LOS SECRETOS DE LA QUÍMICA

al alcance de los niños y de los adultos.

Libro para lectura en ambas clases de Escuelas

POR

DON ILDEFONSO FERNÁNDEZ Y SÁNCHEZ

CIUDAD REAL

IMPRENTA Y LIBRERIA

DE

ENRIQUE PÉREZ

Caballeros, 4.

P.: 1.70 pts.

LOS SECRETOS DE LA QUÍMICA

al alcance de los niños y de los adultos.

Libro para lectura en ambas clases de Escuelas

POR

DON ILDEFONSO FERNANDEZ Y SANCHEZ

1907

CIUDAD REAL

IMPRENTA Y LIBRERIA
DE
ENRIQUE PÉREZ
Caballeros, 4.

LOS SECRETOS DE LA QUÍMICA

LOS SECRETOS DE LA QUÍMICA

AL ALCANCE DE LOS NIÑOS Y DE LOS ADULTOS

PRÓLOGO

Entre las ilustradas y generosas personas, que solían visitar tanto la escuela de niños como la clase nocturna de adultos del pueblo de Arlabán, figuraba, en primer término, el boticario, que era Doctor en Farmacia, y conocía, como es natural, los más recónditos secretos de la **Quimica.**

Llamábase Don Luis Caballero de Rojas, y había tomado á empeño divulgar, aunque en proporciones muy elementales y con carácter de aplicación á los usos más comunes de la vida, aquellos utilísimos conocimientos que poseía como fruto especial de su carrera.

Para realizar tan interesante y nobilísimo propósito, pusiéronse de común acuerdo el Farmacéutico y el Maestro, conviniendo en que el primero iría á la escuela los sábados por la tarde, y á la clase de adultos los lunes por la noche, explicando á unos y á otros, respectivamente, durante media hora, aquellos elementos más precisos y aquellas aplicaciones más inmediatas de la Química, de que ninguna persona medianamente ilustrada debe carecer.

Y como los oyentes no se hallaban capacitados para aventurarse en largas y profundas teorías, que suponen muchos años de estudio y de meditaciones de naturaleza científica, pensaron—y pensaron acertadamente—que su plan debía reducirse á los límites más estrechos, á lo puramente indispensable de esta maravillosa ciencia, huyendo, en todo lo posible, de emplear tecnicismos raros, ajenos á un lenguaje que, tratándose de niños y de adultos, cuya inteligencia no se encuentra bien desarrollada, exige, como primera y más necesaria condición, la de ser sumamente sencillo, sin pretensiones oratorias ni literarias, para que resulte al alcance de todos los entendimientos. No era esto, sin embargo, tan fácil de practicar en cuanto ciertas voces y nombres propios de sabor científico y técnico, de que, en absoluto, no es posible prescindir, por cuanto llevan la sanción universal del mundo sabio, sin diferencia alguna de idiomas ni de pueblos; pero el Doctor Caballero ofreció- -y lo ha cumplido al pie de la letra—no usar esos tecnicismos, sino en cuanto la necesidad no le obligare á emplearlos.

—Hay—decia el Doctor—la creencia, casi la preocupación, de que la Química es muy difícil de estudiar; y, sin negar yo que su estudio impone un gran caudal de trabajos de experimentación científica cuando se quiere hacer de él una carrera especial, entiendo que no lo es tanto cuando se propone únicamente el conocimiento de aquellas ligerísimas nociones, que, por su extraordinaria sencilléz, están al alcance de todos, y que todos deben

utilizar en la medicina, en la agricultura, en las artes y en la industria, las cuales, juntamente con el comercio, constituyen el signo más principal de la verdadera riqueza de los pueblos.

Y este estudio—añadía—puede y debe hacerse en las escuelas de la niñez y en las clases especiales y nocturnas de adultos, por medio de frecuentes lecturas, entretenidas y amenas que formalicen al hombre, y aun á la mujer, con la infinita variedad y el número inmenso de aplicaciones domésticas á que se prestan la composición, la descomposición y el análisis de los cuerpos.

Conforme el autor de este libro con las opiniones del Doctor Caballero, ha extractado y recopilado, en forma de capítulos, las explicaciones hechas por aquél en las escuelas de Arlabán, deseoso de contribuir á la propaganda de una enseñanza genuinamente modernista y utilitaria, desterrando de nuestras escuelas tantos libros de cuentos inverosímiles, absurdos, inmorales y fantásticos, ó, cuando menos, incoloros, inodoros é insípidos, que deben ser reemplazados por lecturas instructivas, encaminadas á dar á la juventud el conocimiento del mundo real y positivo en que nos movemos y vivimos.

CAPÍTULO PRIMERO

ORÍGEN Y ANTIGÜEDAD DE LA QUÍMICA.—LOS ALQUIMISTAS DE LA EDAD MEDIA.—LA PIEDRA FILOSOFAL.—CÓMO SE CLASIFICAN QUÍMICAMENTE LOS CUERPOS.—ANÁLISIS Y SÍNTESIS.—AGENTES Y REACTIVOS QUÍMICOS.—COMBINACIONES Y MEZCLAS.—AFINIDAD Y SUS MODIFICACIONES.—LEYES DE LAS COMBINACIONES.--SENCILLA IDEA DE LA NOMENCLATURA QUÍMICA DE LOS CUERPOS.

Con muchísima razón se ha dicho que no hay nada nuevo debajo del sol, todo está en todo, dijo otro filósofo. Las ciencias nacieron con el hombre, que empezó á cultivarlas á medida que crecían sus necesidades y se desarrollaba su entendimiento. Por el uso aparente de los planetas en el espacio, que el hombre creyó real y verdadero, aprendió los primeros rudimentos de la Astronomía. Tuvo que ponerse al abrigo de las inclemencias, y entonces construyó las cavernas, que fueron su

primitiva morada. Así concibió las más rudimentarias ideas acerca de la Arquitectura. Observando que las semillas de las plantas se reproducían en la superficie de la tierra y que las raíces de los vegetales brotaban retoños, adquirió las primeras nociones de Agricultura. Sus armas y utensilios, fueron, al principio, de piedra; valiéndose de ellas, improvisó trampas y redes, que utilizó como medios para el arte de la caza. Las pieles de los animales salvajes, que luego, con habilidad y paciencia, logró amansar y domesticar, le sirvieron de abrigo. El rayo de las nubes, que incendiara los bosques debió suministrarle el fuego para asar las carnes de los animales. La necesidad le enseñaría también á distinguir las condiciones saludables de las aguas claras, corrientes, cristalinas y puras de los ríos, de los torrentes y de los arroyos, de las aguas turbias, cenagosas y putrefactas de los pantanos.

No podía saber, no sabría indudablemente qué es Química, ni esta palabra formaba parte de su pobre y escaso vocabulario; más también parece indudable que, comenzando á observar los fenómenos y la regularidad y constancia de las leyes eternas de la naturaleza; al contemplar como hierve el agua bajo la acción del fuego; al notar que alcanzaba remedio para sus dolencias físicas con el empleo de algunas hierbas medicinales,

debió pensar que los cuerpos poseen substancias diferentes, que los componen, y que estos mismos cuerpos se hallan sujetos á descomposición, á mezclas y á combinaciones.

Siglos más tarde, durante la Edad Media, la raza judía contó, entre sus individuos, sabios alquimistas que estudiaron más detenidamente, los efectos, las virtudes medicinales de algunas plantas, obteniendo singularmente venenos utilísimos, que elaboraban en sus retortas y alambiques, siquiera muchas veces, á vuelta de crímenes que nos refiere la Historia, engañaban á los incautos con sus horóscopos, con sus ungüentos y misturas inverosímiles.

Esta pretendida ciencia, estas artes maravillosas, carecían de fundamento sólido y racional, y los antiguos alquimistas—que así se llamaban los que la practicaban con el nombre de Alquimia, perdian lastimosamente su tiempo en empresas tan vanas y temerarias como la de encontrar la **piedra filosofal**; secreto que, según aquellos ilusos, consiste en transformar en oro puro los metales que denominaban menos perfectos.

Ese problema de la **piedra filosofal**, juntamente con el de hallar la cuadratura del círculo, sin el más pequeño error matemático; el de resolver el del movimiento artificial continuo, y el de descubrir el secreto de la inmortalidad, sí llamaron la

atención de los sabios en aquellas edades, perturbaron no pocos entendimientos, y dieron orígen á multitud de cuentos fantásticos y de leyendas tradicionales, que aún duran en nuestros días entre las gentes ignorantes, que creen en brujas, en aparecidos, en sortilegios y encantamientos, en **la buena ventura** y en otras groseras supercherías.

Pero, la Química, como verdadera ciencia, que descansa en principios demostrados y demostrables, no tomó incremento y desarrollo hasta fines del siglo XVIII, merced al poderoso impulso que le dió el insigne químico francés Antonio Lorenzo Lavoissier, nacido en París el año 1743, y muerto desgraciadamente en aquella capital en 1794.

—La Química se divide, principalmente, en **orgánica** ó **inorgánica**, según se refiera al estudio de los cuerpos orgánicos (minerales y vegetales), ó al de los inorgánicos (cuerpos minerales).

Recibe también los nombres de **Química general**, si estudia todos los cuerpos; y de **Química aplicada**, que se subdivide en **Química médica, agrícola, fisiológica**, etc., etc., según se aplique á tales ó cuales objetos determinados.

—Los cuerpos, por lo que se refiere á su naturaleza química, pueden ser **simples** y pueden ser **compuestos**. Se les llama simples, cuando no se pueden descomponer en partes de diferentes substancias, como sucede con el azufre, el oro,

la plata, el oxígeno. Se les da el nombre de compuestos, si es posible descomponerlos en dos ó más substancias diferentes entre sí y diferentes también con el todo de que proceden, de lo cual tenemos ejemplos en la madera, en los huesos y en el agua.

—La **análisis** es una operación que se practica para conocer los elementos simples de que se compone un cuerpo. La análisis puede ser de dos maneras: **cualitativa**, si se propone saber **cuáles** son los elementos ó simples que forman el cuerpo que se trata de analizar, y **cuantitativa**, si desea averiguar la **cantidad** ó proporciones en que entran uno ó varios de esos mismos simples.

—La **sintesis**, por el contrario, es la operación mediante la cual llegamos á la composición de un cuerpo por la reunión de varios simples.

—La análisis de los cuerpos ó la operación de analizar sus elementos componentes, se obtiene por medio de **agentes** y de **reactivo**, que no son una misma cosa, sino recursos distintos y diferentes. Un cuerpo que, al obrar sobre otro, le descomponga, facilitándonos el conocimiento de los elementos que le constituyen, es un **agente**. Si por un tubo de porcelana enrojecida, en cuyo interior haya pedazos de hierro, hacemos pasar vapor de agua, observamos que el agua se descompone en oxígeno ó hidrógeno, que son sus elementos com-

ponentes; el oxígeno se combina con el hierro, y el hidrógeno queda en estado libre. Los agentes de la descomposición del agua han sido el hierro y el calor.

—Dáse el nombre de **reactivo** al cuerpo especial que, al obrar sobre otro cuerpo, nos permite conocer si en la composición química de éste, existe ó no un elemento determinado, que deseamos encontrar. Deseamos saber, por ejemplo, si un agua contiene ó no ácido carbónico en disolución: para averiguarlo, echaremos en el agua que tratamos de analizar, agua de cal ó de barita; entonces se opera una reacción, formándose un precipitado blanco, que es verdadero carbono, si el agua contiene el ácido que buscamos. En este caso, el agua de cal ó de barita nos han servido de **reactivo**.

—En el lenguaje vulgar se cree que las palabras **combinación**, y **mezcla** significan lo mismo. No es así. Llamamos **combinación** á la reunión de dos ó más cuerpos, en cantidades determinadas, que han de constituir otro nuevo cuerpo, cuyas propiedades han de ser diferentes de las de los cuerpos reunidos ó combinados, produciendo, además, desarrollo de electricidad y aumento de temperatura. El agua, por ejemplo, es una combinación de oxígeno y de hidrógeno.

—La **mezcla** es también, químicamente hablando, una reunión de cuerpos diferentes, en cuales-

quiera proporciones, pero que no alteran las propiedades del nuevo cuerpo así formado, sino que éste conserva las de los elementos mezclados, sin cambiar tampoco su temperatura ni su tensión eléctrica ordinarias. El aire, por ejemplo, es una **mezcla** de oxígeno, de ázoe, de agua y otras substancias.

—Los cuerpos simples tienden á unirse entre sí para formar los cuerpos compuestos. Esta inclinación ó esta fuerza es la que llamamos **afinidad**, que también recibe el nombre de **fuerza de combinación**, la cual puede ser modificada ó alterada por razón de causas muy especiales, para facilitar las combinaciones que se trata de obtener. Varias son las causas que modifican ó pueden modificar la fuerza de la afinidad, y, entre ellas figuran: 1.ª **El estado físico de los cuerpos**, pues desde luego se comprende que mejor se han de combinar, entre sí, los líquidos con los líquidos, los gases con los gases, y aun estos con los líquidos, que no unos sólidos con otros sólidos, ni unos sólidos con los gases ó con los líquidos. 2.ª El **calórico**, pues está demostrado que una temperatura media favorece comunmente las combinaciones químicas, al paso que las destruyen las altas y las bajas temperaturas. 3.ª La **electricidad** influye igualmente en estos resultados, porque es sabido que una descarga eléctrica produce ó pue-

de producir la combinación del oxígeno con el hidrógeno para formar un volúmen de agua, mientras que esa misma descarga eléctrica puede descomponer el amoniaco y la mayor parte de los líquidos y de los gases.

—Las combinacio químicas, sin embargo, no se verifican al acaso y de un modo fortuito y accidental, sino que obedecen á principios fijos y leyes regulares y constantes, que no se alteran jamás. De estas leyes inmutables, las más principales son las siguientes: 1.ª **La de los pesos de los cuerpos**; 2.ª **La de las proporciones determinadas**; 3.ª **La de las proporciones múltiples ó variadas.**

La ley de los pesos se explica, en Química, diciendo, que el peso de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los pesos de los cuerpos simples que entran en la composición, lo cual equivale á decir que en ninguna combinacion de simples ni se crea materia ni se destruye.

La ley de las proporciones químicas determinadas se formula con estas palabras: En la formación de un cuerpo compuesto entran siempre los mismos elementos en idénticas proporciones, lo que equivale á asegurar que, en la formación de un compuesto determinado, no se pueden alterar nunca las proporciones de los elementos componentes, porque no resultaría la composición buscada ó apetecida.

De esta ley se infiere que, si queremos formar agua, por ejemplo, la obtendremos si combinamos un volúmen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno, esto es, que el hidrógeno ha de entrar siempre en la composición en doble cantidad que el oxígeno, porque si alteramos esta proporción, aunque también se formará agua, resultará un sobrante de hidrógeno, sin ninguna aplicación práctica para el caso.

La ley de las proporciones múltiples fué expresada por Daltón en estos términos: — «Siempre que dos cuerpos se combinan en varias proporciones, sucede que, permaneciendo constante uno de ellos, en los compuestos formados, la cantidad del otro varía en la relación sencilla de 1 á 2, de 1 á 3, de 2 á 3, etc.» Os explicaré esto con un ejemplo práctico: el oxígeno combinado con el carbono en vez de formar uno, forma dos compuestos, que se llaman óxido de carbono y ácido carbónico, cuyos elementos componentes se suman de este modo: 12 partes de carbono y 16 de oxígeno dan por resultado 28 de óxido de carbono; y 12 partes de carbono (elemento fijo) con 32 de oxígeno (elemento variable) producen 44 de ácido carbónico, por donde se demuestra que, en las citadas combinaciones, que las partes 16 y 32 de oxígeno se encuentran en la relación de 1 á 2.

—La necesidad de distinguir químicamente los

cuerpos simples y compuestos ha obligado á darles nombres propios, que es lo que se entiende por **nomenclatura quimica.** Los cuerpos simples conocidos hasta ahora son 68, y han tomado sus respectivos nombres, de alguna de sus propiedades inherentes ó particulares, ó la de alguna combinación interesante á que pueden dar lugar.

Todos los cuerpos simples se han clasificado en dos grandes grupos, el de los **metaloides** y el de los **metales** propiamente llamados así:

Los metaloides, ademas de carecer de brillo, son malos conductores del calórico y de la electricidad.

Los metales, á la inversa, adquieren brillo por el pulimento, y conducen bien la electricidad y el calórico.

Tomad nota, si quereis de los nombres y los signos de los 68 cuerpos simples, metaloides y metales, que yo os iré dictando porque no es facil que podais retenerlos en la memoria.

METALOIDES

NOMBRES	SIGNOS
Oxígeno	O
Hidrógeno.	H
Nitrógeno ó ázoe	N
Azufre	S
Selenio.	Se

NOMBRES	SIGNOS
Teluro	Te
Fluor	Fl
Cloro	Cl
Bromo	Br
Iodo	I
Fósforo	Ph
Arsénico	As
Boro	Bo
Silicio	Si
Carbono	C

METALES

NOMBRES	SIGNOS
Casio	Cs
Rubidio	Rb
Potasio	K
Sodío	Na
Lítio	Li
Cadmio	Cd
Estaño	Sn
Antimonio	Sb
Urano	U
Titano	Ti
Bario	Ba
Estroncio	St

NOMBRES	SIGNOS
Calcio	Ca
Magnesio	Mg
Manganeso	Mn
Zirconio	Zr
Itrio	It
Cerio	Ce
Lantano	La
Didimio	Di
Ervio	Er
Terbio	Tr
Aridio	A
Ilmenio	Il
Glucinio	Gl
Aluminio	Al
Hierro	Hi
Niquel	Ni
Cobalto	Co
Cromo	Cr
Molibdeno	Mo
Tungsteno	Tu
Tántalo	Ta
Polopio	Pp
Niobio	Nb
Osmio	Os
Cobre	Cu
Talio	Tl

NOMBRES	SIGNOS
Plomo	Ph
Bismuto	Bi
Mercurio	Hg
Plata	Ag
Rodio	Rh
Isidio	Ir
Paladio	Pd
Platino	Pt
Rutenio	Ru
Oro	Au
Donario	Do
Indio	In
Vanadio	Va
Zinc	Zn
Torinio	Th

De estos 68 cuerpos simples, se presentan en la naturaleza, en forma gaseosa; el oxígeno, el hidrógeno, el cloro y el fluor; en forma líquida el bromo y el mercurio; y en forma sólida, á la temperatura ordinaria, todos los restantes.

Los cuerpos compuestos pueden ser binarios, terciarios, cuaternarios, etc., según que consten de dos, tres, cuatro, etc. elementos; y todos se clasifican **oxigenados** y **no oxigenados**, siendo aquellos los más interesantes y los que más abundan en la naturaleza.

Los cuerpos compuestos oxigenados se dividen en **ácidos, bases ú óxidos básicos, óxidos neutros** ó **indiferentes, y sales.**

Todos los ácidos son cuerpos binarios en cuya composición entra siempre el oxígeno, y generalmente otro metaloide, su sabor es agrio, enrrojecen las tinturas de los vejetales, y hacen recobrar su color natural, que es el amarillo, á la tintura de cúrcuma, cuando ésta ha sido enrojecida por una base.

En la nomenclatura especial de los ácidos, sus nombres se forman de esta manera: Si en la formación de un compuesto no entra con el oxígeno más que un solo metaloide, se antepone la palabra **ácido** al nombre del otro elemento componente, con la terminación **ico.**—Así, el resultado de combinar **oxígeno** y **carbono**, por ejemplo, se domina **ácido carbónico**, gas sumamente peligroso para la respiración.

Pero, si en la combinación de un metaloide con el oxígeno se producen dos ácidos, se reserva, para el más oxigenado, la terminación **ico**, y se aplica la de **oso** al que lo está menos. El **ácido sulfúrico** y el **ácido sulfuroso**, ambos contienen oxígeno y azufre; el primero, sin embargo, contiene más oxígeno que el segundo.

Si se trata de combinaciones múltiples ó variadas, se antepone la preposición griega **hipo** que

significa **debajo**, ó la latina **per**, en este orden: **ácido hipocloroso** combinación de oxígeno y cloro; **ácido hipoclórico** la misma combinación, pero con menos cloro que oxígeno; **ácido clorósico**, y **ácido perclorósico** que es el más rico en oxígeno.

Las **bases** ú **óxidos básicos** son el resultado de la unión de un metal con el oxígeno. Sus propiedades químicas consisten: 1.° En producir **sales** en combinación con los ácidos; 2.° En dar color verde al jarabe de violetas; 3.° En devolver su color azul á las tinturas que hayan enrojecido por la presencia de los ácidos.

Los **óxidos neutros** ó **indiferentes** no poseen ninguna de las propiedades—y á eso deben su nombre—de los ácidos ni de las bases.

Para formar los nombres de los óxidos, se han establecido las siguientes reglas: 1.ª Si se trata de un cuerpo simple, que no constituye, con el oxígeno más que un solo **óxido neutro**, se hace seguir la palabra **óxido** por la preposición **de** y el nombre del metal combinado; y así decimos **óxido de hierro**, **óxido de cobre**, etc.; 2.ª Si con un solo metal se forman dos óxidos, se les distingue con las terminaciones **ico** y **oso**, como á los ácidos; y así decimos **óxido férrico**, **óxido ferroso**, según que en la combinación predominen el oxígeno ó el hierro: 3.ª Si la combinación con el oxígeno forma muchos óxidos, se colocan antes de esta pala-

bra las de **proto, sesqui, bi, tri,** indicadoras ó reveladoras de mayores proporciones oxigenadas, resultando por ejemplo **protóxido de hierro, sesquióxido de hierro, biósido de hierro, trióxido de hierro.**

Las uniones ó combinaciones de un ácido con una base reciben el nombre de **sales**. Para formar sus nombres, se cambian las terminaciones **ico** y **oso** de los ácidos, por las de **ato** é **ito**, respectivamente, seguidas del nombre propio de la base. Así, por ejemplo, el ácido sulfúrico, al componerse con la sosa, da origen al **sulfato de sosa**; y el ácido sulfuroso, combinado con el protóxido de hierro, forma el **sulfito ferroso.**

Existen combinaciones en que no entran cuerpos oxigenados, sino que se componen de un metaloide, que no sea el oxígeno, y de un metal. Para formar sus nombres, se aplica al metaloide la terminación en **uro**. De este modo, si combinamos el cloro y la plata, resultará el **cloruro de plata.**

Conviene no confundir la idea de las **aleaciones** con la idea de las **amalgamas**. Por aleación se entiende la combinación de dos metales, como el oro y el cobre, por ejemplo; pero si uno de los metales combinados es mercurio, la composición recibe el nombre especial de amalgama.

CAPÍTULO II

EL OXÍGENO.—SUS PROPIEDADES.—SU ESTADO EN LA NATURALEZA.—MANERA DE OBTENER EL OXÍGENO.—SUS APLICACIONES.—SU PROPIEDAD MÁS INTERESANTE.—COMBUSTIÓN Y LLAMA.—EFECTOS DEL OXÍGENO EN EL ORGANISMO ANIMAL.

El oxígeno es un cuerpo simple, que no se puede descomponer; un gas sin color, olor ni sabor, que pesa algo más que el airé en igualdad de volúmenes, y que resulta muy poco soluble en el agua. Desde luego es evidente que siempre ha existido oxígeno en la naturaleza; pero hasta el año 1774 no fué descubierto y estudiado por el notable químico inglés Priestley, aunque su más cabal y perfecto conocimiento fué, más tarde, debido al ilustre químico francés Lavoissier. El oxígeno es igualmente conocido con los nombres de **aire puro, aire eminentemente respirable** y **aire deflogisticado**, aunque estos nombres son poco usados en el lenguaje ordinario, ni aun en el científico.

—El oxígeno no existe en la naturaleza en estado libre y puro, sino formando parte integrante del agua, del aire atmosférico y de gran número de cuerpos animales, vegetales y minerales, siendo su abundancia tan inmensa y extraordinaria, que se calcula forma cerca de la quinta parte de la atmósfera terrestre.

—Para obtener el oxígeno químicamente puro se recurre á diferentes procedimientos. El más económico de todos consiste en descomponer el biósido de manganeso, calentado, casi hasta el rojo, esta substancia, dentro de una retorta formada de arenisca y colocada sobre un horno de reverbero. Desprendido el oxígeno del manganeso, va á parar, por medio de un tubo, que atraviesa un depósito de agua, á una campana de vidrio, invertida, que contiene agua también. Allí se deposita el gas sobre el agua de la campana, y puede extraerse en balones, para diversas aplicaciones, entre ellas, la de poder prolongar algo la vida á los en fermos que se hallan en inminente peligro de muerte por axfisia.

—Son tan numerosas las aplicaciones del oxígeno, que bien puede asegurarse que sin él sería absolutamente imposible todo género de vida. El oxígeno forma parte del aire atmosférico que respiramos, la parte más indispensable indudablemente, y del agua que bebemos. Sin el oxígeno, ni

el hombre ni los animales, ni los vegetales podrian respirar; sin el oxígeno, careceríamos de fuego y de luz artificial. Sin el oxígeno, el globo terráqueo se convertiría en uno de tantos mundos deshabitados como existen en el espacio.

—Pero entre todas, la propiedad más interesante del oxígeno, es la de mantener viva la combustión ordinaria, si, dentro de la campana de la máquina pneumática, colocamos una vela encendida, y practicamos el vacío extrayendo el aire encerrado veremos que la luz se apaga por falta del oxígeno contenido en el aire. Si por el contrario dentro de aquella ú otra campana, llena de oxígeno, introducimos una vela recién apagada, ó un trozo de madera ó de carbón que conserven siquiera un solo punto ardiendo, observaremos que al instante acaban de encenderse produciendo una luz sumamente intensa y brillante. El uso de los fuelles para activar el fuego en los hornos y chimeneas de nuestras fábricas y de nuestros hogares, reconoce por causa este mismo fenómeno: el de impulsar sobre el fuego mal encendido una corriente de aire, que subministre mayor cantidad de oxígeno inflamable. ¿Por qué el herrero sacude el escobillón empapado en agua sobre las ascuas de su hornacha?—Indudablemente sabe que así logra activar la combustión, aunque ignore acaso que esto se debe á que el agua con-

tiene oxígeno. Y notad una cosa, que nunca debéis olvidar: si se hace uso del agua para apagar los incendios, no es porque el agua, en sí misma tenga esa propiedad, sino porque, arrojada en grandes cantidades, impide el contacto del oxígeno del aire con el objeto incendiado, como pudiera impedirle una capa de tierra, por ejemplo, que es medio más difícil y costoso de manejar. Es contraproducente, por tanto, querer apagar un incendio con poca agua, porque no se consigue sino prestarle mayor fuerza y mayor incremento y desarrollo. ¿Por qué en una habitación cerrada tarda mucho tiempo un incendio en tomar cuerpo y violencia?—Por la sencilla razón de que, agotado el oxígeno del aire allí contenido, falta el elemento voráz que ha de alimentar el incendio. ¿Por qué, en ese desgraciado caso, al abrir las puertas, balcones ó ventanas de la habitación incendiada, el fuego se desarrolla con mayor intensidad?—Porque nuevas corrientes de aire, y por consecuencia de oxígeno también acuden á dar alimento á un fuego que tal vez hubiera podido extinguirse por sí solo. ¿Por qué para apagar el incendio del hollin de una chimenea basta cubrir, con una manta ú otro objeto cualquiera impenetrable, el cañón ó tubo de salida? —Porque cortada la corriente del aire, ha de faltar el oxígeno que hace arder el hollin. Esta es la razón que

aconseja el empleo de los sencillos aparatos llamados corta-fuegos en las chimeneas.

Por lo demás, también hay otros cuerpos inflamables ó que pueden arder, como el alcohol, el cloro, y el azufre, etc., aunque nunca con la intensidad, calor y brillantéz que el oxígeno.

—La combustión es un fenómeno que se verifica cuando los cuerpos se combinan desprendiendo calor, luz y probablemente electricidad. No es propio de estas ligeras nociones químicas entrar en prolijos detalles acerca de las diferentes teorías que se han inventado para explicar el fenómeno de la combustión, bastándome consignar que la teoría más moderna, llamada **electro-química**, atribuye la combustión á la neutralización de electricidades de nombres contrarios, que se hallan en las moléculas de los cuerpos en el preciso momento de combinarse.

—Gran número, sino todos de los cuerpos combustibles ó capaces de arder, produce **llama** cuando adquieren muy elevada temperatura; **llama** que es el producto de la combustión de los diferentes gases que se desprenden del cuerpo combustible.

No siempre presenta la llama el mismo color, ni igual grado de brillantéz é intensidad en todas sus partes. Si fijamos nuestra atención en la llama de una vela ó de un quinqué, notaremos, desde luego, que se compone de cuatro distintas par-

tes: la base, que debe su color azulado al óxido de carbono, que arde; el centro, de color obscuro que es debido á los gases desprendidos de la mecha, y que no arden por no hallarse en contacto con el oxígeno del aire; la parte más iluminada de la llama, y que rodea exteriormente el centro; otra capa luminosa, que envuelve á la anterior, y que, terminando en punta, representa la mayor cantidad de calor producido por la llama.

—El oxígeno es, como ya os he manifestado, el solo gas que puede mantener la vida animal en equilibrio, pues, en el acto de la respiración, convierte la sangre venosa en sangre arterial, recibiendo ésta las propiedades nutritivas que le son esenciales para el crecimiento y desarrollo del cuerpo.

Se ha calculado que un hombre gasta, por la respiración, de 700 á 800 litros de oxígeno cada día. Y, en presencia de este dato fisiológico, algunos han planteado el siguiente problema: Supuesto que la atmósfera terrestre mide no más que unos 80 kilometros; admitido que el oxígeno forma una quinta parte de ese volúmen; teniendo en cuenta que ese gas no se reduce, y habida consideración al enorme consumo de oxígeno que hacen la humanidad, los animales y las plantas, ¿no llegará á agotarse el oxígeno, haciéndose la vida orgánica absoluta y totalmente imposible? — La

solución á este, al parecer, pavoroso problema, la ha dado el sabio químico Dumas, asegurando que se necesitan diez mil años para consumir el oxígeno de la atmósfera; pero, ¿y después de trascurrido ese plazo, que no es corto ni largo en la duración de los tiempos?—La razón de los hechos, más poderosa y más elocuente que todas las teorías, nos da también la respuesta para la anterior pregunta. Es cierto que los animales consumen gran cantidad de oxígeno, que se convierte en agua y ácido carbónico; pero, es también indudable que ese enorme consumo se halla equilibrado y compensado por la respiración de los vegetales, que, descomponiendo, por la acción de la luz solar el ácido carbónico y el agua, se apropian el carbono y el hidrógeno, despidiendo el oxígeno á raudales. El problema queda, pues, reducido á no destruir inconsideradamente el arbolado, á multiplicar el arbolado por todas partes, que es manantial perpetuo é inagotable, entre otras cosas, del oxígeno para la vida.

Otro dato sumamente higiénico para la salud, es el de que toda habitación humana, que haya de permanecer cerrada durante 24 horas, debe ser, por persona de una capacidad igual á 14 metros cúbicos.

CAPÍTULO III

El ázoe ó nitrógeno.—Su estado en la naturaleza.—Procedimientos para la obtención del ázoe.—Del aire atmosférico.—Verdadera naturaleza del aire.—Del ácido nítrico y de los nitratos.—Del amoniaco y sus aprovechamientos.

El ázoe ó nitrógeno es un gas incoloro, inodoro é insípido, ó, lo que significa lo mismo, que carece de olor, color y sabor. Este gas no arde, ni sirve para la respiración; pesa algo menos que el aire y es muy poco soluble en el agua, pues se necesitan 100 litros de este líquido para disolver 2 litros y cuatro decílitros de ázoe. Esto no obstante, las aguas y otras bebidas azoadas se emplean mucho como remedio contra ciertas enfermedades. El ázoe ó nitrógeno forma parte esencial del aire atmosférico, en combinación con el oxígeno cuya acción demasiado intensa modera convenientemente; se combina también con el hidrógeno formando el amoniaco; con el carbono para dar por

resultado el cianógeno; y con el oxígeno, para producir diferentes ácidos, entre ellos el ácido nítrico.

—El ázoe, como el hidrógeno, suele desprenderse naturalmente de las grietas ó hendiduras que ocasionan los temblores de tierra siendo esta la razón de morir el mayor número de los animales que se hallan en los parajes donde aquellos fenómenos se producen, porque la respiración del indicado gas les hace sucumbir por axfisia.

También existe el ázoe en la naturaleza, mezclado con el oxígeno y formando parte constitutiva del aire atmosférico, y combinado, se encuentra en el amoniaco, en el ácido nítrico, y en varias substancias animales y vegetales de las que nos sirven ordinariamente de alimentación, siendo de notar que, dichos alimentos, resultarán tanto más nutritivos cuanta mayor cantidad de ázoe ó nitrógeno contengan.

—Para obtener el ázoe podemos valernos de un modo artificial tan sencillo como económico: en una vasija que encierre algo de agua, se coloca un pedazo de corcho ú otro cuerpo flotante; encima de este flotador se ponen una cápsula que contenga un pedazo de fósforo, el cual se inflama al contacto del aire; luego se cubre todo con una campana de vidrio; resultando que el fósforo, al arder, se apodera del oxígeno del aire contenido

en la campana, produciéndose ácido fosfórico, que se disuelve, por sí mismo, en el agua, dejando en libertad al ázoe ó nitrógeno.

—El aire atmosférico está formado por una mezcla de 21 partes de oxígeno y 79 de ázoe, en igualdad de volúmenes; y contiene, además, ácido carbónico, agua en vapor y algunas otras varias substancias no esenciales en su composición.

Antiguamente fué considerado el aire atmosférico como un cuerpo simple é imponderado, ó que carecía de pesantez; más Galileo, en 1630, probó que era pesado, y el químico Lavoissier, posteriormente, demostró que era un cuerpo compuesto de los elementos antes indicados.

—El aire es un fluído elástico, esto es, que se puede comprimir y dilatar; diáfano ó transparente, que carece de olor, sabor y color, aunque en grandes masas, ofrece un color azul obscuro, debido á que sus moléculas reflejan el color azul con mayor intensión que todos los demás colores de la luz solar.

La densidad del aire, á 0° de temperatura, y con una presión barométrica de 76 centímetros, ha sido elegida como tipo para determinar el peso específico de todos los gases, partiendo del hecho, científicamente comprobado, de que, cada litro de aire, en aquellas condiciones de presión y de temperatura, pesa 1 gramo y 293 milígramos.

Sin el aire serían imposibles la respiración y la combustión; sin el aire no germinarían las semillas de los vegetales ni podrían existir las plantas; sin el aire permaneceríamos completamente sordos, porque el aire es el principal conductor de los sonidos y de los ruidos; sin el poderoso auxilio del aire, en fin, no navegarían los barcos de vela, ni existirían los molinos y otros motores de viento.

—Todos habréis oido hablar, alguna vez, del líquido conocido con el nombre de **agua fuerte**; es lo que, científimente, llamamos **ácido nítrico**, que es un líquido incoloro, de sabor agrio, de olor muy fuerte, y de índole sumamente corrosiva, pues destruye las substancias orgánicas, tiñe de amarillo la piel, y es, en suma, uno de los venenos más activos y peligrosos. Para obtener el ácido nítrico basta calentar, dentro de una retorta de vidrio, cantidades iguales de nitro y de ácido sulfúrico.

El ácido nítrico se usa para teñir de color amarillo la madera, la lana y la seda; para grabar el agua fuerte, sobre acero, cobre y otros metales; para la fabricación de ácido sulfúrico; para limpiar los metales oxidados; y, en medicina para extirpar las verrugas, las vegetaciones y las excrescencias. ¿No habéis leido ú oido que el **agua regia** disuelve el oro y el platino?—Pues el agua regia

no es otra cosa que una mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico, mezcla muy usada también en muchas ocasiones por la química.

—Los **nitratos** son sales producidas por la combinación de ácido nítrico y de una base cualquiera. Los nitratos son saludables en el agua; y, aunque pueden obtenerse químicamente de varias clases disolviendo los carbonatos ó los óxidos metálicos en ácido nítrico, en la naturaleza no se encuentran sino cuatro clases de nitratos, que son: el de **potasa**, el de **sosa**, el de **cal** y el de **magnesia**, acerca de los cuales deseo proporcionaros algunos conocimientos útiles.

El nitrato de potasa, ordinaria y comunmente conocido con los nombres de **nitro, salitre** ó **sal de nitro**, es la resultante de la combinación del ácido nítrico y de la potasa. El cuerpo así compuesto tiene las propiedades de poseer un sabor picante, fresco, de ser inodoro, de disolverse en el agua, de aumentar la combustión y de producir, al ser echado en el fuego, ligeros estallidos, que se llaman de **crepitación**. Todos sabéis que hay tierra **salitreras** ó **nitrosas**, y que el nitro ó el salitre se cria, natural y espontáneamente, sobre las paredes húmedas y viejas, y en los establos ó cuadras de las caballerías; pero, lo que no sabéis todos, acaso ninguno de los que me escuchan, es que el nitro se empla en medicina, como refrescante y como

diurético ó estimulante para facilitar la evacuación de la orina; ni sabréis tampoco que se utiliza para extraer de él, el ácido nítrico y el ácido sulfúrico; y tal vez ignoréis también que la **pólvora** no es otra cosa que una mezcla de nitro, carbón molido y azufre, en diferentes proporciones, según que la pólvora sea para minas, para guerra ó para caza. Muchos son los sitios de España donde el nitro ó salitre se produce y se explota en abundancia; pero entre los más principales merecen citarse Aragón y Cataluña, Lorca en la provincia de Murcia, y los pueblos de la Mancha, de Herencia, Tembleque y Alcázar de San Juan. Las mejores fábricas de pólvora, entre nosotros, son las de Villafelicha, provincia de Zaragoza.

El nitrato de sosa ó nitro de Chile es muy parecido al nitrato de potasa, tanto que, como éste, es también blanco, y de sabor amargo, fresco y picante. Se derrite sobre el fuego y produce una llama de color amarillento.

El nitrato de cal, también muy semejante á los anteriores, se produce, en forma de polvo, en las paredes húmedas y se funde sobre las brasas, dejando un excedente pulverulento, blanco y caústico. El sabor de este nitrato es fresco y amargo.

El nitrato de magnesia, también de sabor amargo, es una sal que se halla disuelta en las aguas procedentes de la legía producida por las arga-

masas de salitre mezclada con el nitrato de cal.

Los nitratos de potasa, de sosa y de cal se emplean como abonos minerales en las tierras de labor, mezclados con el **humus** ó **mantillo**, bastando de 150 á 200 kilogramos por hectárea. Se considera que un kilogramo de salitre produce el mismo efecto que 40 de estiércol ordinario en cuanto á la proporción de ázoe se refiere. Parece que los efectos más señalados del nitrato de potasa, como abono, se han notado en los cultivos de la cebada, de la avena y de los forrajes de las gramíneas.

—**El amoniaco**, que, antiguamente, se conocía con el nombre de **álcali volátil**, es un cuerpo compuesto, formado por la combinación de hidrógeno y de ázoe, constituyendo un gas incoloro, de sabor cáustico y acre, de olor muy picante, que produce estornudos y lagrimeos. Es, después del hidrógeno, el gas menos pesado conocido. Bajo la presión ordinaria de 76 centímetros y á la temperatura de 45° bajo cero, se convierte en líquido, lo mismo que á 10° sobre cero y á la presión de seis atmósferas y media, ó sea de 494 centímetros.

—El amoniaco se encuentra, en la naturaleza, combinado con otras subtancias; se le halla en los excrementos sólidos de los camellos, y en toda clase de orinas, y se produce con abundancia en la putrefacción de las materias animalizadas. Se extrae también artificialmente de las aguas

amoniacales en las fábricas del gas del alumbrado. Sus aplicaciones son varias y á cual más interesantes: en las artes se emplea para limpiar la plata y para desengrasar la lana en las fábricas de paños, lavando aquella con orines; como medicamento, se usa al exterior como rubefaciente, y también como caústico para quemar las mordeduras de animales venenosos y las picaduras mortificantes de los insectos, siendo bien sabido, además, que, diez ó doce gotas de amoniaco, diluídas en un vaso de agua azucarada, ó el holor de este gas por las narices, basta para disipar los efectos de la embriaguez alcohólica.

El clorhidrato de amoniaco se emplea, como abono de las tierras, disuelto en agua, á la dósis de dos á cuatro hilógramos por cien litros de líquido; y, aunque sus efectos son poco duraderos y la substancia resulta bastante cara, contribuye al desarrollo de las partes herbáceas de las plantas. **El sulfato de amoniaco** ha ofrecido resultados variables con el mismo objeto, empleándolo en la proporción de 100 á 800 kilogramos por hectárea, siendo de notar sus efectos más pronunciados en los cultivos de la avena; de la cebada y del maiz. Esta sal puede obtenerse de las aguas amoniacales procedentes de las fábricas del gas del alumbrado, y de los productos gaseosos que resultan en la elaboración del negro animal; pero como

quellas aguas amoniacales contienen de 2 á 4 gramos de amoniaco por litro, no deben usarse sino diluídas en 7 á 10 veces su volúmen de agua ordinaria.

CAPÍTULO IV

EL HIDRÓGENO.—SU ESTADO EN LA NATURALEZA.—MEDIO DE OBTENER EL HIDRÓGENO.—DEL AGUA, SU ANÁLISIS Y SÍNTESIS.—CÓMO SE CLASIFICAN LAS AGUAS.—CARACTÉRES DE LAS AGUAS POTABLES.—PROCEDIMIENTO PARA CONVERTIR EN POTABLES LAS AGUAS QUE NO LO SON.

—El **hidrógeno**, palabra que significa **engendrador de agua**, es uno de los cuerpos simples que, combinado con el oxígeno, forma aquel líquido. Es un gas inodoro é insípido, que se ha conseguido modernamente hacerle pasar también á los estados sólido y líquido. Pesa catorce veces y media menos que el agua, en igualdad de volúmenes, siendo, por tanto, el cuerpo más ligero que se conoce. Por esta razón de su ligereza de peso se llenan con hidrógeno los globos aerostáticos. No es un gas respirable, ni sirve, por sí solo, para la combustión, aunque arde algo con una llama bastante pálida. Mediante la chispa eléctrica, ó por la ac-

ción de una alta temperatura, se combina el hidrógeno con el oxígeno produciendo violenta detonación y bastante desprendimiento de luz y de calor, para formar el agua.

—Pocas veces se encuentra el hidrógeno, en la naturaleza, en estado libre; sin embargo, en algunos puntos inmediatos á los volcanes suele desprenderse gran cantidad de hidrógeno carbonado, que por su combustión natural da orígen á los llamados **fuegos naturales, fuentes ardientes ó manantiales de fuego**; pero el simple hidrógeno es uno de los elementos que entran siempre y constantemente en la composición de todos los cuerpos animales y vegetales. Asociados el hidrógeno y el oxígeno en proporciones de una novena parte, en peso, del primero, con ocho novenas partes del segundo, forma el agua ordinaria; combinado el hidrógeno con el ázoe, produce el amoniaco; con el carbono, el gas del alumbrado; y existe en gran número de las substancias orgánicas juntamente con el oxígeno, con el carbono, con el nitrógeno y con el azufre.

—Para obtener químicamente el hidrógeno, se toma un frasco de dos bocas, de una de las cuales parte un tubo encorvado que va á parar á una campana de vidrio colocada en una cuba con agua; á la otra boca se adapta un segundo tubo terminado por la parte superior en forma de em-

budo; se depositan en el frasco limadura de hierro ó de zinc; se echa, por el embudo, agua y ácido sulfúrico; descompónese el agua; su oxígeno se combina con las limaduras formando un óxido que, con el ácido sulfúrico, constituye sulfato de hierro ó de zinc, según las limaduras, y el hidrógeno queda completamente libre dentro de la campana de vidrio. La operación no puede ser más sencilla.

—El hidrógeno se emplea para hinchar ó llenar los globos aerostáticos, como ya os he dicho; combinado con el oxígeno, para producir muy altas temperaturas á fin de lograr fundir los metales más resistentes á ser fundidos; para llevar á cabo el análisis químico del aire; y, finalmente, para, con su ligera llama, quemar la borra ó pelusa de las telas de algodón, dejándolas completamente lisas.

—Los antiguos químicos consideraron el agua como uno de los cuatro elementos fundamentales del mundo, aire, fuego, tierra y agua; pero los químicos modernos demostraron que, en el mundo hay muchos más elementos ó cuerpos simples, y el insigne Lavoissier descubrió que el agua es un cuerpo binario, compuesto de oxígeno é hidrógeno, en la proporción de dos volúmenes del segundo por cada volúmen del primero.

El agua abunda en la naturaleza bajo tres for-

mas, líquida, sólida y gaseosa, las cuales trataré de explicaros á continuación; **Rocios y escarchas.** —Cuando los cuerpos sólidos colocados sobre la superficie de la tierra experimentan un rápido enfriamiento producido por el desequilibrio de la temperatura del calórico entre éstos y las capas de aire que se hallan en su contacto, el vapor acuoso de la atmósfera se condensa sobre dichos cuerpos en menudas gotas líquidas, si la temperatura es superior á **cero** grados. Estas gotitas constituyen el **rocio**; pero, si la temperatura es inferior **á cero**; el vapor acuoso se condensa formando pequeñas agujas sólidas, que es lo que llamamos **escarchas.**

—**Nieblas y nubes.**—El vapor acuoso contenido en la atmósfera puede llegar á su mayor grado de saturación, conservándose suspendido en el aire, por no ser bastante denso para precipitarse, formando las nieblas y las nubes.

Durante las mañanas y las tardes suelen verse, con frecuencia, sobre las corrientes de los ríos, fajas nebulosas que se extienden á lo largo de sus cáuces. Es que el agua de esos ríos se evapora, sufre un pronto enfriamiento, y, al no disolverse en el aire, produce el estado de condensación que forma las **nieblas**, cuyo fenómeno se verifica también en los terrenos muy regados ó muy saturados de humedad.

Las **nubes** reconocen por causa un fenómeno análogo al de las nieblas. El vapor acuoso, que en abundancia, se desprende de la superficie de los mares principalmente, se remonta en la atmósfera en estado de trasparencia, hasta llegar á diferentes alturas, donde, en contacto con capas de aire más frío, aquellos vapores se condensan formando las **nubes.**

Las nubes pueden presentarse en muchas y diferentes formas; pero las principales son las siguientes.

Cirrus, que son las nubecillas perfectamente blancas, muy altas, que se divisan en pocos puntos del horizonte.

Cumulus, nubes acumuladas ó amontonadas, que las gentes llaman **cielo aborregado**, variable en coloración, aunque generalmente blanco-agrisadas.

Stratus, ó nubes estratificadas, ó en forma de líneas rectas, que se presentan ordinariamente al ponerse el sol, y algunas veces circuyendo una gran parte del bajo arco del horizonte.

Nimbus, nombre que recibe la masa nebulosa de color gris obscuro, que indica lluvia muy próxima.

Lluvias y nieves.—La caida, en forma líquida, de los vapores acuosos condensados en la atmósfera, contituye la lluvia. Si el enfriamiento producido por la condensación es inferior á **cero** grados, el

descenso de los vapores acuosos se verifica en forma sólida, que es lo que se llama **nieve.**

A dos causas diferentes puede obedecer el fenómeno de la lluvia: al encuentro de dos corrientes de aire desigualmente calentadas, ó al paso de corrientes de vapor acuoso por parajes más frios. De las dos maneras se precipita la caida del agua, ya sea en forma líquida, ya en la sólida.

El **granizo** es también una lluvia en forma sólida de las gotas, que se condensan en las altas capas de la atmósfera, bajo las influencias eléctricas, todavía poco conocidas. El granizo se presenta generalmente al principio de copiosas lluvias de tormenta.

—El agua se puede **analizar**, es decir, se puede descomponer, para estudiar sus elementos constitutivos, que son, como ya os he manifestado, el oxígeno y el hidrógeno, en la proporción de un volúmen del primero por dos volúmenes del segundo, ó sea 88,87 de oxígeno y 11,13 de hidrógeno, en peso. Para demostrar la existencia de estos dos gases en el agua, el **análisis** se verifica por medio de un aparato llamado **voltámetro**, que consiste en un vaso de vidrio, cuyo fondo se encuentra atravesado por dos alambres de platino, que rematan en gancho ó anillo, que se unen á los polos de una pila eléctrica. Mediado el vaso con agua acidulada; cubiertos los alambres con cam-

panas de vidrio, divididas en grados, se unen los extremos de los alambres con los reóforos de la pila elétrica, y haciendo que ésta funcione, se verá que el oxígeno se desprende ó coloca en la campana positiva, mientras en la negativa se deposita el hidrógeno en doble cantidad.

La **sintesis** es la operación contraria á la de **análisis**, y tiene por objeto **sintetizar**, reunir el oxígeno y el hidrógeno para formar el agua, lo cual se consigue haciendo pasar una corriente de hidrógeno purificado y seco á través de un óxido facilmente redultible, en cuyo caso el oxígeno del óxido se combinará con el hidrógeno, y el agua resultará formada.

—El agua posee estas propiedades físicas: en su estado líquido carece de olor y sabor, y no presenta color en pequeñas cantidades; pero en grandes masas le ofrece azul bastante pronunciado por razón del aire contenido entre sus moléculas. A **cero** grados, el agua se solidifica ó congela; de **cero** á 100° permanece líquida; á los 100° y bajo la presión de 76 centímetros, hierve y pasa al estado de vapor. A la temperatura de 4°,1 adquiere su mayor densidad, y sirve de tipo de comparación para averiguar el peso específico de los cuerpos. El agua, en estado de pureza, es mal conductor del calórico y de la electricidad; pero es buen

conductor de esos agentes si se haya mezclada con otras substancias.

—El agua posee también las siguientes propiedades químicas: Ni se descompone á las más altas temperaturas, ni da reacciones sensibles con los ácidos coloreados; pero se combina con las bases para formar ácidos, y con los ácidos para formar óxidos ó bases; y también se combina con gran número de sales, y contribuyen á disolver muchos cuerpo sólidos.

El agua pura no se encuentra en la naturaleza: se halla siempre mezclada con otras substancias que la hacen más ó menos propia para la bebida y para los usos domésticos. De aquí su clasificación en **potables ó dulces** y no **potables.** Las potables no son tampoco completamente puras, porque siempre contienen alguna ó algunas substancias extrañas, pero cuya existencia no perjudica á la salud, mientras que las no potables contienen restos orgánicos ó inorgánicos en disolución, que las hacen impropias para la bebida y otros usos domésticos.

Las aguas no potables se denominan también aguas **crudas** ó **minerales,** recibiendo los nombres del elemento mineral predominante en ellas. Por esa razón hay aguas minerales de muchas clases: **azoadas,** cuando abundan en ázoe; **oxigenadas,** cuando están muy cargadas de oxigeno; **sulfuro-**

sas, si contienen azufre; **ferruginosas**, si hierro: **selenitosas**, si en ellas predomina el yeso; **gaseosas**, si encierra ácido carbónico, y así sucesivamente.

Estas y otras muchas aguas minerales se llaman también **medicinales**, porque se emplean para curar algunas enfermedades, y las hay que se denominan **termales**, porque nacen á una temperatura más alta que la de la atmósfera.

—Las aguas potables, además de su condición especial de servir para la bebida, se distinguen de las no potables, por los siguientes caractéres: Las potables son trasparentes, y carecen de olor, de color y de sabor, aunque se las haga hervir, no pierden su trasparencia, y no dejan casi ningún resíduo al evaporarse, mecen perfectamente las legumbres y disuelven por completo el jabón. Las no potables ni disuelven el jabón, sino que lo **cortan** en grumos, ni mecen bien los garbanzos y otras leguminosas, y están privadas de algunas otras propiedades de las potables.

De las aguas potables, la mejor indudablemente es la de lluvia, siempre que no sea de nubes tempestuosas, porque estas arrastran, en su caida, gases impropios para la salud. ¡Aún tratándose de lluvias temporales, que se recojen, en **aljibes**, para bebida, muy sana y agradable por cierto, como sucede en Toledo y en otras poblaciones,

en que escasean las fuentes, conviene tener muy limpios aquellos depósitos, y no almacenar las primeras lluvias, porque éstas van acompañadas de ácido carbónico, de otros gases que flotan en la atmósfera, y de materias impuras que suele haber en los tejados de las casas.

—Se han inventado varios procedimientos para poder utilizar las aguas no potobles; más los mejores y principales son dos: el de la **destilación** ó **filtración**, y el de la **congelación**. Por la destilación, el agua pasa del estado líquido al gaseoso á beneficio del calor, y mediante un aparato llamado **alambique**, que no os describo, porque seguramente casi todos le conocéis. Las substancias extrañas quédan en el fondo de la caldera, y el agua en vapor recobra su forma líquida por enfriamiento; pero aun así no es sano beber esta agua sin airearla previamente, trasladándola con frecuencia de vasija.

La **filtración** del agua se obtiene por medio de filtros, que pueden ser de hierro, ó artificiales de porcelana, inventados modermanente, ó formados por depósitos de arena y carbón vegetal, á través de los cuales se hace pasar las aguas turbias, ya en pequeños cajones de madera ó de hierro, nunca de plomo ni de cobre, ó ya en grandes estanques, como acontece en París con las aguas del Sena, y en Toledo con las del río Tajo.

El procedimiento de la **conjelación** ó del **hielo**, aunque bueno, no lo es tanto como los anteriores, porque si bien el agua, al congelarse, se desprende de bastantes cuerpos orgánicos vivos, como los microbios, que mueren por el frio, aún suelen quedar otras substancias orgánicas é inorgánicas incrustadas en el hielo, perjudiciales para la salud, si aquel procede de aguas encharcadas, turbias ó pantanosas.

CAPÍTULO V

EL CARBONO.—SU ESTADO EN LA NATURALEZA.—EL DIAMANTE.—CARBONES MINERALES.—SUS APLICACIONES.—CARBÓN VEGETAL, SU USO Y APLICACIONES.—CARBÓN ANIMAL Y SUS APROVECHAMIENTOS.

—El **carbono** es uno de los cuerpos simples, que carece de olor y de sabor, pero cuyo color es casi siempre negro; cuerpo sólido que no se funde ó derrite á ninguna temperatura, y que es mal conductor de la electricidad.

—El carbono se halla en la naturaleza bajo cuatro formas diferentes: 1.ª En estado completamente puro, que es el **diamante**; 2.ª Mezclado con cierta cantidad de hierro, dando osigen al **grafito** ó la **plombagina**; 3.ª Mezclado con sílice ó arena, alúminia y óxido de hierro, constituyendo el **carbón mineral** ó **antracita**; 4.ª Formando parte integrante de las substancias vegetales y animales, en cuyos respectivos casos da orígen á los carbones **vegetal** y **animal**.

—Todos habréis oido hablar, si es que no le conocéis de vista, del diamante; pero muy pocos, acaso ninguno de vosotros sabrá que este cuerpo tan apreciado entre los hombres, no es otra cosa que un poco de carbono puro cristalizado. Es el cuerpo de la naturaleza, y también uno de los de mayor fragilidad; el más duro, porque los raya á todos, y á él no le pueden rayar ninguno; de los más frágiles ó quebradizos, sin embargo, porque fácilmente puede reducirse á fragmentos, y aun á polvo, por golpes de martillo. El diamante es unas veces incoloro ó trasparente, y otras de color verde, amarillo, azul, rojo, pardo ó negro. Sometido á elevada temperatura, arde, se combina con el oxígeno y produce ácido carbónico. De aquella piedra tan preciosa, entregada al fuego, no quedan ni aun cenizas. ¡Triste símbolo de la vanidad y de la instabilidad de las riquezas mundanas!

Los más famosos criaderos de diamantes se encuentran en la isla de Borneo, en la Judia, especialmente en las minas de Golconda y Visapur; en el Brasil y en la Siberia.

La industria moderna ha conseguido fabricar, con boro, diamantes artificiales que, por su bajo precio, se hallan al alcance de todas las fortunas; pero los diamantes legítimos alcanzan precios fabulosos, según su grueso, según su unidad de

color y según la forma de su talla. Luis de Berghem descubrió, en 1456, que el diamante podía pulimentarse; empleando para ello su propio polvo. Desde entonces se les somete á la operación del tallado, al objeto de aumentar el número de sus caras ó facetas, á fin de que la refracción de la luz adquiera su mayor grado de intensidad y brillantez. El tallado deja el diamante ó en forma de **rosa** ó en forma de **brillante**. Los diamantes en **rosa** ofrecen una forma piramidal cortada ó aplanada; y los brillantes presentan una superficie rodeada de facetas triangulares y romboidales, terminando en una pirámide truncada.

Los diamantes de colores obscuros, y poco adecuados para la talla, se dedican á convertirlos en polvo, que ha de servir para el pulimento de los más escogidos.

Los diamantes en rosa valen menos que los brillantes. El precio de los unos y de los otros aumenta ó disminuye según el número de sus quilates. Un quilate equivale á 212 milígramos. Si el diamante está tallado, su precio suele oscilar entre 250 á 375 pesetas por cada quilate; pero los diamantes no tallados, si su peso no excede de un quilate, se vende á 45 pesetas, aumentando su valor extraordinariamente, según que el peso vaya aumentando en 2, 4, 8, 10, 12 etc. quilates. El pre-

cio de los diamantes para polvo no suele exceder de 28 á 39 pesetas por cada quilate.

No abundan mucho los diamantes de gran peso; pero entre los mayores y más hermosos conocidos, se citan el de **Agrah**, de 475 quilates; el del **Radjha de Mattán** en Borneo, de 300 quilates; el del **Emperador del Mogol**, de 279 quilates, valorado en 11 millomes de pesetas; el de la **emperatriz Catalina de Rusia**, del tamaño de un huevo de paloma cuyo peso es de 193 quilates, y costó 2 millones y 125 mil pesetas, y cerca de 95.000 pesetas de pensión vitalicia para el vendedor; el del **Emperador de Austria-Hungría**, de 139 quilates, valuados en 2 millones y 375 mil pesetas; y otros muchos que no quiero mencionar, por que entiendo que todos los diamantes del mundo no valen, junto, lo que vale un día de lluvia para los campos en época de sequía.

Se usa el diamante para pulimentar y tallarse á sí mismo y á otras piedras preciosas; para cortar el vidrio, y como la piedra fina de mayor valor en joyería.

—Entre los diferentes carbones minerales que se conocen, además del diamante, figuran el **grafito ó plombagina**, la **antracita** y la **hulla**.

El **grafito** es también el carbono puro, mas con diferente agregación molécula que el diamante. Antiguamente fué considerado como un carburo

de hierro. Llámase también plombagina, y es una substancia carbonosa, de lustre metálico, de color gris ó negro, suave y grasienta al tacto, que tizna ó señala en el papel, por cuya circunstancia se emplea en la fabricación de lapiceros, llamados de **lapiz-plomo**; se usa, ademas, para disminuir el roce de las máquinas, y en la construcción de crisoles refractarios, denominados **crisoles de Holanda**. En España se encuentra grafito en los terrenos de cristalización y en algunos de sedimento de los Pirineos, de Marbella (Málaga), y de la provincia de Toledo.

La **antracita** es otro carbón mineral, bastante más negro, compacto, deleznable y áspero que el grafito, y que se usa como combustible.

La **hulla ó carbón de piedra** es un compuesto de carbono, hidrógeno, oxígeno, ázoe y materias fijas en proporciones no determinadas; pero fundamentalmente es una substancia formada de carbón y de betún. Se encuentra constituyendo grandes masas en las entrañas de la tierra, en los terrenos llamados de sedimento. Se emplea en calentar las calderas de vapor y para producir el gas del alumbrado. En sus diferentes aplicaciones á los usos domésticos, hay que preparar antes la hulla, calcinándola en vasos cerrados, para despojarla del betún que contiene, después de lo cual resulta el **cok**, que es uno de los más útiles

combustibles, porque subministra gran cantidad de calor, sin producir olor, ni llama, ni humo.

El carbón de piedra abunda bastante en España, siendo los centros hulleros más principales los de Asturias sobre todo en Sama de Langreo, y los de San Juan de las Abadesas en Cataluña, Espiel y Bélmez en Andalucía, Puertollano en la provincia de Ciudad Real; Orbó y Santullán en la de Palencia, Utrillas en la de Teruel, y Sabero en la de León.

Lo creación de los ferrocarriles, abaratando los transportes, aunque todavía no tanto como fuera de desear, ha favorecido grandemente el desarrollo de la industria hullera entre nosotros; industria que es, por sí sola, y asociada con otras, uno de los elementos más poderosos de la riqueza nacional.

—El **carbón vegetal** procede de la quemazón incompleta de las leñas ó maderas. Constituye un cuerpo sólido, negro, muy poroso, inodoro, de peso invariable, cuando está seco; pero que puede variar mucho por su gran facilidad para absorver el agua, los gases y ciertas materias colorantes.

Aunque todas las leñas se prestan al carboneo, la de encina es la que proporciona mejor carbón, el cual se fabrica en los montes apilando los materiales en forma de montón cónico cubierto de

tierra, á fin de que la leña se vaya requemando lentamente. Este es el procedimiento más usual y primitivo; pero, en algunas partes se ha introducido otro moderno, que consiste en verificar la combustión incompleta dentro de cajas de hierro, completa y perfectamente cerradas, á fin de utilizar, al mismo tiempo que el combustible, el ácido piro-leñoso y la brea que las leñas de pino proporcionan.

El carbón vegetal puede absorber hasta un 12 por 100 de agua, propiedad de que se aprovechan los vendedores de mala fé, para aumentar el peso de la mercancía. El carbón puede absorber también 90 partes de gas amoniaco, 89 de gas ácido clorhídrico, 35 de gas ácido carbónico, y 9 de óxido de carbono, gases todos sumamente deletéreos. Por estas razones, no sólo se usa el carbón como materia combustible, sino que también se emplea como absorbente contra la humedad de las viviendas, contra los gases pestilentes que se producen en las letrinas, y, como desinfectante, para filtrar el agua, en la forma que os he referido, y para conservar en buen estado de sanidad, los pescados frescos y las carnes tiernas. Por idéntica razón se carbonizan interiormente los toneles de madera destinados á contener el agua potable. Y como si tantos y tan útiles servicios del carbón vegetal no bastasen á justificar su impor-

tancia, también se emplea en la fabricación de la pólvora, en la composición de la tinta-china y de la de imprenta, aprovechándose igualmente para quitar su color natural á ciertos líquidos, como, por ejemplo, el vino y el vinagre, que resultan tan claros como el agua. Todavía más: el carbón vegetal, reducido á fino polvo, es un excelente antiséptico para limpiar y blanquear las dentaduras, evitando, por este medio, la fetidez ó mal olor del aliento, y las cáries que, en los dientes, se suelen padecer.

—El **carbón animal** se obtiene por la calcinación de varias materias animales, los huesos y la sangre entre otras, pero privadas del contacto inmediato del aire. Todos los huesos sirven para producir carbón animal; pero más singularmente se emplean los del ganado vacuno, los del lanar y cabrío, y los del asnal y caballar, porque son generalmente los de mayor tamaño, y los que más abundan. Su propiedad decolorante es tres veces más intensa que la del carbón vegetal. No se escandalicen vuestros estómagos ni vuestros paladares por lo que os voy á decir: ¿No habéis visto recoger, por los prados y los campos, grandes carretadas de huesos, para ser conducidos á los vagones de ferrocarril?—Pues esos huesos van á parar á las fábricas de carbón animal, que se emplea en decolorar y clasificar los jarabes, las

mieles y las disoluciones salinas, lo mismo que para blanquear y refinar el azúcar, especialmente si éste es de remolacha.

El carbón animal entra en la composición del betún para lustrar el calzado.

Este carbón, denominado también **negro de marfil**, procede, en los anteriores ejemplos, de la calcinación de los huesos; porque el de la sangre, sino se extrae con el auxilio de la potasa, tiene muy escaso influjo decolorante.

CAPÍTULO VI

EL ÁCIDO CARBÓNICO.—SU ESTADO EN LA NATURALEZA.—MODO DE OBTENERLE.—APLICACIONES DEL ÁCIDO CARBÓNICO Y DEL ÓXIDO DE CARBONO.—PROTOCARBURO Y BICARBURO DE HIDRÓGENO.—LÁMPARA DE LOS MINEROS.

—La combinación del carbono con el oxígeno da lugar á dos cuerpos gaseosos llamados **ácido carbónico** y **óxido de carbono**.

El ácido carbónico es, pues, un cuerpo gaseoso, compuesto de oxígeno y de carbono, en la proporción de una parte del primero por dos partes del segundo. Es incoloro, de sabor algo agrio, de olor picante, y pesa vez y media más que el aire. Es impropio para la combustión, y para la respiración muy perjudicial, porque no convierte en arterial la sangre venosa; y axfisia á los animales que le respiran.

El ácido carbónico puede disolverse en el agua, combinado por partes iguales, aunque también,

sometido á fuertes presiones, es susceptible el agua de contener seis veces más de aquel ácido.

El ácido carbónico puede pasar al estado líquido, y aun al sólido, á una temperatura de 30° bajo cero y mediante la presión de 18 atmósferas.

Este gas se encuentra en la naturaleza, unas veces en forma libre, y otras veces combinado con diferentes substancias.

En el golfo de Nápoles, y cerca del lago Añano, es famosa la cueva llamada del **Perro**, por su notable singularidad: todos los perros que penetran en ella mueren al instante axfisiados; peligro que no corren las personas que entran. ¿Cómo se explica tan raro fenómeno?—De una manera muy natural y sencilla. De su suelo se desprende ácido carbónico libre, que, por ser más pesado que el aire, forma una atmósfera de dos pies de altura, por cuya razón la respiran y perecen los perros y otros animales de corta talla, mientras que el hombre y los animales de mayor elevación, respirando fuera de dicha atmósfera, se encuentran á cubierto del mismo peligro.

En la isla de Java, hay un valle, denominado **Valle de la muerte**, porque, cuantos se internan en él se ven amenazados de morir por axfisia.

Es peligroso, por igual causa, entrar, sin las debidas precauciones, en los sitios cerrados en que están fermentando líquidos más ó menos azu-

carados, como la cerveza, la sidra y el vino, lo mismo que en las cuadras ó establos donde se pudren los estiércoles, porque, en todos estos lugares, se desprende gran cantidad de ácido carbónico. No menos perjudicial resulta permanecer mucho tiempo en habitaciones mal ventiladas, donde se reune excesivo número de personas, donde arden muchas luces ó hay braseros de carbón vegetal mal encendido, porque, gastándose, por la respiración y la combustión, el oxígeno del aire, queda libre el ácido carbónico. Por esta razón suelen ser malsanos los recintos de los teatros, de los cafés y de las escuelas de la niñez, sino están construídos con las necesarias y debidas condiciones higiénicas.

Muchos autores vienen repitiendo—con notable exageración en mi modo de entender—que es peligroso pasar las noches en lugares de mucho arbolado, porque, según su juicio, el ácido carbónico que, á esas horas, despiden las plantas, envenena la atmósfera circundante. No tanto, no tanto, porque, ese ácido carbónico se diluye en verdaderos mares de aire oxígenado y puro en el espacio libre. De igual peligro nos hablan esos autores, refiriéndose á los dormitorios en que se tienen macetas, flores y frutas. No tanto, no tanto, porque, si es verdad que las plantas, al respirar de noche, despide ese gas nocivo, también lo es

que no respiran las flores y muchos menos las frutas, por cuanto la respiración de los vegetales sólo efectúa en las hojas verdes de las ramas.

Referidos los peligros que ofrece el ácido carbónico, justo me parece también deciros algo de los inmensos beneficios que nos proporciona. Las aguas minerales, casi todas contienen buena cantidad de ácido carbónico, y por eso se llaman **acídulas.** Testigos de esta verdad son las aguas minero-medicinales de **Spa**, de **Seltz** y de **Vichy**, en el extranjero; y las de **Alange** (Badajoz), **Calderas de Oviedo, Solán de Cabras** (Cuenca), **El Villar, Puertollano** y **Hervideros de Fuensanta** (Ciudad Real), y otras muchas, en España. Y, finalmente, con el ácido carbónico se preparan las aguas minerales artificiales, varias bebidas gaseosas, para fabricar los vinos espumosos y para obtener el albayalde.

Podemos conseguir ácido carbónico descomponiendo, por medio del ácido sulfúrico, el carbonato de cal, vulgo creta ó mármol.

—**El óxido de carbono** es un gas sin olor, color ni sabor; algo menos pesado que el aire; constituye el resultado de diferentes acciones químicas; apaga los cuerpos que arden y axfisia á los animales que le respiran: Sus propiedades mortíferas son de tal intensidad, que una centésima de este gas, mezclada con el aire de una habitación,

puede ocasionar la axfisia convirtiéndola en real y verdadera muerte, razón que explica, además, los vahídos y dolores de cabeza que experimentan las personas, dentro de habitaciones mal ventiladas, donde se tienen braseros mal encendidos, porque el carbón, en semejantes condiciones, produce lo que las gentes llaman **tufo**, y no es otra cosa que el óxido de carbono.

El carbono, combinado con el hidrógeno puede producir dos gases distintos y diferentes, según sean las proporciones de la combinación: el **proto-carburo** y el **bicarburo de hidrógeno.** El primero de estos gases se desprende de las minas de carbón de piedra, conocido con el nombre de **mofeta de minas** igualmente se produce en algunas minas de sal común, en los estanques y pantanos donde hay materias orgánicas en putrefacción por cuya causa, y originando frecuentemente fiebres ó calenturas, se le llama también **gas de los pantanos ó de las intermitentes**; razón que enseña que no debemos habitar cerca de lugares pantanosos. Esto no obstante, como nada malo existe en la naturaleza, que no tenga algo de bueno, ó, lo que es lo mismo, que hasta del mal se puede obtener algún bien, parece que los habitantes de la falda septentrional de los Apeninos, donde este gas se desprende de las grietas de la tierra, le aprovechan, por ser combustible, para cocer la-

drillos, fabricar cal y algunos usos domésticos.

—El **bicarburo de hidrógeno ó gas del alambrado** es el producto de la destilación de la hulla, de los aceites y de las grasas. No aprovecha para la respiración, pero es muy combustible, produciendo llama bastante blanca y muy intensa. Este gas carece de color y posee un olor empireumático. Se emplea, en las grandes poblaciones, para el alumbrado público, aunque ya no tanto desde que se hace uso, con el mismo objeto, del alumbrado eléctrico, que se va generalizando en muchas partes. En ese servicio, se distribuye por las calles, plazas, paseos y edificios, desde los gasómetros de las fábricas, por tuberías de plomo siendo indispensable que la presión sea bastante grande en aquellos aparatos, á fin de que salga, por los mecheros, con abundante reguralidad. Los orificios de salida conviene que sean lo más pequeños posible, con objeto de que el aire no pueda penetrar por ellos. Por esta razón es preferible practicar muchos orificios pequeñísimos á practicar un solo orificio grande.

—Los operarios de las minas de carbón de piedra se hallan expuestos á terribles catástrofes producidas, con dolorosa frecuencia, por las explosiones del grisú ó del proto-carburo de hidrógeno, que se desprende en los pozos y galerías, cuya natural obscuridad necesita el auxilio de la

luz artificial. El proto-carburo se inflama por la llama de las luces y al contacto del oxígeno contenido en el aire de las referidas galerías. Y para evitar estas explosiones, Davy inventó una lámpara, que lleva su nombre, y también los de **lámpara de seguridad ó de mineros.** Está formada por un tubo de vidrio, en cuyo interior arde la mecha de la candileja, cubierto todo por alambrado de telas metálicas. Así, aunque el proto-carburo penetre dentro de la lámpara, la llama pierde su temperatura, y aunque allí se verifique la explosión, sus efectos quedan reducidos á que se apague la luz, pero sin más terribles consecuencias. La obscuridad, en estos casos, es facil de preever y evitar colocando encima de la llama de la lámpara un hilo de platino, arrollado en espiral, que se mantiene enrojecido, y, con su brillo, alumbra la salida de los mineros.

CAPÍTULO VII

EL AZUFRE.—SU ESTADO EN LA NATURALEZA.—MODO DE OBTENER ARTIFICIALMENTE EL AZUFRE.—SUS APLICACIONES.—ACIDO SULFÚRICO.—ACIDO SULFUROSO.—ACIDO SULFHÍDRICO.—EL FÓSFORO.—SUS COMPUESTOS.—SUS APLICACIONES.—EL ARSÉNICO.—SU INFLUJO SOBRE LA ECONOMÍA ANIMAL.

—El **azufre** es un cuerpo simple, sólido á la temperatura ordinaria, pero que se liquida y aun volatiliza merced á elevadas temperaturas. Su color es amarillo verdoso ó de limón, y, en ocasiones, pardo rojizo. Su olor adquiere, por el frotamiento, el de los cuerpos electrizados. Se derrite, funde ó pasa al estado líquido á los 108°; á los 260° vuelve á espesarse tomando otra vez la forma sólida; á los 440° se transforma en gas; y si de este estado pasa al sólido repentinamente, forma el polvo que se conoce con el nombre de **flor de azufre.**

—El azufre se encuentra en la naturaleza algunas veces casi en estado de pureza, y otras combinado con distintas substancias. Puro ó casi puro, se halla en las proximidades de los volcanes en actividad, como el Vesubio, cerca de Nápoles, y el Etna, en la isla de Sicilia. También se produce en las solfataras ó cráteres de los volcanes apagados como ocurre en el de Pouzzola, no lejos de Nápoles. En España se produce el azufre en Hellin (Albacete), en Teruel, en Vizcaya, en Benamaurel (Granada), y, más rico y abundante, en Conil, provincia de Cádiz. Combinado con el hidrógeno, forma parte de muchas plantas crucíferas, como la berza y la mostaza, por ejemplo; se encuentra en los huevos, en el cerebro, en los huesos, y en muchas aguas minerales que, por esta razón, se llaman sulfurosas, como las de Alhama, Archena, Ledesma, El Molar, Ontaneda y otras. Igualmente se combina con la cal, la plata, el cobre, el hierro y otros metales y metaloides, constituyendo los sulfatos y sulfuros de sus respectivos nombres.

—El azufre puede obtenerse artificialmente, por dos destilaciones, de los minerales que le tienen en combinación, para lo cual se reducen dichos minerales á polvo, que se echa en vasijas de barro refractario; se derrite por medio de altas temperaturas; el azufre puro sale al exterior por tu-

bos laterales, y las substancias extrañas quedan depositadas en el fondo.

—Del azufre se hacen muy interesantes aplicaciones, pues se emplea para soldar el hierro con las piedras; para hacer moldes de medallas; para blanquear las telas de lana y seda; para azufrar los viñedos contra el **oidium**; para obtener los ácidos sulfúrico y sulfuroso; para la fabricación de la pólvora, y, finalmente, en medicina, para combatir las enfermedades cutáneas ó de la piel.

—El **ácido sulfúrico** es un cuerpo compuesto, resultante de combinar tres partes de oxígeno con una de azufre. Este líquido, llamado también **aceite de vitriolo**, carece de color y de olor, pero tiene un sabor muy ácido. Su acción es tan corrosiva y destructora, que desorganiza todos los tejidos animales y vegetales á que toca, siendo, al mismo tiempo, uno de los venenos más poderosos y terribles. Se le encuentra naturalmente en una gruta de Sienne (isla de Borneo), y disuelto en las aguas del río Vinagre, inmediato al volcán de Purazé, en Popayán. Se usa el ácido sulfúrico, entre otras númerosas industrias, para preparar las pieles en las fábricas de curtidos; para obtener artificialmente la sosa, y casi todos los demás ácidos, lo mismo que para hacer bebidas refrescantes.

—El **ácido sulfuroso** es un gas compuesto de

oxígeno y azufre también, pero con menos oxígeno que el ácido sulfúrico, pues solo entran en su composición dos partes de oxígeno y una de azufre. No tiene color alguno; pero su olor es tan intenso y desagradable, que excita la tos, oprime los pulmones y ocasiona esputos manchados de sangre. No sirve para la combustión, es decir, no arde, y por esta causa se emplea para apagar los incendios de poca importancia, lo cual se consigue echando flor de azufre en el fuego de las chineas, por ejemplo. Por su influjo se destruyen las materias orgánicas colorantes. Así sucede con las flores naturales, que se vuelven blancas con estos vapores, aunque luego, si se las introduce en una corta disolución de ácido sulfúrico, recobran el color encarnado, siquiera no sea éste el suyo propio.

—Se usa el ácido sulfuroso para blanquear las telas de lana y de seda; para quitar las manchas del vino y de las frutas en los lienzos; para cortar el agrio de los vinos, y para desinfectar las habitaciones y las ropas de enfermos de padecimientos contagiosos ó epidémicos.

—El gas ácido **sulfhidrico**, que también se llama **hidrógeno sulfurado** y **gas hepático**, es de un olor fétido tan pronunciado, que recuerda el de los huevos podridos. Se disuelve en el agua, y se encuentra en bastantes de las llamadas minerales,

en las de Archena, entre otras varias, como las de Arechavaleta, Carratraca, El Molar y Ledesma. La descomposición orgánica de las materias animales y vegetales, le produce en gran abundancia, y constituye también uno de los venenos más activos. Solamente cantidades casi infinitesimales puede usarse en combinación con las aguas medicinales, porque es suficiente que el aire contenga $\frac{1}{1500}$ de sulfhídrico para axfisiar á un pájaro, y $\frac{1}{1800}$ para un caballo, por ejemplo. Por esa razón ha escrito un ilustrado químico las siguientes palabras: «Esto explica el por qué de las desgracias que suelen acontecer á los poceros en las limpiezas de los sumideros y letrinas de aguas sucias, por cometer la imprudencia de entrar en ellas antes de destruir la atmósfera mortal del gas sulfhídrico formado en estos sitios. Por lo demás, nada más sencillo que evitar estos peligros de una manera segura: bastará para ello hacer llegar al anterior de los mencionados lugares unos cuantos pies cúbicos de ácido hiponítrico. El mejor contraveneno del hidrógeno sulfurado, si llega á tiempo, es el aire puro y bien oxigenado (gas hiponítrico).»

—El **fósforo** es una substancia simple, que fué descubierta por un habitante de la ciudad de

Hamburgo llamado Brandt, el año 1669, encontrándola nada menos que en la orina. El fósforo á la temperatura ordinaria, constituye un cuerpo sólido, sin color cuando se encuentra puro; aunque algunas veces presenta el amarillento que suele obscurecerse hasta el negro. Tiene un olor parecido al de los ajos, y se funde ó derrite á los 44°.—Es luminoso en la obscuridad. Se inflama ó arde al contacto del aire; también se inflama por el frotamiento, con tanta mayor facilidad cuantas más substancias impuras contenga. Por esta razón el fósforo que se fabrica en barritas, no puede trasportarse al aire libre, sino en latas cerradas y llenas de agua, debiendo manejarse con bastantes precauciones, así para evitar quemaduras, como para impedir las intoxicaciones á que puede dar lugar, por ser un cuerpo sumamente venenoso.

No se encuentra el fósforo químicamente puro en la naturaleza pero existe combinado con bases, formando fosfatos y ácido fosfórico. Hay muchas tierras y muchas rocas, éstas constituídas por fosfatos, como la **fosforita de Logrosán** (Cáceres); y formadas aquellas por el desmenuzamiento de las rocas, gran abono para los cultivos, y depósito común de donde las plantas toman el fósforo, que luego por la alimentación vegetal, pasa á tomar parte integrante de la economía en los animales; porque

es un hecho perfectamente demostrado que hay abundancia de fósforo en los huesos, en los sesos, en los nervios, en la carne, en la orina y en la sangre.

Se extrae el fósforo por la calcinación de los huesos de los animales, reduciéndolos á polvo tamizándolos y tratándolos luego por el ácido sulfúrico.

De la combinación del fósforo con el oxígeno resulta, entre otros cuerpos, el **ácido fosfórico**, que se consigue quemando el fósforo en seco. Uno de los cuerpos que forma el fósforo con el hidrógeno es el **gas hidrógeno fosforado**, el cual se inflama al simple contacto del aire.

Indudablemente habréis oido hablar, si es que no las habéis visto, de ciertas lucecitas que, en las tormentosas noches del verano se ven brillar, á corta altura del suelo, en los cementerios, en los campos de batalla y en otros lugares en que se pudren materias orgánicas en descomposición. La necedad y la ignorancia han llegado hasta el punto de suponer que aquellas luces son las almas de los muertos. Es el fenómeno conocido con el nombre de **fuegos fátuos**, debido únicamente al **hidrógeno fosforado** que se desprende, con la humedad, por los intersticios de la tierra y que arde al ponerse en contacto con el aire. Las almas de los muertos no están en las sepulturas.

El fósforo, en conclusión, se emplea, en cantidades pequeñísimas, como excitante medicinal; como veneno, en pastas, para matar ratones, y como mistura para la fabricación de cerillas.

El **arsénico** es un mineral sólido de color gris, de lustre metálico, que se ennegrece por la influencia del aire; se puede reducir á gas por medio de elevada temperatura, á la de 180°; por el frotamiento adquiere el olor de ajos; en contacto con el fuego produce una luz azulada, casi imperceptible durante el día, pero muy visible en la obscuridad. Se le encuentra, en estado nativo, en la naturaleza, en las vetas metálicas de algunas minas, generalmente acompañado del azufre, del hierro, del estaño, de la plata, del cobalto ó del niquel, y, en España, en la minas de Guadalcanal, provincia de Sevilla, extrayéndose de aquellos minerales por la elevación de temperatura.

El arsénico, combinado con el oxígeno, forma los compuestos llamados **ácido arsenioso, arsénico blanco, mata-ratones**; y el **ácido arsénico**, todos á cual más venenosos. El primero de ambos compuestos, se utiliza, como medicamento usado en diversas preparaciones; en la fabricación del vidrio, especialmente en los destinados á espejos de ciertos instrumentos de óptica; en la elaboración de papeles pintados con que se revisten las habi-

taciones, y en la preparación de los colores verdes, que se emplean en la pintura.

Combinado el arsénico con el azufre, da lugar á la formación de los compuestos **sesquisulfuro de arsénico ú oropimente**, y **protosulfuro de arsénico ó rejalgar**. Los dos son sumamente venenosos. El oropimente, mezclado con la cal, se usa en la pintura y en la fabricación de tintas simpáticas; y el rejalgar, también en la pintura y como medicamenjo.

Todos los compuestos arsenicales producen efectos horrorosos en la economía animal: introducidos á grandes dósis en el estómago, ocasionan la muerte inevitable; aplicados en otros sitios del cuerpo humano, producen rojas manchas gangrenosas, que pueden destruir los tejidos afectados; circunstancia de que se aprovecha la Medicina para cauterizar los cánceres superficiales de la piel, valiéndose oportunamente de ciertas pastas arsenicales, como las de Fray Cosme, Rouselot, y otras.

Conviene saber que los mejores contravenenos para atenuar ó neutralizar la acción del arsénico, son los **eméticos** ó vomitivos, como el agua caliente ó aceite, ó introduciendo los desdos en la garganta, á fin de que el paciente arroje la substancia venenosa; los **embotantes**, que, como el aceite, la clara de huevo mezclada con un poco de ceniza, ó una disolución muy espesa de azúcar, se adhie-

ren al interior de los intestinos é impiden el contacto de estos con el veneno; y los **neutralizantes**, cuya receta pertenece al médico en evitación de otros males, pudiéndose usar una disolución de magnesia en agua y el óxido férrico hidratado.

CAPÍTULO VIII

El cloro.—Sus propiedades.—Acido clorhídrico.—El iodo, sus propiedades y aplicaciones.—Bromo, fluor y cianógeno.

—El **cloro** es un gas amarillento verdoso, irrespirable, perjudicial, irritante, que excita fuertemente la tos y hace arrojar vómitos de sangre. Pesa dos veces y media más que el aire, por cuya circunstancia puede manejarse casi como los cuerpos líquidos. Es tan soluble en el agua, que un volúmen de ésta, á la temperatura de 8°, puede contener tres veces mayor cantidad de cloro, en cuyas condiciones suele llamársele también **cloro líquido, agua clorurada y agua de blanqueo.**

El cloro no se encuentra puro en la naturaleza; pero se combina con el sodio, constituyendo la sal común, y con otros metales. Puede obtenerse el cloro por la reacción del cloruro de sodio, el peróxido de manganeso y del ácido sulfúrico; pero modernamente se extrae de la descomposición del ácido clorhídrico, mediante el calor, lo cual se logra haciendo pasar dicho ácido por conduc-

tos de ladrillos á la temperatura de 400°, para dirigirle á unas cámaras en que hay amontonadas bolas de arcilla saturadas de sulfato de cobre y sometidas igualmente á los referidos 400°. Por este procedimiento se descompone el ácido clorhídrico, y el cloro, en libertad, puede conducirse al sitio en que se ha de guardar.

Del cloro se hacen numerosas aplicaciones: se utiliza como enérgico desinfectante para destruir el ambiente miasmático de las habitaciones en que haya habido enfermos, ó de las cárceles, hospitales y cuarteles, regando, con agua clorurada, el suelo y las paredes; ó de otro modo, echando sal, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico disuelto en agua, dentro de una cazuela con fuego, porque así se produce cloro en estado gaseoso, y se fumiga perfectamente una habitación bien cerrada. Pero otro desinfectante aun más enérgico es el **gas hiponitrico**, que se produce depositando una moneda de cobre en un vaso que contenga medio cuartillo de ácido nítrico; á los 8 ó 10 minutos de tenerlo así en una habitación cerrada, se abren puertas, ventanas y balcones; pero si, todavía se nota el mal olor, se vuelven á cerrar y se quema dentro una planta balsámica cualquiera, romero, tomillo, espliego, alucemas, etc.

El cloro posee otra propiedad en alto grado interesante, la de servir para decolorar ó blanquear

las telas de algodón y de hilo, para lo cual se tienen algún tiempo en agua con regular presión, y se sumerjen luego en agua clorurada que contenga dos ó tres centésimas partes de cloro, porque, si contienen más, destruye los tejidos. Repetida esta operación dos ó tres veces, introduciendo luego las telas en una disolución de agua y ácido sulfúrico, prensándolas y secándolas después, se las somete á una llama de alcohol ó de hidrógeno, para quemar la pelusa de su superficie. En mayor cantidad que para las telas, se emplea igualmente el cloro para el blanqueo de los trapos, de cuya pasta se hace el papel en las fábricas de esta clase. Y también se usa el cloro para quitar las manchas de tinta en el papel y la ropa blanca, humedeciéndolas con un pincel mojado en agua clorurada.

—El **ácido clorhídrico**, llamado también **ácido muriático**, es el más interesante de todos los compuestos del cloro. Gas sumamente corrosivo, de sabor agrio, de olor picante, inodoro, tiene gran afinidad con el agua, y exhala vapores blanquecinos en su contacto con el aire húmedo. Es fácil de obtener, calentando sal común con ácido sulfúrico, por cuyo medio se forman sulfato de sosa y el deseado **ácido clorhídrico**.

Se aplica á la elaboración del cloro; y si se mezcla con el ácido nítrico, constituye el **agua re-**

gia que, como ya os he manifestado, disuelve el oro y el platino.

El cloral, de que tanto uso se hace en medicina, es también uno de los compuestos del cloro.

—El **iodo** es un cuerpo sólido, muy semejante al grafito, que abunda mucho en las aguas del mar, y, por consecuencia, en no pocos animales marítimos, como las sardinas, los arengues y las esponjas, formando gran parte de la substancia conocida con el nombre de **aceite de higado de bacalao**. Se encuentra, además, en algunas aguas minerales y en las cenizas de las algas marinas. Su olor es algo parecido al del cloro; tiene brillo casi metálico, y se volatiliza facilmente, produciendo vapores de color violado. El iodo tiñe de azul las féculas de los vegetales, siendo prueba de que éstas le contienen en péqueña cantidad, reaccionar el almidón, por ejemplo, que, en caso afirmativo, se presentará azulado. Bastará mezclar el almidón en forma de engrudo claro con la fécula que se trata de examinar, para acusar la presencia del iodo.

—El **bromo**, el cloro, el iodo, el fluor y el cianógeno constituyen cinco cuerpos que se llaman **halógenos**, que significa engendradores de sales. El bromo es un líquido rojo-obscuro, de olor muy subido, de repugnante sabor, y sumamente venenoso. Se hace sólido á la temperatura de 22°,

y se gasifica con facilidad, formando vapores de matíz amarillo anaranjado. Bajo su acción, corrosiva se destruyen las substancias orgánicas, á las cuales tiñe de color amarillo.

El bromo se extrae del agua del mar y también de las aguas madres de los lagos y estanques salados, que deben ser tratadas por una corriente de cloro, resultando aquellas de color amarillento y el bromo separado y libre.

Nada hay supérfluo, todo se aprovecha en la naturaleza: el bromo, y especialmente los bromuros, tienen sus aplicaciones en fotografía y también en medicina, pues algunos entienden que el bromo es un buen específico para combatir y curar el garrotillo.

—El **fluor** no se ha podido, hasta ahora, obtener solo y aislado, á causa de la gran facilidad que posee de combinarse con todos los cuerpos.

Unido al hidrógeno, compone el **ácido fluorhídrico**, líquido de estrecha afinidad con el agua, y que, en contacto con el aire, produce vapores blancos. Su sabor es verdaderamente insufrible y su acción corrosiva de tal naturaleza, que no existe otro cuerpo que se le iguale. Sus quemaduras por muy leves que sean, resultan difíciles de curar, y si son grandes, pueden acarrear la muerte. Baste decir que los vapores del ácido fluorhídrico corroen el vidrio, por lo cual se emplean

para grabar los objetos de esta materia. Se obtiene este ácido por el espato fluor y el ácido sulfúrico.

—El **cianógeno** resulta de combinar carbono con nitrógeno. Es un cuerpo gaseoso incoloro, bajo la presión y temperatura ordinaria; más puede pasar al estado líquido entre los 25 y los 30° bajo cero, y al estado sólido á los 34° también bajo cero. Su olor demasiado fuerte, se parece al de las almendras amargas. Si el cianógeno se combina á su vez con el hidrógeno da lugar al veneno más terrible; al **ácido prúsico** cuya actividad es tal y tan asombrosa, que una sola gota, depositada en el ojo de un buey por ejemplo, basta para matarle solamente, como herido por el rayo.

El cianógeno forma también parte de la substancia colorante que llamamos azul de Prusia.

¿Contraveneno para combatir los efectos del cianógeno?—Es muy difícil, casi imposible, que lleguen á tiempo, dada la rapidéz con que se propagan; pero, si pueden llegar con oportunidad, están indicados el cloro y el amoniaco.

CAPÍTULO IX

De los metales.—Sus propiedades físicas.—Clasificación química de los metales.—Propiedades químicas de los mismos.—Acción que ejercen sobre los metales el aire y el agua.—Estado de los metales en la naturaleza.—Medio general y común de los metales.

Se ha dado el nombre de metales á ciertos cuerpos naturales y simples, que existen en estado sólido, excepción hecha del mercurio, que tiene la forma líquida, considerados á la presión y temperatura ordinarias.

Los metales, aunque no con igual grado de intensidad, poseen todas las propiedades físicas siguientes, además del lustre ó brillo metálico.

Pueden ser **maleables** ó reducirse á láminas por medio del martillo ó de los laminadores, como el oro y el plomo, entre otros.

Pueden ser **dúctiles** ó capaces de ser reducidos á

hilos por medio del aparato llamado hilera, como el oro, la plata, el hierro, el cobre, por ejemplo.

Pueden ser más ó menos **tenaces**, virtud que opone á dejar que se les separe en partes, como el hierro y el niquel.

Pueden ser más ó menos **duros**, propiedad que consiste en no dejarse rayar por otros metales como el manganeso.

Pueden ser más ó menos **frágiles** ó quebradizos, propiedad que no debe confundirse con la dureza, como sucede con el acero.

Unos metales, todos menos el potasio y algún otros, son más pesados que el agua: el potasio pesa menos.

Los metales se funden ó licuan por la acción del calórico; mas algunos de ellos, como el platino, no lo hacen sino mediante la elevada temperatura que desarrollan el oxígeno y el hidrógeno al quemarse.

Gran número de los metales, la plata entre ellos, presentan el color blanco; pero otros le ofrecen más obscuro, como el hierro, el plomo, el oro y el cobre.

En masas muy densas, los metales son opacos, no dejan paso á la luz; pero reducidos á delgadas láminas, se hacen, sino diáfanos, al menos transparentes, como el oro.

El mineral de los metales cristaliza, general-

mente, en forma de cubo ó en forma de octaedro, es decir, de seis ú ocho caras respectivamente iguales.

Todos los metales son buenos conductores, aunque en grados diversos, del calórico y de la electricidad.

—Los metales se han clasificado, con arreglo al grado de afinidad que les une con el oxígeno, en estos siete grupos.

1.° Metales que descomponen el agua á bajas temperaturas, como el calcio, el sodio, el potasio, y otros.

2.° Metales que descomponen el agua desde los 50° hasta la temperatura del rojo, como el terbio, el aluminio y el magnesio.

3.° Metales que descomponen el agua desde la temperatura del rojo, ó por medio de ácidos enérgicos, como sucede al manganeso, al hierro, al zinc y al niquel.

4.° Metales que descomponen el agua, al rojo, sin intervención de dichos ácidos, como el osmio, el antimonio, el estaño y otros varios.

5.° Metales que descomponen el agua á la temperatura del rojo blanco, como el bismuto, el cobre y el plomo.

6.° Metales que no descomponen el agua á ninguna de las temperaturas, aunque absorben el oxí-

geno mediante cierto grado de calor, como el sodio y el mercurio.

7.º Metales que no descomponen el agua, ni absorben el oxígeno, como la plata, el platino y el oro.

También se clasifican los metales en **metales propiamente dichos**, como, entre otros, el bismuto, el platino, la plata, el oro, el zinc, el cobre, el hierro; en **alcalinos**, como el litio, el sodio y el potasio; en **térreos**, como el manganeso y el aluminio; en **alcalino-térreos**, como el estroncio, el bario y el calcio.

—Todos los metales se combinan unos con otros para formar aleaciones y el mayor número se juntan al oxígeno, al fósforo, al azufre y á otros diversos, para constituir cuerpos compuestos de diferentes naturalezas.

—El aire y el agua hacen sentir su influencia sobre los metales para oxidarlos ó convertirlos en óxidos, por medio de la combinación metálica con el oxígeno. Puede evitarse que se oxiden los metales, y muy especialmente el hierro, recubriéndolos de una substancia grasa, como el aceite, ó con un barniz, ó con una fina lámina de zinc, como se hace con los hilos del telégrafo eléctrico y con los alambres de cierta clase de vallas, en cuyo último caso se dice que están galvanizados.

—Los metales se hallan de dos maneras, gene-

ralmente en las entrañas de la tierra, en lo profundo de las aguas, ó en las arenas de los lechos de los ríos: ó se encuentran en estado de pureza, en estado nativo; en estado de libertad, ó se les haya combinados con algunos metaloides, principalmente con el oxígeno, el azufre y el cloro, ó bien unidos á un mismo tiempo con el oxígeno y un ácido determinado formando sulfatos, carbonatos, etc., etc.

—Raras veces se encuentran los metales en estado nativo; pero, cuando esto sucede, su obtención queda reducida á beneficiarlos por medios puramente mecánicos, como el lavado y el cribado, tal como se hace con las arenas auríferas; pero si los metales se encuentran unidos á otros por aleaciones elaboradas en el seno de la misma naturaleza, hay que calcinarlos al aire libre quedando así separado el metal menos oxidable. Cuando el mineral es un óxido, hay que calcinarlo con carbón; si es un sulfuro, se necesita tostarle para desprender el azufre y oxidar el metal, tratándolo luego por el carbón; y, finalmente, si el mineral no se puede descomponer por medio del calor, como sucede con los silicatos, la calcinación se ha de hacer juntamente con carbón y con cal.

CAPÍTULO X

EL HIERRO.—DIFERENTES CLASES DE HIERRO.—MODOS DE OBTENER EL HIERRO.—SUS APLICACIONES.—FUNDICIONES.—ACERO.—EL COBRE.—MODO DE OBTENER EL COBRE.—SUS APLICACIONES.—EL ZÍNC.—MODO DE OBTENERLO.—SUS APLICACIONES.—EL ESTAÑO, EL PLOMO, EL MERCURIO Y EL PLATINO.—CÓMO SE OBTIENEN.—SUS APLICACIONES.

—El hierro vale mucho más que el oro, aunque á primera vista no parezca cierto. La humanidad podría vivir sin oro, orígen de muchos sucesos desagradables, objeto de tantas y tan grandes codicias; pero no podría pasar sin el hierro, instrumento del trabajo, riqueza de la industria, base la más importante del progreso de los pueblos.

El hierro es un metal de color gris azulado, muy dúctil, muy maleable, y el de mayor tenacidad entre todos los cuerpos de la naturaleza. Se funde ó derrite sólo merced á elevadísimas tem-

peraturas, á los 150° del pirómetro; pero, con menos calor, se logra reblandecerle y forjarle á golpes de martillo. Por la forja es susceptible de tomar las formas que se le quieren imprimir. Suficientemente reblandecido al fuego, puede **pegarse** ó soldarse consigo mismo, sin dejar soluciones de continuidad. Si se le expone al agua ó al aire húmedo, facilmente se oxida, ó cría **orin**, que no es más que óxido de hierro, cosa que se puede evitar dándole una buena mano de pintura ó cubriéndole con una delgada capa de zinc, lo mismo que se hace con los alambres del telégrafo, que son también de hierro.

—Entre las diferentes clases de hierro que se conocen, están el hierro nativo, el hierro magnético, el hierro oligisto, y la pirita de hierro.

El **hierro nativo** abunda poco en la naturaleza, es infusible á la llama del soplete, y se disuelve en el ácido nítrico. Algunas veces cae de la atmósfera en forma de piedras meteóricas, aunque en estos casos suele contener ciertas cantidades de cromo y de niquel; pero generalmente se encuentra en masas aisladas cerca de los volcanes, y, entre otros puntos del globo, son notables las masas de hierro nativo que existen en Palas (Siberia), Durango de Méjico y en el Senegal (Africa).

El **hierro magnético ó ferrato ferroso** sirvió, por sus propiedades magnéticas, como base á los es-

tudios posteriores acerca del magnetismo físico. Es abundante en los montes de El Escorial, en Sierra Nevada (Granada) y en Asturias. Se explota para beneficiar el hierro, que abunda en este mineral.

El **hierro oligisto** ú **óxido férrico** se encuentra, en España, en Sierra Almagrera (Almeria), San Juan de Alcaráz (Albacete), Linares (Jaén), Somorrostro (Vizcaya), Baigorry (Navarra), Pavía (Castellón) y Jumilla, provincia de Murcia. Se usa en la preparación del hierro ordinario, y en las artes, en las pinturas y en la fabricación de lapiceros.

La **pirita** ó **bisulfato** de hierro se ennegrece al, soplete, se funde y desprende vapores de azufre. Se disuelve en el ácido nítrito. Este mineral se encuentra con abundancia en los terrenos de cristalización, de sedimento y vetas metálicas de algunos sitios de España. Cuanto á sus aplicaciones, antiguamente se usaba como piedra de chispa en las armas de fuego, y se construían alhajas de bastante estimación, que ya se han abandonado, en los sepulcros antiguos del Perú suelen encontrarse todavia láminas pulimentadas de este metal, á que los naturales del país llaman **espejos de los Incas.** Ahora no se aprovecha especialmente más que para explotar el oro y la plata que se hallan mezclados con este mineral.

—Para obtener el hierro se emplean dos proce-

dimientos: el uno, llamado **catalán**, consiste en descomponer el mineral por medio de elevadas temperaturas sostenidas por el carbón como combustible; el otro, denominado de **altos hornos**, en fundir ó derretir los minerales mezclados de antemano con el carbón y alguna otra substancia que active la fusión, en esos grandes recipientes que por su elevación, se llaman **altos hornos**.

El mineral de hierro abunda tanto en España, que constituye la principal riqueza de algunas provincias. En la de Vizcaya merecen especial apuntamiento las de Somorrostro, Iturrigurri, Basurto, Ollargan y el Morro, por la abundancia y calidad de la mina para cuya explotación hay cuatro ferrocarriles, varios tranvías aéreos y planos inclinados, en la margen izquierda del rio Nervión. De la misma manera abundan las minas de hierro en Ezcaray (Logroño), en Asturias, en Sierra Nevada y en Sierra Morena.

—Son tantas y tan interesantes las aplicaciones que se hacen del hierro, que, por lo numerosas, no creo necesario explicarlas. Vosotros mismos las estáis viendo y practicando todos los días y á cada momento. Sólo os diré que el hierro es uno de los principios constitutivos de la sangre, que puede ser enriquecida subministrándole hierro artificialmente.

—Se conoce con el nombre de **fundición**, ó con

el de **carburo de hierro**, la combinación del carbón y del hierro reducido, aunque, en ocasiones, también suelen entrar el silicio, el azufre y el manganeso. Existen tres clases principales de fundición: la **negra**, la **gris** y la **blanca**. La primera es la más abundante de todas en carbón, se quiebra facilmente, presenta grano bastante grueso y se deja trabajar con el martillo. La segunda se distingue por ser muy porosa, por no ser susceptible de pulimento, por prestarse al taladro, al corte y á los trabajos de la lima, lo mismo que al torneado. La tercera clase de fundición, la **blanca**, es la más dura, resiste al torno, á la lima y al martillo, pero es más fusible que la fundición **gris**. No tienen las tres iguales aplicaciones, sino que cada una se destina á usos diversos.

—El **acero** es un metal compuesto, que resulta de combinar el hierro con carbón, en cantidad de éste que no pase de una centésima, conteniendo también algo de manganeso, de silicio, de aluminio y de fósforo. El acero es más flexible y maleable, pero menos dúctil que el hierro; más blanco, más brillante, y susceptible de adquirir hermoso pulimento, tanto que, en la Edad Media, antes de la invención del azogado, no se usaban más que espejos de acero. Si repentinamente, estando enrojecido, se introduce el acero en agua fría, se hace más duro, resulta **templado**; pero si

después de templado se le vuelve á caldear ó enrojecer, toma gran elasticidad y se hace más sonoro.

El acero se emplea en la construcción de crecido número de objetos industriales, de lujo, de aplicacion inmediata á los usos domésticos y á las necesidades de las artes y de la guerra. De acero son los muelles espirales de los relojes; los alfileres y las agujas; las navajas, puñales y cuchillos los instrumentos de trabajo del picapedrero, del herrero, del marmolista, del carpintero, del leñador, de otra multitud de menestrales; de acero son las puntas de las lanzas, y las corazas de los soldados; y de acero las hojas de las famosas espadas toledanas, entre las cuales sobresalieron antiguamente las que llevaban la marca **del perrillo** y las fabricadas por el inolvidable artífice **Juan Fernandez.**

—El **cobre** es un metal rojo-claro color **cobrizo** propiamente dicho, cuando se encuentra puro. Es muy dúctil y maleable, pero el que sigue al hierro en tenacidad. Se funde ó liquida á los 788° centígrados. En contacto con el agua ó expuesto á la humedad, cría una substancia verdosa, llamada ordinariamente **cardenillo**, que es perjudicial para la salud, razón por la cual es indispensable estañar interiormente las vasijas de cobre, cuando éstas se destinan á condimentar los alimentos.

El cobre se encuentra abundantemente en la naturaleza, bajo diferentes formas y en distintos estados; y las más ricas minas de España son las de Riotinto, las de Tharsis y las de Buitrón, provincia de Huelva, hasta cuyo punto se conducen los minerales por ferrocarriles construídos al objeto.

Se obtiene cobre, del óxido y de los carbonatos de esa naturaleza, reduciéndolos á polvo mezclado con escorias silíceas; y fundiendo luego la mezcla en hornos de cuba. ¿Quién no conoce las aplicaciones que se hacen del cobre?—De este metal son algunas de nuestras antiguas monedas, que ahora se van á recoger, substituyéndolas con otras de níquel, que ya circulan en paises extranjeros; de cobre son los alambiques para destilación y muchos de los utensilios de cocina, y unido al oro y á la plata forma aleaciones destinadas á objetos de lujo y á la fabricación de monedas de aquellos metales preciosos.

—El **zinc** es un metal blanco-azulado, frágil á temperaturas ordinarias; dúctil y maleable entre los 100 y 150°, fusible á los 412, á cuya temperatura empieza á hervir con color rojo-blanco, y en ese estado puede purificarse por destilación. Bajo la influencia del aire húmedo, da lugar á una capa de hidro-carbonato de zinc, substancia que precisamente constituye su mayor ventaja, porque preserva al zinc de cualquier otra alteración. Se le

halla, en la naturaleza, unido al azufre, formando con este un sulfuro de zinc, que es lo que se llama **blenda**, mientras que, en el estado de óxido, recibe el nombre de **calamina**. La blenda abunda en San Juan de Alcaráz y en Oñate; y la calamina, en el anterior sitio, en Linares, y en varios puntos de las costas de las provincias de Guipúzcoa, Vizcaya y Santander, como Lanestosa y Comillas, por ejemplo. El zinc se obtiene calcinando la calamina y convirtiéndola á óxido por medio del carbón. El zinc, en delgadas planchas ó láminas, sirve para muchas cosas: para construir ataudes, baños, barreños, fregaderos y otros utensilios; para hacer canalones, para tejados de los edificios, para formar pequeños depósitos de agua, y para otros fines que en este momento no recuerdo.

El **estaño** es un metal de color algo más obscuro que la plata, que, si se le frota con los dedos, huele desagradablemente, y, si se le dobla ó encorva, produce crujidos perceptibles. Es poco tenaz, pero tan maleable, que facílmente puede reducirse á hojas tan delgadas como las del papel, **el papel de estaño**, que se emplea para envolver el salchichón, el chocolate y otras substancias alimenticias, que así conservan mejor sus aromas respectivos, porque la envoltura las preserva del contacto del aire. Resiste bien el estaño la acción del frío; pero sometido á elevadas temperaturas,

se oxida y arde con prontitud hasta el rojo-blanco. No existe puro en la naturaleza; pero se encuentra en estado de óxido, formando la **casiterita** ó **casitérida**, que abunda mucho en Inglaterra, y, en España, en Monterrey (Orense) en algunos puntos de Asturias, y en las provincias de Zamora y Almería. Se utiliza para soldar y estañar vasijas de cobre y de hierro.

—El **plomo** es un metal de color agrisado, y tan blando, que, además de señalar el papel, se deja rayar hasta con la uña. A la temperatura de 334° se derrite, y se volatiliza á otras más altas. En contacto con el aire empaña su brillo natural y forma una capa de sub-óxido de plomo, y con el contacto del agua cria una película blanca de hidrato y carbonato de plomo, substancias sumamente venenosas, por cuya razón no debe emplearse este metal en cañerías para la conducción de aguas potables.

El plomo no abunda puro en la naturaleza; más en unión con el azufre, forma el mineral llamado **galena**, del cual se extrae el plomo en abundancia, así como también la plata que suele hallarse interpuesta.

Las minas de plomo ó de galena más ricas en España son las que existen en Linares, en Sierra de Gador y en Sierra Almagrera.

Para extraer el plomo se tuesta la galena en

hornos de reverbero, añadiendo luego carbón en polvo, para disipar los oxi-sulfuros de plomo en aquella contenidos.

El plomo se emplea para fabricar hojas, láminas ó planchas, tuberías, balas y perdigones, para la composición del metal con que se hacen los caracteres de imprenta, y el polvo de la galena en preparar el barniz con que se recubren los objetos de loza ordinaria.

—El **mercurio** es el único metal líquido que se conoce á la temperatura ordinaria, y de un color tan blanco como la plata. Pesa 13 veces y media más que el agua, en igualdad de volúmenes; cambia de estado, pasando al sólido á la temperatura de 40° bajo cero, y comienza á hervir á los 360. Se encuentra puro ó nativo formando menudas gotas y pequeños depósitos sobre el mineral que le produce que es el **cinabrio**, del cual se extrae por destilación ó calcinación, unido á la creta ó cal mal apagada. Existen minas de cinabrio, y, por consecuencia, de mercurio, en el Perú y el Palatinado, en el Principado de Asturias y en la provincia de Valencia; pero los criaderos más universalmente famosos de este incomparable mineral, son los de Almadén y Almadenejos, provincia de Ciudad Real, en España; minas tan acreditadas y tan antiguas, que ya se venían explotando en los remotos tiempos de griegos, fenicios y romanos. El

mercurio, que también se llama **azogue** cuando está muerto ó apagado, es uno de los venenos más activos, cuando es respirado mucho tiempo en forma de vapor, atacando horriblemente el sistema nervioso de los que trabajan en las minas; pero, como medicamento, se emplea en la curación de cierto género de afecciones. El contraveneno del mercurio es el ioduro potásico en cortas cantidades. Empléase el mercurio en la construcción de termómetros y barómetros, para platear el cobre y en el azogado de los espejos. El cinabrio ó sulfuro de mercurio sirve también para la elaboración de lacre encarnado.

—El **platino** es un metal cuyo exterior es semejante al de la plata; pesa algo más que el oro; no se derrite facilmente, aunque se funde por medio del soplete; es dúctil, maleable y casi tan tenaz como el hierro; no se deja atacar por los ácidos, pero se disuelve en el agua regia, lo mismo que el oro; obedeciendo á elevadas temperaturas, se ablanda como el hierro; se basta para soldarse á sí mismo, sin auxilio de otros metales. El platino, aunque no completamente puro, se encuentra en forma de pepitas, en el Perú, en el Brasil, en Colombia, en Siberia y en Borneo. En el año 1845 desapareció del Museo de Ciencias Naturales de Madrid, una pepita de platino, procedente del Chocó (Perú), que pesaba una libra, nueve onzas

y una dracma; porque no está demas advertir, que el platino sigue inmediatamente al oro en valor y precio. Para obtenerle puro, se pulverizan y lavan los minerales que le contienen, hasta dejar limpios el oro y el platino, el oro se separa por medio de agua regia bien diluída; y luego, con agua regia, bien concentrada; se apartan el platino y metales extraños; esta disolución se trata por el clorhidrato de amoniaco, formándose un doble cloruro de amoniaco y de platino, y, finalmente, el platino se separa por la calcinación, en un estado que se llama **musgo o esponja de platino**, al cual, por la presión y manipulaciones algo difíciles, se le da la forma y consistencia apetecidas.

La propiedad que tiene el platino de no ser atacado por el fuego ni por otros ácidos que el agua regia, le ha hecho aplicable á la construcción de crisoles para los laboratorios de química, á la frabricación de instrumentos quirúrgicos, medallas, al empaste de dientes y muelas, y á las puntas de los para-rayos, porque las descargas eléctricas de las nubes no logran fundir este metal.

CAPÍTULO XI

EL ORO.—LA PLATA.—SUS APLICACIONES.—ALEACIONES Y AMALGAMAS MÁS INTERESANTES.—LEY DE LA MONEDA, DE LA VAJILLA Y DE LA JOYERÍA.—AZOGADO DE LOS ESPEJOS.

—El **oro** es el metal objeto de todas las codicias humanas. Su valor es puramente convencional y nominativo, porque no hay razón alguna que abone la injusta preferencia que sobre los demas metales se le concede. Ni por su color, á pesar de ser hermoso, ni por su dureza, ni por sus otras propiedades físicas y químicas, presta ni puede prestar al hombre los servicios materiales, que el hierro, por ejemplo; pero el capricho es así, la moda y el lujo lo imponen de esa manera, y no más que por ésto se explica que los antiguos alquimistas le apellidasen **sol y rey de los metales.** Su peso específico es 19'5, puede moldearse á voluntad; es tan dúctil, que permite ser reducido á finísimos hilos para bordar; y tan maleable, que con él se hacen las delgadas hojas llamadas **pan de**

oro, de que se aprovechan los doradores. Resiste la acción del aire á todas las temperaturas; á una muy alta se disuelve en el mercurio, y el agua regia le convierte en sexquicloruro de oro. Hállase en la naturaleza de diferentes maneras: en estado nativo y formando aleación con otros metales; unas veces constituyendo arenillas ó laminitas; otras veces, pepitas ó cuerpos aislados. Encuéntrase, con relativa abundancia, en Australia, y en Brasil, Colombia y California, paises, estos tres últimos, del Nuevo Mundo.—Dícese—(generalmente son poetas los que lo cantan en versos sonoros, aunque **no sonantes**), que arrastran arenas de oro los ríos españoles. Tajo, Sil, Darro y Miño. Todo es posible, porque en otros ríos de América sucede lo mismo; pero, caso de ser cierto, que yo no lo niego, los ríos españoles arrastrarán tan cortísima cantidad de oro—del **vil metal**, que dicen algunos, acaso los que más le adoran—que no compensa los gastos necesarios para su explotación.

El oro puede beneficiarse lavando las arenas auríferas, y tratándolas luego por el mercurio.

El oro se emplea en dorar las porcelanas, los vidrios, las maderas, los metales, y principalmente en la fabricación de alhajas y monedas, mediante su aleación con el cobre, porque solo se desgastaría facilmente á causa de su blandura.

—La **plata** sigue en valor al platino; es el metal más blanco y que mayor brillantez puede adquirir por el pulimento; es todavía más dúctil y maleable que el oro, tanto que, como éste, hay necesidad de alearla con el cobre. No se oxida á temperaturas ordinarias; pero puede oxidarse á otras más elevadas. Su peso específico está representado por 10,11; la plata puede fundirse, y se disuelve en el ácido nítrico. En estado nativo abunda poco en la naturaleza; pero en estado de sulfuro se encuentra en muchos sitios, y de ese orígen es casi toda la que circula en el mundo. Es más abundante en Perú y Méjico que en Europa, á pesar de lo cual, en España tenemos ricas minas de plata en Hiendelaencina (Guadalajara), Guadalcanal y Cazalla (Sevilla), y Horcajo, provincia de Ciudad Real.

—Ya os he dicho, en otra conferencia, que las **aleaciones** y las **amalgamas** no son una misma cosa. Ambas representan una idea común, la de la unión ó combinación de dos metales; pero difieren en que la aleación es la combinación de dos metales cualesquiera, excepción hecha del mercurio; y en que la amalgama consiste precisamente en la combinación del mercurio con otro metal. Las aleaciones dan orígen á metales que conservan propiedades semejantes á las de los metales combinados; pero desde el punto de vista de la

química pueden estimarse como combinaciones en que los metales entran en proporciones determinadas y conocidas. Las aleaciones se llevan á cabo, generalmente, fusionando los metales que se pretende alear. La **hoja de lata** es una aleación que consiste en cubrir ó bañar con estaño una lámina de hierro. Las aleaciones más interesantes son las siguientes: **Latón de torneros**, compuesto de 65 partes cobre, 31 de zinc, 3 de plomo y 1 de estaño; **Bronce de cañones**, compuesto de 90 de cobre y 10 de estaño; **Metal de campanas**, formado de 75 de cobre y 25 de estaño; **Caracteres de imprenta**, 80 de plomo y 20 de antimonio; **Similor**, 80 de cobre, 14 de zinc y 6 de estaño.

En la fabricación de botones y otros objetos metálicos blancos, la aleación es de cobre y zinc, y á veces entran también, siempre en cantidades desiguales, según el empleo á que se dedican, el níquel ó el arsénico.

Respecto á las amalgamas, figuran como más interesantes: la de **estaño**, forma de 4 partes de estaño y 1 de mercurio, para azogar los espejos; la de **bismuto**, compuesta de 4 partes de mercurio y 1 de bismuto, para azogar los globos de vidrio; y las de **oro** y **plata**, porque el mercurio, como es sabido, disuelve estos metales. Empléanse las referidas amalgamas para dorar y platear el cobre y el latón, aplicándolas, una ú otra respectiva-

mente, á los objetos que se intenta dorar ó platear, calentándolas enseguida para que se evapore el mercurio.

—Ya os he dicho que el oro y la plata no se deben usar en estado de pureza, porque el roce los desgastaría facilmente: hay que ligarlos con el cobre para que adquieran mayor dureza. Las cantidades de estos metales, que entran en la composición de la liga, es lo que se conoce con el nombre de ley, que no es igual para la moneda, la vajilla y la joyería.

En las monedas de oro, la ley es de $\frac{900}{1000}$, lo cual quiere decir, que, en 10 partes iguales, hay 9 de oro y 1 de cobre, con un permiso de 2 milésimas más de este último metal.

En la vajilla de oro, la ley es de $\frac{916}{1000}$, ó sean 22 quilates, equivalentes á $\frac{22}{24}$, lo cual significa que, en 24 partes iguales, se encuentran 22 de oro y 2 de cobre; pero, en joyería, si el peso no llega á una onza, la ley no es más que de $\frac{750}{1000}$, ó sean 18 quilates, esto es, $\frac{18}{24}$, ó lo que es lo mismo, que, en 24 partes iguales, hay 18 de oro y 6 de cobre

La joyeria francesa tiene tres leyes diferentes; $\frac{820}{1000}$, $\frac{847}{1000}$ y $\frac{750}{1000}$

La ley para las cajas de los relojes de oro en Suiza es de 18 quilates.

La ley en la moneda de plata es, como en la de oro, de $\frac{900}{1000}$, pero con permiso de 3 milésimas.

En la vajilla de plata la ley es $\frac{916}{1000}$, ó al modo de hablar de los plateros, de 11 dineros ú $\frac{11}{12}$, lo cual significa que, de 12 partes iguales, 11 son de plata y 1 de cobre. En los objetos de plata cuyo peso no llega á una onza, la ley no es más que de 9 dineros, ó sea 9 partes de plata y 3 de cobre.

Esto es lo que se llama **ley del oro, oro de ley, ley de la plata, plata de ley**, acerca de cuyas calidades conviene asegurarse por medio del contraste ó marca de fábrica, para no verse expuesto á engaños y superchería.

—El **azogado de los espejos** se ejecuta por medio de las amalgamas de estaño, como ya ligeramente os he indicado. Estas amalgamas son blancas, como el estaño y el mercurio; no se alteran nunca por la influencia del aire, y reflejan perfectamente la luz y las imágenes de los cuespos. El azogado de los espejos planos se verifica de este modo:

Sobre una superficie bien plana, lisa y horizontal se extiende y adapta una delgada lámina de estaño; sobre ésta se vierte y extiende una ligera capa de mercurio, dejándolo así algún tiempo para que la amalgama se afirme y consolide por igual; luego se hace pasar ó resbalar por encima de dicha amalgama la luna ó vidrio que se desea azogar; se colocan pesos sobre el vidrio, á fin de que éste se adhiera suficientemente al mercurio y al estaño, y la operación queda terminada.

En el azogado de los espejos curvos, ya sean cóncavos, ya sean convexos, se emplean la amalgama de bismuto, en vez de la de estaño, porque el bismuto, siempre que se halle bien seco, limpio y caliente, se adhiere al vidrio sin necesidad de ejercer presión.

Disfrutaban justa y merecida celebridad en todo el mundo las lunas ó espejos de Venecia; pero en España, no obstante haberse cerrado, hace mucho tiempo las antiguas Reales fábricas de la Granja, también tiene representación esta industria en Barcelona, donde únicamente se practica entre nosotros el azogado, pues la mayor parte de los espejos se traen del extranjero.

*
* *

He terminado las conferencias que, sobre apli-

caciones de la Química ofrecí daros en forma tan elemental y sumaria como es posible realizar este género de trabajos, atendida nuestra especial capacidad, y habida consideración á nuestros pocos años.

No creo haber satisfecho, por completo, el fin que me proponía, ni acaso tampoco vuestros deseos, que tal vez acariciaban obra de mayores empeños; pero, aunque no en la medida de nuestras comunes aspiraciones algún provecho podréis sacar de este libro si leéis sus páginas con tanto interes, por lo menos; como otros se entregan á la lectura de novelas insusbtanciales, de cuentos absurdos ó inverosímiles y de consejas terroríficas, que ni educan, ni instruyen, ni aportan el más pequeño dato á la cultura y riqueza de los pueblos.

FIN