron por la luna, su nombre significa *blanco*. Se encuentra nativa llamada *plata virgen*, en estado de cloruro llamada *plata córnea* y formando sulfuros sencillos y dobles.

La plata es sólida, el más blanco de todos los metales,

su densidad es 10'5, es más tenaz que dura; el segundo de los metales en ductilidad y maleabilidad y el primero en conductibilidad para el calor y la electricidad: se funde á 1000° y se volatiliza ó 2000°. No se oxida en el aire, fundida absorbe 22 veces su volumen de oxígeno, que lo desprende al solidificarse, produciendo un destello de luz llamada *relámpago*; arrastra entonces partículas de metal que forman arborizaciones, y la plata se dice que *gallea*. Le atacan los vapores del ácido sulfhídrico ennegreciéndola porque se forma sulfuro de plata: le ataca con energía el ácido nítrico, y debilmente el sulfúrico y el clorhídrico.

La plata puede obtenerse por *amalgamación*; que consiste en reducirla, de los minerales que la contienen, á cloruro de plata, descomponer éste por el mercurio evaporando el mercurio por el calor; procedimiento llamado *americano*. Y por *copelación*; que consiste en oxidar por el calor los metales que contiene uno de los sulfuros argentíferos, como la galena ó sulfuro de plomo, en un horno de reverbero; estos óxidos desaparecen en el fondo del horno y la plata queda libre.

Se emplea, aleada con el cobre para que tenga mayor dureza, en la moneda, medallas, cubiertos, vajilla y multitud de objetos de adorno. Bajo la forma de cloruro se usa en el plateado galvánico.

164. Nitrato de plata.— NO_3Ag . Es una sal sólida, incolora, transparente y muy soluble en el agua; cristaliza, se funde á 200° y solidificada en cilindros se llama *pedra infernal*. La luz la ennegrece en presencia de las materias orgánicas reduciéndola á plata.

Se obtiene disolviendo la plata en el ácido nítrico, y se aplica á la fotografía, en el plateado de los espejos y en medicina como cauterio.

165. Reconocimiento de las sales de plata.— Con el ácido clorhídrico y los cloruros solubles dan un

precipitado blanco de cloruro de plata que se va oscureciendo á la luz.

L. 22.

METALES BIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

166. Primer grupo.—Comprende el primer grupo de estos radicales el *bario*, *estroncio* y *calcio*. Estos tres metales se llaman alcalino-térreos (135) porque sus óxidos dan reacción alcalina y tienen aspecto terroso. Ninguno de ellos tiene importancia por sí sino por sus combinaciones; ninguno se encuentra nativo en la naturaleza, pero sí muy abundantes en forma de carbonatos, sulfatos y fluoruros.

Los tres descomponen el agua á la temperatura ordinaria, se apoderan del oxígeno y dejan libre el hidrógeno; sus óxidos son solubles, infusibles y no se reducen por el carbón ni por el hidrógeno.

Se obtienen por electrolisis

BARIO = Ba^{II}

Peso atómico = 137.5 Equivalentes = 68.5

167. Monografía del bario.—Se encuentra bajo la forma de sulfato y carbonato. Es sólido, de color blanco argentino, poco maleable, fusible al rojo, y da color verde á la llama del soplete. Se obtiene por la electrolisis del cloruro de bario. Los principales compuestos del bario son el *cloruro de bario*, la *barita* y el *nitrate de bario*.

El *estroncio* no tiene importancia por sí ni por sus compuestos.

CALCIO = Ca^{II}

Peso atómico = 40 Equivalente = 20

168. Monografía del calcio.—Se encuentra en abundancia bajo la forma del carbonato ó *caliza*, sulfato ó *yeso* y fosfato ó *fosforita*. Es un metal sólido, blanco amarillento, densidad 1'2, fusible al rojo. Se oxida en el aire húmedo y en él arde cuando se le calienta. Se obtiene por la electrolisis de su cloruro.

Los compuestos más importantes del calcio son el cloruro, el óxido é hidrato de calcio, el carburo, el sulfato y el carbonato cálcicos.

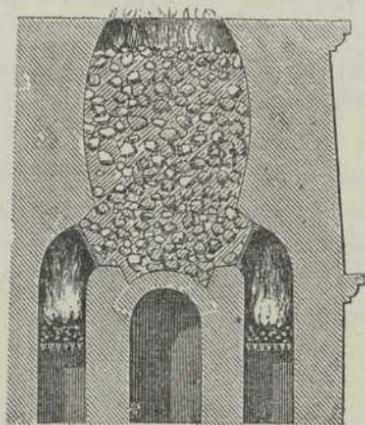
169. Cloruro de calcio.—Cl₂Ca. Es sólido, soluble con descenso de temperatura y muy delicuescente; cristaliza con seis moléculas de agua, es fusible. Se obtiene tratando el mármol por el ácido clorhídrico. Se emplea para desecar los gases y en las mezclas frigoríficas.

Cloruro de cal. Este cuerpo se considera como una mezcla de cloruro de calcio y de hipoclorito cálcico. Se llama también *polvos de blanqueo* y *polvos de gas*. Es un polvo blanco que huele á cloro, muy soluble en el agua y delicuescente: por la acción de los ácidos, incluyendo el ácido carbónico del aire, desprende cloro. Se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por la cal apagada, y se emplea como decolorante y como desinfectante.

170. Óxido é hidrato cálcicos.—CaO y CaO₂H₂. El óxido se llama *cal viva*. Es sólido, blanco, amorfo, de estructura terrosa é infusible. Es una base que neutraliza los ácidos más enérgicos. Con el agua se hincha, se eleva la temperatura hasta 300° reduciéndose á un polvo blanco que es el hidrato cálcico.

La cal viva se obtiene calcinando la piedra caliza ó carbonato de calcio en hornos abiertos llamados *hornos de cal*, $\text{CO}_3\text{Ca} = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Hay hornos de fabricación intermitente y de fabricación continua. El mejor de éstos es el de la figura 27. Se carga de mineral por la parte superior y se saca la cal por la parte inferior.



(Figura 28)

El hidrato de cal ó *cal apagada* es un polvo blanco, soluble en el agua, cuya disolución se llama *agua de cal* ó *lechada de cal*, según que esté el agua ó la cal en exceso. Es una base enérgica.

Cal grasa es la que procede de las calizas más puras. *Cal seca* ó *delgada* la que contiene sulfato de magnesio, óxidos de hierro, arcilla y otros cuerpos; es poco soluble en el agua. *Cal hidráulica* es la que, conteniendo por calcinación de 10 á 25 por 100 de arcilla, se endurece debajo del agua.

La cal se emplea en las *mezclas* ó *morteros* de construcción, que se componen de cal apagada, arena y agua, en la

argamasa formada de cal hidráulica y arena, en el blanqueo de las paredes, en la fabricación de las velas esteáricas, en el curtido de las pieles y en otra porción de usos industriales.

171. Carburo de calcio.— C_2Ca . El carburo de calcio es sólido, color gris, cristalino, y se obtiene hoy en abundancia para la producción del acetileno. En el horno eléctrico se obtiene por la reacción del koc sobre la cal, en crisoles de hierro revestidos interiormente de carbón, y mediante una corriente eléctrica alternativa de gran potencial.

172. Sulfato de calcio.— SO_4Ca . Este cuerpo es el *yeso*. Es blanco, casi insoluble en el agua, cristaliza con dos moléculas de agua, la fórmula es $SO_4Ca, 2H_2O$. No lo descompone el calor; pero á unos 120° pierde el agua de cristalización y se convierte en un polvo blanco llamado *yeso cocido*, el cual se disuelve en su volumen de agua y luego se endurece. Se emplea como abono; el cocido en las construcciones, en el moldeado de estatuas y adornos en yeso; y con cola fuerte forma el *estuco*.

173. Carbonato de calcio.— CO_3Ca . Es uno de los minerales más abundantes en la naturaleza. Se presenta cristalizado en el 4.º sistema con el nombre de *espató de Islandia*; en el 3.º con el de *aragonito*, que procede de Molina de Aragón; amorfo, compacto y teñido de óxidos metálicos con el de *mármol*; y en polvo blanco de aspecto térreo llamado *creta*. Hay además muchas rocas de piedra caliza.

El agua, si contiene ácido carbónico en exceso, lo disuelve, el calor y los ácidos lo descomponen. La piedra caliza se emplea para la fabricación de la cal, y sus diferentes variedades en la escultura y como materiales de construcción.

174. Reconocimiento de las sales de calcio.

—Con el oxalato amónico dan precipitado blanco insoluble en el ácido acético.

175. Segundo grupo.—Los metales bivalentes que corresponden al 2.º grupo son el *magnesio, zinc y cadmio*.

Estos tres cuerpos son volátiles, arden con llama viva. Solo forman un óxido que es insoluble y un sulfuro; los cloruros, bromuros, yoduros y sulfatos de estos tres cuerpos son solubles, y los carbonatos y fosfatos insolubles en el agua. Prescindiremos del cadmio por su poca importancia.

MAGNESIO = Mg^{II}

2.25

Peso atómico = 24 Equivalente = 12

176. Monografía del magnesio.—Fué aislado por Bussy en 1831; no se encuentra libre en la naturaleza, en combinación se encuentra muy abundante bajo la forma de carbonatos, y silicatos de calcio y de magnesio.

Es un metal color blanco de plata, su densidad 1'75, es ductil y maleable; se funde á 500º y se volatiliza al calor rojo blanco. Se oxida en el aire húmedo y arde al rojo con llama muy viva, por interponerse en la llama su óxido que es infusible. Un alambre de magnesio de 3 mm. de diámetro produce al arder una intensidad de 74 bujías; un decígramo de magnesio, ardiendo en el oxígeno, dá una intensidad de 110 bujías, aunque la llama sea 7 ú 8 veces menor que la de una bujía.

Se le obtiene por la electrolisis de su cloruro fundido, ó descomponiendo este cloruro por el potasio ó el sodio. Se aplica en fotografía para iluminar los objetos que se encuentran en sitios oscuros.

De los compuestos del magnesio solo citaremos el *óxido de magnesio ó magnesia calcinada*, que, por neutralizar los ácidos más enérgicos, se emplea como antídoto en los envenenamientos por los ácidos, y el *sulfato de magnesio* que se emplea como purgante.

177. Reconocimiento de las sales de magnesio.—Dan un precipitado blanco de magnesia con la potasa, la sosa y los carbonatos alcalinos.

ZINC = Zn^{II}

Peso atómico = 65 Equivalente = 32'5

178. Monografía del zinc.—No se encuentra nativo, pero sí muy abundante en combinación, sobre todo, bajo la forma de sulfuro de zinc, mineral que se llama *blenda*, y de carbonato de zinc, que se llama *calamina*.

Es un metal de color gris azulado, su densidad es próximamente 7, es frágil á la temperatura ordinaria, se hace maleable de 100 á 150°, y á 200°, se vuelve tan frágil que se puede pulverizar en un mortero; se funde á 410°. En el aire se cubre de una capa delgada de hidrocarbonato de zinc, arde al rojo con llama azulada produciendo humos blancos de óxido de zinc. Le atacan los ácidos diluídos cuando está impuro, en los que reemplaza al hidrógeno que se desprende.

Se obtiene tostando la calamina ó la blenda (134); pero el metal se oxida, se mezcla después con carbón que reduce al óxido y el zinc se obtiene por destilación. El zinc laminado se emplea en las construcciones y en muchas vasijas, menos en las de cocina por ser sus sales venenosas; el de fundición en tubos; en aleación con el cobre forma el

latón y recubriendo al hierro forma el hierro galvanizado, impidiendo su oxidación.

179. Combinaciones del zinc.—Entre las combinaciones del zinc debemos citar el *cloruro de zinc* $ZnCl_2$ que es cáustico, antiséptico y se emplea para desoxidar los metales que se sueldan con el estaño, para conservar las maderas y en los embalsamamientos; el *óxido de zinc* ZnO , que es un polvo blanco, el cual se emplea en la pintura, en sustitución del albayalde que se ennegrece con las emanaciones sulfhídricas; y el *sulfato de zinc* $SO_4Zn, 7 H_2O$ llamado *vitriolo ó caparrosa blanca* que es isomorfo con el sulfato de magnesio, de cobre, de manganeso, de hierro, de níquel y de cobalto; se emplea en la industria como mordiente y se usa en medicina.

180. Reconocimiento de las sales de zinc.—Con las bases alcalinas y sus carbonatos dan precipitado blanco gelatinoso, soluble en un exceso de reactivo.

181. Tercer grupo.—Corresponden al tercer grupo de los metales bivalentes el *plomo*, el *cobre* y el *mercurio*. Estos tres metales, llamados *pesados*, funcionan como bivalentes, aunque el cobre y el mercurio obran á veces como monovalentes y entonces sus compuestos se denominan *cuprosos* y *mercuriosos*.

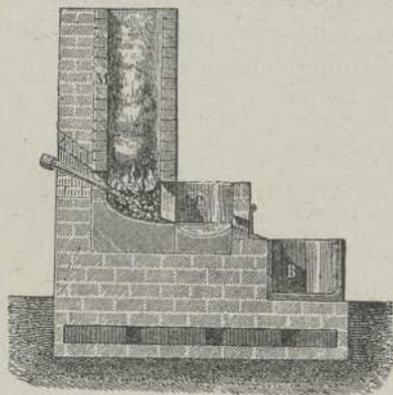
PLOMO = Pb^{II}

Peso atómico = 207 Equivalente = 103'5

182. Monografía del plomo.—Es conocido desde muy antiguo, fué dedicado á Saturno. No se encuentra nativo, combinado se encuentra principalmente bajo la forma de carbonato, y de sulfuro llamado *galena*.

El plomo es sólido, de color gris azulado, mucho brillo metálico, su densidad es 11'35, blando, ensucia los dedos y deja huella en el papel, es maleable y poco dúctil; cristaliza por fusión, se funde á 335° y se volatiliza al rojo; conduce mal el calor y la electricidad. Le ataca el agua de lluvia por el ácido carbónico que contiene, pero no la telúrica por las sales de cal que contiene; fundido se cubre de una capa amarilla de óxido de plomo que se llama *masicot*, no le atacan en frío los ácidos más que el nítrico.

Se obtiene del carbonato de plomo reduciéndolo por el carbón lo mismo que el estaño, en el horno de manga (figura 28).



(Figura 29)

El mineral, mezclado con el carbón, se echa en M: mediante una gran corriente de aire que entra por la tobera, el plomo reducido y fundido cae en C, mezclado con las escorias que sobrenadan por ser menos densas que el plomo, el cual fundido se recoge en B. También se extrae de la galena por un procedimiento análogo. Se emplea el plomo en vasijas, techos, cañerías, proyectiles y en algunas aleaciones (137).

183. **Cuerpos compuestos de plomo.**—Con el oxígeno forma el plomo el *subóxido* Pb_2O , que es el polvo de que se recubre el plomo en el aire; el *protóxido* PbO , ó masicot si es de color amarillo y *litargirio* si su color es rojo anaranjado, que se emplea en la fabricación del minio y del albayalde, y en la pintura como secante; el *óxido salino* Pb_3O_4 ó *minio*, polvo rojo que se emplea en la pintura, entra en la composición de los cristales, da color al lacre y con el albayalde forma una masa que se utiliza para evitar las fugas en las calderas de vapor. El *carbonato de plomo* CO_3Pb ó *albayalde* es un polvo blanco, que se emplea en la pintura y forma la masilla de vidrieros.

184. **Reconocimiento de las sales de plomo.**

—Las que son solubles dan precipitado negro con el ácido sulfhídrico y el sulfuro amónico.

L. 24
COBRE = Cu^{II}

Peso atómico = 63'5 Equivalente = 31'7

185. **Monografía del cobre.**—Es muy antiguo, su nombre procede de que fué encontrado en la isla de Chipre. Se encuentra nativo, pero más abundante combinado formando óxidos, carbonatos y sulfuros sencillos y dobles.

El cobre es sólido, de color rojo, propiedad característica, cerca de nueve veces más denso que el agua, muy tenaz, dúctil y maleable; es cristalino y se funde á 1100°; es buen conductor del calor y de la electricidad. No se altera en el aire seco, en el húmedo se cubre de una capa verde de hidrocarbonato de cobre llamado *cardenillo*, arde

en el cloro y le atacan en frío los ácidos sulfúrico y nítrico, y el clorhídrico en caliente.

Se le obtiene de los óxidos y carbonatos fundiéndolos con carbón vegetal, agregando cal ó cuarzo, según la ganga, para que se formen escorias fusibles. También se obtiene de los sulfuros.

El cobre se aplica á la construcción de calderas, alambiques, utensilios de cocina, alambres y cables eléctricos, y entra en aleaciones tan importantes como el latón, bronce, metal blanco y otras (137). Los utensilios de cocina de cobre ó de alguna de sus aleaciones deben estar recubiertos interiormente de estaño, para evitar la formación de sales venenosas.

186. Cuerpos compuestos de cobre.—Forma con el oxígeno un *subóxido* Cu_2O que sirve para teñir el vidrio de color rojo, y un *protóxido* CuO que lo tiñe de color verde. El *sulfato de cobre* SO_4Cu , $5 \text{H}_2\text{O}$ *caparrosa azul* se emplea en tintorería para preparar varios colores, como antiséptico para conservar las maderas, para destruir el hongo del trigo y el mildew de los viñedos, y en la galvanoplastia; y el *carbonato de cobre* CO_3Cu que es básico y se usa en la pintura con el nombre de *verde mineral*.

187. Reconocimiento de las sales de cobre.
—El reactivo más sencillo es introducir en una disolución de cobre una lámina de zinc ó un trozo de hierro como una punta de París, la cual se recubre de una capa de cobre.

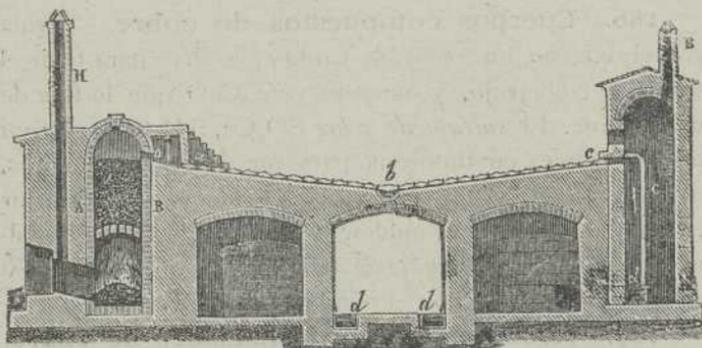
MERCURIO = Hg^{II}

Peso atómico = 200 Equivalente = 100

188. Monografía del mercurio.—Es conocido desde muy antiguo, se llama vulgarmente *azogue*. Se en-

cuentra libre, pero generalmente se encuentra formando el sulfuro llamado *cinabrio*, cuyas minas más importantes son las de Almadén.

Es el único metal líquido, tiene color blanco de plata muy brillante, su densidad es 13'6; hierve á 360° y se congela á —40°. Se evapora á casi todas las temperaturas, sus vapores se difunden en el aire y son venenosos. Se oxida en el aire muy lentamente, á 300° se cubre de una capa roja de óxido de mercurio; le atacan los cuerpos halógenos y el azufre, el ácido clorhídrico y el sulfúrico solo en caliente, y el nítrico á todas temperaturas: con los metales, excepto con el hierro, forma amalgamas.



(Figura 30)

Se obtiene el mercurio por el método de Almadén, (figura 29) tostando el cinabrio en un horno AB, los vapores de mercurio se condensan en unas alargaderas enchufadas entre sí *abc* llamadas *aludeles*, el mercurio cae en la cámara central de condensación *dd* y el anhídrido sulfuroso se desprende por la chimenea B.

Se emplea el mercurio en la metalurgia del oro y la plata, en amalgamas, entra en muchos aparatos y experiencias de Física, en Química para recoger los gases

solubles y en Medicina se usan algunos compuestos mercuriales.

189. Compuestos del mercurio.—Los más importantes son los cloruros. El *protocloruro* ó *cloruro mercurioso* ClHg llamado *mercurio dulce* y *calomelanos*, insoluble, cristalino; se emplea como vermífugo, y en Medicina como purgante; y el *bicloruro* ó *cloruro mercúrico* HgCl_2 llamado también *solimán* y *sublimado corrosivo*, soluble, muy venenoso, su contraveneno es la albúmina; se usa en Medicina, en la conservación de maderas y piezas anatómicas.

190. Reconocimiento de las sales de mercurio.—El método más sencillo es sumergir en ellas una lámina de cobre, la cual debe recubrirse de una capa de mercurio.

METALES TRIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

ORO = Au^{III}

Peso atómico y equivalente = 197

191. Monografía del oro.—El oro es el único metal trivalente.

Es de los metales más antiguos, fué dedicado al sol, es la *piedra filosofal* de los alquimistas y se le ha considerado como el *rey de los metales*. Se encuentra nativo mezclado con la sílice, entre las arenas de algunos ríos, y en aleación con la plata, el cobre, el platino y el iridio.

El oro es amarillo, propiedad característica, muy denso 19'5, bastante blando, muy dúctil y muy maleable; 10.000

láminas, que se llaman *panes de oro*, sobrepuestas, solo alcanzan el espesor de un milímetro: se funde á 1.200° y se volatiliza dando vapores verdes: es buen conductor del calor y de la electricidad. No se oxida en el aire, no le atacan más ácidos que el agua regia (48) y se combina con algunos metales.

El oro, que no está combinado, se obtiene por lavados repetidos de las arenas ó minerales auríferos reducidos á polvo, se trata el sedimento con mercurio, y de la amalgama se separa el mercurio por volatilización.

El oro, en aleación con el cobre, se emplea en la moneda, medallas, vajilla y joyas; para bordar en oro, para el dorado de las maderas, cartón, cuero y yeso; en el dorado de metales á fuego, al temple, y por la galvanoplastia.

192. Cuerpos compuestos de oro.—Los más importantes son los cloruros por su aplicación al dorado galvánico y como reactivos.

193. Reconocimiento de las sales de oro.—Con el sulfato ferroso dan un precipitado obscuro de oro reducido y con el ácido oxálico dan un precipitado brillante de oro.

S. 25

METALES TETRAVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS

194. Caracteres de los metales tetraivalentes.—Muchos son los cuerpos que pertenecen á los metales tetraivalentes, los cuales se separan en varios grupos, según sus afinidades y las de sus compuestos.

Nosotros solo trataremos del *aluminio, cromo, manganeso, hierro, níquel, cobalto, platino é iridio*; prescindiendo de otros muchos que ni siquiera citaremos, porque solo tienen importancia científica.

Algunos de estos metales tetravalentes, como el cromo, el manganeso y el hierro actúan á veces como bivalentes, otros, como el aluminio, se presentan formados por dobles átomos; pero hoy figuran todos como tetravalentes.

ALUMINIO = Al^{IV}

Peso atómico = 27'4 Equivalente = 13'7

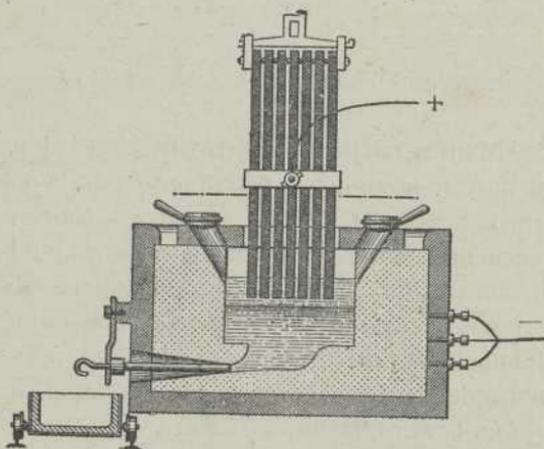
195. **Monografía del aluminio.**—El aluminio es un metal muy moderno; fué descubierto por Wöhler impuro y sin aplicaciones. Deville en 1854 lo obtuvo puro. No se encuentra libre, pero abunda muchísimo bajo la forma de silicatos de aluminio y otros metales en las *arcillas* y terrenos arcillosos, en el *alumbre* que es el sulfato doble aluminico potásico, en los *feldespatos* que son silicatos dobles de aluminio y potasio ó sodio, en el *zafiro*, en la *esmeralda*, la *mica*, la *turmalina*, etc.

El aluminio es un cuerpo sólido que tiene el color blanco ligeramente azulado, es muy ligero, su densidad es 2'5; tiene la tenacidad y dureza del hierro, y en cuanto al color, sonoridad, ductilidad y maleabilidad, y en la facultad de conducir el calor y la electricidad es muy semejante á la plata, al oro y al platino: se funde á 750° y no se volatiliza. No se oxida en el aire ni en frío ni en caliente, no le ataca el oxígeno húmedo ni aun disuelto en el agua, difícilmente le atacan los ácidos sulfúrico y nítrico: y solo es soluble en el clorhídrico y en las lejías de potasa y sosa.

Actualmente el aluminio se obtiene en el horno eléctrico, por medio de la alúmina Al₂O₃ que sirve de electrolito.

El horno (figura 32) es rectangular, revestido interiormente de grafito, que constituye el catodo ó electrodo negativo de la corriente, el anodo ó positivo está formado por un manojo de placas ó barras de carbón, unidas por una pinza de cobre, introducidas parcialmente en el horno.

La mezcla que se emplea para beneficiar el aluminio está formada por el fluoruro doble de aluminio y sodio con



(Figura 32)

la sal común, y la alúmina que se añade al baño á medida que la mezcla se empobrece de aluminio. La corriente no baja de 4.000 amperios y 400 voltios. El metal fundido cae al suelo del horno que es de hierro, y sale por un tubo lateral que se destapa, recogiéndolo en un depósito. Los gases se escapan por los orificios que tiene la tapa de la caja.

Se emplea en objetos de adorno y en la batería de cocina. El bronce de aluminio (137) tiene el aspecto del oro y la tenacidad del hierro. El aluminio, por su abundancia en la naturaleza, por su ligereza y tenacidad, por ser inalterable, es el metal del porvenir, y sus aplicaciones van

siendo cada vez mayores á medida que se van abaratando los métodos de extracción.

196. Cuerpos compuestos de aluminio.—Forma con el cloro el *cloruro de aluminio* Cl_6Al_2 ; con el oxígeno forma únicamente el *sesquióxido* Al_2O_3 ó *alúmina*, que tiene propiedades ácidas y básicas, la cual forma con otros óxidos metálicos varias piedras preciosas como el *zafiro*, el *rubí*, la *amatista* y el *topacio*; con el ácido sulfúrico forma el *sulfato aluminico* $(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2$; con la sílice las *arcillas* que constituyen la primera materia de las artes cerámicas. La arcilla pura se llama *kaolin*, la que contiene substancias extrañas y forma con el agua una masa que se endurece por el calor *arcilla plástica*, y la arcilla mezclada con la creta se llama *marga*. Es otro compuesto el *alumbre* que se emplea en tintorería como mordiente, en el curtido de pieles, para encolar el papel, clarificar el sebo y endurecer el yeso.

197. Reconocimiento de las sales de aluminio.—La potasa, el amoníaco y los carbonatos alcalinos dan un precipitado gelatinoso soluble en un exceso de potasa.

CROMO = Cr^{IV}

Peso atómico = 52'5 Equivalente = 26'2

198. El cromo y sus compuestos.—*Cromo*, significa *color*, porque los compuestos de cromo son todos coloreados. El cromo es sólido, granoso, de color gris acero, el más duro de todos los metales y muy frágil é infusible; arde en el cloro y le atacan los ácidos sobre todo el clorhídrico. No tiene aplicaciones.

Forma el cromo con el oxígeno varios compuestos, de

ellos, los más importantes son: el *sesquióxido de cromo*, *óxido crómico* ú *óxido verde de cromo* Cr_2O_3 , que se emplea en la pintura y en la fabricación de vidrios coloreados; y el *peróxido de cromo* ó *anhidrido crómico* CrO_3 , que es un oxidante enérgico y sobre él se inflama el alcohol. El cromo, como el manganeso y otros radicales positivos de menor importancia, obra como negativo y forma sales. Las de cromo son el *cromato* y el *bicromato potásicos* CrO_4K_2 y $\text{Cr}_2\text{O}_7\text{K}_2$: el primero es amarillo, muy soluble en el agua y venenoso, un kilogramo de cromato potásico tiñe de amarillo 40.000 kilogramos ó litros de agua; el segundo es de color rojo. Los dos se usan en tintorería, en la fotografía y en medicina.

199. Reconocimiento de las sales de cromo.

—Con la potasa, el amoníaco y los carbonatos solubles, tanto las sales de cromo como los cromatos, dan un precipitado amarillo verdoso ó azul violado.

MANGANESO = Mn^{IV}

Peso atómico = 55 Equivalente = 27'5

200. Monografía del manganeso.—La existencia de este cuerpo fué indicada por Scheele en 1774 y aislado por Gahan en 1780. Se encuentra formando óxidos y carbonatos. Es sólido, de color gris, muy denso, duro, frágil y casi infusible; se oxida en el aire y le atacan los ácidos. Se le obtiene reduciendo el óxido rojo ó el carbonato de manganeso por el carbón á una temperatura muy elevada. No tiene aplicaciones.

201. Combinaciones del manganeso.—El manganeso forma con el oxígeno seis combinaciones, que son:

el *protóxido de manganeso* ú *óxido manganeso* MnO , el *sesquióxido de manganeso* ú *óxido mangánico* Mn_2O_3 , el *bióxido de manganeso* ó *manganesa* MnO_2 , el *óxido magnético* ú *óxido manganeso-mangánico* ú *óxido rojo* Mn_3O_4 , y los *anhidridos mangánico* MnO_3 y *permangánico* Mn_2O_7 ; los cuales forman con el agua los ácidos *mangánico* y *permangánico*.

De todos estos compuestos de manganeso y otros que no citamos solo tiene importancia la *manganesa*, que es un polvo negro, insoluble, mancha los dedos, obra como oxidante en la elaboración de los vidrios, limpiándolos de las manchas de óxidos de hierro por lo cual se le llama *jabón de vidrieros*: en gran cantidad tiñe los vidrios de color violeta ó morado. También se emplea en Química para la obtención del oxígeno, del cloro y de los hipocloritos.

202. Reconocimiento de las sales de manganeso.—Con la potasa, sosa y amoníaco dan un precipitado blanco gelatinoso.

L. 26.

HIERRO = Fe^{IV}

Peso atómico = 56 Equivalente = 28

203. Caracteres generales y estado natural.—Moisés, 16 siglos antes de J. C., habla en el Génesis del hierro maleable. También Homero lo cita en sus escritos 10 siglos antes de la era cristiana.

Se encuentra el hierro metálico en los aereolitos, en forma de óxidos en el *hierro oligista* y en el *imán*, en forma de sulfuros sencillos y dobles en las *piritas*; y también se encuentra en forma de carbonatos, y combinado con el cobre, el arsénico y otros minerales.

204. Propiedades del hierro.—El hierro es sólido, de color blanco azulado, fundido es transluciente, su densidad es 7·8, es uno de los metales más tenaces, muy dúctil y bastante maleable. Su estructura es fibrosa, pero con las trepidaciones se vuelve granoso y se hace quebradizo: cristaliza en cubos y octaedros, se funde á 1.500°.

Es el mineral magnético por excelencia.

El calor lo ablanda en términos de poderlo forjar y trabajar á martillo.

No se altera en el aire seco; en el húmedo, y en presencia del anhídrido carbónico, se oxida formando el sesquióxido de hierro hidratado con tres moléculas de agua $\text{Fe}_2(\text{HO})_6$, vulgarmente llamado *orín de hierro*, cuya oxidación procede de una especie de pila eléctrica que se forma entre el agua y el hierro. Para evitar esta oxidación se barniza el hierro ó se recubre de una capa de estaño ó de zinc. Arde en el oxígeno (59) convirtiéndose en *hierro magnético* Fe_3O_4 . Se combina con casi todos los metaloides y con muy pocos metales. Descompone el agua al rojo con desprendimiento de hidrógeno y le atacan todos los ácidos menos el nítrico concentrado.

205. Acero.—Es el hierro ligeramente carburado (de 1 á 2 por 100 de carbono). Es más fusible, más maleable y dúctil que el hierro, por el temple se hace más duro, más elástico y más quebradizo. *El hierro colado ó fundición de hierro* es un hierro más carburado que el acero (de 3 á 4 por 100 de carbono), que contiene además silicio en corta cantidad. Hay varias clases de fundiciones, las principales son la *blanca* y la *gris*, que tienen propiedades distintas y se funden ambas á temperaturas menores que el hierro y el acero.

206. Metalurgia del hierro.—Los minerales que se benefician para la obtención del hierro son los óxidos y carbonatos, interpuestos en una ganga que suele ser

silíceo ó caliza. La metalurgía del hierro consiste en reducir el óxido por el carbón y separar la ganga. Para esto se emplean dos procedimientos, el de la *forja catalana* y el de los *altos hornos*.



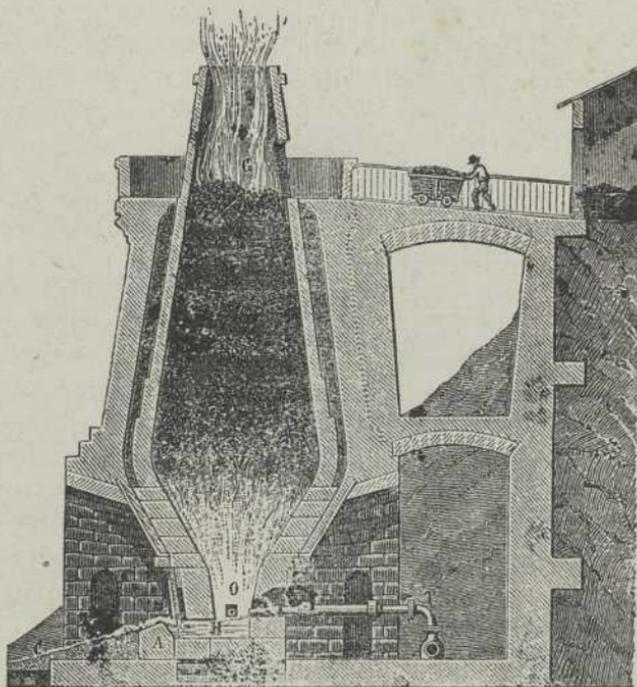
(Figura 33)

El horno, en la *forja catalana*, (figura 33) es un crisol de piedra refractaria en el que penetra por la tobera T una fuerte corriente de aire, la cara opuesta A es convexa y se llama *contraviento*. El horno se carga primero con carbón vegetal encendido, luego se echa el mineral y carbón: en el fondo se forma anhídrido carbónico, el cual, en contacto del carbón á medio encender, se convierte en óxido de carbono que reduce al mineral. Al mismo tiempo se forma silicato doble de aluminio y hierro que constituye la *escoria*, y que fundida sale por una abertura lateral del horno.

El hierro, así obtenido, se bate sobre un yunque con el *martinete*, que es una masa de hierro de cerca de mil kilogramos de peso, que descende de tres á cuatro metros de altura sobre el yunque, con el objeto de separar la escoria y dar al hierro consistencia y tenacidad.

Este procedimiento solo es aplicable á los minerales ricos en hierro y donde el combustible sea barato.

El procedimiento de los altos hornos, ó mejor de los *hornos altos*, se diferencia del anterior en el horno (fig.^a 34),



(Figura 34)

que consiste en dos conos truncados desiguales, unidos por sus bases. El mineral se mezcla con carbonato cálcico si la ganga es silíceo, ó con arcilla como fundentes, si la ganga es caliza. Esta mezcla se coloca en el horno por capas alternadas con carbón, el aire entra por tres toberas inferiores, el hierro se reduce como en el caso anterior y cae fundido en el crisol H, la escoria, que ahora es de silicato doble de aluminio y calcio, ó aluminico potásico, cae

también fundida en el crisol, del cual por su menor densidad sale por el canal de desagüe AC, y el hierro fundido sale por un orificio llamado de *colada*, que hay en el fondo del crisol, y se solidifica en forma de *lingotes*, en surcos de arena donde se recoge.

El *hierro dulce* ó puro se obtiene afinando la fundición, ó sea quemando en cuanto sea posible el carbón y el silicio, que aún le queda al hierro colado ó fundido. El *acero* se obtiene descarburando el hierro colado y resulta el *acero natural*, ó carburando el hierro dulce y resulta el *acero de cementación*. El *acero fundido* se obtiene fundiendo el de cementación.

207. Aplicaciones del hierro.—El hierro se usa en forma de planchas ó *palastro*, en hilos ó *alambre*, en forma de hoja de lata; la fundición gris se emplea en tubos, candelabros, columnas, rieles, puentes, etc.; el acero se emplea en herramientas de todas clases, resortes y cañones. Tal es la importancia del hierro, que se mide la cultura de un país por la cantidad de hierro que consume, y más que el oro es el hierro el verdadero *rey de los metales*.

208. Cuerpos compuestos de hierro.—Forma el hierro con el oxígeno tres óxidos; el *protóxido de hierro* ú *óxido ferroso* FeO , el *sesquióxido de hierro* ú *óxido férrico* Fe_2O_3 que es el hierro oligisto, y el *óxido magnético* ú *óxido ferroso-férrico* Fe_3O_4 , que se aplica como hierro y como acero. Con el azufre forma también cuatro combinaciones, para nosotros sin importancia. Con el cianógeno forma el *azul Prusia* $(\text{Cy}_6\text{Fe})_3\text{Fe}_4$, que se emplea en la pintura al óleo y en la estampación de telas y papeles. El *sulfato de hierro* ó *ferroso* SO_4Fe , $7\text{H}_2\text{O}$ que es el vitriolo ó *caparrosa verde*, se emplea como materia colorante en la tinta de escribir.

209. Reconocimiento de las sales de hierro.
—Con el ferrocianuro de potasio las ferrosas dan un preci-

pitado blanco que pasa á azul claro, en las férricas el precipitado es azul de Prusia. Con el ferricianuro dan las primeras precipitado azul obscuro, y toman las segundas color pardo obscuro.

NIQUEL = NI^{IV}

Peso atómico = 59 Equivalente = 29'5

210. Monografía del níquel.—Fué descubierto á mediados del siglo XVIII.

Es sólido, su color es blanco agrisado; es más denso y tenaz que el hierro, muy duro, dúctil, maleable y magnético; se funde á 1.600°. No se altera en el aire sino al calor rojo, pero arde en el oxígeno; los ácidos le atacan menos el ácido nítrico concentrado.

Se obtiene reduciendo el óxido de níquel por el carbón, ó quemando en el aire los minerales que le acompañan. Se aplica en aleaciones, la principal es el *metal blanco* (137) y en el níquelado galvánico, que da á los objetos recubiertos de níquel un hermoso brillo permanente y parecido á la plata.

Los compuestos de níquel no tienen importancia.

211. Reconocimiento de las sales de níquel.

—Con la potasa y el amoníaco dan un precipitado verde manzana, insoluble en un exceso de potasa, y soluble en un exceso de amoníaco, tomando el líquido color azul.

COBALTO = Co^{IV}

Peso atómico = 59 Equivalente = 29'5

212. El cobalto y sus compuestos.—El cobalto fué descubierto por Brand á mediados del siglo XVII, se encuentra formando el arseniuro y el sulfo-arseniuro de cobalto. Es sólido, blanco argentino, muy denso, muy duro, maleable y magnético. No se oxida en el aire sino á temperaturas elevadas y le atacan los ácidos.

Se obtiene reduciendo su óxido por el carbón y no tiene aplicaciones.

Como vemos tiene este cuerpo muchas analogías con el níquel. De los compuestos de cobalto los más importantes son: el *bicloruro de cobalto* Cl_2Co , que se emplea como *tinta simpática*, porque escribiendo con él tiene color rosa bajo, el cual se vuelve azul cuando se calienta y vuelve á desaparecer el color al enfriarse: y el *sesquióxido de cobalto* Co_2O_3 , que se emplea en la fabricación del esmalte azul y para teñir de azul los vidrios, las lozas y las porcelanas.

Las sales de cobalto dan un precipitado azul con la potasa.

PLATINO = Pt^{IV}

Peso atómico = 197'5 Equivalente = 98'8

113. Monografía del platino.—Fué descubierto en Colombia en 1775, donde se le llamó *platina* por su color blanco. Se encuentra nativo en pequeños granos y

combinado con el cobre, oro, iridio, paladio y otros metales.

Es sólido, blanco, algo agrisado, el más denso de todos los metales cerca de 21'5, es tan duro como el cobre, tan tenaz como el hierro, muy maleable y el más dúctil de todos; con 5 centigramos de platino se ha construído un hilo de un kilómetro de largo y de 8 diezmilésimas de milímetro de diámetro; se funde á 2000°: calentado al rojo se puede forjar y soldar como el hierro. No se oxida á ninguna temperatura, ni le atacan más ácidos que el agua regia: forma aleaciones con el estaño, la plata, el zinc, el plomo y otros metales. El *musgo* ó *esponja de platino* absorbe los gases con rapidez y los condensa hasta ponerse incandescente.

Se prepara disolviendo en agua regia los residuos que resultan de amalgamar los minerales auríferos en la obtención del oro; los minerales disueltos se tratan por el cloruro amónico con el cual se produce cloruro doble de amoníaco y platino. Calcinando después este cloruro se obtiene el platino en forma de esponja ó musgo, que se forja ó bate para aumentar su cohesión.

El platino por ser infusible é inalterable, se emplea en la construcción de crisoles, retortas, cápsulas, en electrodos, puntas de soplete, de pararrayos y en el platinado galvánico.

Los compuestos de platino tienen pocas aplicaciones.

Las sales de platino se reconocen como las del potasio (161).

El *iridio* es muy semejante al platino y carece de importancia.

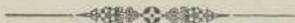
Al grupo de platino y el iridio corresponden el *paladio*, *ósmito*, *ródio* y *rutenio*; de los cuales prescindimos por completo.

214. El *radio*, metal moderno, que procede de los

minerales que contienen al *urano*, debe tener como éste una cuantivalencia superior á los tetravalentes.

El radio es un metal rarísimo por sus propiedades, especialmente las luminosas que son sorprendentes, y llegará á tener aplicaciones utilísimas el día que se obtenga con economía; puesto que hoy la obtención de un gramo de radio cuesta más de cinco mil duros.

En España se encuentra el urano-radio en Cercedilla, provincia de Segovia.



QUÍMICA ORGÁNICA

L. 27

NOCIONES PRELIMINARES

215. Definición de la Química orgánica.—

La Química orgánica es la ciencia que estudia los fenómenos que producen un cambio en la constitución íntima de los cuerpos orgánicos: definición conocida ya (1). Si estos cambios ó transformaciones se verifican en el organismo vivo, la Química se llama biológica.

En la composición de todos los cuerpos orgánicos entra el carbono; por eso Gerhart decía que la *Química orgánica estudia los cuerpos compuestos que forma el carbono*: resultando de aquí que todos los cuerpos orgánicos son combustibles. Con el carbono entran en primer término el hidrógeno, luego el oxígeno, después el nitrógeno y muchas veces el azufre. En algunas sustancias orgánicas entran también el fósforo, el hierro y otros.

216. Transformaciones de las sustancias orgánicas.—

Aunque no son más que cuatro ó cinco elementos los que constituyen los principios orgánicos, son éstos muy numerosos, dependiendo no sólo de la relación

en que cada uno entra en ellos, pues hay algunos como el tanino que tiene por fórmula $C_{27}H_{22}O_{17}$, sino de la manera de estar agrupados. Hay cuerpos compuestos de los mismos elementos, en idéntica proporción, y sin embargo, tienen propiedades diferentes. Estos cuerpos se llaman *isómeros*, propiedad que equivale á la alotropía de los cuerpos simples (2).

El calor volatiliza muchas materias orgánicas como el alcohol y el éter, otras se descomponen en parte y la otra parte se volatiliza como el ácido oxálico, y otras se descomponen en totalidad dejando carbón de residuo como el azúcar. Cuando una substancia orgánica se calienta transformándose en otra isomérica, sin llegar á su descomposición, se dice que se *tuesta*. Elevando más la temperatura dicha substancia se descompone ó *destila*, pudiendo recoger de esta destilación, que se llama *seca*, los productos obtenidos que se dicen *pirogenados*.

Los *fermentos* son organismos vegetales ó animales, que producen en las substancias orgánicas transformaciones profundas que se llaman *fermentaciones*. *Fermento* viene de *fervere*, hervir, tomado de la fermentación ó ebullición del vino. Toda fermentación necesita aire, humedad y cierta temperatura, próximamente comprendida entre 20 y 40°. Por consiguiente, privando á los fermentos del aire, de la humedad ó sometiénolos á una temperatura baja ó elevada, las fermentaciones no se verifican.

217. Nomenclatura de las substancias orgánicas.—La diversa constitución atómica del gran número de substancias orgánicas, que con tan corto número de elementos se forman, dificulta su nomenclatura. Aquí la *voz genérica* representa la función química del grupo de cuerpos que comprende, y la *específica* significa la procedencia del cuerpo, ó alguna propiedad característica ó circunstancia especial de la combinación.

Los *ácidos orgánicos* se designan como los inorgánicos. Así los ácidos que proceden del *acetum*, vinagre; *citrum*, limón; *oxalis*, acederas, se nombran *ácidos acético, cítrico, oxálico*.

Las bases orgánicas ó alcaloides se designan con el nombre que en ellas expresa su origen ó alguna propiedad importante, terminado en *ina*, como la *quinina* que procede de la *quina*, la *narcotina* que produce el sueño. Algunos hidrocarburos y otras sustancias neutras tienen la misma terminación, como la *bencina* y la *destrina*.

Las sales se nombran como en la Química inorgánica: así se dice acetato mórfico ó de morfina, citrato de cafeína.

El nombre genérico de los *alcoholes, éteres y aldehidos* corresponde á estos mismos nombres seguidos del específico terminado en *ico*; así se dice *alcohol vinico, éter acético, aldehido etílico*. Se hace uso también de otras terminaciones, como *eno* para algunos carburos de hidrógeno como *etileno*, y *osa* para algunas sustancias neutras como *celulosa*.

Hay además otras denominaciones especiales que veremos en el estudio de las sustancias orgánicas.

218. Clasificación de las sustancias orgánicas.—Se fundan las clasificaciones en la constitución química de los cuerpos ó en las funciones químicas que desempeñan. Las primeras, aunque filosóficas, son incompletas, las segundas son más completas.

Nosotros seguiremos la de Berthelo algún tanto modificada, que es la que ponemos en el cuadro primero de este libro. En esta clasificación se estudian las sustancias químicas por su constitución desde la más sencilla hasta la más complicada, derivándose unas sustancias de otras por sustitución ó por diversas reacciones.

Las monografías todas se hacen ajustándose al cuadro correspondiente (29).

Los compuestos orgánicos más sencillos son los:

HIDROCARBUROS

219. Generalidades.—Se llaman también *carburos de hidrógeno, hidruros de carbono ó hidrógenos carbonados*. Si las dinamicidades libres del carbono se cubren total ó parcialmente por el hidrógeno resultan los *hidrocarburos saturados ó los no saturados*. La fórmula general de los hidrocarburos saturados es C_nH_{2n+2} citada ya en el número 115. Hay además otras series de hidrocarburos deducidas de otras fórmulas que nosotros no mencionaremos, porque en general son poco importantes, y solo citaremos casos particulares.

Los hidrocarburos son en general cuerpos neutros, insolubles en el agua y solubles en el alcohol y en el éter; el calor los volatiliza sin descomponerlos. Arden con llama *fuliginosa* ó carbonosa, el oxígeno, á temperaturas elevadas, quema al hidrógeno y al carbono formando agua y anhídrido carbónico. Se obtienen por procedimientos sintéticos, ó separándolos de los cuerpos que los impurifican.

Prescindiendo de los hidrógenos proto y bicarbonados, estudiados ya en la Química mineral, tenemos que dar cuenta de algunos importantes que podemos llamar

220. Hidrocarburos principales.—Estos son, por orden de su composición química, el *acetileno, amileno, bencina, naftalina, parafina y petróleo*.

Acetileno C_2H_2 . Es gaseoso, incoloro, de olor desagradable, es menos denso que el aire, algo soluble en el agua y arde en el aire con llama brillante. Se obtiene por la acción del agua sobre el carburo de calcio, y es probable que reemplace con ventaja por su economía á los otros métodos de alumbrado.

Se emplea en instalaciones donde no llega el gas del alumbrado ni la luz eléctrica y en las lámparas de automóviles y viciquetas.

Amileno. C_5H_{10} . Es un líquido, de olor á berzas podridas, tiene propiedades anestésicas; pero no se emplea como anestésico porque es deletéreo. Se obtiene deshidratando el alcohol amílico por medio del cloruro de zinc.

Bencina. C_6H_6 . Es un líquido incoloro, de olor agradable cuando está pura, y cuando no lo está desagradable, es menos densa que el agua, soluble en el alcohol y en el éter; en la bencina se disuelven el azufre, el fósforo, el alcanfor, las resinas, las grasas, la cera y algunos alcaloides; la bencina hierve á 80°. Se extrae por destilación de la brea que tiene la hulla. Se emplea como disolvente y para quitar manchas de la ropa, como motor en los automóviles y la *nitrobencina* se usa en la perfumería por su olor de almendras amargas; mezclada la bencina con el alcohol resulta el *gasógeno* que se emplea en el alumbrado.

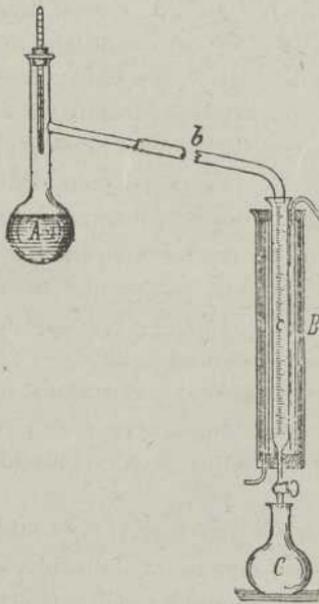
Naftalina. $C_{10}H_8$. Es un cuerpo sólido, cristalino, fusible á 79°, incoloro, de olor empireumático, poco soluble en el alcohol frío: se forma en los tubos de condensación del gas del alumbrado.

Parafina. $C_{24}H_{50}$. Es sólida, blanca, traslúcida, soluble en el éter y en el sulfuro de carbono; es cristalizable, se funde á 44°: se extrae de los aceites pesados del petróleo; y se emplea en la fabricación de las bujías traslúcidas mezclada con el ácido esteárico y en telas impermeables.

Petróleo. Se llama también *aceite de nafta* y *aceite mineral*. Está formado por la mezcla de varios hidrocarburos saturados: los principales criaderos, donde está mezclado con el agua dulce ó salada, se encuentran en Rusia y en la América del Norte.

Sometiendo este petróleo á la destilación fraccionada, se obtienen varios productos.

Recogiendo los que resultan á las temperaturas de 40 á 70° próximamente se obtiene el *éter de petróleo*, muy inflamable que se emplea como anestésico; desde 70 á 100° la *gasolina*, que forma con el aire mezclas explosibles que se utilizan como fuerza motriz en los automóviles; de 150 á 250° próximamente resulta el *petróleo*, propiamente dicho, que se purifica por labados con ácido sulfúrico y le-



(Figura 35)

gías; y á partir de los 300° se obtienen los aceites *pesados del petróleo*, que contienen la parafina, el *aceite lubricante*, y por último la *vaselina*, substancia crasa blanca; que se purifica con carbón animal y éter, y se usa en perfumería, y en farmacia como vehículo de muchos medicamentos.

La destilación fraccionada del petróleo se verifica en los laboratorios con el aparato (figura 35). Consiste en un matraz A que está en comunicación con una bureta *c* introducida en el refrigerante B. Los

productos obtenidos ya fraccionados caen en el matraz C.

221. Hay muchas esencias hidrógeno carbonadas; otras y las resinas pueden contener oxígeno ó azufre; pero en todas predominan el carbono y el hidrógeno, y por lo tanto, las estudiaremos aquí.

S. 287

ESENCIAS

222. Generalidades.—También se llaman *aceites esenciales* porque su carácter distintivo es el olor, y *aceites volátiles* para diferenciarlas de los aceites fijos. Las esencias se encuentran en las flores, frutos, cortezas, hojas, raíces y semillas de las plantas. Son casi todos cuerpos líquidos de color amarillento, olor penetrante, sabor ardiente; son menos densas que el agua, poco solubles en el agua, algo más en el alcohol y mucho más en el éter; su temperatura de ebullición varía entre 140 y 240°. Son cuerpos neutros menos la de clavo que tiene carácter ácido, arden en el aire con llama fuliginosa y se oxidan perdiendo el olor y convirtiéndose en resinas.

Generalmente se obtienen las esencias por maceración del órgano del vegetal que las contiene, y por destilación con el agua. El vapor arrastra la esencia, y uno y otra condensados caen en un recipiente (figura 36) llamado *florantino*, del cual sale el agua por el tubo en S, y la esencia, por su menor densidad, se va quedando encima del agua hasta llenar el recipiente.



(Figura 36)

Atendiendo á su composición elemental se dividen las esencias en *hidrocarbonadas* que sólo contienen carbono é hidrógeno, *oxigenadas* que contienen además oxígeno y *sulfuradas* en las que entra el azufre.

223. Esencias hidrocarbonadas.—Estas son las de *trementina*, *limón*, *naranja*, *bergamota*, *cidra* y otras.

Esencia de trementina. $C_{10}H_{16}$. Se llama también

aguarrás, se encuentra en el pino marítimo y en el abeto. Es un líquido incoloro, de olor fuerte, disuelve al azufre y al fósforo, las gomas y las resinas; hierve á 160°: el oxígeno del aire la convierte en resina. Se obtiene por el procedimiento general; y se emplea en barnices, en la pintura y en medicina.

Las *esencias de limón, naranja, bergamota y cidra*, se obtienen, por el procedimiento general, de la parte exterior de la corteza de limón, naranja, etc.

224. Esencias oxigenadas.—La mayor parte de estas esencias están formadas por un carburo de hidrógeno líquido, que mantiene en disolución un principio oxigenado.

Hay muchas esencias oxigenadas, las principales son las siguientes:

Esencia de almendras amargas. Es un líquido incoloro, de olor fuerte y agradable. Se obtiene por maceración de la almendra amarga, siguiendo luego el método general. Se usa en perfumería, pero es peligroso su uso porque, aunque en corta cantidad, contiene ácido cianhídrico.

Esencia de canela. Se extrae de la corteza de la canela; y se emplea en perfumería mezclada con la de clavo que produce el olor de macasar.

Esencia de azahar. Se obtiene de las flores del naranjo; se usa en perfumería y en el agua de azahar que se emplea en medicina.

Esencia de anís. Se extrae del anís; y se usa para anisar el aguardiente.

Esencia de rosas. Se obtiene en oriente de las rosas damascena y moscata. Como es muy cara se la adultera con esencia de geranio, esperma de ballena y esencia de palo rodino.

Alcanfor. Se encuentra en el laurel del Japón y de la China. Es sólido, color blanco nacarado, olor penetrante;

es más ligero que el agua: se funde á 175°. Se obtiene por el procedimiento general; se emplea como antiséptico, para destruir las larvas de la polilla y en medicina.

Además de estas esencias oxigenadas hay otras como la de *cayeput*, propia de Filipinas, de *cominos*, de *clavo*, de *tomillo* y otras que tienen propiedades análogas á las anteriores.

225. Esencias sulfuradas.—Estas esencias se forman en las plantas por fermentación, como la de *mostaza* que es muy irritante y cáustica, la de *ajos*, *cebolla*, *lúpulo*, etc.

RESINAS

226. Generalidades.—Las resinas están compuestas de carbono, hidrógeno y oxígeno; entrando el oxígeno en corta proporción. Se encuentran en las plantas, comunmente disueltas en aceites esenciales ó mezcladas con otros principios. Las resinas son sólidas, generalmente más densas que el agua, por el frote se electrizan negativamente; al arder desprenden mucho negro de humo, tienen tendencia ácida y se combinan con las bases formando jabones resinosos. Algunas resinas fluyen de los árboles por grietas naturales, otras por incisiones, y muchas se obtienen por la acción de los disolventes. El tipo de las resinas es la *colofonia* ó *pez griega*. La aplicación más importante, que las resinas tienen en las artes, es para hacer *barnices*, que están formados por la disolución de las resinas en alcohol, en esencias ó en aceites secantes.

Se llaman *bálsamos* al conjunto de las resinas y otras substancias, como los bálsamos de *tolú*, *benjuí*, *estoraque*, etc.

227. Aquí corresponde también el *cautchuc* y la *gutapercha*.

El *cautchuc* ó *caucho* que también se llama *goma elástica* C_4H_7 es un cuerpo blanco, blando, muy elástico, impermeable, se suelda por los cortes, se funde á 180° ; con el azufre forma el *cautchuc vulcanizado* ó la *ebonita*, según la cantidad de azufre que contenga. Se obtiene como las resinas y tiene muchas aplicaciones industriales.

La *gutapercha* es más dura que el *cautchuc*, no es elástica, se ablanda en agua caliente; y se aplica para correas de transmisión, para aislar los alambres eléctricos y en la galvanoplastia.

S. 293

ALCOHOLES MONOVALENTES

228. **Generalidades.**—Desde la dominación árabe en España se viene designando con el nombre de *alcohol* al *espíritu de vino*. Hoy se llaman alcoholes, á los productos que resultan de sustituir uno ó varios átomos de hidrógeno de los hidrocarburos por otras tantas moléculas del radical oxidrilo (HO).

Los alcoholes son generalmente líquidos incoloros, de olores característicos, menos densos que el agua; son disolventes neutros de muchas sustancias, se volatilizan por el calor y son combustibles. Por la acción de los ácidos se convierten en éteres. Se obtienen por fermentación, por destilación ó por síntesis.

En el cuadro siguiente tenemos los hidrocarburos saturados y sus correspondientes alcoholes derivados, clasificados por su cuantivalencia, con los nombres de unos y otros,

		DERIVACIÓN DE LOS ALCOHOLES				
Hidrocarburos saturados	C _n H _{2n+2}	Monovalentes	Divalentes	Trivalentes	Etc.	Nombres
			ó glicoles	ó glicerinas		
n = 1; C ₁ H ₄	C ₁ H ₄ O	C ₁ H ₄ O ₂	C ₁ H ₄ O ₃	Metílico	
n = 2; C ₂ H ₆	C ₂ H ₆ O	C ₂ H ₆ O ₂	C ₂ H ₆ O ₃	Etilico	
n = 3; C ₃ H ₈	C ₃ H ₈ O	C ₃ H ₈ O ₂	C ₃ H ₈ O ₃	Propílico	
n = 4; C ₄ H ₁₀	C ₄ H ₁₀ O	C ₄ H ₁₀ O ₂	C ₄ H ₁₀ O ₃	Butílico	
n = 5; C ₅ H ₁₂	C ₅ H ₁₂ O	C ₅ H ₁₂ O ₂	C ₅ H ₁₂ O ₃	Amílico	
.	
.	
.	
.	

229. **Alcoholes monovalentes** son los que resultan de sustituir un átomo de hidrógeno de los hidrocarburos saturados, por una molécula de oxidrilo: estos son muchos, pero los principales son el *alcohol metílico*, el *etilico* y el *amílico*.

230. **Alcohol metílico.**—CH₄O. Se llama también *metanol* y *espíritu de madera*, porque se extrae por destilaciones sucesivas de las maderas. Se emplea para disolver las resinas.

231. **Alcohol etílico.**—C₂H₆O. Se le ha llamado también *hidrato de etileno*, *espíritu de vino*, *etanol* y simplemente *alcohol*. Se encuentra en todo líquido azucarado que sufre la fermentación alcohólica.

Es el alcohol un líquido que no tiene color, su olor es fuerte y embriagador, su sabor picante y ardiente; densidad 0'8, es muy ávido del agua en la cual se disuelve con producción de calor y reducción de volumen; él disuelve muchos cuerpos como el yodo, azufre, fósforo, los hidratos alcalinos y todos los compuestos hidrogenados; hierve y se volatiliza á 78° y se le ha podido solidificar á —130°: arde

con llama azul formándose agua y anhídrido carbónico, por oxidación se convierte en ácido acético. En los vasos sanguíneos es deletéreo porque coagula la albúmina y absorbe la humedad de los tejidos.

Se obtiene por destilaciones sucesivas del vino y de todo líquido espirituoso. Las últimas destilaciones se hacen con la cal viva y con el sodio, para privar al alcohol del agua que arrastra en la destilación, y obtener el alcohol *puro ó absoluto*.

El alcohol que tiene un 95 por 100 de alcohol puro, se llama *rectificado*, si no pasa de 50 ó 60° del alcoholómetro se llama *aguardiente*, y cuando el aguardiente se mezcla con azúcar, materias vegetales y esencias, resultan los *licores*. Se emplea en la economía doméstica como combustible; la industria y las artes consumen gran cantidad de alcohol; se hace de él mucho uso como disolvente y se emplea también en medicina.

232. Alcohol amílico.— $C_5H_{12}O$. Este es el alcohol de patatas, de donde se le extrae. Es líquido, incoloro, de olor nauseabundo y sabor acre, hierve á 132° y se solidifica á —20°, propiedades por las cuales se le reconoce, es venenoso. Se emplea fraudulentamente en el encabezamiento de los vinos y preparación de bebidas espirituosas.

ALDEHIDOS

233. Generalidades.—La palabra *aldehido* significa alcohol deshidrogenado, y son los aldehidos alcoholes que pierden parte de su hidrógeno por la acción del cloro ó del oxígeno. Los aldehidos forman series análogas á las de los alcoholes de que proceden. Por la acción del cloro sobre los alcoholes, no solo se forman aldehidos, sino que

el cloro sustituye en parte al hidrógeno formando compuestos clorados, que son *aldehidos derivados*.

Entre los aldehidos figuran principalmente el *etilico*, y el *cloral* entre los derivados.

234. Aldehido etílico.— C_2H_4O . Se llama también *aldehido acético* y *etanal*. Es un líquido muy movable incoloro, de olor fuerte y penetrante, que hierve á 21° . Se obtiene destilando, á un calor suave, una mezcla de ácido sulfúrico diluido, bicromato potásico y alcohol. Se emplea como anestésico.

235. Cloral.— C_2HCl_3O . Es un líquido que no tiene color, su olor es tan penetrante que excita las lágrimas y provoca la tos, sabor cáustico, más denso que el agua, muy soluble en ella, en el alcohol y en el éter; hierve á 99° y se solidifica á -75° . Es un verdadero aldehido, que se emplea en medicina como anestésico.

L. 30

ÉTERES

236. Constitución y caracteres de los éteres.

—Los *éteres simples* están formados por un radical alcohólico combinado con el oxígeno, los *halógenos* con un cuerpo halógeno, y los *compuestos* resultan de la sustitución total ó parcial del hidrógeno de un oxácido por un radical alcohólico.

Radicales alcohólicos son los hidrocarburos saturados (228) que han perdido 1, 2, 3..., átomos de hidrógeno, según su cuantivalencia. Considerados éstos como metales, los éteres simples son óxidos, los *halógenos* sales halógenas, y los compuestos oxisales neutras ó ácidas.

Así, tratándose del alcohol etílico, su éter simple es el *óxido de etilo*, el halógeno *el cloruro de etilo* si el cuerpo

halógeno es el cloro; y el éter compuesto *sulfato de etilo* si el ácido correspondiente es el sulfúrico.

Los éteres se encuentran en las grasas naturales mezclados con otras sustancias, pero en su mayor parte se forman artificialmente: son en general líquidos muy móviles, y se obtienen los simples por la acción de los cuerpos deshidratantes sobre los alcoholes; los halógenos por la acción de un cuerpo halogeno sobre los hidrocarburos saturados; y los compuestos tratando los alcoholes por los oxácidos.

Entre los éteres simples figuran en primer término el *metílico* y entre los halógenos el *cloruro de metilo*, uno de cuyos derivados es el

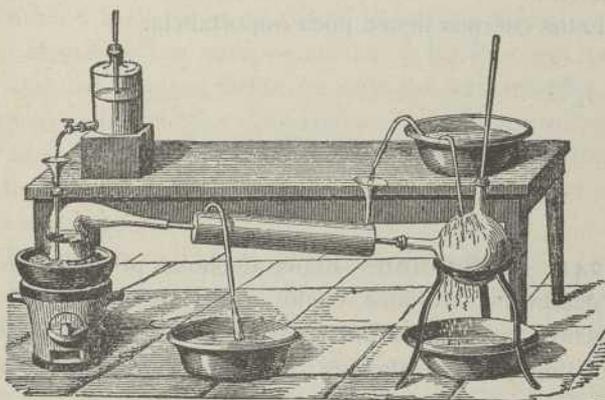
237. Cloroformo.— CHCl_3 . Es un líquido que no tiene color, de olor etéreo agradable y de sabor dulce; se disuelve poco en el agua, mucho en el alcohol y en el éter: él á su vez disuelve al bromo, al yodo, las grasas y los aceites; hierve á 60° . Se obtiene tratando el alcohol por los hipocloritos, y se emplea en medicina como anestésico, causando muy pronto la insensibilidad, y, si continúa su acción, la muerte.

El *bromoformo* CHBr_3 y el *yodoformo* CHI_3 tienen propiedades análogas al cloroformo y se aplican en medicina.

238. Éter.— $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$. Simplemente con este nombre se designa el *éter etílico*, *óxido de etilo*, *éter ordinario*, *éter vínico* y *éter sulfúrico*. Es un líquido muy móvil y volátil, incoloro, de olor penetrante, sabor ardiente; su densidad es 0,7, no se disuelve en el agua y sí en el alcohol: él es un disolvente neutro de muchos cuerpos; hierve á 35° y se solidifica á -31° . Arde con llama bastante intensa, y su vapor forma con el oxígeno del aire una mezcla muy detonante.

Se obtiene tratando el ácido sulfúrico (figura 37) por el alcohol que cae sobre una retorta, cuyo cuello está

envuelto en un refrigerante, y el vapor del éter llega al matraz donde se condensa mediante un chorro de agua fría. Aquí se forma primero ácido sulfovínico, luego se regenera el ácido sulfúrico, desprendiéndose el vapor del éter.



(Figura 37)

El éter tiene aplicaciones industriales y á las artes, se emplea en química como disolvente neutro; y en medicina como antiespasmódico y como anestésico.

239. Los éteres compuestos no tienen para nosotros importancia.

ALCOHOLES DIVALENTES Y TRIVALENTES

ALCOHOLES DIVALENTES

240. Generalidades.—Estos alcoholes se llaman también *glicoles* y se derivan de los hidrocarburos saturados, en los cuales dos átomos de hidrógeno han sido

sustituídos por dos moléculas de oxidrilo. Tienen propiedades análogas á las de los alcoholes monovalentes y son por lo regular líquidos volátiles y solubles en el agua.

Se preparan descomponiendo por los álcalis sus éteres acéticos y se clasifican como los hidrocarburos de los cuales se derivan.

Estos cuerpos tienen poca importancia.

L. 31

ALCOHOLES TRIVALENTES

241. Definición.—Estos alcoholes proceden de los hidrocarburos saturados, en los cuales tres átomos de hidrógeno han sido sustituídos por tres moléculas de oxidrilo. Se distinguen generalmente con el nombre de *glicerinas*, porque el tipo de estos alcoholes es la

242. Glicerina.— $C_3H_8O_3$. Es el alcohol propílico. Fué descubierta por Scheele que la denominó *principio dulce de los aceites*, Berthelot la calificó de alcohol glicérico. Es un cuerpo líquido, espeso, incoloro, dulce, más denso que el agua en la que es soluble lo mismo que en el alcohol, y muy poco en el éter; hierve y se descompone á 275° .

Se produce la glicerina siempre que se tratan las grasas por los álcalis ú óxidos metálicos. La glicerina se emplea en la perfumería y en medicina.

Por la acción del ácido nítrico se convierte la glicerina en *nitroglicerina*, cuerpo muy explosivo que, para usarlo, se mezcla con una materia terrosa llamada *tierra de infusorios*, constituyendo esta mezcla la *dinamita*.

Por la acción de los ácidos orgánicos sobre la glicerina resultan las

243. Grasas.—Las grasas naturales están constituidas por la manteca, el sebo y los aceites. Estas tres grasas están formadas por la *margarina*, la *estearina* y la *oleina*, sales orgánicas cuyos ácidos son el *margárico*, el *estéarico* y el *oléico*, que tienen por base común la glicerina. En la manteca entra principalmente la *margarina*, en el sebo la *estearina* y la *oleina* es propia de los aceites fijos.

Las grasas son cuerpos sólidos ó líquidos que no se mezclan con el agua, dejan en el papel una mancha permanente, y por el calor desprenden vapores muy irritantes. Por la acción de los óxidos metálicos se forman sales de ácidos orgánicos que se llaman *jabones* y á esta acción *saponificación*.

Las grasas se dividen en *vegetales* y *animales*.

Las vegetales se encuentran generalmente en las semillas ó en los frutos como el aceite de oliva; se obtienen por presión ayudada muchas veces por el calor. Las grasas animales se encuentran en el tejido celular y se obtienen por el calor.

Los aceites pueden ser *secantes* y *no secantes*, según que por la acción del oxígeno del aire se espesen tomando el aspecto resinoso, ó se enrancien sin espesarse. Como aceites secantes citaremos el *aceite de linaza*, el de *ricino*, el de *cañamones*, el de *nueces* y otros, que se emplean en barnices y en medicina. Como aceites no secantes figuran en primer término el *aceite de olivas* que tiene muchas aplicaciones, y se suele adulterar mezclándolo con aceite de algodón, de adormideras y otros aceites baratos: el de *almendras dulces*, el de *cacahués*, el de *algodón*, el de *colza*, el de *avellanas* y otros.

244. La *esperma de ballena* y las *ceras*, aceite la primera que procede de la cabeza del cachalote, y grasas las segundas que proceden de las abejas ó de algunas palme-

ras, son materias grasas, que por la saponificación no dejan de residuo glicerina sino otro alcohol.

L. 32

HIDRATOS DE CARBONO

245. Generalidades.—Estas substancias se han considerado también como alcoholes exavalentes. Se encuentran generalmente en la naturaleza; son de sabor dulce y llevan el nombre genérico de *azúcares*.

Son *azúcares* los cuerpos neutros susceptibles de experimentar directa ó indirectamente la *fermentación alcohólica*, que consiste en transformarse en alcohol y anhídrido carbónico. En su constitución entra el carbono con un número de átomos múltiplo de 6, y el oxígeno é hidrógeno en la relación necesaria para formar agua. Se dividen en tres grupos, cuyos tipos son la *glucosa*, la *sacarosa* y la *lactosa*.

246. Glucosa.— $C_6H_{12}O_6$. Este nombre significa *dulce*. También se le llama *glicosa*, *azúcar cristalizabile*, *de uva*, *de fécula*, etc.; se encuentra en los frutos azucarados, en la miel de las abejas y en la orina de los diabéticos. Es sólida, blanca, se presenta en granitos agrupados como la coliflor, es tres veces menos dulce que el azúcar de caña, menos soluble que ella en el agua y más en el alcohol. Es un cuerpo neutro que sufre directamente la fermentación alcohólica. Se obtiene tratando el zumo de los frutos que la contienen por la creta, ó disolviendo en alcohol la levulosa de la miel; y en la industria convirtiendo la fécula por medio del ácido sulfúrico en dextrina y luego en glucosa.

La glucosa contiene siempre una molécula de agua, cuando la pierde se convierte en azúcar *incristalizabile* ó

levulosa, que se presenta en la superficie de los frutos azucarados.

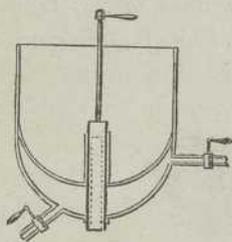
247. Sacarosa.— $C_{12}H_{22}O_{11}$. Se encuentra en la caña de azúcar y en la remolacha, especialmente en la blanca de la Silesia. La caña de azúcar contiene un 18 por 100 y la remolacha un 10 por 100 de azúcar.

Es sólida, blanca, muy dulce, el agua disuelve tres veces su peso de azúcar, mejor en caliente que en frío, no es soluble en el alcohol; es cristalina, y se funde á 160°; desprende por el choque ráfagas luminosas de electricidad: los fermentos la transforman en glucosa y levulosa, sufriendo después la fermentación alcohólica. Con las bases forma *sacaratos*, sobre todo con la cal.

Podemos reducir á cinco las operaciones que se practican para la obtención ó fabricación del azúcar.

1.^a *Obtención del zumo*; para lo cual se somete á fuertes presiones la caña del azúcar ó la pulpa de la remolacha.

2.^a *Defecación*; que consiste en tratar el zumo por la cal para neutralizar los ácidos, y calentar la mezcla hasta 70° por medio del vapor de agua, para clarificar los zumos y hacer que sobrenaden las impurezas. Esta operación se hace en calderas de esta forma (f.^a 38).



(Figura 38)

3.^a *Concentración*; que consiste en filtrar por telas de franela el líquido anterior y evaporarlo hasta la consistencia de jarabe.

4.^a *Cristalización*; que consiste en llevar el jarabe á toneles de madera donde al enfriarse cristaliza, saliendo la *melaza* por orificios que tienen los toneles en la parte inferior.

5.^a *Refinación*; que consiste en disolver el azúcar anterior en agua, clarificarla por medio del carbón animal y

la sangre de buey, filtrarla también por carbón y cristalizarla de nuevo en moldes cónicos ó en pequeños moldes prismáticos, bajo la forma de azúcar de pilón ó cuadradillo.

248. **Lactosa.**— $C_{12}H_{22}O_{11}$. Se llama también *azúcar de leche*, porque se encuentra y se extrae del suero de la leche de los mamíferos. Se emplea en los glóbulos homeopáticos.

249. En el organismo vegetal hay ciertas sustancias, cuyas fórmulas tienen una relación muy sencilla con las glucosas, y proceden de transformaciones que experimentan los principios azucarados que las plantas contienen. Estas sustancias son la *dextrina*, las *féculas* y la *celulosa*.

250. **Dextrina.**— $C_{12}H_{20}O_{10}$. Es un polvo amarillento, olor de harina tostada, sabor á goma, muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol y en el éter, no da color azul con el yodo, los ácidos diluidos la convierten en glucosa. Se obtiene tostando el almidón á 200°; se aplica al apresto de algunos tejidos en reemplazo de las gomas, en emplastos y vendajes.

251. **Féculas.**—Esta palabra significa *heces*; también se llaman las féculas *sustancias amiláceas*, que com-



(Figura 39)



(Figura 40)

prenden el *almidón*, y la que se llama generalmente *fécula* que es la de patata. Las *féculas* están formadas por granitos de tamaños diferentes (figura 39), con una depresión interior llamada *hilo*. Las féculas son insolubles en el agua fría, en la caliente se abren como una alcachofa (figura 40)

formando el engrudo, con el yodo dan color azul; y los ácidos diluidos las transforman en glucosa. El *almidón*, cuya fórmula es $C_6H_{10}O_5$, se obtiene tratando la masa de la harina por el agua, que arrastra el almidón y queda el *gluten*, se deja fermentar el líquido, se recoge el poso de almidón, se lava y se seca. La *fécula de patata* se obtiene de la pulpa de la patata por el mismo procedimiento.

252. Celulosa.— $C_6H_{10}O_5$, principio inmediato neutro, isomérico de la dextrina y del almidón, que constituye las paredes de las células, fibras y vasos vegetales. Se encuentra casi pura en la médula del sauco, y forma la mayor parte del papel y de las telas blancas de hilo de algodón.

Es una substancia sólida, blanca, transparente, insoluble en los líquidos neutros: arde sin residuo, el ácido sulfúrico diluido la transforma en dextrina y después en glucosa. Por la acción del ácido nítrico mezclado con el sulfúrico, y mejor de éste con el nitro se transforma la celulosa en *piroxilina* ó *algodón pólvora*, que se emplea como pólvora sin humo en forma de macarrones.

La celulosa es la primera materia en la fabricación del papel.

L. 33

FENOLES

253. Generalidades.—Los fenoles se derivan de la bencina y sus homólogos los hidrocarburos del grupo cíclico ó aromático, mediante la sustitución de uno ó más átomos de hidrógeno por otras tantas moléculas de oxidrilo. Se clasifica como los alcoholes por su cuantivalencia. Son casi todos sólidos, cristalinos, sabor acre; tienen las propiedades de los ácidos orgánicos y de los alcoholes. El tipo, y el fenol más importante es el

254. Acido fénico.— C_6H_6O . Se llama también *alcohol fénico* y *fenol ordinario*: resulta de la sustitución de un átomo de hidrógeno de la bencina por una molécula de oxidrilo. Es sólido, incoloro, por la acción del aire se vuelve rojizo, de olor fuerte y característico semejante á la creosota, poco soluble en el agua y mucho en el alcohol, es combustible y venenoso. Se extrae por destilación seca de las breas del carbón de piedra, y se usa como desinfectante, cáustico y antiséptico.

Como derivados del fenol figura el *ácido picrico*, cuyas sales, por sus propiedades detonantes, se emplean en la fabricación de explosivos.

ÁCIDOS ORGÁNICOS

255. Generalidades.—Los ácidos orgánicos son, como los inorgánicos, compuestos hidrogenados, que pueden cambiar su hidrógeno total ó parcialmente por los metales, produciendo sales: unos son *naturales* formados en el organismo por las fuerzas vitales, y otros *artificiales* formados por agentes químicos independientes de la vida orgánica.

Las propiedades físicas de estos ácidos son muy variables. La solubilidad en el agua guarda una relación contraria con su peso molecular; son solubles los ácidos fórmico, oxálico y tartárico de poco peso molecular, y los ácidos grasos que tienen gran peso molecular son insolubles en el agua. También su energía química es tanto mayor, cuanto menor es su peso molecular: algunos atacan á los metales, lo mismo que los inorgánicos, con desprendimiento de hidrógeno.

La obtención de los ácidos orgánicos varía según que

sean naturales ó artificiales. Los ácidos orgánicos naturales, se obtienen por procedimientos muy diferentes, según que sean sólidos ó líquidos, solubles é insolubles, fijos ó volátiles. Los artificiales se obtienen por metamorfosis ó por síntesis.

Los ácidos orgánicos se derivan de los alcoholes por sustitución de 2, 4, 6... átomos de hidrógeno por 1, 2, 3... de oxígeno, resultando los ácidos mono, bi, tri... básicos, y se clasifican por su cuantivalencia como los alcoholes de que proceden.

ÁCIDOS MONOVALENTES

256. Generalidades.—Se derivan de los alcoholes monovalentes sustituyendo dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno. Son todos monobásicos. De estos ácidos solo citaremos el fórmico y el acético.

257. Acido fórmico.— CH_2O_2 . Se deriva del alcohol metílico. Se encuentra en el líquido ácido é irritante que exudan en verano las hormigas, y se halla también en las ortigas. Es un líquido incoloro, cristalizabile, hierve á 100° , es corrosivo y muy semejante al

258. Acido acético.— $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Se deriva del alcohol etílico. También se llama *vinagre radical*. Es sólido y cristalino hasta 17° , líquido es incoloro, olor fuerte á vinagre, sabor ácido enérgico, hierve á 120° : es cáustico y corrosivo. Se presenta bajo diferentes formas: el *anhidrido*; el *ordinario* que contiene dos ó tres moléculas de agua; el *piroleñoso* que cuando está puro es igual al que sirve de tipo; y se obtiene de los productos de la destilación seca de la madera; y el *vinagre común* que suele tener un 6 por 100 de ácido acético, y resulta de la fermentación que experi-

menta el vino, por la cual el alcohol va absorbiendo el oxígeno del aire y se convierte en ácido acético.

Uno de los mejores procedimientos de obtener el vinagre es el alemán. Consiste (figura 41) en echar el vino en un gran tonel con dos tabiques horadados ó falsos fondos, entre ellos hay virutas de haya ó fresno empapadas en vinagre, los orificios del falso fondo superior están casi cerrados por cabos de bramante anudados para que el vino pase gota á gota: dentro del tonel circula el aire libremente.



(Figura 41)

La oxidación del vino ayudada por una temperatura de 25 á 30° lo convierte en vinagre, que sale por la llave inferior del barril.

El ácido acético se emplea en la industria y en medicina; y el vinagre como condimento.

Hay acetatos muy importantes como el de plomo que se emplea en medicina, el de cobre que es el verdadero cardenillo (185), y el de hierro que tiene aplicación en tinctoría.

Figuran también como monovalentes los ácidos *oléico*, *estéarico* y *margárico* que se encuentran en la oleína, estearina y margarina (243); el *valerianico* y el *benzóico*.

Lección 34

ÁCIDOS DIVALENTES

259. Acido láctico.— $C_3H_6O_3$. Procede del alcohol ó glicol propílico y es monobásico. Es un líquido incoloro, de sabor ácido, más denso que el agua, muy soluble en ella y en el alcohol. Se encuentra en la leche agria y de esta se obtiene

260. Acido oxálico.— $C_2H_2O_4$. Procede del alcohol etílico y es bibásico. Se encuentra libre en el garbanzo verde y al estado de combinación en las acederas, hongos y en ciertos estados patológicos como sucede con los cálculos urinarios. Es sólido, incoloro, sabor ácido, soluble en el agua, cristalino y venenoso. Se emplea para destruir los mordientes de las telas, para decolorar la paja de los sombreros, para limpiar metales, para quitar las manchas de tinta y de hierro en las ropas blancas, y en Química como reactivo.

Los principales oxalatos son los de potasio y amonio.

También pertenecen á los divalentes los ácidos *salicílico*, *sucínico* y otros.

ÁCIDOS TRIVALENTES

261. Acido málico.— $C_4H_6O_5$. Es el más importante de estos ácidos, procede del alcohol butílico y es bibásico. Se encuentra en el jugo de las manzanas, acerolas, grosella y otros frutos ácidos.

ÁCIDOS TETRAVALENTES

262. **Acidos agállico.** $C_7H_6O_5$, **tánico.** $C_{27}H_{22}O_{17}$, **tartárico** $C_4H_6O_6$ y **cítrico** $C_6H_8O_7$: Los ácidos tetraivalentes se derivan de los alcoholes tetraivalentes. Pueden ser monobásicos como el agállico y el tánico, bibásicos como el tartárico y tribásicos como el cítrico. El *ácido agállico*, se encuentra en las agallas y en el zumaque, el piroagállico se emplea en fotografía. El *ácido tánico* ó *tanino* se encuentra en las agallas de la encina y del roble, forma con los principios inmediatos de las pieles compuestos insolubles é imputrescibles; por esta propiedad se emplea en el curtido de las pieles. El *tanato de hierro* es el principio colorante de la tinta negra de escribir. El *ácido tartárico* se encuentra en las uvas agraces y en las heces del vino bajo la forma de *bitartrato potásico* ó *cremor tártaro*: es sólido, incoloro, cristalino, y se aplica en los tintes y para la producción del anhídrido carbónico en las bebidas gaseosas. El *ácido cítrico* se encuentra en los limones, naranjas, grosellas y otros frutos agrios: se emplea como refresco y el citrato de magnesia como purgante.

AMIDAS Y AMINAS

263. **Amidas.**—Son sales amoniacales deshidratadas que resultan de la sustitución del hidrógeno del amoníaco por un radical negativo ó ácido.

La amida más importante es la *urea* CH_4ON_2 . Se encuentra en la orina de donde se obtiene, una persona se grega al día de 24 á 30 gramos; es sólida cristalina sabor

amargo y fresco, soluble en el agua: por descomposición desprende amoníaco.

264. Aminas ó alcaloides artificiales.—Figuran como bases, y proceden de la sustitución de uno, dos ó los tres átomos del hidrógeno del amoníaco, por un radical positivo ó hidrocarburo. Si en vez del amoníaco fuese el hidrógeno fosforado ó el arsenical, se llamarían *fosfinas* ó *arsinas*.

La más notable de las aminas es la *anilina* C_6H_7N . Se encuentra en el añil y la brea de la hulla. Es un alcaloide artificial líquido, incoloro, de olor desagradable y venenoso. Por la acción de ciertos cuerpos presenta diferentes coloraciones que se usan mucho en tintorería.

ALCALOIDES NATURALES

265. Generalidades.—Son los *alcaloides naturales* compuestos orgánicos nitrogenados, que neutralizan los ácidos para formar sales como hace el amoníaco. Se forman en el organismo por la acción de la vida, y se encuentran combinados con los ácidos orgánicos.

Los alcaloides que no contienen oxígeno son líquidos, volátiles, de olor fuerte que recuerda su origen y algo solubles en el agua. Los oxigenados son sólidos, incoloros, inodoros y cristalizables. Por lo general todos tienen sabor muy amargo, casi todos se disuelven en el alcohol y en el éter, tienen todos carácter básico y son venenosos lo mismo que sus compuestos.

No hay una clasificación metódica de los alcaloides, y se atiende para su estudio á su procedencia: clasificación botánica.

Así; los alcaloides de las *Rubiáceas* son la *quinina* y la

cinchonina que se encuentran en la corteza del árbol de la quina mezcladas con otros alcaloides. La *quinina* es un cuerpo blanco amarillento, soluble en el alcohol y en el cloroformo; el sulfato de quinina es un cuerpo blanco, muy amargo, soluble en el alcohol, cristaliza en agujas sedosas y se emplea como antifebrífugo. La *cafeína* y la *teína* se encuentran en el café y el té constituyendo una base débil soluble en el agua.

Los alcaloides de las *papaveráceas* se encuentran en el *ópío*, que es el jugo espeso del fruto de las adormideras. Los principales son la *morfina* que cristaliza con dos moléculas de agua, es soluble en alcohol, es un veneno narcótico, que se emplea en medicina á dosis muy cortas, así como el cloruro, el sulfato y el acetato de morfina. La *narcotina* y la *codeína* tienen propiedades análogas á la morfina.

Los alcaloides de las *estricíneas* se encuentran en la nuez vómica. El principal es la *estricnina* que presenta un sabor amargo insoportable, es soluble en el alcohol y en el cloroformo; es una base enérgica y veneno muy activo, que produce violentas combulsiones. Se emplea en cortísimas dósís en medicina como tónico y excitante, y bajo la forma de cloruro, sulfato y nitrato de estricnina.

La *brucina* acompaña á la estricnina en las plantas estricíneas.

Los alcaloides de las *solanáceas* son la *atropina* que se encuentra en la belladona, es un veneno de sabor amargo y acre que dilata la pupila y se emplea en forma de sulfato en las enfermedades de los ojos: la *nicotina* que se encuentra en las hojas del tabaco, no tiene oxígeno, y por lo tanto es líquida, olor á tabaco, soluble en el agua; es un veneno muy enérgico, y la *hicoscianina* que se encuentra en el beleño.

Pertencen á diversas familias vegetales la *conicina* que se encuentra en la cicuta, no tiene oxígeno y es un veneno

narcótico que actúa con rapidez: la *aconitina* que se encuentra en el acónito, es muy amarga y deletérea, y la *cocaína*, cuyo cloridrato se emplea como anestésico local.

Los principales antídotos de los alcaloides son el agua etérea, el café, el amoníaco, el alcanfor, el sulfato cúprico, el tanino y la tintura de yodo.





INDUSTRIAS QUÍMICAS

INDUSTRIAS MINERALES

L.35

266. **Cerámica.**—Además de la obtención industrial del azufre, del ácido sulfúrico, de la pólvora, de la fabricación de las lejías, de la cal, del hierro y en general de todos los metales, ó sea la metalurgia; de las que ya nos hemos ocupado, tenemos que tratar aquí, para completar las industrias químicas minerales, de la fabricación de la loza y del vidrio, ó sea de la **cerámica** y de la **vidriería**.

Cerámica significa *teja*, y tiene por objeto la fabricación de los objetos de arcilla (196). Si estos son de barro cocido se llama *alfarería*.

La arcilla que se emplea en la alfarería está coloreada de rojo ó amarillo por óxidos de hierro, mezclada con arena de cuarzo y marga. Los objetos que se fabrican en la alfarería se moldean en un torno llamado de *alfareros*, y se cuecen en un horno. Son de constitución terrosa, blancos ó rojos, blandos, frágiles, porosos y sonoros; el vidriado es de galena (182).

Los objetos cerámicos son las *lozas* y *porcelanas*. Las lozas son conocidas en Europa desde el siglo XI y las porcelanas, antiquísimas en la China, datan en Europa del siglo XVI.

Las lozas son opacas y de aspecto térreo, las porcelanas translúcidas y homogéneas en su fractura. Se fabrican con arcilla pura ó kaolín, que es el silicato de aluminio hidratado, el cual forma con el agua una masa blanda que se endurece al desecarse, y adquiere mucha consistencia por

la cocción. Esta arcilla se mezcla con cuarzo pulverizado, se moldea este barro como en la alfarería dándole la forma que se quiera, se cuece en el horno, se aplica después el barniz fusible, el cual, por una segunda cocción, toma el aspecto vítreo haciendo el objeto impermeable.

La porcelana china se prepara con kaolín, arena fina y feldespato, y el barniz se da con óxidos metálicos. Los objetos se fabrican como los de loza.

267. **Fabricación de vidrios y cristales.**—*Vidrio* es el producto resultante de la combinación de un silicato alcalino fusible, como el de potasa ó sosa, con un silicato térreo ó metálico, como el de calcio ó plomo. Cuando en el vidrio entra el plomo se llama *crystal*.

Hay diferentes clases de vidrios y cristales, cuya composición por 100 se manifiesta en el cuadro siguiente:

COMPONENTES	VIDRIO	GROWNGLASS	CRISTAL	FLINTGLASS
Sílice	69'65	62'8	61'0	42'5
Potasa	»	22'1	6'0	11'7
Sosa.	15'22	»	»	»
Cal.	13'31	12'5	»	0'5
Alúmina.	1'82	2'0	»	1'8
Minio	»	»	33'0	43'5
Bióxido de manganeso.	»	0'6	»	»
	100'0	100'0	100'0	100'0

La elaboración de vidrios y cristales consiste en fundir y mezclar bien los materiales de que se componen, luego el obrero toma una pequeña parte de la masa fundida con el extremo de un tubo de hierro de unos dos metros de longitud que se llama *caña*, y soplando por el extremo, al mismo tiempo que comunica á la caña un movimiento de rotación ó balanceo, resultan cilindros huecos que, cortados y aplanados, dan los vidrios planos; ó las vasijas cuando además se emplean moldes adecuados al objeto.

Para aclarar los vidrios se emplea el bióxido de manganeso que ya hemos llamado jabón de vidrieros (201). Para dar á los vidrios colores determinados, se adicionan á la masa diferentes óxidos metálicos.

Los vidrios y cristales son frágiles, su densidad es próximamente dos y media veces mayor que la del agua, son insolubles en el agua y en los ácidos, menos en el ácido fluorhídrico. Sin embargo; tanto los ácidos fuertes como las bases enérgicas los atacan al cabo de algun tiempo. La

tenacidad y elasticidad de los vidrios se consigue por el *temple*, que consiste en someterlos á la temperatura del rojo y enfriarlos después en grasa fundida ó aceite: el vidrio templado resiste bien el fuego y se emplea en columnas, baldosas y hasta traviesas de vías férreas. La temperatura de fusión es variable, por término medio es de 400°.

L. 36

INDUSTRIAS DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

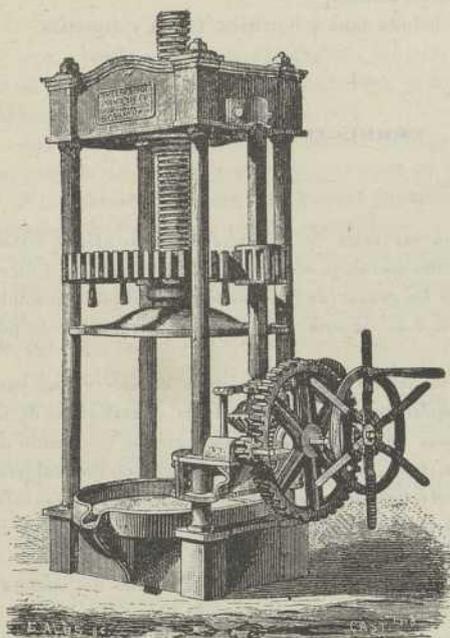
268. Enumeración de estas industrias.—Las industrias que corresponden á la química orgánica son: 1.^a Bebidas alcohólicas. 2.^a Productos grasos, que son los jabones y las bujías esteáricas. 3.^a Elaboración del pan. 4.^a Fabricación del papel. 5.^a Curtido de las pieles. 6.^a Tintorería. Y 7.^a Conservación de las materias orgánicas. El orden en que van expuestas es el mismo que hemos seguido en el estudio de la química orgánica. Prescindimos de la fabricación del azúcar expuesta ya en su lugar correspondiente (247).

BEBIDAS ALCOHÓLICAS

269. Elaboración del vino.—Constituyen las *bebidas alcohólicas* el *vino*, la *sidra* y la *cerveza*.

El *vino* es el zumo de las uvas fermentado. Su elaboración la podemos dividir en cinco operaciones. La 1.^a es la recolección de la uva ó *vendimia*. El *razimo* consta de escobajo que contiene el tanino, y grano de la uva, que se divide en película que contiene la materia colorante, pulpa que contiene el mosto, y semillas que son las substancias nitrogenadas de la uva. La *vendimia* se verifica cuando el fruto está maduro, lo cual se conoce en que el grano de la uva es translúcido, se desprende fácilmente del pedúnculo y tiene sabor dulce. La 2.^a es la *obtención* del zumo ó *mosto*, que consiste en despallillar, pisar la uva y prensarla después. La prensa que se emplea es la de usillo (figura 42). Consta de una grúa de dos tornos y de dos ruedas dentadas de cambio de dirección, que actúan sobre un tornillo, el cual ejerce la presión sobre una capacidad que contiene la uva que se prensa. El mosto se compone de 70 á 80 por 100 de agua, de 14 á 24 por 100 de azúcar glucosa y levulosa, ácidos, materia colo-

rante y otras sustancias neutras. La 3.^a es la *fermentación tumultuosa*, en cuya operación el mosto sufre la fermentación alcohólica (245), desprendiéndose anhídrido carbónico. Esta operación dura 2, 4, 6 ó más días, según los diferentes climas, y se verifica á temperaturas comprendidas entre 14 y 20°. La 4.^a es la *fermentación lenta*, que dura tres ó cuatro meses. En ella se precipitan las sustancias in-solubles, y se forman los éteres y esencias que comunican al vino buen olor y gusto agradable. Y la 5.^a es la *conservación de los vinos*, que consiste en hacer el trasiego á otras vasijas bien limpias y previamente azufradas, para evitar que los



(Figura 42)

vinos sufran la fermentación ácida, y la clarificación del vino por medio de la cola de pescado ó la clara de huevo batida, á razón de 10 gramos de cola ó 3 claras por hectólitro de vino. El vino consta de 74 á 92 por 100 de agua, de 8 á 20 por 100 de alcohol, y pequeña cantidad de sales y sustancias volátiles.

270. *Sidra y cerveza*.—La *sidra* es el vino de manzanas y de peras. Se elabora lo mismo que el vino de uva, y contiene de 6 á 8 por 100 de alcohol.

La *cerveza* procede del germen fermentado de la cebada. Se obtiene por dos operaciones: 1.^a *Preparación del malta*, que consiste en hacer germinar la cebada húmeda, secar y pulverizar el germen que es el *malta*. Y 2.^a *Preparación del mosto*, que consiste en hervir el malta en agua,

agregar la flor del lúpulo que evita la acidulación de la cerveza y le comunica el sabor amargo, y cocer y clarificar el líquido. La fermentación y clarificación de la cerveza se hacen como en el vino. La cerveza contiene de 2 á 7 por 100 de alcohol.

La cerveza es una bebida sana y nutritiva, tónica y diurética.

PRODUCTOS GRASOS

271. **Jabones** son las sales de los ácidos grasos oléico, esteárico y margárico. Los jabones fueron ya conocidos por los romanos. Proceden de la saponificación de las grasas (243); los jabones alcalinos son solubles, é insolubles los demás. Los de sosa son jabones *duros* y los de potas, *blandos*.

En la fabricación de jabones duros podemos considerar tres partes: 1.^a *Formación de las lejías*, para lo cual se emplea el carbonato de sosa que se convierte en sosa cáustica de diferentes grados por medio de la cal. 2.^a *Saponificación*, para lo cual se hierve la lejía en una caldera, se va echando aceite revolviendo la mezcla, después se agregan lejías saladas que coagulan el jabón formado: sangrando luego la caldera por la parte inferior para dar salida á la glicerina y á las lejías excedentes. Y 3.^a *Moldeado*, que consiste en echar el jabón fundido en moldes de madera de forma rectangular, donde se solidifica, cortándolo luego en pedazos.

En los jabones blandos no se emplean las lejías saladas.

Los jabones translúcidos se obtienen disolviendo el jabón blanco en alcohol ó en glicerina.

Los *emplastos* son jabones de plomo.

272. **Bujías esteáricas.**—Proceden de la saponificación del sebo de carnero por la cal, la cual se elimina por medio del ácido sulfúrico. De este modo se obtiene el ácido esteárico mezclado con otros ácidos grasos del sebo, los cuales se separan por presión: el ácido esteárico mezclado con cera al 5 por 100, se funde y se vierte en moldes ligeramente cónicos, en cuyo eje está la mecha humedecida en ácido bórico (100), para que no forme pábilo ni se obstruyan los tubos capilares que forman las fibras del algodón.

Las velas esteáricas son blancas, translúcidas, sin olor, duras, no deben untar los dedos ni manchar el papel, debiendo fundirse á 51.^o

237

ELABORACION DEL PAN

273. **Harinas.**—En la elaboración del pan se emplean las harinas de los cereales. El más general es el trigo, y donde escasea se hace uso del centeno ó del maíz.

También suelen mezclarse las harinas de trigo con las de otros cereales, como la de centeno, que puede contener un hongo que es delétereo, la de las legumbres y hasta con materias minerales; adulteraciones que se reconocen fácilmente por medios químicos.

La harina de trigo, que es la más rica en substancias nitrogenadas, consta de 60 por 100 de almidón, 14 de substancias nitrogenadas, 14 de agua y las 12 por 100 restantes son materias orgánicas y minerales como glucosa, dextrina, grasas y sales inorgánicas.

La principal substancia nitrogenada de las harinas es el *gluten*, cuerpo sólido; cuando está seco es amarillo, duro y fragil; cuando está húmedo es elástico pegajoso y entra con facilidad en putrefacción. Resulta como residuo en la obtención del almidón (251).

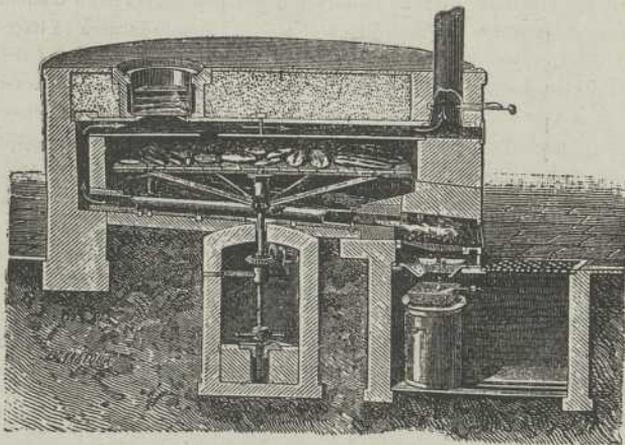
El trigo más rico en gluten es el rubio ó moruno; el que dá el pan más blanco es el candial.

La harina, después de molido el trigo, hay que *cernirla* ó *tamizarla*, resultando un residuo ó salvado de 10 á 15 por 100, según clase.

274. **Panificación.**—Tres son las operaciones que se practican en la elaboración del pan: 1.^ª *Amasado.* Consiste en mezclar la harina con la mitad de su peso de agua, sal y levadura, que es masa fermentada de las amasaduras anteriores. En el pan de Viena entra la leche, un litro por cuatro de agua. El amasado se hace á brazo, y se completa con el torno, que se compone de dos cilindros laminadores movidos generalmente á brazo. 2.^ª *Fermentación.* Consiste en dejar fermentar los trozos de masa ó panes. En la fermentación, la glucosa de la harina y la que se forma procedente del almidón sufren la fermentación alcohólica; y el anhídrido carbónico producido esponja y ahueca el pan haciéndolo digestible. Esta operación dura de una á dos horas, según la temperatura. 3.^ª *Cocción.* Consiste en detener la fermentación, introduciendo el pan en un horno á temperaturas comprendidas entre 200 y 300^o, por el tiempo de un cuarto de hora á media hora. En la cocción la masa se esponja por la expansión de los gases, y la superficie se deseca formando la corteza que es el almidón desecado. Los hornos suelen ser semi-esféricos sin chi-

menea, se calientan generalmente con leña ligera, y los de Roland con carbón de hulla ó cok.

El horno Roland (figura 43) es de fabricación continua. Se compone de un disco de fundición donde, en dirección de los radios, se colocan los panes; los productos de la combustión pasan, sin tocar al disco, rodeán-



(Figura 43)

dolo en dirección de las flechas, saliendo por la chimenea que está de lado del fogón. El disco tiene un movimiento lento de rotación y á cada vuelta se mete una fila de panes y se saca otra ya cocidos.

FABRICACION DEL PAPEL

275. **Papel de barbas.**—La palabra papel procede de *papyrus*, planta que crece á las orillas del Nilo, de cuyas ojas hacían los egipcios el papel; hoy la primera materia de la fabricación del papel es la celulosa (252). Con los trapos perfectamente limpios, se hace el papel de hilo ó de barbas y el papel continuo de algodón.

Para esto se deshilachan los trapos por medio de un cilindro que gira con gran velocidad, provistos de cuchillas, que se cruzan con otras fijas en el fondo de la pila deshilachadora. Mediante una gran corriente de agua, en la misma pila se forma una papilla que, decolorada con cloruro de cal

se recoge en telas metálicas, se seca entre láminas de fieltro, se prensa y se engoma introduciéndolo en una mezcla de alumbre y gelatina.

Este es el papel de barbas.

276. Papel continuo.—Se diferencia del anterior, en que la papilla, ya blanqueada y encolada por medio de la fécula, la resina y la sosa comercial, se recoge en una tela metálica sin fin, pasa luego por entre dos cilindros cubiertos de fieltro, después se prensa pasando por entre dos cilindros metálicos laminadores y se seca en otro gran cilindro calentado por la parte interior.

No bastando la celulosa de los trapos para el gran consumo que hoy se hace de papel, á la pasta de los trapos se añade esparto, paja de los cereales, serrín finamente pulverizados y hasta materias minerales.

El cartón piedra se hace con la pasta del papel, kaolín, goma, cemento y gelatina.

CURTIDO DE PIELES

277. Operaciones de este curtido.—Por el curtido se evita que las pieles entren en putrefacción, se consigue que adquieran dureza y consistencia, sin perder su flexibilidad. Las fábricas de curtido se llaman *tenerías*.

La materia curtiente es el tanino (262) que se encuentra en la corteza de algunos árboles como la encina, el roble y otros que producen tanino.

Las pieles que generalmente se someten al curtido son las de los animales rumiantes y paquidermos.

Podemos reducir á cinco las operaciones que se practican en el curtido de las pieles. 1.^a *Labado y raspado*, que consiste en privar á las pieles de la sangre y otras materias adheridas á la piel, por medio del lavado en agua corriente, raspándolas por la parte interior. 2.^a *Depilación*, que consiste en pelarlas, para lo cual se las trata por una lechada de cal, y luego se las raspa por la parte exterior. 3.^a *Maceración*, que consiste en macerarlas en una disolución de ácido sulfúrico, donde la piel se hincha hasta adquirir casi el doble de su grueso. 4.^a *Verdadero curtido*, que consiste en colocarlas por capas en pequeños estanques que se llaman *noques*, interpuestas con otras capas de cáscara de encina en polvo. Esta operación se repite cada dos ó tres meses, renovando la cáscara é invirtiendo las pieles. 5.^a *Batido*, operación que consiste en batir las pieles á martillo ó con cilindros laminadores, y teñirlas ó barnizarlas, según el uso á que se destinan.

Para el curtido de pieles delgadas y de animales jóvenes, la materia curtiente no es el tanino, sino una disolución de alumbre, sal común, harina de trigo y huevos de gallina.

2.38
TINTORERÍA

278. **Materias colorantes.**—Además de la anilina (264), hay otras materias colorantes naturales que son solubles en el agua ó en el alcohol, y forman con los óxidos metálicos combinaciones que se llaman *lacas*. Para fijar los colores en las telas se emplean los *mordientes*, que son compuestos de estaño y aluminio, y los de cobre, hierro, cromo y manganeso que cambian además el color de la materia colorante. Las materias colorantes pueden perder su color por la acción de la luz, del cloro del carbón y del ácido sulfuroso.

Los colores simples de la tintoría son el *rojo*, *amarillo*, *azul* y *negro*. El *rojo* procede de la raíz de la *rubia*, planta que se cultiva en Valladolid y otras provincias; del *palo de campeche*; y de la *cochinilla*, insecto del *nopal*, árbol originario de Méjico, que hoy se cultiva también en las islas Canarias y en las provincias de Cádiz y Málaga. El *amarillo* procede del *quercitrón*, que se extrae de la cáscara de la encina de Indias; de la *gualda*, planta que se cultiva en muchas provincias de España; de la *circuma*, planta originaria de las islas orientales y de la China; y del *achiote* que procede de América. El *azul* procede del *indigo* ó *añil*, del *azul Prusia* (208) y de la *tintura de tornasol*. El *negro* procede de la *nuez de agallas*, del *campeche* y del *sulfato de hierro*. Los colores compuestos son mezclas de los simples.

279. **Tintorería.**—Tiene por objeto fijar los colores en las telas, de modo que resistan al lavado con jabón y lejías.

Para dar un color homogéneo se introduce la tela en el mordiente y luego en el baño del color.

Los *baños de impresión* se dan por medio de cilindros metálicos, donde los dibujos están grabados en hueco ó en relieve, impregnados en el mordiente ó en el color que se ha de dar á la tela, en materias inactivas ó en corroyentes. La fijación de los colores se hace por presión como en la imprenta.

Los colores resultan más permanentes, más puros y agradables, exponiendo las telas á la acción del vapor del agua.

CONSERVACION DE LAS MATERIAS ORGÁNICAS

280. Putrefacción.—Las materias orgánicas se descomponen produciendo agua, anhídrido carbónico, óxido de amonio y, si contienen azufre y fósforo, hidrógenos sulfurado y fosforado. Cuanto más nitrógeno contienen se descomponen con más facilidad.

La *putrefacción* es, pues, la descomposición espontánea de las materias animales ó vegetales bajo la influencia del aire, del agua, ó mediante una temperatura comprendida entre 20 y 40°.

281. Conservas alimenticias.—Para conservar las materias orgánicas hay que privarlas del aire, de la humedad, del calor, ó emplear los antisépticos.

Las carnes y pescados se conservan en latas con aceite ó salsa privándolas del aire por el calor, los embutidos se conservan en aceite ó entre manteca, y las frutas en almíbar.

Por la sequedad al sol se conservan las pasas, higos y ciruelas, el tajo ó cecina. La sal absorbe la humedad de algunas substancias produciendo lo que se llama *salazón*, como el bacalao, las sardinas, el tocino y el jamón. El alcohol absorbe la humedad de otras, como algunas frutas que se conservan en alcohol ó aguardiente.

Por enfriamiento se conservan en hielo las carnes y pescados.

Por los antisépticos se conservan las viandas al humo, porque se desarrolla la creosota y el ácido piroleñoso que son antisépticos. Las carnes curadas al humo presentan por esta razón sabor desagradable. La cocción evita también los gérmenes de putrefacción, como sucede en los escabeches. La sal, el vinagre y el alcohol figuran también como antisépticos.

Los detalles de las operaciones correspondientes á todas estas industrias pueden verse en la Química industrial.



ELEMENTOS DE QUIMICA

ÍNDICE

QUÍMICA GENERAL Ó FILOSÓFICA

	<i>Págs.</i>
División de la Química.	5
NOCIONES GENERALES.	7
Afinidad. Disolución. Cristalización. Mezcla y combinación.	
LEYES DE LAS COMBINACIONES Y TEORÍAS QUÍMICAS.	13
Equivalentes y pesos atómicos. Teorías dualística y unitaria.	
NOMENCLATURA QUÍMICA.	19
Nomenclaturas simbólica y verbal. Denominación de los cuerpos simples y compuestos. Fórmulas é igualdades químicas.	
OPERACIONES QUÍMICAS.	27
Utensilios de laboratorio. Operaciones químicas. Análisis y síntesis.	

QUÍMICA DESCRIPTIVA

QUÍMICA MINERAL

METALOIDES

<i>Págs.</i>		<i>Págs.</i>	
NOCIONES PRELIMINARES	32	TIPO HIDRÓGENO.	35
Cuantivalencia. Monografías.		METALOIDES MONOVA-	
Caracteres generales de los		LENTES Y SUS CUERPOS	
metaloides.		COMPUESTOS	38

<i>Págs.</i>	<i>Págs.</i>		
Fluor	39	Hidrógeno fosforado y anhídrido fosfórico.	
Ácido fluorhídrico.		Arsénico. Antimonio.	
Cloro	40	Bismuto. Boro.	71
Ácido clorhídrico	43	METALOIDES TETRAVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS	73
Bromo	45	Carbono	73
Yodo	46	Carbones naturales.	74
METALOIDES BIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS.	47	Carbones artificiales	76
Oxígeno	48	Carburos de hidrógeno	77
Combustión. Ozono		Hidrógenos proto y bicarbonados.	
Agua	52	Combinaciones del carbono con los demás metaloides.	79
Aguas potables.		Óxido y anhídrido carbónicos. Sulfuro de carbono. Cianógeno y ácido cianhídrico.	
Azufre	55	Silicio.	82
Acido sulfhídrico	57	Anhídrido silícico.	
Anhidrido sulfuroso	59	Estaño	83
Ácido sulfúrico.	60		
METALOIDES TRIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS.	62		
Nitrógeno	63		
Amoníaco	64		
Aire atmosférico.			
Ácido nítrico	67		
Fósforo	68		

METALES

CARACTERES DE LOS METALES	85	Hidrato, nitrato y carbonato potásicos. Pólvora.	
Monografía de los metales.	85	Sodio	101
ALEACIONES	89	Cloruro de sodio ó sal común, Hidrato y carbonato sódicos.	
ÓXIDOS É HIDRATOS METÁLICOS	90	Amonio.	
SALES.	93	Plata	104
METALES MONOVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS.	98	Nitrato de plata.	
Potasio	98	METALES BIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS	106
Cuerpos compuestos de potasio	99	Bario	106

<u>Págs.</u>	<u>Págs.</u>		
Calcio.	107	Oro	117
Cloruros. Óxido é hidrato de calcio. Carburo de calcio. Sulfato y carbonato cálcicos.		METALES TETRAVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS.	118
Magnesio.	110	Aluminio.	119
Zinc	111	Cromo	121
Plomo.	112	Manganeso	122
Cobre.	114	Hierro	123
Mercurio.	115	Acero.	
METALES TRIVALENTES Y SUS CUERPOS COMPUESTOS.	117	Niquel	128
		Cobalto	129
		Platino	129
		Radio.	

QUÍMICA ORGÁNICA

NOCIONES PRELIMINARES	133	Glicerina y grasas.	
HIDROCARBUROS	136	Hidratos de carbono	150
Acetileno. Amileno. Bencina. Naftalina. Parafina. Petróleo.		Azúcar. Dextrina. Féculas y Celulosa.	
Esencias	139	FENOLES	153
Esencias hidrocarbonadas, oxigenadas y sulfuradas.		Ácido fénico.	
Resinas	141	ÁCIDOS ORGÁNICOS	154
Cautchu y gutapercha.		Ácidos monovalentes	155
ALCOHOLES MONOVALENTES. 142		Ácidos fórmico y acético.	
Alcohol metílico. Alcohol etílico ó espíritu de vino. Alcohol amílico.		Ácidos divalentes	157
ALDEHIDOS	144	Acidos láctico y oxálico.	
Aldehido etílico. Cloral.		Ácidos trivalentes	157
ÉTERES	145	Ácidos tetraivalentes	158
Cloroformo y éter vínico.		Ácidos agállico, tánico tartárico y cítrico.	
ALCOHOLES DIVALENTES Y TRIVALENTES	147	AMIDAS Y AMINAS	158
Alcoholes divalentes	147	Anilina.	
Alcoholes trivalentes	148	ALCALOIDES NATURALES . 159	
		Alcaloides de las rubiáceas, de las papaveráceas, de las estrícneas y de las solanáceas.	

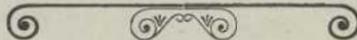
INDUSTRIAS QUÍMICAS

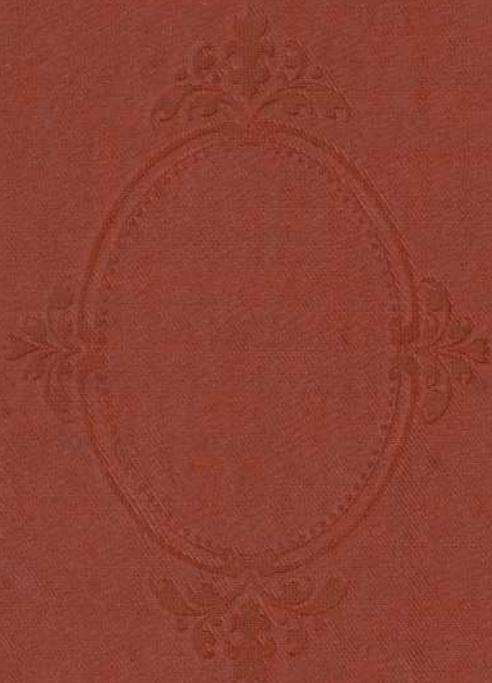
INDUSTRIAS MINERALES

<u>Págs.</u>	<u>Págs.</u>
Cerámica. 162	Fabricación de vidrios y cristales 163

INDUSTRIAS DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Bebidas alcohólicas . . . 164	Papel de barbas y papel con- tinuo.
Elaboración del vino, sidra y cerveza.	Curtido de las pieles . . 169
Productos grasos . . . 166	Tintorería. 170
Fabricación de jabones y bu- jías esteáricas.	Materias colorantes, tintes y estampado.
Elaboración del pan . . 167	Conservación de las mate- rias orgánicas. . . . 171
Harinas y panificación.	Putrefacción y conservas ali- menticias.
Fabricación del papel. . 168	





Campano. Quimica

PB
176