MANUAL

DE

QUÍMICA

POR

MODESTO BARGALLÓ Y MARCELINO MARTÍN

PROFESOR DE ESCUELA NORMAL — CATEDRÁTICO DE INSTITUTO

EDICIONES SARDÁ

REUS

1919

OTRAS PUBLICACIONES

DE

MODESTO BARGALLÓ

CIENCIAS FÍSICONATURALES - PRIMER GRADO

EDITOR, CALLEJA. MADRID, 1918.

ELEMENTOS DE QUÍMICA DE W. OSTWALD

TRAD. DEL ALEMÁN Y APÉNDICES.
EDITOR, G. GILI. BARCELONA, 1917.

DISERTACIONES PEDAGÓGICAS

REUS, 1915. (1.ª EDIC. AGOTADA).

LABOR LEGISLATIVA SOBRE ENSEÑANZA DE LAS CORTES ESPAÑOLAS EN LOS AÑOS 1820 - 1823

CONGRESO DE CIENCIAS, DE SEVILLA.
SECCIÓN DE CIENCIAS SOCIALES. 1917.

LA PEDAGOGÍA EXPERIMENTAL DE MEUMANN

LECTURAS DADAS EN LA "ESCOLA D'ISTIU DE 1917". "QUADERNS D'ESTUDI". AÑO III. BARCELONA.

EN PREPARACIÓN

CIENCIAS FÍSICONATURALES - SEGUNDO GRADO

LA VIDA DE LAS PLANTAS: EXPERIENCIAS EN LA ESCUELA PRIMARIA

LA METODOLOGÍA DE LA QUÍMICA Y LA EVOLUCIÓN DE ESTA CIENCIA

A mi amigo del alma, hermano de una comunidad de espíritu, Juan Dantín; con un fuerte abrazo.

Modesto Barzallo

Guadalajara - enero - 1920.

MANUAL DE QUÍMICA

MANUAL

DE

QUÍMICA

POR

MODESTO BARGALLÓ Y MARCELINO MARTÍN

PROFESOR DE ESCUELA NORMAL — CATEDRÁTICO DE INSTITUTO

EDICIONES SARDÁ

REUS

1919

TIPOGRAFÍA : :

J. VILA. - REUS

A D. EDMUNDO LOZANO

Testimonio de admiración y cariño

LOS AUTORES.

AL LECTOR

En esta obra, que destinamos a los centros de enseñanza media y profesional, hemos procurado hermanar las exigencias de la enseñanza en España con el contenido científico moderno y los métodos de una pedagogía racional.

Los dos tamaños de letra adoptados, solo de valor relativo, conducen a distinguir dos grados en la adquisición de conocimientos: lo comprendido en letra pequeña puede constituir un segundo grado, ampliación de lo expuesto en letra mayor.

Los grabados, en su mayor parte del natural, son originales de los autores.

CAPÍTULO PRIMERO

MATERIA Y FENÓMENO

§ 1. Materias

1. Substancias o materias.—Todo lo que nos rodea está formado de *substancias* o *materias*. El *hierro* de la verja, el *acero* de los cuchillos, el *cobre* de las monedas, la *plata* de las alhajas, la *madera* de las mesas, lo mismo que el *aire* de nuestra atmósfera y el *agua* de los mares y ríos, son substancias. También los astros y los seres vivos están constituidos de materias.

Observemos que todas las substancias tienen *peso* y ocupan *espacio*.

2. Energías.—El agua fría, calentada eleva su temperatura. Una barra de acero imantada atrae limaduras de hierro. Por los cables circula corriente eléctrica. En estos distintos casos decimos que el agua posee *energía calorífica;* el acero, *energía magnética*, y que por el cable circula *energía eléctrica*.

El agua al calentarla, el acero al imantarlo, el cable al electrizarse, aumentan su energía y *no cambian* de peso. La energía, según esto, no pesa.

Por consiguiente, *en la Naturaleza, hay dos manifestaciones: substancia y energía* (1) *que dicha substancia posee.*

(1) El físico Th. Joung, en 1807, introdujo en la ciencia la palabra *energía*.

La moderna *Energética*, ciencia que estudia la energía, llega a negar la existencia de la materia: dice que lo único que existe en el Universo es la energía, y que la materia solo es una manifestación de esa energía. Nosotros nos damos cuenta de que existe una substancia por la sola impresión que en nuestros sentidos producen su color, su forma, su blandura, etc., y todas estas impresiones se deben a la energía (luminosa, de movimiento, etc.). Hasta el peso, que parece característico de la materia, no es más que expresión de otra energía: la gravedad.

Todo esto tiende a allanar el profundo abismo que hasta hace pocos años ha existido entre los conceptos materia y energía.

3. Substancia, energía y cuerpo.—Si nos fijamos en los objetos de nuestro alrededor, observaremos que muchos de ellos están compuestos de una misma substancia: la mesa, la silla, el armario, que son objetos distintos, están compuestos de una mismo materia: madera. En cambio, con substancias distintas podemos formar objetos semejantes: las cucharas pueden ser de madera, de hierro, de plata.

Cuando hablamos de una substancia, p. e., del azufre, del hierro, no nos referimos a un objeto o cuerpo de hierro, o a un pedazo determinado de azufre; pero cuando hablamos de un cuerpo, lo primero que indicamos es su *forma*. Los cuerpos son, según esto, *porciones limitadas de substancia, provistas de cierta forma*. Y como siempre a la substancia le acompaña la energía, también los cuerpos la poseerán. Podemos, por tanto, decir que *una porción de substancia acompañada de energía, constituye los cuerpos*.

4. El éter cósmico.—Los físicos, para explicarse ciertos fenómenos, como el de la propagación de la luz, se han visto obligados a admitir la existencia de una *materia imponderable*, esto es, que no puede ser pesada, y que ocupa todos los espacios vacios de materia ponderable (espacios interplanetarios, poros dc los cuerpos). No puede ser pesada porque no podemos aislar una porción de ella y determinar su peso, como hacemos con las demás substancias. A dicha substancia se la llama *éter cósmico*. Se atribuye al *éter cósmico* enorme elasticidad, y tal densidad, que si la tierra fuese de éter pesaría 100.000.000 Kg.

5. Estados de agregación de la materia.—Los cuerpos se nos presentan de modos diferentes: unos (la mesa,

p. e.) tienen siempre la misma forma; otros (el agua que llena la copa) adoptan la forma del recipiente que los contiene, y algunos (el gas del alumbrado) no solo carecen de forma fija, sino que, además, se extienden por el espacio libre.

A estas diversas maneras de presentarse los cuerpos, se llama *estados* de los mismos.

En sentido amplio, el estado de un cuerpo está caracterizado por sus propiedades, de tal manera, que si una de ellas varía, el cuerpo cambia de estado. El agua fría y el agua caliente son dos estados distintos del agua.

El número de estados es muy grande; pero, teniendo solo en cuenta la cohesión (1) de la materia, podemos reducirlos a tres esencialmente distintos: el *sólido*, el *líquido* y el *gaseoso*, que son los llamados *estados físicos de agregación de la substancia.*

Estado sólido.—Estado de un libro, de un tintero, de un cristal. Los cuerpos sólidos tienen *una forma invariable, y su volumen es constante.* Si al libro, al tintero o al cristal pretendemos separarle una porción de substancia, el cuerpo opone gran resistencia a esa separación. La fuerza de agregación de la materia en los sólidos es, pues, muy grande.

Para hacer variar la forma y el volumen de un sólido, tenemos que emplear grandes presiones o cambios de temperatura (dilatación y contracción).

Estado líquido.—Estado del agua, de la leche, del vino. Si el agua de una copa se pasa a una botella, toma la forma de ésta; pero el volumen es el mismo, ya esté el agua en la botella o en la copa. Por otra parte, si de cierta cantidad de líquido pretendemos separar una porción, el cuerpo casi no opone resistencia a esa separación. *Los cuerpos en este estado no tienen, pues, forma característica, sino que adoptan la del recipiente que los contiene; su volumen es constante y la fuerza de agregación de su materia es muy pequeña.*

---

(1) Cuando pretendemos separar en un madero, en una barra de hierro, etcétera, porciones de su materia, tenemos que emplear un gran esfuerzo. Este hecho nos prueba que existe en ellos una fuerza que vencer y que *mantiene unida su substancia.* Esa fuerza es la *fuerza de agregación* o *cohesión.*

Los líquidos, cuando se encuentran en pequeñas porciones, toman la forma esférica, como en las gotas. Este hecho prueba que en su materia existe todavía cohesión que, aunque débil, no es nula.

Estado gaseoso.—Estado del gas del alumbrado, del gas acetileno, del aire. (1)

Si, enchufándola en un mechero de gas, llenamos, no por completo, una vejiga flácida, y atamos la boca con un bramante, podremos observar que la vejiga y, por tanto, el gas del interior, con solo comprimirle con la mano, toma la forma que se quiera; *los gases, pues, no tienen forma propia.* Al abrir esa vejiga en una habitación, en cualquier punto de ella se percibe el olor del gas: éste se ha extendido por *todo* el espacio, y como el volumen que antes ocupaba era el de la vejiga, y el que ocupa ahora es mucho mayor, deducimos que los *gases* no tienen volumen constante. Nosotros, además, no hemos hecho esfuerzo alguno para separar porciones de la substancia del gas, sino que *él solo se ha disgregado* para llenar el recinto; lo cual nos dice que *los gases no tienen fuerza de agregación.*

No hay, sin embargo, gas alguno en el cual la cohesión sea completamente *nula:* lo que ocurre en todos ellos, es que su valor es tán pequeño que casi puede considerarse como no existente.

Los estados que acabamos de estudiar no son los únicos que los cuerpos presentan: hay otros intermedios que gozan de propiedades comunes a dos de ellos. El estado *pastoso* es intermedio entre el sólido y el líquido.

La *manteca* es un cuerpo que se presenta en ese estado.

6. Moléculas.—Conocidos los cuerpos, cabe preguntar si todo el espacio que ocupan está lleno de su substancia o si tiene en su interior espacios vacíos de ella; si es compacta o

(1) La palabra *gas* fué creada por el físico holandés Van Helmont (1577-1644) derivándola de la palabra *Gahst* (*Geist* significa *espíritu* en alemán). Con el nombre espíritu=gas, quiso representar la invisibilidad de los productos de la combustión, característica también de casi todos los demás gases.

continua, o si es granulosa o discontinua. La *porosidad*, conocida en Física, nos enseña que en el interior de los cuerpos existen espacios desprovistos de la materia que los constituye; estos espacios se llaman poros. Por otra parte los cuerpos, pueden dividirse en partes muy pequeñas: un trozo de almizcle, por ejemplo, está constantemente emitiendo partículas pequeñísimas, que, son las que al llegar a nuestro olfato, nos dan la impresión del olor. El gas acetileno contenido en una vejiga, al abrir ésta, se divide y se extiende por la habitación entera, y cuanto mayor sea la habitación, más tendrá que distribuirse o dividirse el gas para llenarla. Esta división *se supone* que tiene *un límite del cual no puede pasar, a no ser que el gas pierda las propiedades que como tal gas le caracterizan. A la porción más pequeña de ese gas, o de una substancia cualquiera, que puede quedar libre y que posee todas las cualidades esenciales de la materia de que procede, se la llama* MOLÉCULA (1). Así que, la parte más pequeña de azúcar que tenga sabor azucarado y sea soluble en agua, será una molécula de azúcar.

Pudiera creerse que las moléculas obtenidas de un mismo cuerpo son de tamaños diferentes, pero el hecho de que las porciones de ese cuerpo tengan las mismas propiedades esenciales, nos hace suponer que todas las moléculas de él son también idénticas.

Las substancias, según estas consideraciones, *se supone que están formadas de moléculas, porciones de materia pequeñísimas, invisibles con el mas potente microscopio* (2), *aisladas entre sí, idénticas para cada substancia, y que dejan*

---

(1) Del latín *moles*, que significa masa.

(2) Nosotros no podemos llegar a dividir la materia mecánicamente, esto es con un martillo, un mortero, etc., hasta aislar la molécula: las porciones que nosotros obtenemos por este procedimiento son *partículas;* pero cada partícula está formada aun de inmenso número de moléculas.

Las partículas mas pequeñas que puede observarse hoy día tienen un diámetro 100 veces mayor al de las moléculas de tamaño medio.

Es una esferilla de gas hidrógeno de 0'01 mm. de diámetro, hay cerca de 50 millones de moléculas.

Una molécula de gas oxígeno tiene de diámetro $\frac{26}{1.000'000.000}$ cm.

entre ellas espacios vacíos llamados intermoleculares. Estos espacios se supone que están llenos de *éter cósmico* (Fig. 1).

Fig. 1.

Si el acetileno y los demás gases se *mueven por sí* para llenar todo el espacio libre que se les ofrece, será preciso que se mueva cada una de las moléculas que los forman. (1)

La consideración de este y otros hechos que se realizan también en los líquidos y sólidos nos ha llevado a suponer que las moléculas que forman las substancias no están fijas, sino que tienen movimientos diversos. (2)

§ 2. Fenómenos

7. Fenómenos y sus clases.—Una barra calentada se dilata; el agua enfriada se congela; el carbón de la estufa arde. Estos cambios son *fenómenos.* Por tanto, *todo cambio que se produce en los cuerpos es un fenómeno.*

Al hacer el estudio de los fenómenos, vemos que su número es inmenso; pero pueden agruparse en tres clases diferentes:

A) Si una luz roja ilumina una hoja de papel blanco, la hoja se torna roja: lo único que en ella ha cambiado es el modo de *estar* coloreada: la *substancia,* el papel que la forma, *no ha sufrido alteración.*

Si la luz roja deja de iluminarla, la hoja recobra su blancura primitiva. Al cesar la causa, ha vuelto el papel a su anterior estado de coloración: cuando esto ocurre, el cambio se dice *reversible.*

---

(1) Si una multitud se traslada, por sí, de un punto a otro del espacio, es porque anda *cada uno* de los individuos que la forman.

(2) Werner Mecklenburg: *Fundamentos experimentales de la atomística,* 1911, cap. II y pág. 218 (Trad. de E. Moles), para datos sobre tamaño de moléculas y velocidades de las mismas.

Este tipo de fenómeno se llama *físico,* y se define diciendo: *es toda modificación que no altera de los cuerpos más que su modo de estar.*

La dilatación del acero, la electrización de una barra de vidrio, la ebullición del agua, son fenómenos *físicos.*

B) Si la lámina de papel de que antes hablamos se la acerca a la lumbre, el papel arde, y si apagamos la combustión, el papel *no se regenera.* El fenómeno *no es reversible,* como lo es el fenómeno físico, y, además, la *substancia ha cambiado su modo de ser:* se ha transformado en humo y en cenizas.

Este tipo de fenómenos se llama *químico. Fenómeno químico es, por tanto, todo cambio experimentado en los cuerpos, no reversible en general, y que altera su substancia.*

El hechó de la reversibilidad no separa taxativamente el fenómeno físico del químico. Hay fenómenos *físicos,* como la imantación del acero por las barras magnéticas, que no desaparecen al cesar la causa; en oposición a este hecho, existen fenómenos químicos, como el de la descomposición del agua en sus elementos oxígeno e hidrógeno, cuando ésta se somete a más de 1.600°, que tienen un manifiesto carácter de *reversibilidad,* porque si la temperatura baja, el agua se forma de nuevo.

La *combustión del carbón,* la formación de la *herrumbre* en los objetos de hierro y del *cardenillo* en el cobre, son fenómenos químicos.

Por último, en la frontera que separa los fenómenos *físicos* de los *químicos,* existen otros fenómenos que gozan a la vez de las propiedades de unos y otros y se llaman por esto *físico-químicos.* La *disolución* de la sal común en agua es un fenómeno de esta naturaleza.

8. Las causas de los fenómenos.—Para estudiar o descubrir los fenómenos y sus causas, podemos seguir dos procedimientos: la *observación* y la *experimentación. Observación* si se estudia el fenómeno cuando se produce en las condiciones normales del Universo, sin que nosotros hagamos variar las causas de su producción: la investigación del movimiento de los astros, de la caída de los cuerpos, son hechos de observación. *Experimentación* cuando se repite el fenómeno en condiciones artificialmente creadas por nosotros y que no suelen presentarse en la Naturaleza: el estudio de la

variación del volumen de un gas que comprimimos a voluntad, es un hecho de experimentación.

En la experimentación se aísla una parte del Universo, y sobre esa porción aislada, se hace actuar o se cambia los valores (supuestas todas las demás condiciones fijas) de una o varias causas o agentes.

Si la presencia o el cambio de ese agente hace aparecer o cambiar un fenómeno o una propiedad del sistema, se llama entonces ese agente causa de aquel fenómeno o de aquella variación: al calentar un cuerpo, se dilata, y decimos que el calor es la causa de su dilatación.

Como hemos distinguido dos clases de fenómenos esencialmente distintos, los físicos y los químicos, habrá que distinguir dos clases de causas o agentes diferentes: los agentes físicos y los agentes químicos, según que produzcan unos fenómenos u otros.

Los fenómenos físico-químicos son engendrados por estas dos clases de agentes actuando a la vez.

9. Propiedades de los cuerpos.—Unos cuerpos, como el oro, son amarillos; otros, como el cobre, rojos; algunos, como el fósforo, dan luz en la obscuridad; otros, como el papel, arden; algunos, como el zinc mezclado con azufre y en caliente, entran en combustión. ***Estos modos distintos de impresionarnos y de comportarse frente a las energías y las substancias, son las propiedades de los cuerpos.***

Entre estas propiedades, hay algunas como el color del oro, la forma de los cristales, la electricidad que adquiere una barra de vidrio frotada con un paño, *que dependen de los agentes físicos:* luz, energía mecánica, electricidad. Por esta causa reciben el nombre de *propiedades físicas.*

Hay otras, en cambio, como la combustión del fósforo, la formación de la *herrumbre* en el hierro, que tienen por causa los *agentes químicos;* por esta razón se las llama *propiedades químicas.*

El valor del ángulo de desviación de la luz en la refracción (causa física) cambia según sea la constitución de las substancias (la diferencia entre las substancias es de orden químico.)

Esta propiedad, por depender de los dos agentes físico y químico, recibe el nombre de *físico-química*.

10. Física, Química y Físico-química.—Para el estudio de estas distintas clases de fenómenos, energías y propiedades, se ha formado tres grupos de conocimientos: la *Física*, que estudia los fenómenos, las propiedades y las energías físicas; la *Química*, (1) que se ocupa de los fenómenos, las energías y las propiedades químicas, y la *Físico-química*, que investiga los fenómenos y las propiedades físico-químicas.

Si tratamos de situar entre las ciencias estos tres grupos de estudios, habrá que incluírlos, por referirse a seres naturales, entre las *ciencias naturales*. Estas describen formas internas o externas de los seres (Zoología, Botánica, Mineralogía, Astronomía) y reciben, por esto, el nombre de *naturales descriptivas*, o describen fenómenos y transformaciones (Biología, Física, Química, Físico-anímica) y se denominan *especulativas*. La Química es, pues, una ciencia natural fenoménica que nos dice cómo se verifican en las substancias ciertos fenómenos; y como no se puede conocer los cambios sin tener una idea de las substancias en que se realizan, por eso *la Química estudia las substancias, a la par que los fenómenos o transformaciones químicas que en éstas se producen.*

---

(1) La palabra *Química* se deriva del nombre que los egipcios daban a su país. El Egipto se llamaba *Chemia* que quiere decir: país de las tierras negras. La *Química* fué originariamente la ciencia del país de las tierras negras. Como esta ciencia fué muy cultivada por los árabes, le agregaron su artículo *al* y le denominaron *Al-Chimia* o *Alquimia;* nombre que conservó hasta el siglo XVII.

CAPITULO II

ESTUDIO FÍSICO-QUÍMICO DE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LAS SUBSTANCIAS

§ 3. Estado sólido [1]

11. Substancias cristalizadas y amorfas.—Gran parte de las substancias sólidas se presentan espontáneamente en formas terminadas en caras planas (formas poliédricas), denominadas *cristales*. A estas substancias se les llama cristalizadas. Cristales son las masas cúbicas de sal común que se extrae de las salinas marinas. El *cristal de roca,* que tiene la forma de prisma exagonal apuntado, es un hermoso cristal. La *nieve,* colocada en un paño negro y vista con una lente de aumento, presenta cristales de formas estrelladas. Hay otras substancias, como el *vidrio*, el *pedernal*, la *resina*, en las cuales no podemos distinguir cristales: son las llamadas *amorfas*, que quiere decir *sin forma*. Por último, hay otras como la *piedra de cal* (mármol), el *azúcar,* el *cuarzo común*, que están constituidas de cristales pequeños deshechos y deformados: son las llamadas substancias *cristalinas*. De un modo general, en la denominación de substancias *cristalinas* se comprende también a las cristalizadas.

(1) Hasta el siglo XVIII no se supo que *todas* las substancias podían presentar los tres estados: *sólido, líquido, gaseoso*. Se creía que ciertas substancias, p. e. el *mercurio*, si se las hubiese podido solidificar, hubiesen dado unas substancias distintas.

El nombre cristal procede de una palabra griega que significa *hielo: Plinio* (1) consideró al *cristal de roca* como agua helada en las altas montañas, e incapaz de fundirse de uuevo.

Los cristales, como poliedros que son, tienen también sus *ejes de simetría*, esto es, rectas imaginarias que pasan por su centro y gozan de la propiedad de que, haciendo girar a su alrededor el cristal, éste adquiere en una rotación completa varias posiciones idénticas. Si el número de posiciones idénticas es dos, el eje es de simetría *binaria;* si tres, *ternaria; cuaternaria* si son cuatro y *senaria* si son seis. Por ejemplo, en un *cubo* de madera o cartón, que puede representar un cristal de sal u otra substancia, podemos considerar varios ejes: si sostenemos el cubo por los centros de dos de sus caras opuestas, con los dedos pulgar e índice (Fig. 2. A), y lo ha-

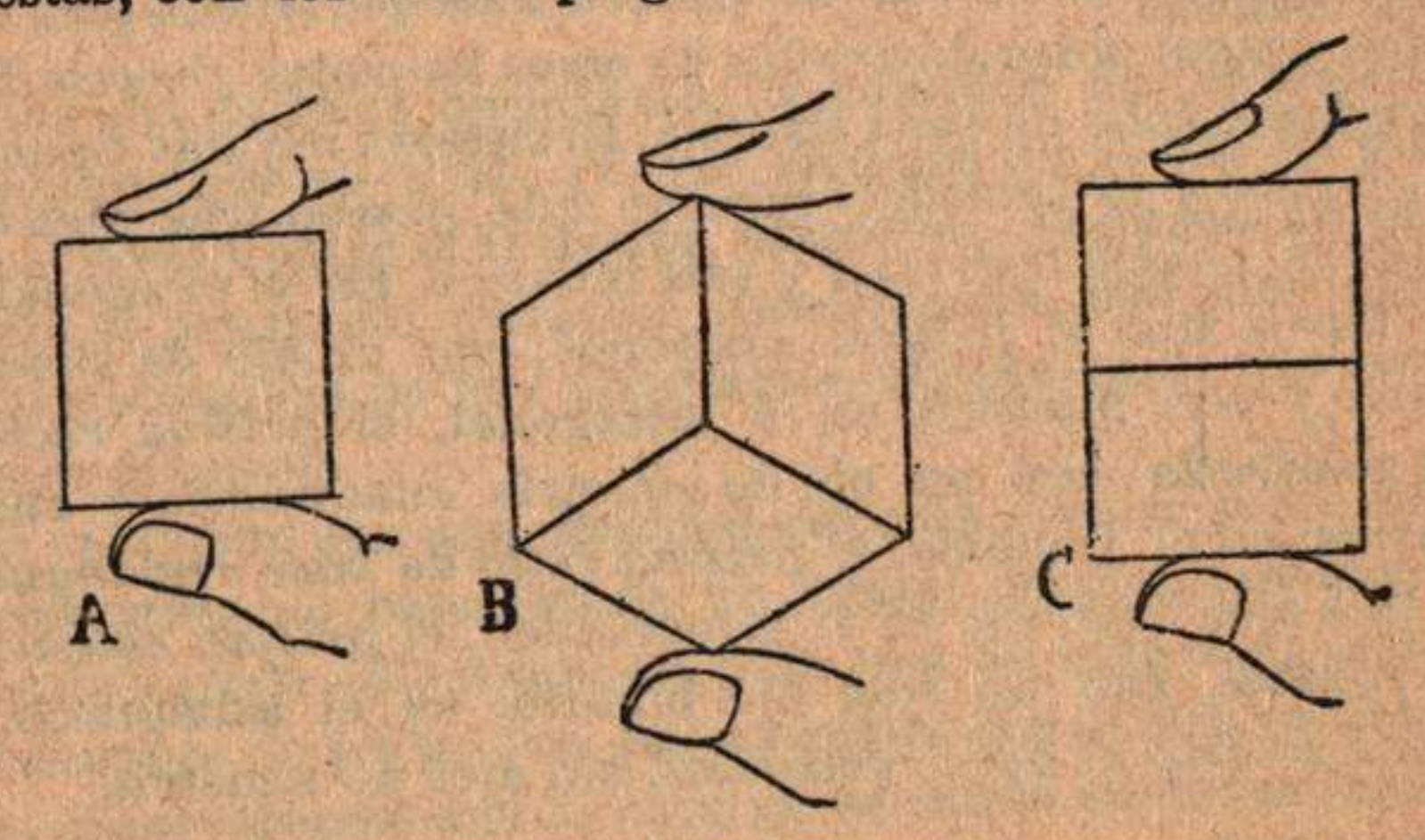


Fig. 2.

cemos girar, en una vuelta completa tomará cuatro posiciones idénticas, ya que en cada giro de 90° se coloca en posición igual a la anterior. (2) Sujetándolo por dos vértices opuestos, adquiere en una rotación completa tres posiciones idénticas (Fig. 2 B), y si la sostenemos por los puntos medios de dos

(1) *Plinio el Viejo*, naturalista romano (23 a. a. J. - 79). Autor de *Historia Naturalis*, obra de 37 volúmenes en la cual se expone los conocimientos científicos de la época.

(2) Ostwald, en su *Einführung in die Chemie*, 1910, llama *Deckbewegung* a este giro indispensable para obtener posiciones idénticas, que se ha traducido por *giro de substitución* en la traducción castellana de dicha obra (*Elementos de Quimica*, por W. Ostwald. Trad. de Modesto Bargalló, 1917).

aristas opuestas, solo toma dos posiciones iguales (Fig. 2 C.) Por consiguiente, en el cubo los ejes que pasan por los centros de dos caras opuestas son *cuaternarios;* los que unen los vértices opuestos, *ternarios*, y los trazados por los puntos medios de dos aristas opuestas, *binarios*. El *prisma exagonal* tiene un eje *senario* que une los centros de las bases.

12. Sistemas cristalinos.—Atendiendo al número y simetría de los ejes, se ha reuuido los cristales en varios grupos llamados *sistemas cristalinos*. Suele admitirse la existencia de seis sistemas: *regular*, *exagonal*, *tetragonal*, *rómbico*, *monoclínico y asimétrico;* aunque realmente el número de agrupaciones es mucho mayor, 32, se reduce a estos seis y se considera las formas de los cristales pertenecientes a un mismo grupo, como derivadas de otras llamadas *formas tipos* o *fundamentales* de cada sistema. El sistema regular tiene por tipo el *cubo* y el octaedro regular, que poseen tres ejes cuaternarios, cuatro ternarios y seis binarios. En el exagonal, es una forma tipo el *prisma exagonal*, con un eje de simetría senario y seis binarios; en el tetragonal, el *prisma recto de base cuadrada*, con un eje de simetría cuaternaria y cuatro binarios; en el rómbico, el *prisma recto de base rectangular*, con tres ejes binarios; en el monoclínico, el *prisma oblicuo de base rombal*, con un solo eje binario; en el asimétrico, el *prisma oblícuo de base romboidal*, sin ejes de simetría.

13. Algunas propiedades de los cristales y de los cuerpos amorfos.—Los cuerpos cristalizados se distinguen de los amorfos no solo en su forma externa. La forma poliédrica responde a cierta organización de las moléculas (pág. 13); organización que se ha explicado teniendo en cuenta las propiedades de las substancias cristalizadas, esto es, el que es distinto el comportamiento de los cristales del de las substancias amorfas, respecto de la luz que los atraviesa, de la propagación del calor, del modo de romperse. etc..

Si con un martillo rompemos un vidrio, la superficie de rotura no toma siempre una misma disposición: generalmente es una superficie cóncava, y la dirección de la rotura es muy variada (Fig. 3. A). En cambio, si hacemos lo mismo con un

pedazo de *galena*, mena de la que se extrae el plomo, o con un cristal de *calcita* o piedra de cal (que es un romboedro, o sea un poliedro de seis caras rómbicas), la rotura se realizará siempre en superficies planas y en *direcciones determinadas*, y obtendremos granitos de la forma del cristal: cubos en la galena; romboedros en la calcita. (Fig. 3 B). Por consiguiente, en los cristales observamos que en unas direcciones la cohesión de las moléculas es distinta que en otras, ya que siempre se rompe en planos que guardan entre sí la misma dirección. El hecho de que el vidrio se rompa sin dirección determinada, nos dice que en dicha substancia no hay orientación alguna en lo que respecta a la cohesión.

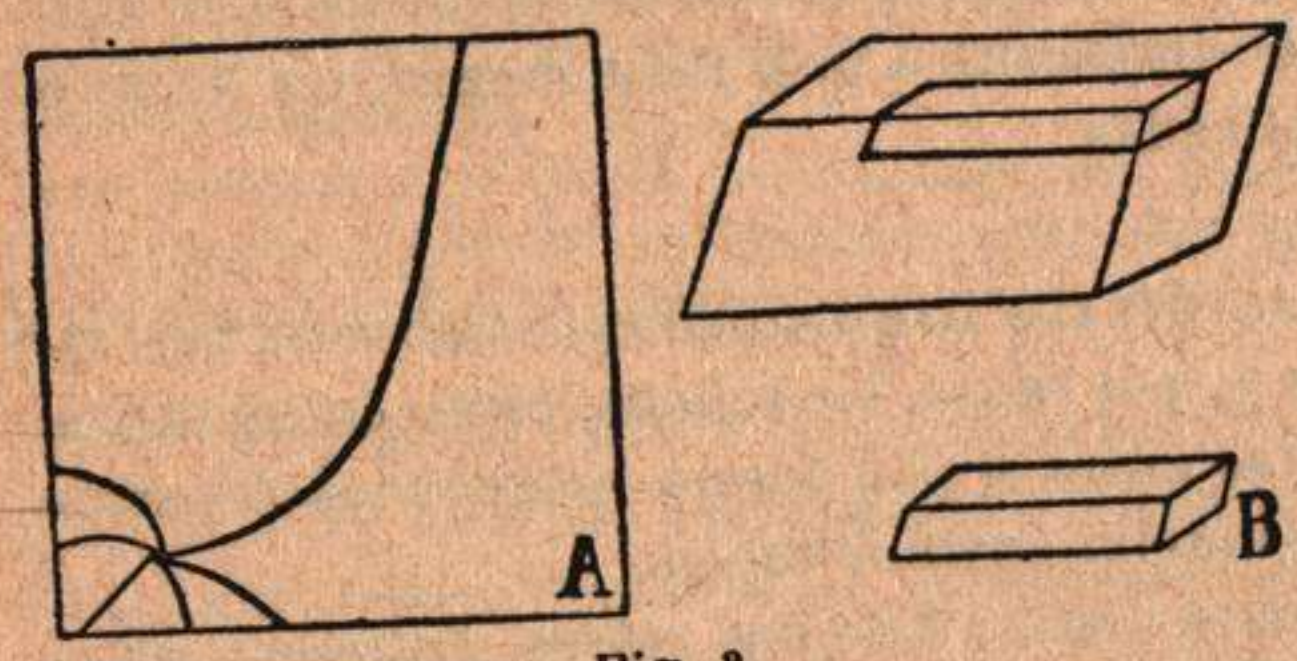


Fig. 3.

Si cubrimos con una finísima capa de cera la superficie de varias caras no paralelas de un cristal de una substancia, y sucesivamente colocamos en cada una de ellas el extremo de un alambre de plata, que calentaremos por el otro extremo libre, observaremos que la cera no se funde en todas las caras de igual modo. En los cristales pertenecientes al sistema regular, la cera se funde en una forma circular, lo cual nos indica que el calor se propaga con igual intensidad en todas direcciones. Lo mismo sucede en una superficie pulimentada de una substancia amorfa. Pero en las caras no paralelas de los cristales pertenecientes a los sistemas cristalinos restantes, mientras en unas la cera fundida toma figura *circular*, en otras toma la *elipsoidal;* esto es: en todos los cristales, menos en los pertenecientes al sistema regular, el calor se propaga con distinta velocidad en las distintas direcciones. (1)

En lo que se refiere a la luz, en las substancias amorfas, co-

(1) Los primeros trabajos de esta clase los hizo Sénarmont.

mo el vidrio, se observa que éstas producen solo la refracción sencilla que conocemos por Física. Lo mismo sucede en los cristales del sistema regular. Pero, en los otros cristales (si poseen la suficiente transparencia, como p. e., en un romboedro de calcita) puede observarse la *refracción doble*. Con solo mirar a través de él un escrito o una línea negra, las letras o la línea se ven duplicadas.

14. Constitución de los sólidos.—Sabemos que todas las substancias y, por tanto, los sólidos, están constituídas de moléculas aisladas entre sí (sin forma geométrica determinada) y dotadas de movimientos diversos.

En los sólidos hemos distinguido dos clases distintas: substancias cristalinas y substancias amorfas.

Del hecho de que las substancias amorfas poseen las mismas propiedades en *todas* direcciones, se deduce que sus moléculas no están orientadas en direcciones determinadas, sino distribuídas de manera que en cualquier dirección guardan la misma distancia; de tal modo, que *cada* molécula es centro de una serie de esferas concéntricas hipotéticas en cuyas superficies están todas las demás. Una substancia amorfa posee, pues, *completa uniformidad* en la distribución de sus moléculas.

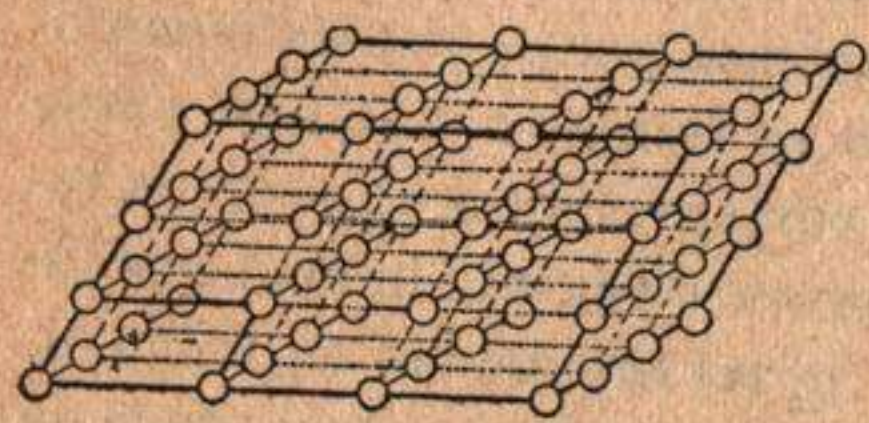


Fig. 4.

La conducta de los cristales con las distintas energías que, como sabemos, es diferente según direcciones diversas, nos hace suponer que sus moléculas están colocadas a *distancias desiguales en las distintas direcciones*, pero iguales en una misma dirección; esto es, sus moléculas tienen orientación determinada.

Los cristales del sistema regular, aunque con ciertas energías como el calor y la luz, se comportan como substancias amorfas; se distinguen de ellas, no obstante, por la cohesión (rotura), que es distinta en direcciones diferentes: la elasticidad, pues, y otras propiedades nos prueban que están orientadas sus moléculas. La fig. 4 representa la disposición de las

moléculas de un cristal, en donde las líneas continuas finas de trazos y de puntos señalan tres direcciones.

De lo dicho se deduce que *dos puntos cualesquiera o dos direcciònes paralelas de un cristal gozan de las mismas propiedades*, y que, en un cristal, dos direcciones no paralelas (excepto en los cristales del sistema regular, en algunas propiedades) gozan de propiedades distintas: entonces se dice que estos cristales son cuerpos *anisótropos*.

Los cuerpos amorfos y los cristales del sistema regular, en lo que respecta a algunas propiedades, son *isótropos*, esto es, gozan de idénticas propiedades en todas direcciones.

15. Polimorfismo e isomorfismo.—Antes se creía que todos los cuerpos compuestos de una misma substancia, cristalizaban forzosamente en formas de cristal pertenecientes a un mismo sistema. Pero, por estudios posteriores, se ha visto que substancias de idéntica composición química pueden presentar formas de distinto sistema: a estas substancias se les llama *polimorfas* (que significa muchas formas); y al fenómeno, *polimorfismo*. El azufre es una de dichas substancias.

Propiedad inversa hasta cierto grado al polimorfismo es la que poseen ciertas substancias de composición química análoga, no igual, de cristalizar en formas del mismo sistema: estas substancias son las *isomorfas* (formas iguales), y al fenómeno se le llama *isomorfismo*.

Es más lato el concepto de cuerpo isomorfo: «Se consideran como isomorfos los cuerpos que tienen constitución química análoga, cristalizan en el mismo sistema, con ángulos bastante próximos y poseen, además, la propiedad de mezclarse en cantidad variable, dando lugar a cristales de mezcla que no poseen los caracteres de las mezclas mecánicas». (1). (Véase más adelante *mezclas* y *disoluciones sólidas*).

§ 4. Estado líquido

16. Los líquidos.—Ya dijimos al estudiar de una manera general los estados de agregación de las substancias, que los líquidos no tenían forma propia como los sólidos, pero que

(1) F. Sansoni: *Cristallografia geometrica, fisica e chimica*. 1892, pág. 336.

su volumen era constante. Este último carácter los distingue ya de los gases.

El hecho de que los líquidos no tengan forma característica es una consecuencia de la propiedad, ya conocida, de que la cohesión de sus moléculas es muy débil. A causa de esa debilidad, pueden resbalar unas sobre otras fácilmente (fluidez) y hacer que el líquido se adapte a las paredes del vaso que lo contenga y tome la forma de él.

Por otra parte, al comprimir un líquido contenido en un tubo, opone gran resistencia a reducirse de volumen (1); este carácter unido al anterior sirve para caracterizar este estado.

Los líquidos, por consiguiente, son cuerpos que no oponen casi resistencia a cambiar de forma y que necesitan esfuerzos considerables para reducirse de volumen.

Todo líquido tiene, además, una superficie libre plana y horizontal; y satisface los principios de Pascal y Arquímedes estudiados en Física. (2)

17. Constitución de los líquidos.– Al sacar del agua una varilla de vidrio, siempre queda en su extremo una gota que no cae.

Cuando sobre una lámina de vidrio se coloca una pequeña gota de mercurio, todas las moléculas de esa gota debieran extenderse sobre la lámina porque el centro de gravedad de los cuerpos, de las maléculas en este caso, tiende a estar todo lo más bajo posible; sin embargo, esas moléculas no se extienden sobre la lámina, sino que se agrupan en una *forma esférica*. Existe, por tanto, entre ellas una fuerza de atracción que contrarresta la acción de la gravedad: esa fuerza es la *cohesión*.

Si suponemos que la distancia máxima a la cual una molécula puede atraer a las demás vale r, y con ese radio trazamos en torno a la molécula a de un liquido una esfera (Fig. 5), la atracción

(1) Hasta que el físico inglés Juan Canton demostró la compresibilidad del agua a mediados del siglo XVIII, se creyó que los líquidos eran incompresibles.

(2) *Principio de Pascal*: La presión ejercida en cualquier punto de una masa líquida se transmite con igual intensidad en todos los sentidos.

Principio de Arquímedes; Un cuerpo sumergido en un líquido recibe una presión de abajo arriba igual al peso de un volumen igual de líquido.

que otra molécula cualquiera *b*, contenida en esa esfera, ejerza sobre *a*, será destruída por la acción de su simétrica *b'*, que actúa en sentido contrario. Si esto que decimos de la molécula *a* lo aplicamos a la *a'* más cercana a la superficie, veremos que la acción de una molécula cualquiera comprendida en el espacio *mn pq* será destruída como antes por la acción de su simétrica, pero habrá un grupo de moléculas, las contenidas en *m c n*, cuyas acciones no pueden ser contrarrestadas por la acción de las situádas en *p q s*, ya que aquí no existen moléculas líquidas. Esta molécula *a'* se halla, pues, sometida a una fuerza (la resultante de todas las acciones de las comprendidas en *m n c)* que tiende a *hundirla.*

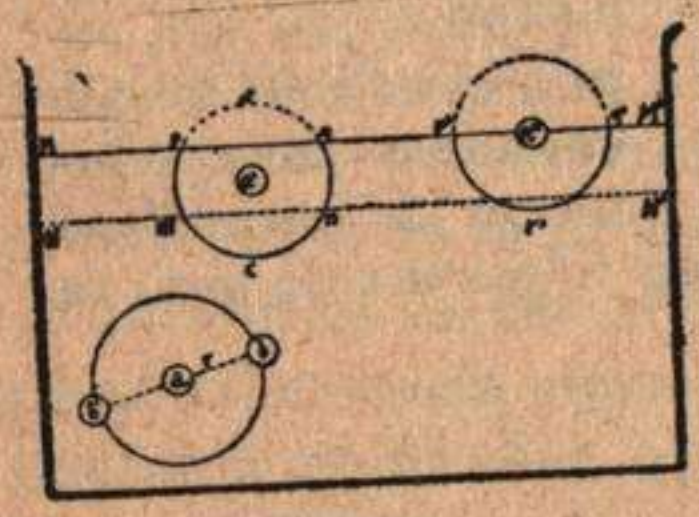


Fig. 5.

Si la molécula que consideramos es la *a''* y hacemos todas las consideraciones anteriores, veremos que esta se encuentra sometida a la atracción de todas las comprendidas en la semiesfera *p' r' q'*.

Hay, por tanto, en los líquidos una capa, la MN N'N', llamada *capa superficial*, cuyas moléculas están sometidas a una fuerza dirigida al interior del líquido. Esta fuerza se llama *tensión superficial.* Esta capa produce sobre el líquido una *presión* parecida a la que ejerce un globo de caucho hinchado, sobre el gas que lo contiene.

Los líquidos, según se deduce del estudio de sus propiedades, son *isótropos* en toda su masa menos en su superficie, en donde, como hemos visto, presentan un marcado carácter de anisotropia.

Movimientos de las moléculas líquidas.—Las moléculas líquidas se supone que están dotadas de un movimiento de traslación (1); lo cual hace que las que se encuentran en la superficie salten con relativa libertad, y entonces pasan al estado gaseoso. Además de este movimiento, se admite que las moléculas líquidas giran en torno de una posición media, con una velocidad relativamente pequeña.

Desde luego se comprende que moviéndose las moléculas con un movimiento de traslación, chocarán con frecuencia unas con otras.

18. Cristales líquidos.—Hasta hace pocos años se creía que solo las substancias sólidas podían presentar cristales. Pero el profesor *Lehmann* en 1894 anunció el descubrimiento de *cristales líquidos*, formas cristalinas que adquieren ciertos líquidos al

(1) Las moléculas del agua se mueven con una velocidad media de 611 metros por segundo, siendo 65 millonésimas de milímetro el camino libre entre dos choques.

introducirse gota a gota en otros. Estos cristales son microscópicos, poseen gran plasticidad, y pueden unirse tomando el aspecto de macla o soldarse dando cristales de la misma forma (fig. 6). En recientes trabajos se ha observado en cristales líquidos, un crecimiento y reproducción análogos a la gemación en las células. Los cristales líquidos, por ser, según esto, una fuente de datos para establecer la naturaleza de la substancia viva, tienen una señalada importancia para la Biología.

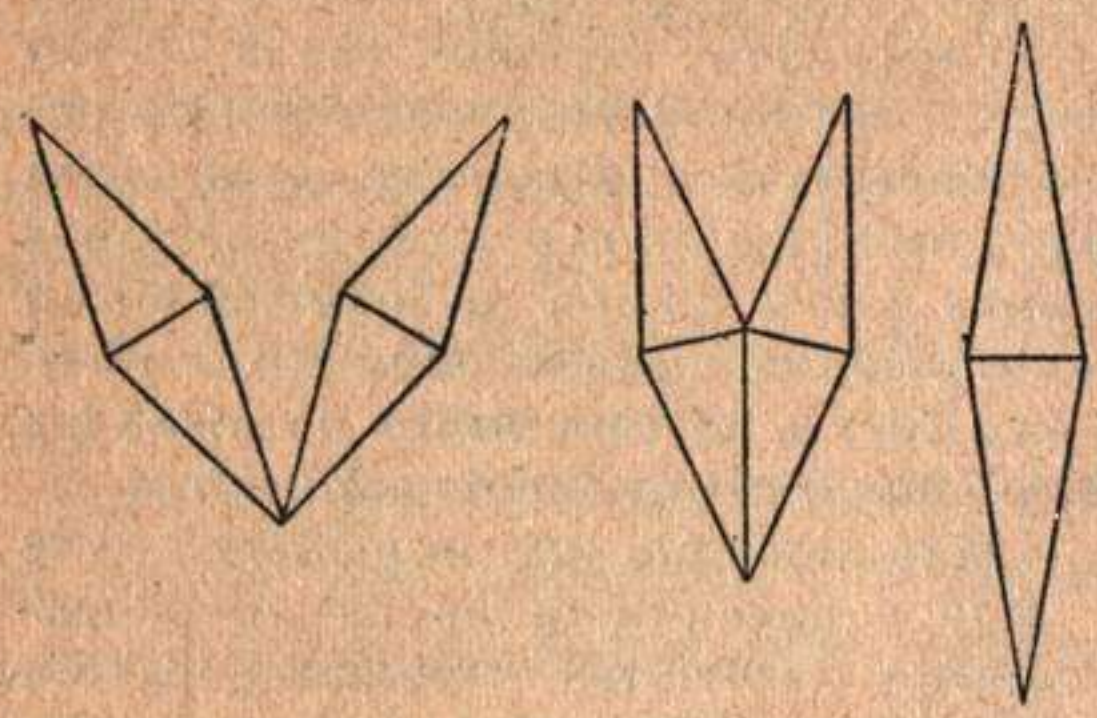


Fig. 6.

§ 6. Estado gaseoso

19. Los gases.—Al estudiar los estados de agregación, vimos que existe uno, el *gaseoso*, en el cual las substancias no tienen forma ni volumen propio, sino que *toman la forma y llenan todo el volumen* del recipiente que los contiene. Las substancias en este estado son los *gases*.

Los gases, por ser casi todos incoloros, son muy difíciles de ver, y solo advertimos su presencia en casos determinados: si tomamos un vaso, lo llenamos de agua y lo invertimos, tapándolo, sobre un recipiente que contenga dicho líquido, abierto luego, el agua no cae. Al soplar por un tubo encorvado, uno de cuyos extremos está introducido en el vaso, veremos subir a la superficie ciertas *burbujas* al mismo tiempo que el agua del vaso se va desalojando. Esas burbujas son del *gas* procedente de la respiración que se pone de manifiesto. Si cerramos perfectamente con la mano la boca del vaso, el gas contenido en él puede en esta forma ser transportado.

El aire y los gases pesan. Pongamos en el platillo de la balanza de precisión una bombilla eléctrica inservible y pesemos ésta. En esa bombilla, como sabemos, se ha hecho el va-

cio. Al romper la punta de ella, se oye un ruido especial debido a que el aire *entra* a ocupar el espacio interior. Si la pesamos ahora, procurando poner en la balanza los trocitos de vidrio separados, veremos que el *peso ha aumentado;* ese *aumento* es el peso del aire que entró a llenarla.

Los gases ejercen presiones sobre las paredes de los vasos que los contienen. Cuando una substancia gaseosa está limitada en el interior de un vaso, tiende a salir de él por su *expansibilidad*, pero al encontrarse con el obstáculo de las paredes, ejerce sobre ellas una *presión*.

Los globos de caucho que los niños utilizan como juguete están llenos de gas *hidrógeno*, y sus paredes se ponen *tensas* a consecuencia de la *presión* que sobre ellas ejerce dicho gas.

La existencia de esa *presión* puede ser puesta de manifiesto con una experiencia elemental: coloquemos bajo la campana de la máquina neumática una vejiga llena de aire, y atada por la boca; a medida que vayamos haciendo el vacío en la campana, veremos que la vejiga se *hincha*, y llegará un momento en que sus paredes, no pudiendo resistir la *tensión* del aire interior, se romperán.

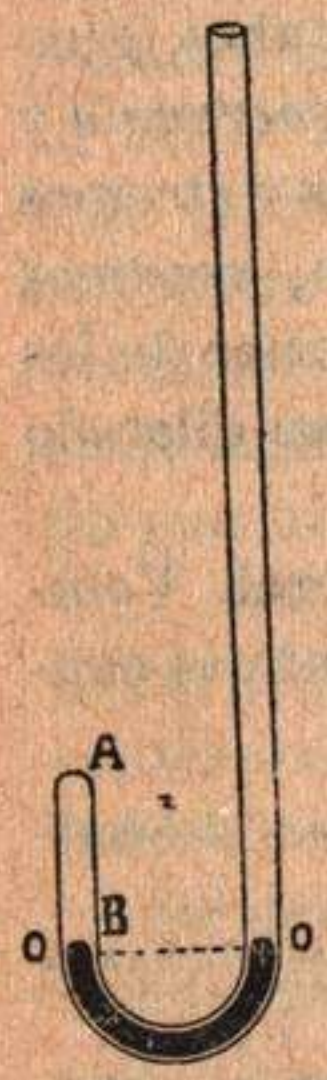


Fig. 7.

20. Leyes que rigen a los gases.— Ley de Mariotte (1). Tomemos un tubo de unos dos metros de largo y de un cm². de sección; doblado en ángulo, cerrado en A y dividido en mm. (Fig. 7). Echando mercurio por la rama larga hasta que llegue en ambas a la misma altura O-O, quedará en el espacio A B una porción de aire sometido a la *presión atmosférica* que se ejerce sobre la superficie del mercurio en la rama abierta. Si continuamos poniendo líquido en la rama mayor hasta que la diferencia de altura en ambas valga 760 mm., esto es, hasta que la presión en la rama larga se haga igual a dos atmósferas (una, el peso de la co-

(1) *Edmundo Mariotte*, físico francés (1620-1684). Escribió *Ensayos de Física; Tratado de la percusión de los cuerpos; Experiencias sobre la congelación del*

lumna de mercurio [1], y otra, la del aire que sobre él actúa) veremos entonces que el volumen de A B se reduce a su mitad. Si seguimos echando mercurio en la misma forma, hasta que la diferencia de nivel en las dos ramas sea de dos veces 760 mm., la presión que se ejerce por la rama mayor equivale a tres *atmósferas*, y veremos entonces que el volumen de aire primitivo se ha reducido a $\frac{1}{3}$ de su volumen inicial.

En esta experiencia observamos dos cosas: una, que *cuando la presión aumenta, el volumen disminuye;* otra, que *cuando la presión se hace dos o tres veces mayor, el volumen se hace dos o tres veces menor. Los volúmenes y presiones* en esa masa gaseosa limitada, *están, pues, en razón inversa.* (Ley de Mariotte). [2]

Ley de Gay-Lussac [3].—Todas las substancias, si se las calienta, aumentan de volumen. Esta propiedad es la *dilatación.*

Al aumento que experimenta un centímetro cúbico de una substancia, cuando su temperatura se eleva un grado, se ha convenido llamarle coeficiente de dilatación.

No todos los cuerpos se *dilatan* igualmente, aunque su temperatura sufra idéntica elevación. Si tomamos dos tubos iguales y los llenamos hasta la misma altura, uno con *mercurio* y otro con *alcohol,* y en estas condiciones ponemos sus extremos inferiores en un vaso que contenga agua caliente, veremos que los niveles del alcohol y del mercurio en el interior de los tubos no son los mismos, lo cual nos dice que se han dilatado desigualmente.

Los gases son una excepción de esta regla general. Volúmenes *iguales* de gases distintos sometidos, en idénticas con-

---

agua; Reglas de los surtidores de agua; Naturaleza del aire; Tratado del movimiento de las aguas.

(1) Conviene recordar que *una atmósfera* equivale al peso de una columna de mercurio que tenga de altura 760 mm. y un cm^2. de sección o base.

(2) Esta ley fué descubierta por *Boyle*, físico inglés, en 1660, aunque se la conoce, generalmente, con el nombre de ley de Mariotte, quien la formuló trece años más tarde.

(3) *José Luis Gay-Lussac,* físico y químico francés (1778-1856). Trabajó en el laboratorio de Berthollet, célebre químico francés; e hizo ascensiones en globo para studiar la atmósfera.

diciones, a la misma elevación de temperatura, se *dilatan la misma cantidad*. Tienen, por tanto, el *mismo coeficiente de dilatación*. (Ley de Gay-Lussac).

Ese coeficiente de dilatación vale $\frac{1}{273}$ de cm³. Por tanto, un centímetro cúbico, al disminuir su temperatura, por ejemplo, en un grado, supuesto 0° la inicial, se transformará en $\left(1 - \frac{1}{273}\right)$ cm.³, y si la temperatura disminuyese hasta — 273°, el volumen se haría entonces $\left(1 - 273\,\frac{1}{273}\right)$ cm.³, o lo que es igual, $\left(1 - \frac{273}{273}\right)$ cm.³, o sea (1 — 1), esto es, 0. Según esto, el volumen a — 273° se habrá anulado, cosa que es imposible.

Lo que sucede es que a esa temperatura, a la cual no se ha llegado experimentalmente, las moléculas de los cuerpos ya no tienen ningún movimiento; por tanto, su energía ya no puede disminuir más.

Esa temperatura de — 273° ha sido llamada *cero absoluto*, y todas las temperaturas contadas a partir del *cero absoluto* son denominadas *temperaturas absolutas*.

Como nosotros contamos las temperaturas ordinarias a partir del 0° normal, y el *cero absoluto* se encuentra 273 grados más bajo que él, si queremos transformar una temperatura *ordinaria* en *absoluta*, habremos de agregar a aquélla 273.

Postulado de Avogadro (1). Para explicarse un gran número de fenómenos que en los gases ocurren, Avogadro emitió una hipótesis que ha dado en la Química resultados fecundos. Esta hipótesis, que no se puede comprobar, se supone cierta porque hasta ahora ningún hecho descubierto está en contradicción con ella. Puede considerarse como un postulado, y se ha anunciado del siguiente modo:

Volúmenes gaseosos iguales, a igualdad de presión y de temperatura, tienen el mismo número de moléculas.

---

(1) *Amadeo Avogadro* (1776-1856), físico italiano, profesor en Turin. Publicó sus trabajos referentes a este postulado en 1811 y en 1814 en el *Journal de Physique*. Ha contribuído con sus trabajos a un adelanto enorme de la química moderna.

Este postulado importantísimo, ha sido la base de toda la Química moderna.

Las anteriores leyes no son cumplidas de una manera rigurosa y exacta por ningún gas; todas ellas las satisfacen solamente de una manera aproximada; por esta razón reciben el nombre de *leyes límites* (1).

21. Teoría cinética de los gases.—Para explicarse ciertas propiedades y fenómenos característicos de los gases, los físicos alemanes *Krönig y Clausius* principalmente, idearon (1856-1857) una teoría sobre su constitución:

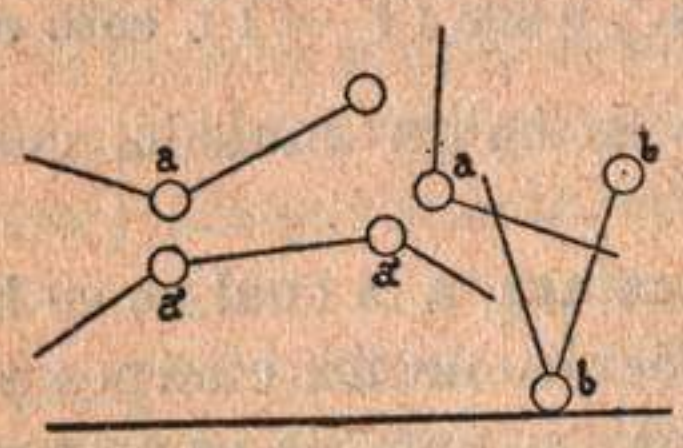


Fig 8.

Admitiendo que los gases como todas las substancias, están formadas de moléculas, suponen que entre ellas no existe fuerza alguna de agregación, a causa de que las distancias que las separan, son relativamente grandes; que esas moléculas se mueven libremente; que ese movimiento es *rectilíneo*, y que solo se desvían de su trayectoria recta al encontrarse unas con otras, o al incidir sobre las paredes del recipiente que las contiene (Fig. 8).

Además de este movimiento de traslación, admiten que las moléculas gozan de un movimiento de *rotación* (Fig. 9). Este movimiento se engendraría (como en las bolas de billar) al incidir aquéllas lateralmente.

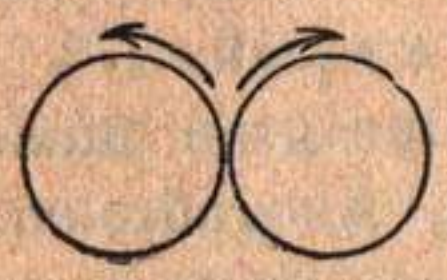


Fig. 9.

Con esta hipótesis son perfectamente explicadas las propiedades gaseosas: supongamos un recipiente cerrado que contenga un gas, y sobre él, coloquemos otro; al retirar la pared móvil que separa ambos, las moléculas del primero, moviéndose rectilíneamente, saltarán al recipiente superior, y al cabo de algún tiempo, ambos recipientes se encontrarán llenos del gas que contenía el primero. Esta propiedad es, como sabemos, la expansibilidad (Fig. 10 A).

---

(1) Esto es debido a que, en la investigación de las leyes, un cierto número de factores se desprecian en los trabajos experimentales. En la investigación de la ley de Mariotte, p. e., hay que hacer intervenir la *pequeña cohesión* que se desarrolla entre las moléculas al obligarlas a juntarse cuando se comprime el gas; y, además, hay que fijarse en que el espacio libre no es el que ocupa *todo* el gas, sino éste disminuído en el que llenarían todas las moléculas, suponiendo que formaran una masa compacta.

Veamos cómo se explica la presión: si una porción de un gas está contenida en un recipiente cerrado, sus moléculas animadas de gran velocidad *chocan* contra sus paredes y, por tanto, en esos choques, ejercen sobre ellas una presión que es característica de los gases (Fig. 10. B.) La incidencia de estas moléculas es conocida con el nombre de *bombardeo molecular* (1). Por otra parte, como el calor es debido al *movimiento vibratorio* de las moléculas de las substancias, se comprende fácilmente que cuanto mayor fuese la temperatura a la cual se encontrara sometido un gas, mayor sería la vibración de sus moléculas, mayor, por tanto, su velocidad y, en consecuencia, más intensos sus choques. Esta es la razón de que la presión de un gas aumente con la temperatura.

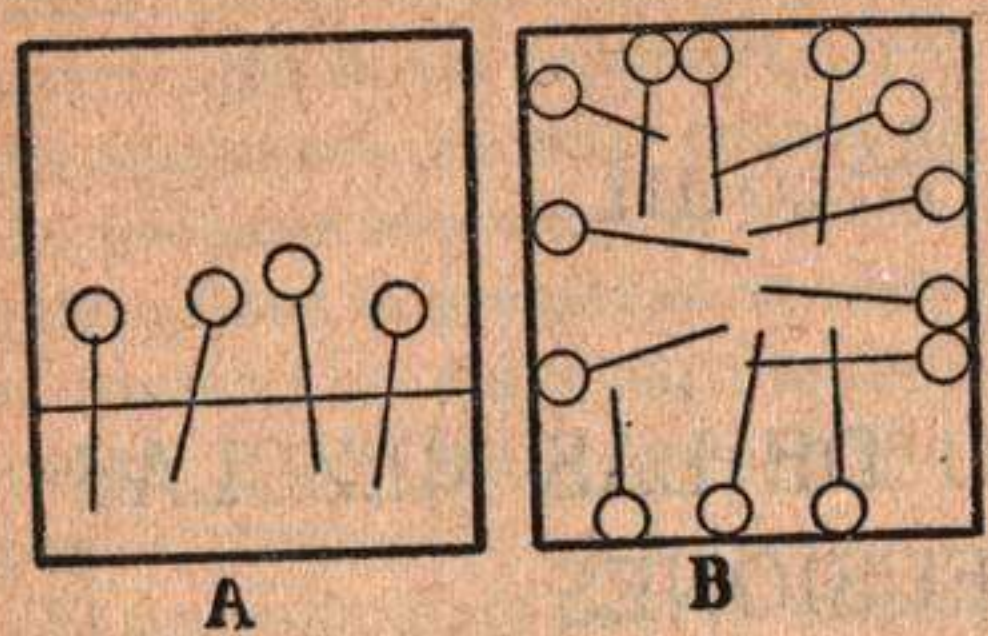


Fig. 10.

Todas las demás propiedades, y todas las demás leyes gaseosas, tienen con esta teoría una explicación clara y perfecta; de aquí que se la conceda una importancia extraordinaria y trascendental.

(1) La molécula de gas hidrógeno se mueve con una velocidad media de 1843 m. por segundo; el espacio libre entre dos choques, a 0° y presión normal, es de 180 millonésimas de milímetro.

CAPITULO III

ESTUDIO FÍSICO DE LAS MEZCLAS Y DIFUSIONES

§ 7. Mezclas

22. Mezcla.—Las substancias se reconocen por sus propiedades: si decimos que una substancia es *azúcar*, hacemos esta afirmación porque es blancá, tiene sabor dulce, se disuelve en agua, etc.; posee, en una palabra, todas las cualidades que el azúcar tiene. Al estudiar los cuerpos por sus propiedades, vemos que hay unos que están formados de una sola substancia: como un fragmento de vidrio, una barra de hierro, una gota de aceite; y que hay otros, como el agua turbia, el granito de las construcciones, las nubes de polvo, que son agrupaciones de substancias diferentes.

A estos cuerpos formados de la agrupaeión de materias distintas, se les llama *mezclas*.

Poniendo en un mortero harina y carboncillo en polvo y removiendo estas substancias, obtendremos una *mezcla*. El color de esa mezcla no será siempre el mismo: dependerá de la cantidad de hárina o de carbón que mezclemos: es blánquecino si la harina es abundante; negruzco si lo que abunda es el carboncillo. Segùn esto, las propiedades de las mezclas no serán constantes, sino que dependerán de las cantidades de substancia mezcladas, cantidades que por otra parte no son fijas, sino que nosotros arbitrariamente podemos elegir.

Además, las substancias, al mezclarse, no sufren cambio alguno en su modo de ser y pueden, por tanto, reconocerse: bien a simple vista si las partículas son gruesas, bien con el microscopio si son pequeñas, o por alguna de sus propiedades características. En una mezcla de azufre y hierro, por ejemplo, podemos reconocer el hierro por un imán, que, como sabemos, tiene la propiedad de atraerlo. Tampoco, al obtenerse las mezclas, se observan desprendimientos o absorciones de energía (calor, etc.); hecho que tiene, como veremos luego, gran importancia.

El procedimiento que se emplea para obtener mezclas artificiales es el siguiente: se reúnen las substancias que se han de mezclar y se remueven con la manecilla si hay que hacerla en un mortero, o con palas si sobre tablares, como en los materiales de construcción, o con ruedas de paletas que se agitan en el interior de grandes tambores, como en las máquinas mezcladoras. En todos estos casos podemos llegar siempre al límite de homogeneidad que deseemos.

23. Análisis.—Cuando nos den un cuerpo para su estudio, lo primero que tenemos que ver es si está formado de una *sola substancia* o si es una *mezcla*. A la operación de *separar* en una mezcla las materias que la forman se llama *análisis*, y este análisis por pretender solamente hallar las substancias que integran la mezcla, se le denomina *análisis inmediato*.

24. Mezclas de sólidos.—Ejemplos: grano y paja. Las tierras. El granito (mezcla de cuarzo, feldespato y mica).

Cuando las partes de los cuerpos que forman la mezcla son gruesas y de aspecto distinto, la separación es fácil: no habrá que hacer más que ir *escogiendo* o *seleccionando* cada una de ellas hasta terminar la operación. Pero si esas porciones son de pequeño tamaño, entonces hay que recurrir a procedimientos especiales, y estos procedimientos serán diferentes según sea la naturaleza de las substancias mezcladas.

Cuando la mezcla esté formada de cuerpos tales que la densidad de uno sea muy grande con respecto a la de los demás,

se dirige sobre la mezcla, convenientemente dispuesta, corrientes de aire que arrastran las substancias poco densas y dejan las de densidad superior.

Por este procedimiento se separa en la recolección, la mezcla de grano y paja, ya valiéndose del viento natural o de las aventadoras.

A veces, en vez de emplear corrientes de aire, se utiliza corrientes de agua que arrastran, como antes, las substancias ligeras y dejan las pesadas. Este procedimiento recibe el nombre de *levigación*. Se utiliza muy frecuentemente la levigación cuando en una muestra de tierra queremos separar la arcilla de la arena: colocada la muestra en un vaso, y dirigiendo sobre él una corriente de agua, la arcilla es arrastrada, mientras la arena, más densa, queda en el fondo del mismo.

En algunas ocasiones, cuando uno de los cuerpos está en polvo muy fino, se hace caer la mezcla delante de dos láminas verticales unidas a los polos de una gran máquina eléctrica, que por atracción separa el polvo, de pequeña masa, del resto de los cuerpos mezclados. Si uno de los componentes es el hierro, entonces se puede éste aislar por medio de imanes o electroimanes que le atraen.

Y por último, cuando los cuerpos mezclados están formados de granos de tamaños diferentes, suelen utilizarse *cribas* o *tamices* de orificios distintos que dejan pasar los de pequeño tamaño, pero que retienen los de mayor grosor.

25. Mezclas de líquidos.—Ejemplos: la *leche*, mezcla de líquido acuoso y grasa semilíquida; la mezcla de *aceite y vinagre*, con que se prepara la ensalada.

Si los cuerpos mezclados son líquidos, nos valemos para separarlos de la propiedad que tienen los de distintas densidades de colocarse en los vasos por orden de ellas: los más densos en el fondo y encima los de densidades decrecientes.

Fig. 11.

Para verificar prácticamente la separación, se utiliza los *vasos florentinos*, que son vasos de cristal (Fig. 11) que llevan en la parte superior y en la inferior un tubo de salida para verter los líquidos; o los conoci-

dos con el nombre de *embudos de separación* (Fig. 12), que son embudos con llave de cierre en la parte inferior. Abierta la llave, el líquido más denso va cayendo poco a poco hasta el momento en que ha pasado todo él, en cuyo caso la llave se cierra.

Fig. 12.

26. Mezclas de gases.—Ejemplos: el aire; mezclas de gas del alumbrado y de otros, con el aire.

La separación de los gases mezclados es muy difícil, y solo en casos excepcionales se verifica; para hacerlo, se coloca la mezcla en vasos de porcelana sin barnizar o porosa y a través de la cual pasa el gas menos denso, mientras el otro queda en el interior. La separación por este procedimiento es siempre incompleta. (1)

27. Mezclas de sólidos y líquidos.—Ejemplos: agua turbia; objetos mojados.

Cuando la mezcla está formada de cuerpos sólidos y líquidos, podemos verificar la separación por dos procedimientos: la *decantación* y la *filtración*.

Decantación. Abandonada la mezcla de líquido y sólido en un vaso, si el sólido es menos denso que el líquido, flota en su superficie y puede ser recogido con una espumadera; pero si es más denso que aquél, se deposita en el fondo (Fig. 13), esto es, se sedimenta. Entonces se procede a *decantarle*, y para ello se inclina el vaso con gran cuidado con objeto de no verter el líquido; a veces se aspira éste con una pipeta o un sifón, lo cual permite hacer la separación completa (Fig 14 A, pipeta, B, sifón).

Fig. 13.

Filtración. El fundamento de esta operación es que las partículas sólidas de gran tamaño no pueden pasar por los

(1) Estas mezclas no permiten distinguir sus componentes y han de considerarse como *disoluciones*. (Véase «Disoluciones»).

poros de algunos cuerpos llamados *filtros*, mientras que las de los líquidos sí.

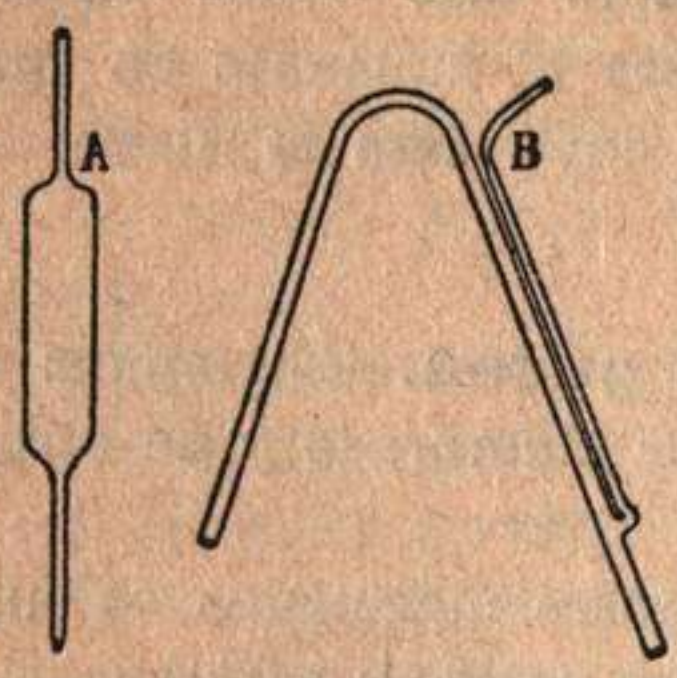


Fig. 14.

El cuerpo que en los laboratorios se utiliza como *filtro* es generalmente el papel sin encolar.

Para practicar la filtración, se coloca el papel plegado, o doblado en cruz y abierto luego, como indica la fig. 15, sobre un embudo de cuello largo cortado en *pico de flauta*, se humedece el filtro para que se adhiera a las paredes y se echa sobre él, auxiliados de una varilla de vidrio (agitador), la mezcla que se ha de filtrar: el líquido pasa y se recoge en un vaso; el sólido queda en el filtro.

Si lo que nos interesa recoger es el sólido, se utiliza el papel doblado en cruz, mientras que si es el liquido se emplea el doblado en pliegues, que por otra parte filtra más rápidamente por presentar mayor superficie.

Cuando las partículas sólidas son de tan pequeño tamaño que también pasan a través de los poros del filtro, suele calentarse la mezcla para que aquellas partículas se aglomeren, y al aumentar su grosor sean retenidas de un modo más perfecto.

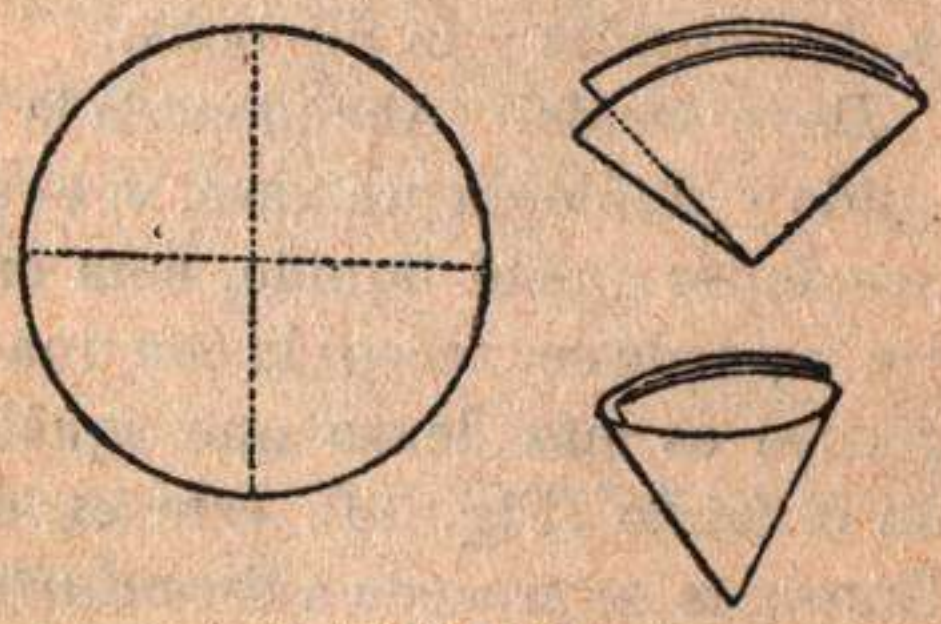


Fig. 15.

Si el líquido atacara al papel, entonces en vez de emplear este cuerpo se utiliza el amianto, o bien se llena el embudo, de vidrio en polvo o hilado para verificar la filtración a través de él.

En la industria suelen utilizarse filtros de carbón, de porcelana, de arena. Los filtros *esterilizadores* de agua que utilizan las familias tienen por fundamento el que a través de las piedras del filtro pasa el agua y quedan retenidos los *microbios* que la acompañan.

Para acabar de separar por completo el líquido del sólido en la filtración, se lava el sólido del filtro por medio del *frasco lavador* (Fig. 16), con agua o a veces con alcohol.

Fig. 16.

Y para purgar al sólido de su última mezcla con el agua u otro líquido (esto es para *desecar* el sólido húmedo) se emplea los *desecadores*, que son campanas bájo lâs cuales se coloca la substancia húmeda junto con otra substancia que absorbâ el líquido: en el cáso de que ese líquido sea agua, se utiliza *cloruro de calcio* o *ácido sulfúrico* (aceite de vitriolo).

(Véase más adelante: *separación de mezclas por evaporación y destilación).*

Por último, hay veces que conviene hácer la filtración en caliente, y entonces se utiliza embudos de dobles paredes, entre los cuales se coloca líquidos a la temperatura que se desee.

28. Mezclas de sólidos y gases.—Ejemplo: el polvo (mezcla de aire y partículas sólidas).

Cuando los cuerpos mezcládos son sólidos y gases, podemos emplear para su separación los mismos medios que en el caso anterior: la decántación o la filtración.

Para verificar la decantación, se deja reposar lä mezclá y el polvo más denso se deposita, mientras el gas queda en la parte superior. La filtración de mezclas de gases y sólidos suele hacerse, o bien obligándolas a pasar por tubos que contienen algodón en rama, en donde seretiene el polvo, o bien haciéndolas burbujear a través de espesas capas de agua, en donde las partículas sólidas quedan presas.

Por ninguno de estos dos procedimientos se priva el gas por completo de los restos sólidos muy pequeños. Si necesitamos hacerlo, podemos encerrar esa mezcla en un recipiente lleno de vapor de agua; entonces, sobre esas partículas sólidas se liquida el vapor y se produce una *niebla* que por su peso lentamente se deposita. Repetida varias veces la experiencia, llegará á obtenerse un gas puro.

A veces se verifica la separación por medio de grandes conduc-

tores eléctricos erizados de púas, que atraen los polvos de las mezclas y dejan los gases purificados.

Suele, por último, como se hace a veces en la industria, someterse la mezcla en grandes tambores a la acción de un rápido movimiento de rotación, y por virtud de la fuerza centrífuga, los sólidos son lanzados al exterior.

29. Mezcla de líquidos y gases.—Ejemplos: la espuma (mezcla de agua y aire); las nubes (mezcla de gotitas de agua y aire).

Los líquidos y gases son difícilmente mezclables; pero cuando se mezclan pueden también ser separados por filtración o por reposo, como en el caso anterior.

Si la mezcla es de gases y algo de agua, y queremos *desecar* el gas húmedo, se le hace atravesar por tubos llamados *desecadores*, que tienen en su interior piedra pómez impregnada de ácido sulfúrico, o trozos de cloruro de calcio: ambas substancias absorben el agua del gas, secándolo. También se puede hacer burbujear el gas a través del ácido sulfúrico.

Cuando estas mezclas se deben a liquidaciones sobre núcleos sólidos existentes en el gas (1) puede acelerarse la precipitación haciendo pasar la mezcla por entre las láminas de un condensador eléctrico, que atrae los núcleos y el líquido, dejando purificado el gas.

§ 8. Difusiones

30. Difusión.—Hasta ahora hemos visto que dos o varias substancias pueden, en condiciones determinadas, unirse constituyendo *mezclas*. En ellas, las *partículas* de materia que las forman, sobre todo en las de *sólidos y líquidos*, son fácilmente separables. Hay ocasiones en que estas substancias se mezclan de tal manera, que la separación no puede hacerse, en general, por los procedimientos expuestos.

Tomemos un vaso con agua hasta cierta altura, y echemos

(1) J. Aitken: *Transactions of the Royal Society of Edinburgh*, t. xxx, p. 337-368.

por sus bordes un poco de vino; el vino queda flotando en el agua, no se mezcla con ella. Al cabo de algún tiempo, y sin que nosotros intervengamos en el fenómeno, veremos que toda el agua toma un *color vinoso*. El agua y el vino se han penetrado de tal modo, que no es posible, por ninguno de los métodos indicados en las *mezclas líquidas*, verificar su separación.

Este fenómeno se llama *difusión*.

31. Explicación de la difusión.—Nosotros sabemos, por el estudio hecho de las substancias en sus tres estados, que éstas se encuentran formadas de *moléculas aisladas* que dejan entre sí espacios llamados *intermoleculares*. Estos espacios se supone que son muy pequeños en los sólidos, y mayores en los líquidos y gases.

Hemos admitido, además, que las moléculas están dotadas de *movimientos de traslación*. Se comprende, pues, que al ponerse en contacto dos substancias, como el vino y el agua, las moléculas de uno de ellos, al moverse, penetren en los espacios intermoleculares del otro, y en esta forma se produce una mezcla tán homogénea, que es muy difícil su separación.

32. Difusión de sólidos.—Colocando un disco de *oro* sobre otro de *plomo* y abandonando el conjunto un periodo de cuatro años, se encuentra, al hacer el estudio de las capas de separación, que en la del plomo hay oro. Este hecho nos prueba que las moléculas de oro han *emigrado* hacia el otro metal; se ha producido, pues, una difusión entre sólidos.

Estas difusiones sólidas se originan muy difícilmente a causa de que, como sabemos, las moléculas de los cuerpos en este estado tienen una velocidad muy pequeña, a parte de ser ellas de gran tamaño y penetrar, según esto, difícilmente a través de los espacios intermoleculares.

Si esos discos de oro y plomo, en vez de encontrarse a la temperatura ordinaria son sometidos de un modo constante a temperaturas superiores (250°) durante varios días, al analizar las capas de separación nos encontramos con que ya en ese corto período de tiempo se ha producido una difusión intensa.

Esto se debe a que la velocidad de las moléculas, así como los espacios intermoleculares, se han hecho mayores por acción del calor, y en estas condiciones la penetración molecular se ha facilitado.

Henry verificó una experiencia que prueba de un modo claro la existencia de la difusión entre el *mercurio* y el *plomo:* tomó una varilla de plomo y la dobló en forma de bastón; introdujo la rama larga en mercurio y pudo, al cabo de algún tiempo, recoger gotitas de dicho metal en la rama corta.

33. Difusión de gases.—Los fenómenos de difusión de gases son del dominio vulgar. Si dejamos abierta la llave del gas del alumbrado, observaremos al cabo de pocos instantes que en cualquier punto de la habitación en que nos coloquemos se percibe el olor de él. Este hecho no puede producirse a no ser que a través de los espacios intermoleculares del aire hayan *caminado* las moléculas de aquél; y como a este fenómeno le hemos llamado difusión, resulta que los gases, lo mismo que los sólidos y los líquidos, se difunden.

CAPITULO IV

ESTUDIO FÍSICO-QUÍMICO DE LOS CAMBIOS DE ESTADO

§ 9. Fusión y solidificación

34. Fusión y solidificación.—Las substancias sólidas, al *calentarlas lo suficiente*, *funden* transformándose en líquidos: este fenómeno es la *fusión*.

La cera de la bujía se licúa o funde por el calor que se desprende en su combustión; pero esa cera fundida, al resbalar hacia el pié frío, se *solidifica* de nuevo. El hecho de pasar un líquido a sólido por enfriamiento se denomina *solidificación*.

Por aumento de temperatura, pues, los sólidos se *funden*, y por descenso los líquidos se *solidifican*.

Que una substancia sea sólida o líquida depende de la temperatura a que esté sometida: el agua de nuestros estanques es *sólida*, o está *helada*, en el invierno, por las bajas temperaturas; y se licúa de nuevo con el calor en la primavera.

35. Punto de fusión y de solidificación.—Si colocamos un vaso que contenga trozos de hielo en un lugar templado, y entre esos trozos ponemos el depósito de un termómetro, observaremos que el hielo comienza a fundirse, que la temperatura es de 0º, y que esa temperatura permanece fija mientras dura la fusión. Si retiramos el vaso con hielo del lugar templado, la *fusión se detiene*.

Siempre que repitamos la experiencia, observaremos el mismo resultado. Y con cualquiera otra substancia obtendremos el mismo efecto, aunque para ello tendremos que calentarla a otras temperaturas diferentes.

De estos hechos se deduce:

1.º Que cada substancia funde siempre a una misma temperatura. Esa temperatura, se llama *punto de fusión.*

2.º Que durante la fusión, la temperatura permanece estacionaria.

Si se introduce un vaso con agua líquida en una mezcla que produzca frío (hielo y sal común), veremos que el agua se congela; que al comenzarse a helar, el termómetro marca 0º, y que, desde que comienza la solidificación hasta que termina, la temperatura, como antes, permanece fija. Con cualquier substancia líquida obtendremos también el mismo efecto enfriándola a la temperatura debida.

Luego:

1.º Cada líquido se solidifica siempre a la misma temperatura; esa temperatura es su *punto de solidificación.*

2.º Desde que comienza la solidificación hasta que termina, la temperatura permanece estacionaria.

3.º El punto de solidificación es el mismo que el de la fusión.

Cuando una substancia sólida calentada llega a su *punto de fusión*, si queremos que dicha substancia pase, *toda ella*, al estado líquido, es preciso que sigamos calentándola. Ese calor que nosotros empleamos no se manifiesta visible, puesto que la temperatura, durante la fusión permanece estacionaria y parece que ha desaparecido, y por esto se le llama *calor latente de fusión.* (1) La razón de que este *calor de fusión* no aparezca visible en el termómetro, es que se «gasta» en vencer la *fuerza de agregación* de la substancia sólida hasta hacer que esa substancia pase al estado líquido, en el cual la fuerza de agregación es mucho menor. El calor de fusión aparece de nuevo si la substancia líquida vuelve, por solidificación, a su anterior estado, y entonces recibe el nombre de calor *latente de solidificación.* (2)

---

(1) *Calor latente de fusión* es la cantidad de calor precisa para hacer pasar un gramo de una substancia del estado sólido al líquido.

(2) *Calor latente de solidificación* es el calor que desprende un gramo de un líquido al pasar al estado sólido.

A 0°, el agua coexiste en los dos estados sólido y líquido, ya que 0° es el punto de fusión del hielo y el punto de solidificación del agua.

Y cualquiera otra substancia, en su punto de fusión (o de solidificación), puede, como el agua, coexistir también en sus dos estados sólido y líquido.

Como hemos dicho, el punto de fusión varia según las substancias: todas ellas funden, si se las somete a temperaturas lo suficientemente elevadas; pero mientras el hielo lo hace a 0°, el plomo lo hace a 327°, el cobre a 1.062° y el tungsteno, metal con el cual se fabrica filamentos para bombillas eléctricas, a 2.974°, la temperatura de fusión más alta.

Para medir temperaturas inferiores a 200°, se usa los termómetros ordinarios. Para altas temperaturas, se emplea unos instrumentos llamados *pirómetros* (medición del fuego): el *pirómetro de Le Châtelier*, muy empleado, está formado de dos alambres soldados, uno de platino y otro de platino mezclado con un metal llamado rodio; estos alambres comunican con un galvanómetro, aparato para medir corrientes eléctricas. El punto en donde se encuentra la soldadura se sumerge en la substancia fundida, y el galvanómetro con sus desviaciones indica el grado de temperatura a que se encuentra la soldadura. Si se trata de temperaturas muy elevadas, se emplea una pila de iridio e iridio-rutenio. (1)

Siendo 15° la temperatura media del ambiente, serán substancias sólidas las que se funden por encima de los 15°, y líquidas las que se funden a una temperatura inferior. Decimos que el agua, el alcohol, el aceite, etc. son líquidos porque se solidifican (o funden) a temperaturas más bajas que la ordinaria; y que la cera, el zinc, el hierro, etc. son sólidos porque funden a una temperatura superior a la del ambiente.

36. Utensilios para la fusión y focos de calor. —Cuando no hacen falta temperaturas muy altas para fundir las substancias, se colocan éstas en *cápsulas* (Fig. 17) o *crisoles* (Fig. 18) de porcelana que se calientan hasta que aquéllas

(1) El fundamento de este aparato, como el de todos los *pirómetros termoeléctricos*, es que si se sueldan en un punto dos alambres de dos metales distintos y se unen los extremos libres con un *galvanómetro*, al calentar la soldadura a una temperatura distinta que la de los extremos libres, se produce una *corriente eléctrica* apreciada por el galvanómetro y que es siempre proporcional a la diferencia de las temperaturas que tienen la soldadura y los extremos de los alambres dichos.

substancias fundan. Si las temperaturas han de ser muy elevadas, se emplea entonces cápsulas o crisoles de nikel, platino, tierra refractaria, esto es resistente al fuego, etc. Dichos utensilios se apoyan en soportes (Fig. 19) o trípodes metálicos (Figura 20); como foco de calor, suele emplearse las lamparillas de alcohol (Fig. 21), mecheros *Bunsen*, de gas (Fig. 22) hornillos de carbón (Fig. 23) y hornillos de gas. Para obtener temperaturas elevadísimas (las necesarias para fundir el tungsteno), se hace uso de los hornos eléctricos. *Moissan* (1) fué el primero en aplicar la enorme temperatura del arco eléctrico (hasta más de 3.000°) a la fusión de las substancias: lo empleó para la obtención de diamantes artificiales. El horno eléctrico de Moissan (Fig. 24) está compuesto de dos bloques de cal, colocados uno sobre otro: el bloque inferior tiene una ranura por la cual entran dos carbones conductores de la corriente; el bloque superior hace de tapadera. Para temperaturas superiores a 2.500°, tuvo que substituir los bloques de *cal* por otros de *magnesita* o *sepiolita*. Este horno solo permite fundir pequeñas cantidades de substancias. Hoy día se emplea hornos eléctricos que permiten añadir y sacar la substancia contínuamente.

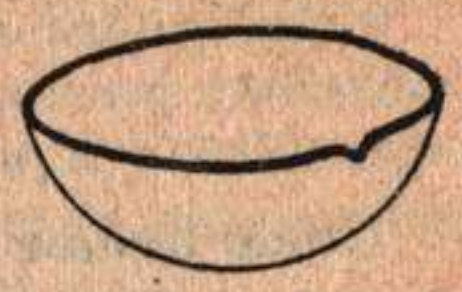


Fig. 17.

Fig. 18.

37. Fusión de substancias cristalinas, amorfas y mezclas.—No todas las substancias tienen un punto de fusión determinado: las substancias sólidas amorfas (página 18), como la cera y el vidrio, al calentarlas, pasan al estado líquido *gradualmente*, esto es, poco a poco, reblandeciéndose; su temperatura se eleva de una manera *gradual* también;

(1) *Enrique Moissan* (1852-1907), químico francés, profesor de la Universidad de París y miembro del Instituto de Francia. Autor de las obras: *El horno eléctrico, El flúor y sus compuestos, Clasificación de los elementos, Tratado de Química Mineral*. En 1906 obtuvo el *Premio Nobel*.

no hay un momento en que permanezca estacionaria y es imposible, por consiguiente, referirles un punto fijo de fusión. Otras substancias cristalinas, como el hierro, tampoco tienen una temperatura fija de paso y se ablandan antes de liquidarse. Pero, en general, *las substancias cristalinas poseen un punto de fusión bien determinado.*

El hecho de que solamente los cristales fundan a una temperatura fija, y otros más, han hecho que *Tamman* considere a las substancias amorfas como una continuación del estado líquido (1), y para él, solo el *estado cristalino* es el que, por diferir fundamentalmente de los líquidos, debe ser llamado *estado sólido*. Las substancias amorfas serían, pues, *líquidos en sobrefusión.* (Pág. 46).

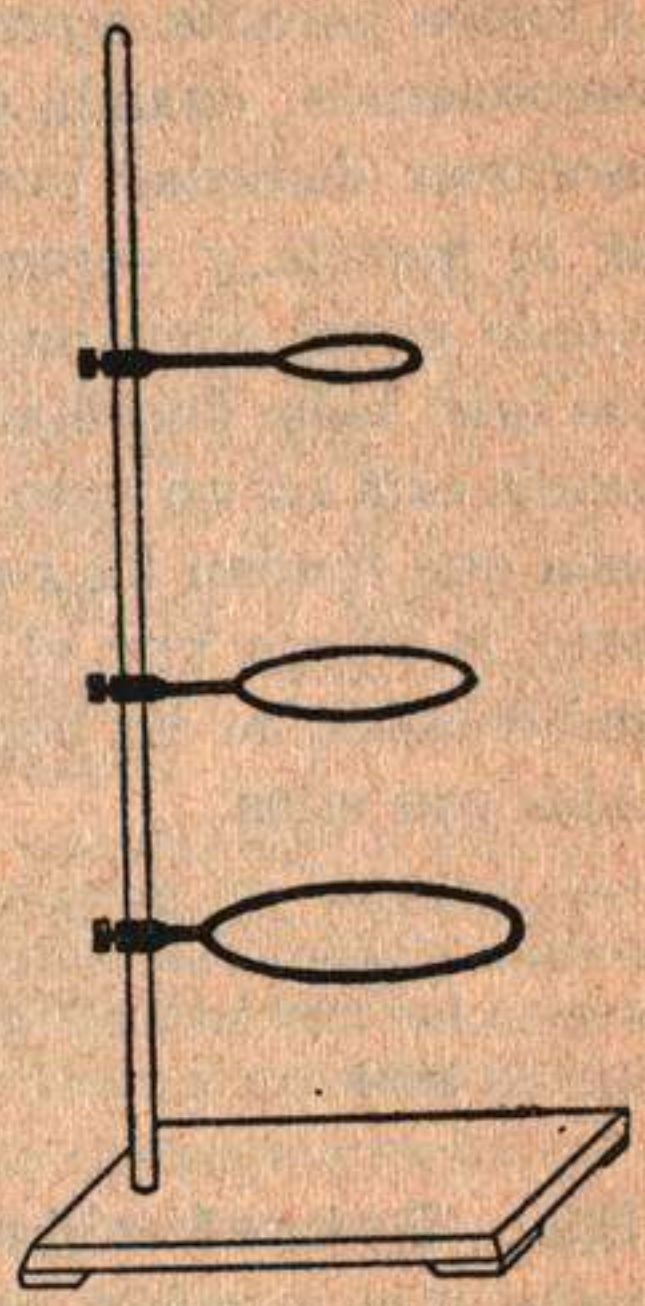


Fig. 19.

Al solidificarse una substancia cristalina fundida, produce cristales, esto es *cristaliza:* si en un crisol de porcelana fundimos azufre, y acabada la fusión se deja enfriar, en la capa superficial del azufre se forma pronto una costra sólida; agujereada ésta y vertido el azufre que aún permanezca fundido, aparecen hermosos cristales largos, amarillos, tapizando el interior del crisol.

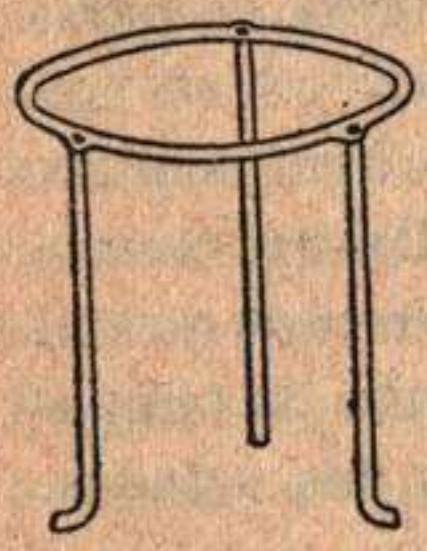


Fig. 20.

Si por medio de una *curva* tratamos de representar gráficamente la marcha de la solidificación (enfriamiento) de una masa fundida, se observa que en el momento de la cristalización hay un retraso del enfriamiento de la masa total, lo que nos dice que en la *cristalización se desprende calor.* En la fig. 25 se representa con una línea contínua la marcha de la solidificación de una substancia cristalina, que tiene su punto de solidificación a 640°; in-

(1) Un gran número de substancias líquidas enfriadas de una manera continua van poco a poco pasando al estado sólido, transformándose en una masa *amorfa vidriosa.*

dicando la línea de puntos un enfriamiento o solidificación continua (p. e., de una substancia amorfa). (1)

38. Separación de las mezclas por fusión.—La fusión permite *separar* en mezclas sólidas uno a uno sus componentes, cuando éstos funden a temperaturas distintas; para ello, basta calentar la mezcla, y entonces pasará al estado líquido aquel componente de punto de fusión más bajo; decantado este cuerpo si la mezcla está en un vaso, se sigue calentando hasta que fundan los restantes: el metal bismuto, lo mismo que el azufre, se separan, fundiéndolos, de las tierras que están mezcladas con ellos.

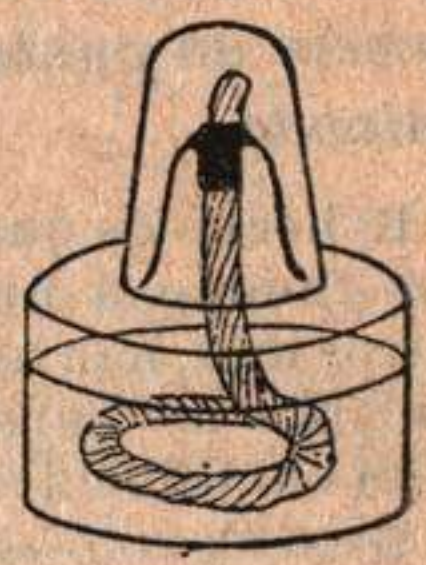


Fig. 21.

Las mezclas de metales o *aleaciones*, llamadas también *disoluciones sólidas*, se comportan en la fusión de modo distinto a las mezclas mecánicas, que son las que hemos estudiado en las páginas 32-38.

39. Sobrefusión.—A veces, una substancia fundida o líquida, si se la enfria, permanece líquida en temperaturas más bajas a la de su punto de solidificación, cosa que en realidad no debiera ocurrir: entonces se dice que la substancia está a *sobrefusión*. El agua de una botella, conservada en reposo y rodeada de una mezcla frigorífica, puede enfriarse hasta 25 grados bajo cero; pero se congela en parte con solo un *pequeño movimiento* (2) o con echar una *partícula de hielo*. Si hemos introducido de antemano en la botella un termómetro atravesado en el tapón, veremos que en el instante de formarse hielo sube la temperatura a 0° por coexistir ya los dos estados, sólido y líquido.

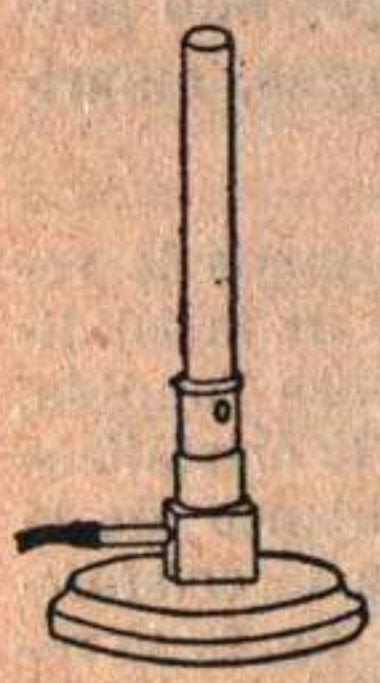


Fig. 22.

(1) F. Rinne. *Etude pratique des roches*, 1912, pág. 151.

(2) *Monti* ha sobrefundido líquidos animados de violento movimiento.

Una porción de agua hervida puede, aunque se agite, estar en sobrefusión a — 17°.

Con el *hiposulfito sódico*, substancia que se emplea mucho en fotografía, y otras substancias, fundidas, pueden observarse casos de sobrefusión.

§ 10. Vaporización y liquefacción

40. Vaporización y liquefacción.—Si en verano se riega con agua una habitación, veremos que al cabo de algún tiempo ésta se *seca*. Si observamos en esa época los estanques, las charcas y los ríos, nos daremos cuenta de que el agua que tenían en el comienzo de la primavera, *ha disminuído*.

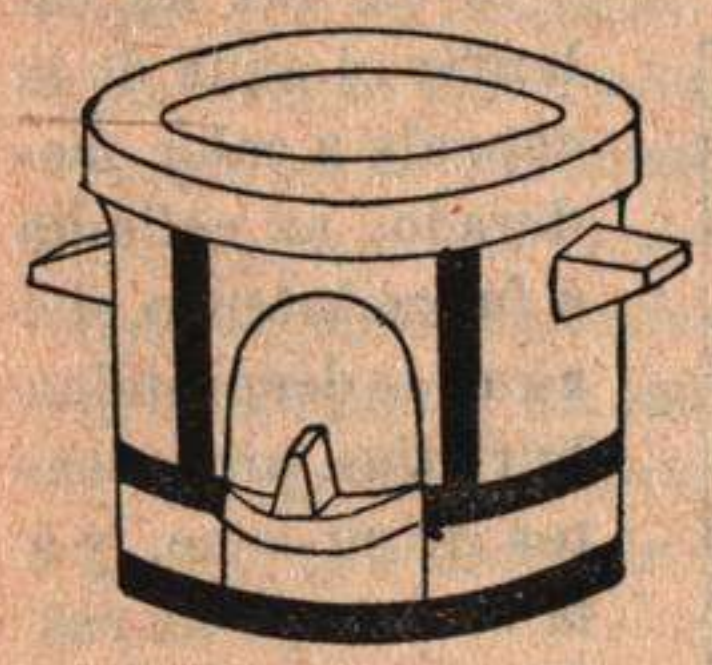


Fig. 23.

Estos hechos son debidos a que el agua líquida, por acción del calor, se ha transformado en *vapor*.

Podemosexperimentalmente comprobar este paso colocando al fuego moderado un vaso con agua; al cabo de cierto tiempo, veremos surgir de su superficie unos *humos blancos*, que se depositan en forma de gotitas de dicho líquido al ponerse en contacto con los objetos fríos. Esto nos indica que los vapores productores de dichos humos, eran *vapor de agua*.

Si en vez de colocar agua en el váso ponemos otro líquido, éter, alcohol, etc., veremos que también estos líquidos desaparecen transformadas en *vapores* o *gases*.

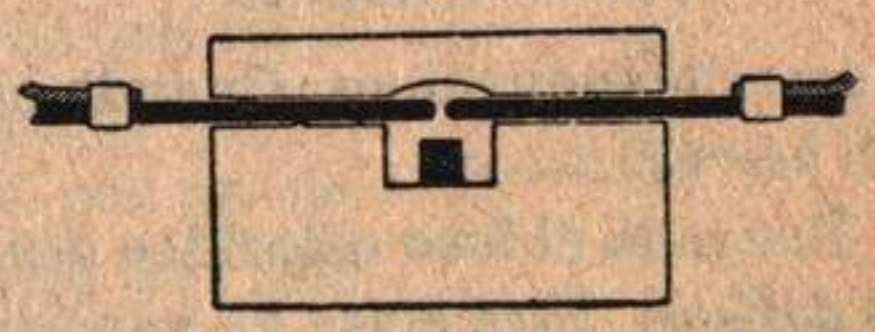


Fig. 24.

Según esto, los líquidos calentados se convierten en gases, y los gases o vapores, enfriados, se licúan. El paso de un líquido a gas es *vaporización*, y el tránsito de un gas o vapor a líquido, *liquefacción*.

El *salol*, substancia que se emplea en medicina como antiséptico, fundido a 42°,6, puede estar varios años sobrefundido a la temperatura del ambiente. Aunque se agite, a 12° no se produce la solidificación.

41. Evaporación y ebullición.—Cuando calentamos agua en una cápsula procurando que el calor sea poco intenso, observamos, como acaba de decirse, que se producen *en su superficie humos blancos*, sin que se note grandes movimientos en la masa líquida; toda ella, lentamente, desaparece transformándose en vapor.

Esta clase de vaporización se llama *evaporación*.

La *evaporación*, según esto, es *la producción de vapores, por acción del calor, solamente en la superficie libre del líquido*.

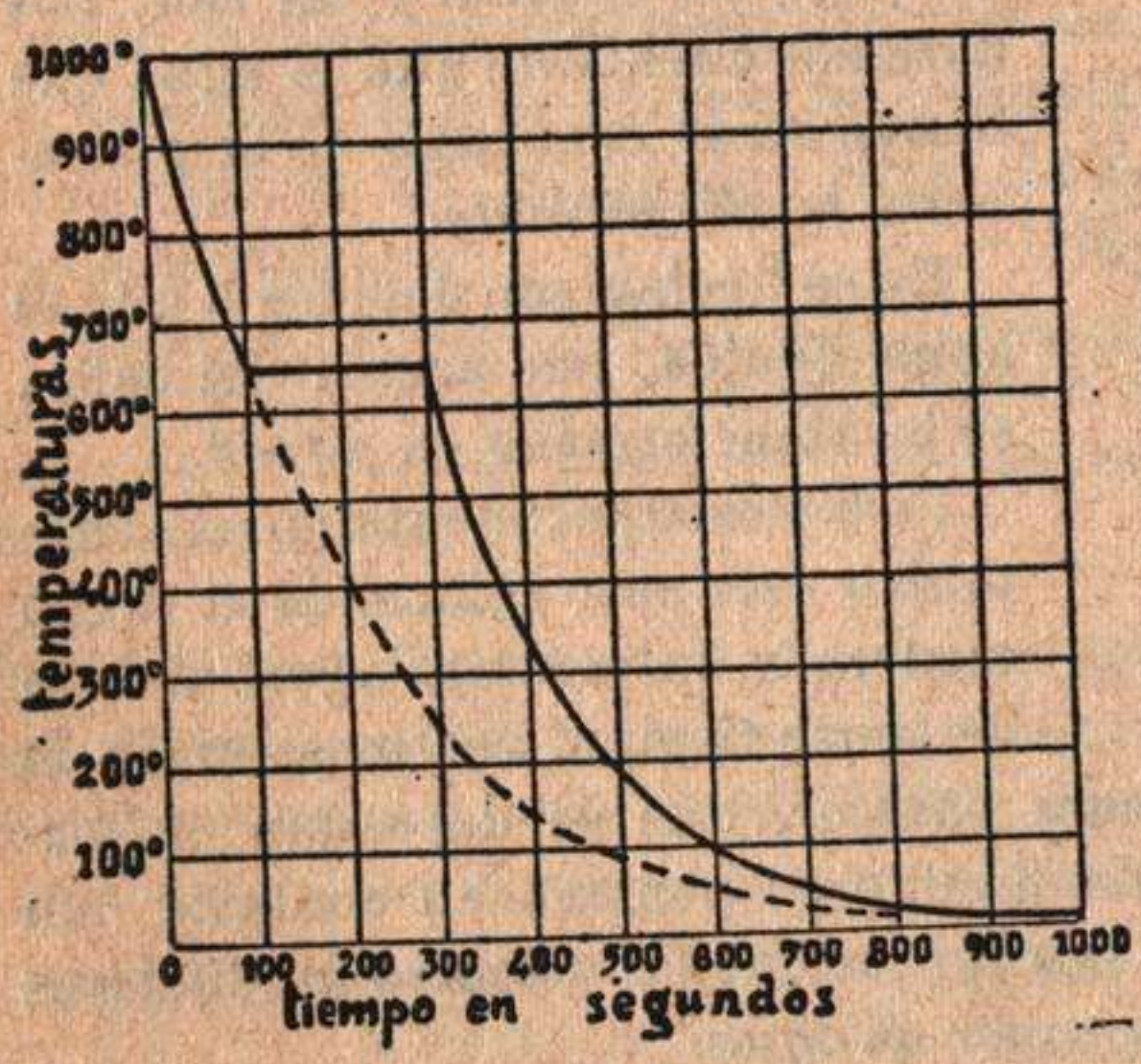


Fig. 25.

Si en vez de calentar el agua de la cápsula a calor moderado, se calienta a fuego intenso, del agua se desprenden burbujas procedentes de su seno, y a la vez se oye un ruido especial. Esas burbujas, al llegar a la superficie libre, estallan, y el vapor de agua de que están formadas se desprende en forma de humos blanquecinos. Cuando esto ocurre, se dice que el líquido *hierve*.

Retirado el foco calorífico que calienta el agua, el fenómeno *se detiene*. Esta clase de vaporización se denomina *ebullición*. *Ebullición* es, pues, *el paso de un líquido a vapor en el seno de su masa*.

En la evaporación sucede que por acción del calor las moléculas líquidas aumentan su velocidad, y al llegar a la superficie libre, saltan hacia el espacio transformadas en moléculas gaseosas.

42. Punto de ebullición e influencia de la presión.—Colocando, cuando el agua hierve, un termómetro próximo a su superficie, aunque sin tocarla, observaremos que

el termómetro va marcando sucesivamente temperaturas crecientes hasta que llega a una de la cual no pasa. En esa temperatura, la columna del termómetro permanece fija todo el tiempo que la ebullición dura.

Repitiendo la experiencia con otro líquido cualquiera, observaremos el mismo fenómeno, aunque a una temperatura diferente que la encontrada para el agua.

Esa temperatura fija que tiene el vapor de un líquido, mientras dura su ebullición, es su *punto de ebullición*.

Hay que hacer notar que en la ebullición, de la misma manera que en la fusión, si queremos que ésta continúe una vez iniciada, es preciso seguir calentando el líquido. El calor empleado no se manifiesta en el termómetro, ya que la temperatura permanece invariable. Ese calor recibe, por esto, el nombre de *calor latente de vaporización*, y la causa de que no determine aumento de temperatura, es que se «gasta» en vencer la fuerza de agregación de las moléculas líquidas para transformar la substancia en vapor.

43. Influencias de la presión en la variación del punto de ebullición.—Teniendo la precaución de determinar el *punto de ebullición* del agua en varios días consecutivos, nos encontraremos con el hecho sorprendente de que en general ese punto de ebullición no es el mismo. Si a la vez que en el punto de ebullición nos fijamos en la presión atmosférica, marcada por un barómetro, veremos que a medida que ésta ha aumentado o disminuído, la temperatura de ebullición ha aumentado o disminuído también. Este hecho nos hace sospechar que la *presión* tiene una cierta influencia en la *ebullición*.

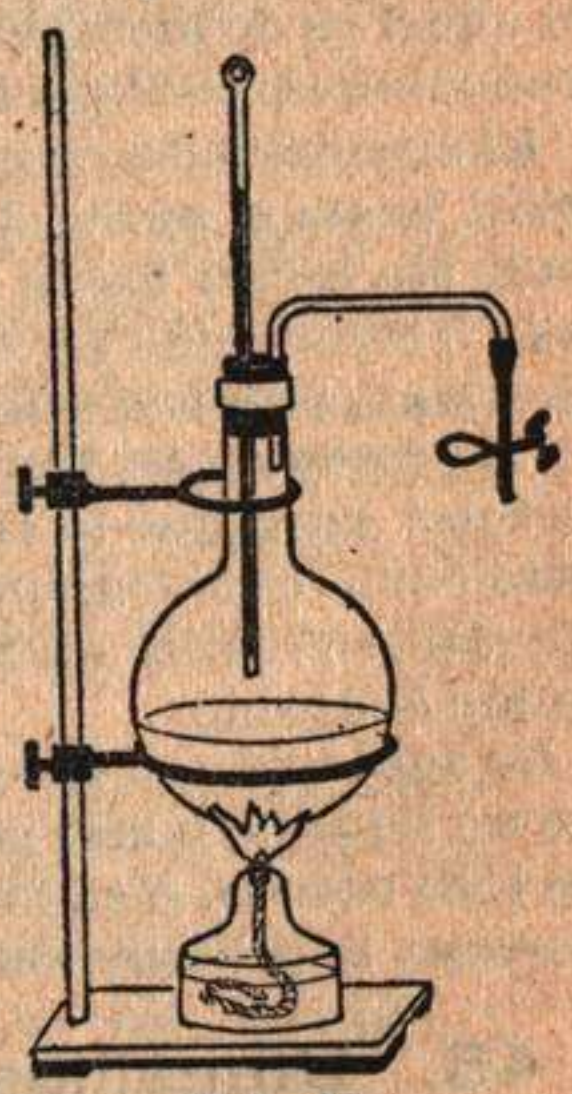


Fig. 26.

Si queremos convencernos de ello, podemos disponer una experiencia en la forma indicada en la fig. 26. Cerrando con unas pinzas el tubo de goma (con lo cual no puede salir el gas o vapor de agua

transformado) observaremos que, a medida que aumenta el vapor producido, se va elevando la temperatura de ebullición del agua: teniendo la precaución de colocar, en comunicación con el tubo de goma un *manómetro* (Fig. 27), veremos que en él, el mercurio de la rama que está en comunicación con el matraz desciende, lo cual nos delata un aumento de la presión interior, debida al vapor desprendido. Cuanto mayor va siendo esa presión, *mayor es la temperatura de ebullición marcada por el termómetro.*

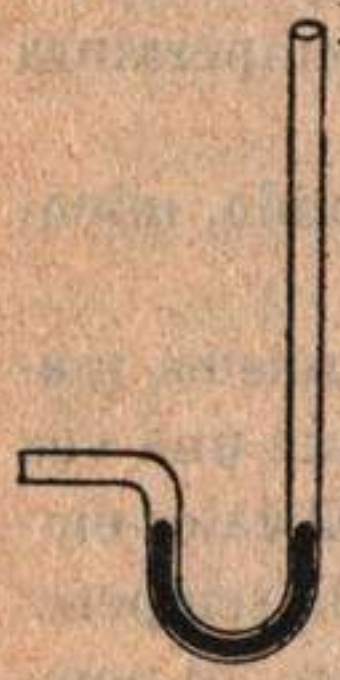


Fig. 27.

Según esto, a cada presión, el agua o un líquido cualquiera tiene un punto de ebullición distinto.

Cuando se fija el punto de ebullición de una substancia, habrá, pues, que añadir la presión a que está sometida. Si esa presión no se indica, es que se trata de la *presión normal* (una atmósfera).

Otras influencias sobre el punto de ebullición.

El punto de ebullición de un líquido varía por una serie muy grande de causas:

La substancia del vaso en el cual el líquido está contenido, influye en la ébullición; el agua hierve a una temperatura más baja si aquél es de metal que si es de vidrio, sobre todo si se ha procurado limpiar éste perfectamente en su interior.

El aire disuelto en el agua influye en la temperatura de ebullición, hasta el punto de que el agua purgada de él puede ser calentada sin hervir hasta 137°; entonces, la más pequeña cantidad de aire introducida en la masa líquida por un tubo con una perilla de goma, provoca una ebullición violenta.

La presencia de burbujas de aire parece, pues, una condición precisa para que la ebullición se produzca; por eso se considera ésta como una *evaporación* que, aunque se produce en el seno del líquido, se realiza en la superficie de las burbujas aéreas que el líquido contiene.

De aquí que sea buena práctica, para regularizar la ebullición de un liquido, poner en el fondo del vaso perlas de vidrio, trozos de loza porosa, etc., los cuales por el aire que llevan adherido, favorecen la producción de vapores.

45. Utensilios para la evaporación de líquidos.—Para producir evaporaciones, se suele emplear cápsulas de porcelana, de vidrio o de otras substancias, según la naturaleza del liquido.

También se utiliza los *cristalizadores* (Fig. 28), sobre todo cuando se quiere obtener cristales por evaporación de una disolución (pág. 64); y son, por último, muy usados los *vasos de precipitados* (Fig. 13). Los utensilios de vidrio se calientan generalmente colocando entre ellos y la llama del mechero una tela metálica. (1)

Si se trata de evaporar pequeñas cantidades líquidas, se emplea los vidrios de reloj.

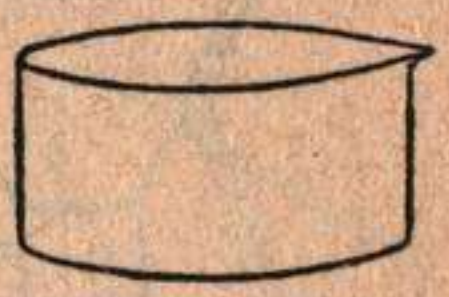


Fig. 28.

Muchas veces, cuando se opera con substancias que vaporizan a temperaturas inferiores a 100°, y para que el calentamiento sea más homogéneo y regular, no se aplica la llama directamente a la cápsula o vaso: se sumerge a éstas en una substancia contenida en otra vasija mayor, que es calentada directamente por la llama. Si dicha substancia es agua o su vapor, el baño recibe el nombre de *bañomaría* (Fig. 29). El aceite se emplea en vez del agua para temperaturas muy altas. También pueden utilizarse baños de arena y de aire caliente, para temperaturas respectivamente más altas o más bajas a la del bañomaría.

45. Destilación y aparatos de destilación.— A la operación que consiste en evaporar un líquido y licuar luégo su vapor, se llama *destilación*. Esta operación se realiza para obtener líquidos completamente puros. El agua que bebemos no es agua pura: lleva consigo substancias extrañas. Esto puede demostrarse colocando unas gotas de dicho líquido en un vidrio de reloj; calentando, el agua desaparece transformada en vapor, y quedan como residuo en el fondo del vidrio de reloj ciertas substancias sólidas que el agua contenía.

Con la destilación se separa del agua y de los demás líquidos, las impurezas que los acompañan (pág. 64). Por consiguiente, *el agua, para ser pura, ha de ser destilada.*

La destilación tiene dos fases: evaporación del líquido, y

(1) Las telas metálicas *cortan* la llama, debido a que los gases se enfrían al atravesar la tela; de este modo el calor se distribuye y no actúa con excesiva intensidad en un solo punto.

licuación del vapor. La evaporación del líquido se realiza en *matraces* (Fig. 30 A), que cuando son de fondo esférico se llaman *balones* (Fig. 30 B) y cuando son de forma cónica (Fig. 30 C) toman el nombre de matraces de *Erlenmeyer*. Estos últimos son muy ventajosos a causa de la gran superficie de su fondo, que permite obtener con prontitud la ebullición.

Fig. 29.

Los vapores, una vez producidos, son conducidos por medio de un tubo doblado en ángulo recto, que atraviesa un tapón bien ajustado en la boca del matraz (hay balones con tubos laterales, figura 31, con lo cual se abrevia la instalación) al lugar llamado *refrigerante*, en donde por enfriamiento se licúan.

Los refrigerantes pueden adoptar varias formas: el más usado es el llamado de *Hofmann* (Fig. 32), en el cual por el tubo interior marcha el vapor procedente del matraz, y por el tubo externo circula agua, que entra fría por el conducto inferior y sale calentada por el superior; el agua que enfria o refrigera va, por tanto, en dirección contraria a la del vapor, esto es, en *contracorriente*. Esta disposición permite licuar todo el vapor producido.

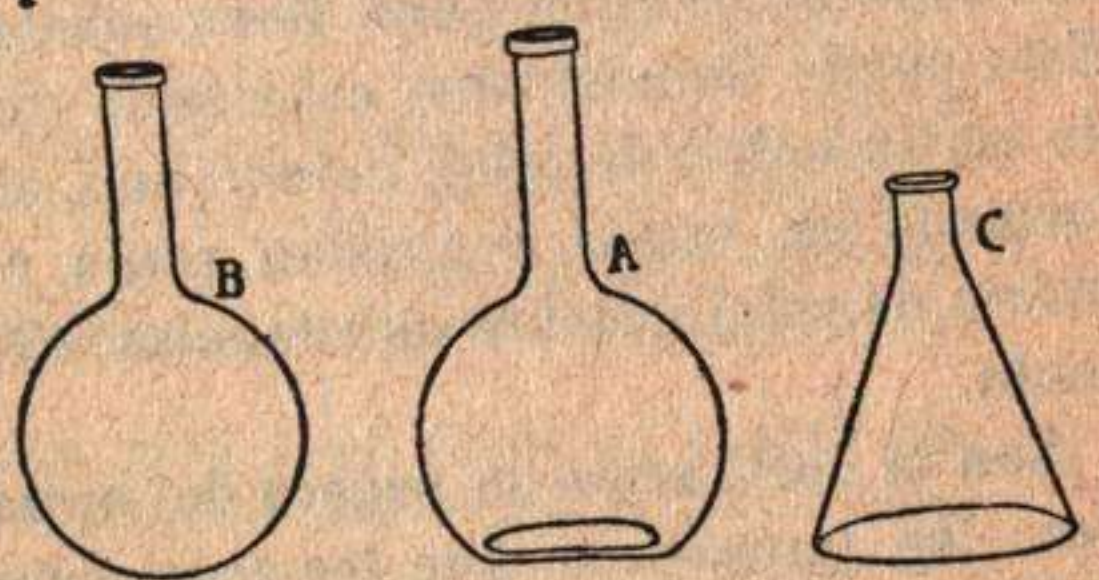


Fig. 30.

Cuando solo se necesita obtener pequeña cantidad de líquido destilado, y no importa que se escapen algunas porciones de sus vapores, se suele emplear, en vez de un matraz, una *retorta* (Fig. 33), aparato que antiguamente se utilizaba para la destilación y cuyo uso se va desterrando; entonces el cuello de la retorta se enchufa con un balón que se mantiene frío rociándole con agua: en el balón queda el destilado. A la retorta,

por su enorme uso en los laboratorios antiguos, se la tiene como símbolo de la Química.

En la Industria, para obtener grandes cantidades de destilado, se emplea *alambiques* (Fig. 34), constituidos de una caldera en donde el líquido se hierve, y de un refrigerante, que consiste en un *serpentín* introducido en un depósito por el cual circula agua, que fría entra por la parte inferior; la caldera se nutre, por medio de un conducto, del agua del depósito del serpentín, calentada por el calor que ha desprendido el vapor al licuarse: de este modo hay ahorro de combustible, puesto que el agua, cuando entra en la caldera, está ya caliente.

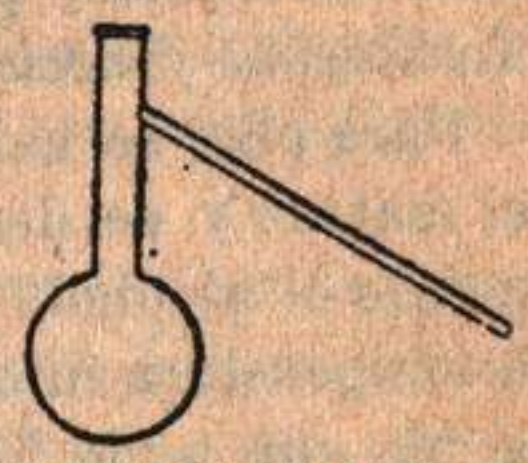


Fig. 31.

46. Separación de mezclas por evaporación y destilación.– En una mezcla de sólidos y líquidos, podemos hacer su separación por decantación o por filtración, pero quedan siempre adheridas a los sólidos partículas líquidas que, a veces, es preciso hacer desaparecer; entonces, suele colocarse el cuerpo sólido en una cápsula o en un crisol y calentarlo hasta que todo el líquido por evaporación se separa (evaporar a sequedad). Para obtener una separación perfecta, cuando el sólido húmedo no resiste temperaturas elevadas, se hace uso de recipientes metálicos *(estufas de desecación)* calentados con mechero de gas. (Téngase en cuenta, además, lo indicado en la pág. 37).

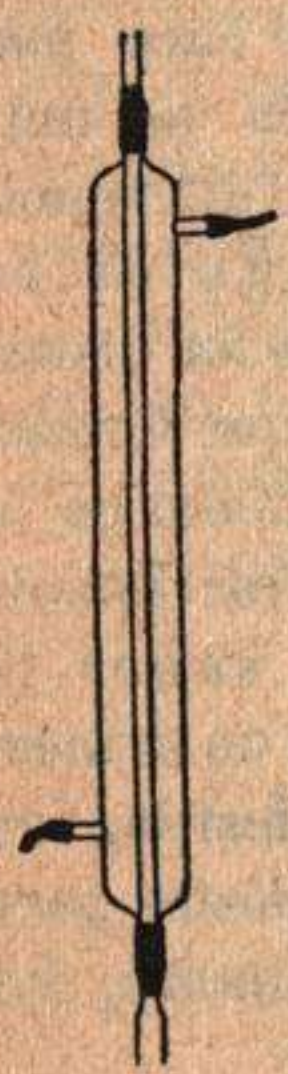


Fig. 32.

Si los cuerpos líquidos y gaseosos que acompañan a los sólidos están tan íntimamente unidos a ellos que no podamos observar a simple vista su presencia, como ocurre en el *carbón de piedra, la madera*, etc., entonces se coloca estos cuerpos en una retorta y se calientan, con lo cual se desprenden de ellos productos líquidos que son recogidos en un balón frío, mientras que los gases que escapán por el tubo pueden ser recogidos para hacer su análisis. Esta clase de destilación, llamada *destilación seca*, se verifica en la fabricación del gas del alumbrado.

Por destilación puede también separarse uno a uno los componente de una mezcla de líquidos (p. e., alcohol y agua), manteniendo la temperatura suficiente para destilar sucesivamente cada uno de ellos. En el caso de una mezcla de agua y alcohol (caso corriente en la extracción del alcohol del vino o del orujo), podemos destilar solo el alcohol, esto es, una fracción del líquido; por lo cual se llama *destilación fraccionada*.

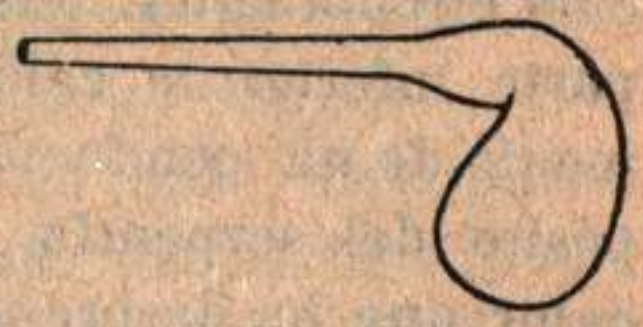


Fig. 33.

Para ello, se calienta la mezcla en el matraz y se desprenderá primeramente el alcohol, puesto que hierve a temperatura inferior (78°,3) a la del agua, que no lo hace hasta los 100°. Pero como a 78°,3 un poco de agua se evapora siempre, los vapores de esta agua se mezclarán con los del alcohol, y es imposible obtener alcohol puro o absoluto, esto es sin agua, aunque se emplee destilaciones sucesivas del líquido destilado.

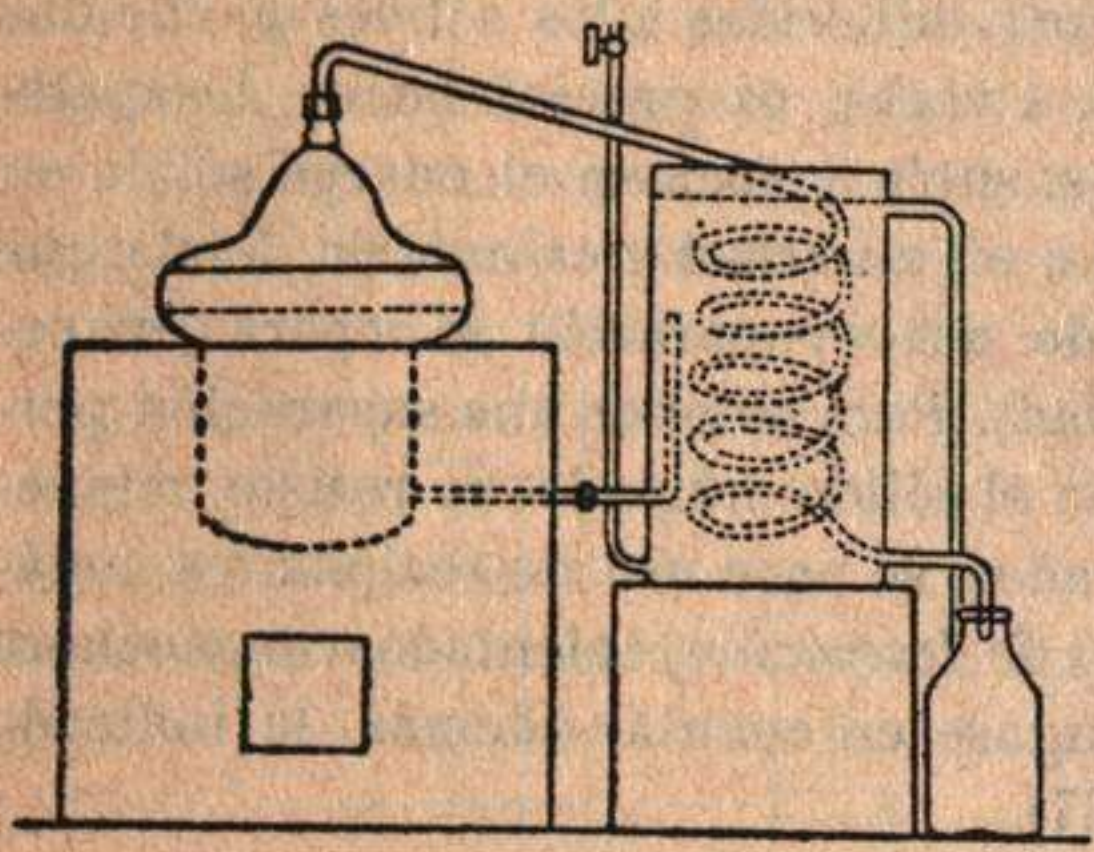


Fig. 34.

La destilación fraccionada se hace más fácil cuando es muy grande la diferencia entre los puntos de ebullición de los distintos líquidos que forman la mezcla. Como en la destilación fraccionada se necesita saber la temperatura de la mezcla que se destila, son muy a propósito para realizarla, por permitir la introducción del termómetro, los balones con tubo lateral (Fig. 31).

47. Liquefacción de gases a bajas temperaturas.—El vapor de agua enfriado pasa, como hemos visto en la destilación, al estado líquido. Este hecho hace sospechar que todos los demás gases y vapores, enfriados también, pueden sufrir el mismo cambio. *Guyton de Morveau*, colocando

un tubo que contenía *gas amoníaco* en una mezcla frigorífica de hielo y sal común, consiguió liquidar dicho gas. Pero, al repetir la misma experiencia con la mayoría de los gases conocidos, no se pudo obtener el mismo resultado a causa de que estos gases necesitaban, para ello, enfriarse a temperaturas más bajas que las hasta entonces conocidas.

Por otra parte *Van Marun* (1799), comprimiendo gas amoníaco para demostrar la ley de Mariotte, encontró que al someterlo a una presión de 6 atmósferas, el gas pasó a líquido a la temperatura ordinaria.

Fundados en este hecho, pudiera creerse que los demás gases, por presión y a la temperatura ordinaria, habían de sufrir el mismo cambio; pero al pretender hacerlo, se verá que hay algunos que aún comprimidos a presiones de 300 atmósferas no liquidan.

Procurando enfriar estos gases, al mismo tiempo que se les comprime, observaremos que solamente cuando llega el enfriamiento a una temperatura fija, si la presión es suficientemente grande, comienza la liquidación. Esa temperatura recibe el nombre de *temperatura crítica;* y *presión crítica* es la presión a que hay que someter el gas para que liquide en su *temperatura crítica.* (1)

Cuando el gas está sometido a temperaturas superiores a la crítica, no es posible liquidarle, sea cual fuere la presión a que se someta. (2)

Temperatura crítica y presión crítica de algunos gases:

Gases	Temperatura crítica	Presión crítica
Oxígeno.	— 119°	50 atm.
Gas carbónico.	+ 31°	77 atm.
Hidrógeno.	— 241°	20 atm.
Amoníaco.	+ 130°	115 atm.
Aire.	— 146°	35 atm.
Helio.	— 268°	—

(1) Estas experiencias son debidas al físico inglés *Andrews*, en el año 1863.

(2) El gas carbónico, según *Bridgman*, sometido a presiones superiores a 6.000 atmósferas, presenta puntos de solidificación situados más altos que su temperatura crítica, *Révue Scientifique*, París, 6 enero 1917.

Estos datos nos dicen cuán bajos tienen algunos gases los puntos de ebullición (o punto de liquefacción); y también, en consecuencia, hasta que punto llegan las temperaturas de solidificación. Ejemplos:

Gases	Punto de liquefacción o ebullición	Punto de solidificación
Oxigeno.	— 182°,5	— 227°
Gas carbónico.	— 78°,2	— 57°
Aire.	— 191°	—

Según estos datos, sometiendo un gas a presiones superiores a la crítica y a temperaturas inferiores a la misma, se conseguirá su liquefacción.

Para medir las temperaturas extremadamente bajas, se emplea termómetros formados de elementos termoeléctricos, y para temperaturas hasta — 200°, un termómetro de *pentano*, líquido que se extrae de los petróleos americanos, que hierve a + 37°,3 y solidifica a unos — 200°.

Faraday (1) fué el primero (1823) que introdujo en la experimentación la liquefacción de gases por medio de un tubo encorvado de paredes resistentes (*tubo de Faraday*, fig. 35): en el extremo cerrado del tubo, puso una substancia llamada hidráto de cloro, cristalizado; cerró el otro extremo a la lámpara, y sumergió el extremo en que están los cristales en una cápsula con agua; calentando hasta 30°, se desprendía gas cloro de los cristales, que se licuaba sumergiendo el otro extremo en un vaso con hielo. El cloro liquida a — 50° a la presión normal. Por consiguiente, la liquefacción se debía a la presión que el cloro efectuaba sobre sí mismo. También liquidó Faraday, por este procedimiento, el gas carbónico, el amoniaco y otros gases.

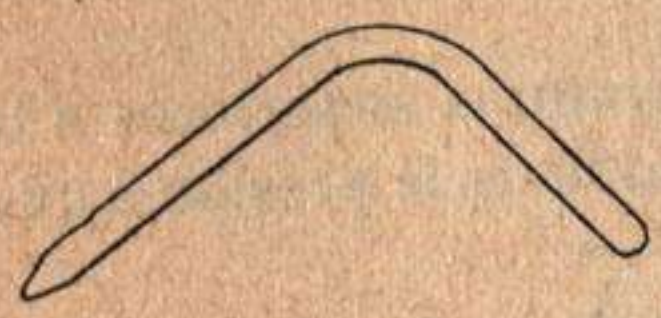


Fig. 35.

Thilorier (1835) preparó en grandes cantidades gas carbónico líquido.

(1) *Miguel Faraday* (1791-1867) físico y químico inglés. Publicó infinidad de memorias y las obras siguientes: *Manipulaciones de Química; Lecturas sobre luz y ventilación; Curso de Química.*

Hasta hace no muchos años, algunos gases no se habían podido liquidar y se llamaron, por esto, *permanentes:* actualmente pueden liquidarse todos, entre ellos el aire, que líquido se vende en frascos especiales de dos a tres litros, llamados de *Dewar* (fig. 36), nombre del físico que los ideó. Dichos frascos tienen dobles paredes; la superficie interna de la pared exterior está plateada para evitar en lo posible la acción de los rayos caloríficos. Entre las dos paredes, se ha hecho el vacío (1). Los frascos de Dewar que conservan el aire líquido son abiertos, pues *no se conoce recipiente alguno cerrado que pueda resistir la presión del vapor del aire líquido,* que produciendo humos sale continuamente por la boca del frasco, gastándose unos 15 a 20 cm.³ de líquido por hora.

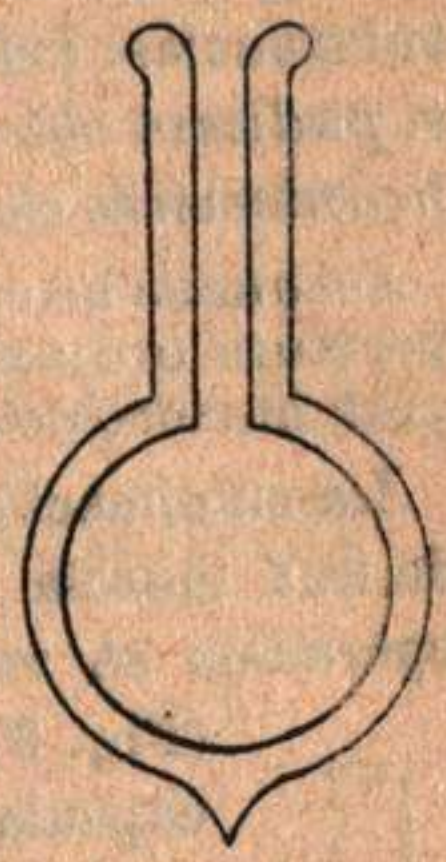


Fig. 36.

El primero que logró liquidar el aire fué Cailletet, físico francés, en 1877.

El último gas permanente ha sido el *helio*, descubierto por *W. Ramsay* (2) en 1895. Logró liquidarlo *Kamerlingh Onnes*, en Leyden (Holanda) en 10 julio 1908: su temperatura de ebullición, a presión normal, se señaló en — 268°,5, y en — 270° la temperatura más baja obtenida en el aparato. — 270° es la temperatura más baja de las obtenidas hasta hoy: solo dista — 3° de la temperatura *O absoluto* (— 273°).

48. Sublimación.—A veces, al calentar un sólido, p. e., sal amoníaco, iodo, éste no se funde y pasa directamente a vapor, depositándose, de nuevo sólido, en lugares fríos. Entonces se dice que el sólido se *sublima.* La presión influye en la temperatura de sublimación: de tal modo, que substancias sólidas que funden a la presión normal, al calentarlas a una

(1) Los *termos* no son más que frascos de Dewar: de igual modo que conservan el «frío», conservan el calor.

(2) *Guillermo Ramsay* (1852-1916), químico inglés, profesor de la Universidad de Londres. Descubrió en el aire atmosférico en 1885 el *argón* y otros gases raros. Descubrió el *helio* en el Sol (1905). Ha trabajado mucho sobre la transmutación de los elementos. En 1904, obtuvo el *Premio Nobel.*

presión lo suficiente baja, se subliman. Así, el hielo, colocado bajo la campana de la máquina neumática, al hacer el vacío, cuando la presión llega a 4'5 mm., se convierte directamente en vapor. Lo mismo que con el hielo pasaría con las demás substancias: *todas las substancias sólidas podrían sublimarse si pudiesen obtenerse presiones muy bajas y temperaturas suficientemente elevadas.*

Zenghelis ha comprobado que hay muchos sólidos que a la temperatura ordinaria se subliman, y entre ellos se encuentra un gran número de óxidos metálicos (véase «Oxígeno») y de metales.

La sublimación nos ofrece un procedimiento para separar de una mezcla los componentes fácilmente sublimables: la operación se realiza colocando la mezcla en *tubos de ensayo* (Fig. 37), en tubos curvos abiertos o cerrados o en cápsulas cubiertas con embudos. La substancia sublimada, pura, se deposita en los extremos fríos de los tubos o en los embudos que cubren las cápsulas. Puede hacerse experiencias con mezclas en las que entre *sal amoniaco*, iodo o cinabrio (mineral compuesto de ázufre y mercurio: el mercurio se sublima.) Industrialmente, se verifica la sublimación en grandes depósitos para separar las substancias puras, sublimables con facilidad, de otras substancias con las que van unidas.

Fig. 37.

CAPITULO V

ESTUDIO FÍSICO-QUÍMICO DE LAS DISOLUCIONES Y SUSPENSIONES COLOIDALES

§ 11. Disoluciones

49. Disolución.—Si en agua pura o destilada echamos sal, observaremos que dicha substancia desaparece en el seno del líquido, y decimos que se ha *disuelto*. Si probamos el agua, nos sabe salada; a pesar de esto, no vemos en el líquido partícula sólida alguna de sal, y si lo filtramos, todo él, sin dejar residuo, atraviesa el filtro.

La sal sólida, según esto, se ha liquidado al disolverse. Al fenómeno sufrido por la sal, se le llama *disolución*, que es, por tanto, *el paso de una substancia al estado líquido por la acción de otro líquido llamado disolvente* (1).

Al comparar todas las propiedades del agua salada con las del agua pura, observamos ciertas diferencias. Llenemos dos cápsulas, una de agua destilada o pura, y otra de agua salada (unos 200 cm.^{3} de agua con 50 gr. de sal). Hagamos que hiervan: la temperatura de ebullición (que podremos examinar

(1) De un modo general reciben el nombre de *disoluciones las mezclas homogéneas*, que son las en que no se percibe la menor señal externa de los diversos componentes que las forman, cosa que no sucede en la generalidad de las mezclas (se exceptúa principalmente las mezclas de gases) estudiadas en las págs. 32-38.

con un termómetro graduado por encima de los 100°) es próximamente de 100° en el agua pura y de unos 105° en el agua salada. En dos tubos de ensayo, echemos en uno agua pura y en el otro una porción de la disolución anterior, y rodeémosles de una mezcla frigorífica de tres partes de hielo triturado y una de sal común: mientras el agua pura se congelá a 0°, la salada no: ésta necesita para hacerlo una temperatura inferior.

Y por último, si con un densimetro averiguamos la densidad del agua pura y del agua salada, veremos que la de esta última es mayor. Luego, según todos estos hechos, el agua pura y la disolución de sal son completamente distintas.

Para *Van't Hoff*, (1) la disolución es un fenómeno semejante a la vaporización: en éste, un líquido pasa a vapor y se difunde en el gas del ambiente; en la disolución, un sólido pasa a líquido y se difunde en el disolvente que le rodea.

50. Solubilidad y saturación.—Si la experiencia que hemos hecho con la sal la repetimos con otras substancias, por ejemplo, con un pedazo de cobre, un grano de arena, etc., veremos que éstos no se disuelven en agua.

Hay, por tanto, dos clases de substancias que se comportan de modos distintos: unas capaces de disolverse en un líquido y por eso se llaman *solubles* en él; otras incapaces de hacerlo, y por eso reciben el nombre de *insolubles* en dicho líquido.

Una misma substancia puede ser insoluble en un líquido y soluble en otro. Las grasas, que son insolubles en agua, son solubles en la bencina. El oro, que no se disuelve en el agua ni en la bencina, lo háce en el mercurio.

Por otra parte, una cantidad dada de un líquido no puede disolver toda la cantidad de substancia que queramos: si en un poco de agua contenida en un vaso echamos continuamen-

(1) *J. Van't Hoff*, físico-químico holandés contemporáneo, profesor en Berlín, célebre por sus trabajos sobre disoluciones, gases y presión osmótica. Ha publicado: *Dinámica química; Posición de los átomos en la molécula; La Química-Física y sus aplicaciones; Lecciones de Química-Física.* En 1901, obtuvo el *Premio Nobel.*

te sal, llegará un momento en que el agua no disuelve más; toda la sal que a partir de ese momento echemos quedará en el fondo sin disolverse. Entonces, se dice que la disolución está *saturada*.

Una disolución saturada de sal en agua, contiene a la temperatura ordinaria (15°) 35.5 gramos de sal por cada 100 cm.³ de agua.

51. Coeficiente de solubilidad; curvas de solubilidad. – La solubilidad de una substancia en un líquido, viene medida por lo que se llama su *coeficiente de solubilidad* en dicho líquido, que es *la cantidad en peso* (gramos) *de dicha substancia que saturan 100 partes en peso* (gramos) *del disolvente*.

Para determinar el coeficiente de solubilidad de una substancia en un líquido cualquiera, agua p. e., no habrá más que tomar 100 gramos de esa agua y ponerlos en un vaso; añadir la substancia y agitarla con una varilla hasta que el agua se sature; recoger luego esa disolución por decantación o por filtración; evaporar el disolvente en una cápsula, y pesar el cuerpo que éste deja como residuo al evaporarse: ese peso en gramos es el coeficiente de solubilidad.

El valor del coeficiente no es el mismo si hemos hecho la disolución a temperaturas diferentes. Así, el nitro o salitre, que tiene de coeficiente 26 a la temperatura de 15° y en el agua, cuando ésta eleva su temperatura a 100°, el coeficiente se eleva hasta 200.

Esta variación del coeficiente se representa por medio de las *curvas de solubilidad*.

Para obtener una curva de solubilidad, hay que tomar dos ejes de coordenadas (Fig. 33). En el eje de las abscisas (horizontales), se marca las temperaturas a que se hace la disolución. En las ordenadas (verticales), se marca los coeficientes de solubilidad. Trazando al eje de abscisas y ordenadas perpendiculares en los puntos que señalen el coeficiente de solubilidad y la temperatura a la cual ese coeficiente se mide, esas perpendiculares se cortan en un punto, que es un punto de la curva.

Haciendo de este modo el trazado de varios puntos y uniendo luégo éstos, obtendremos la curva de solubilidad deseada.

Ejemplo. Hállese la curva de solubilidad del nitro o salitre sabiendo que a 0°, su coeficiente vale 14; a 20°, 32; a 40°, 64, y a 60°, 109.

Los puntos de la curva serán A, B, C y D.

Si, al contrario, nos dan la curva y queremos, valiéndonos de ella, determinar el coeficiente de solubilidad a una temperatura dada, no hay más que trazar por el punto que marque la temperatura una perpendicular al eje de abscisas hasta que corte a la curva; por ese punto de corte, bajar la perpendicular al eje de ordenadas, y en el sitio en que lo encuentre, habrá un número que expresa el coeficiente deseado.

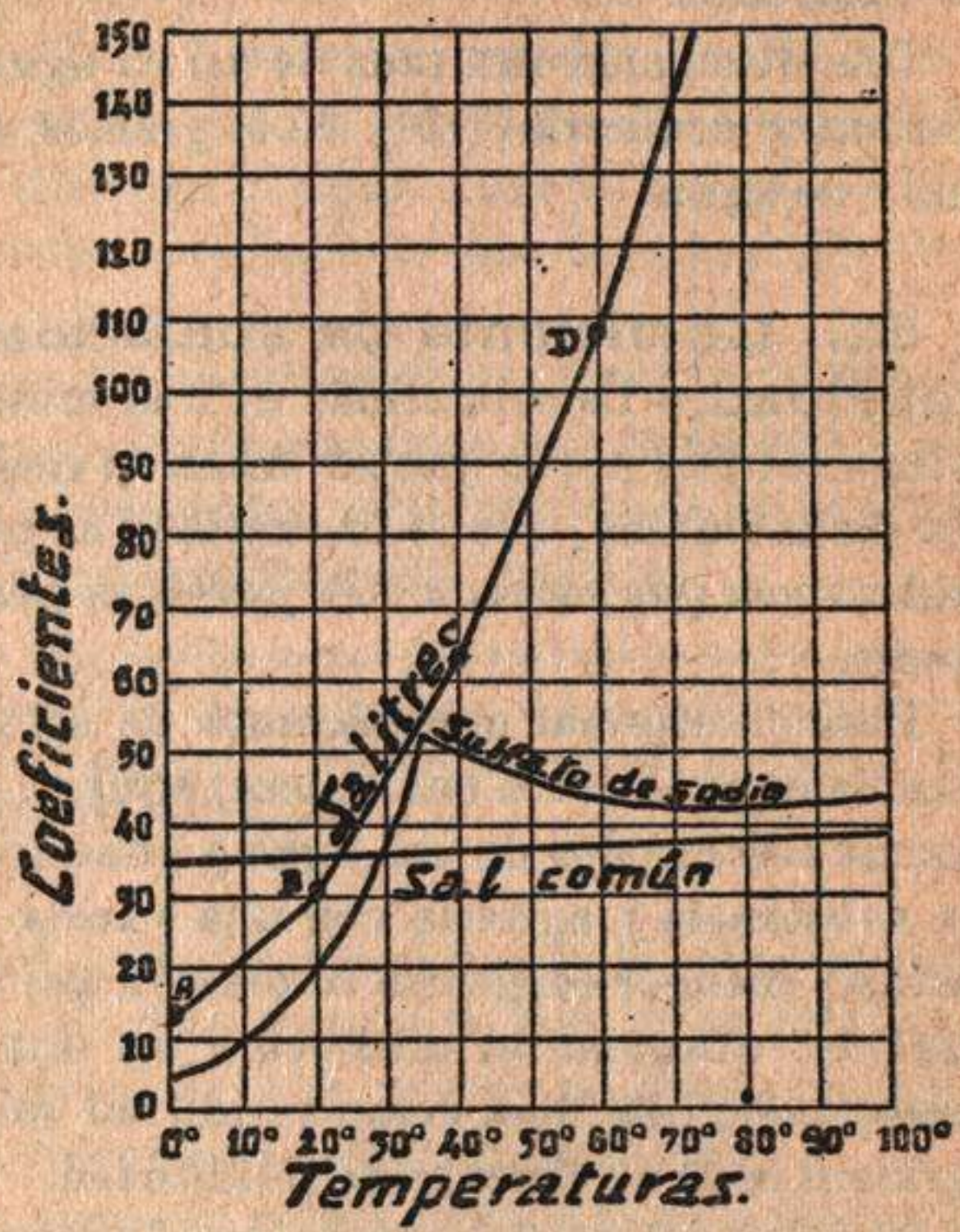


Fig. 38.

Trazadas las curvas de solubilidad de varias substancias (figuras 38, 39 y 40), veremos que hay varias clases: unas, como la de la sal común o de cocina, paralelas casi al eje de abscisas, lo cual nos dice que su solubilidad casi no varia con la temperatura; otras, como las del nitro, expresan que su coeficiente aumenta al elevarse aquélla; otras, como la del sulfato de sodio, nos dicen que su coeficiente crece hasta un límite y luego disminuye; otras, como la del sulfato de hierro, tienen una variación irregular, y otras, por último, como la de la cal apagada, nos demuestran que si la temperatura crece, el coeficiente disminuye.

52. Sobresaturación.—Al disolver nitro en agua caliente, la cantidad que de aquél contiene la disolución es muy

grande, y al enfriarla, se va depositando todo el nitro que excede al coeficiente de solubilidad correspondiente a las temperaturas por que pasa. Sin embargo, hay ocasiones en que, enfriada la disolución en debidas condiciones de reposo, ese exceso no se deposita, sino que continúa disuelto. Entonces se dice que la disolución está *sobresaturada.* (Recuérdese la sobrefusión).

Basta a veces un ligero movimiento, o hacer caer en la disolución una partícula del cuerpo disuelto, para que desaparezca la *sobresaturación* y se deposite la cantidad excedente.

53. Comportamiento de las disoluciones en los cambios de estado.—Sabemos que mientras dura la fusión, solidificación, ebullición, licuación, de una substancia pura (p. e., zinc, agua destilada, etc.), la temperatura permanece constante. Si hervimos agua pura en una cápsula, su temperatura permanece fija hasta que desaparece la última gota de ella. Su densidad es también constante a través de la ebullición, y tampoco se alteran otras propiedades. En cambio, si evaporamos una disolución de sal, podremos observar, introduciendo un termómetro en el líquido, que la *temperatura de ebullición crece a medida que disminuye la cantidad de disolución;* que la disolución aumenta en densidad, y que el líquido evaporado es solo vapor de agua, puesto que licuado da agua pura. De esto deducimos que las propiedades del residuo de la disolución van cambiando mientras dura el cambio de estado, y que lo evaporado es distinto de la disolución. Cosa análoga sucede al congelarse una disolución: conforme va disminuyendo, la temperatura de congelación va bajando; aumenta también la densidad del residuo, y el líquido congelado, si se trata de una disolución acuosa, da solo hielo, (1) ya que al fundirse produce agua *dulce.*

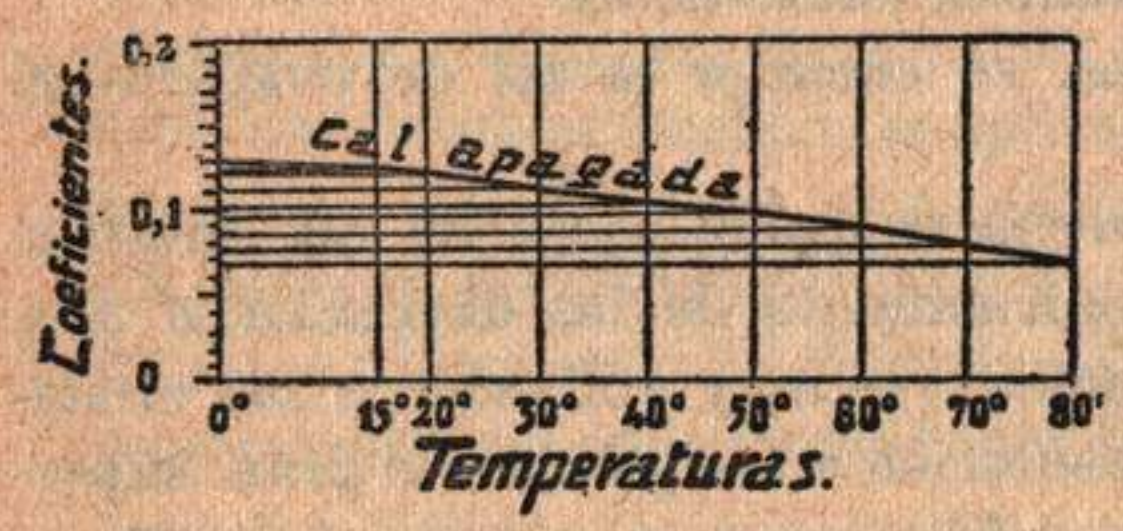


Fig 39.

(1) Cuando la disolución, por disminución de disolvente, llega a la saturación, al congelarse no lo hace el agua sola, ya que se forman *cristales de hielo y sal*, en cuyos cristales el agua y la sal entran en la misma proporción que la de saturación.

Se observa aquí, por consiguiente, dos clases de transformaciones: unas que se verifican en las substancias puras y mediante las cuales la porción de substancia que queda por transformar posee propiedades idénticas a las que tenía toda la substancia antes del comienzo de la transformación (p. e., el cambio de agua en vapor); estos cambios son conocidos con el nombres de *hilotrópicos (W. Ostwald)* (1) Otras que se verifican en las disoluciones y que ocasionan, en el resíduo de substancia que queda por transformar, un cambio de propiedades en relación a las que tenía la substancia antes del principio de la transformación (p. e., ebullición de agua salada).

Las substancias puras pueden *sufrir cambios hilotrópicos*; *las disoluciones no*; hé aquí una diferencia capital entre ambos grupos de substancias.

Lo anteriormente indicado nos dice de qué modo podemos separar los componentes que constituyen una disolución. Bastará, si deseamos obtener la sal contenida en ella, con evaporar el disolvente. Calentando en una cápsula una disolución de nitro, el agua, en forma de vapor, desaparece lentamente y queda como residuo el nitro en cristales. Hé aquí, pues, un procedimiento para cristalizar substancias.

En las salinas marinas, se encarga el sol de evaporar el agua salada del mar.

También se pueden verificar separaciones de las substantancias disueltas, por enfriamiento de las disoluciones concentradas. Este procedimiento es muy utilizado en las cristalizaciones. Se lleva la disolución a recipientes de gran superficie (cristalizadores); se enfrían estos con mezclas frigoríficas, y entonces el sólido se separa cristalizado en el seno de la disolución o «aguas madres».

Fundándonos en la solubilidad, podremos también separar un componente de una mezcla de sólidos. Para ello, se trata la mezcla con un disolvente que sólo a él disuelva; se filtra después para que las demás substancias sólidas de la

---

(1) *Guillermo Ostwald*, químico y pensador alemán contemporáneo, profesor de la Universidad de Leipzig; fundador del *Instituto de Físico-Química* de la misma ciudad. La Química le debe numerosos trabajos físico-químicos. Ha publicado: *Química general. Principios de Química analítica, Electroquímica, Elementos de Química, La Energía.* Monografías sobre investigadores clásicos, tituladas los *Clásicos de Ostwald; Los Grandes Hombres; Esboço de una filosofía de las Ciencias.* Obtuvo en 1909 el *Premio Nobel.*

mezcla quedan retenidas en el filtro, y mientras, él pasa en la disolución, de la que más tarde se le separa por cualquiera de los procedimientos indicados.

En una mezcla de sal e impurezas terrosas, podremos separar la sal tratando la mezcla con agua, filtrando y haciendo luego, por evaporación, cristalizar la disolución de sal obtenida.

54. Otras clases de disoluciones.—Hasta ahora solo hemos hablado de disoluciones de sólidos en líquidos; las hay también de líquidos en líquidos, de gases en líquidos, de gases en gases: el agua disuelve al alcohol; el gas carbónico se disuelve en el agua (agua de Seltz); el vapor de agua se disuelve en el aire (aire húmedo). A estas disoluciones también es aplicable, en general, lo que antes hemos indicado para las de sólidos en líquidos; pero los gases entre sí, y algunos líquidos, se disuelven en cualquier relación; no presentan el fenómeno de la saturación: son realmente mezclas homogéneas (nota de la pág. 59).

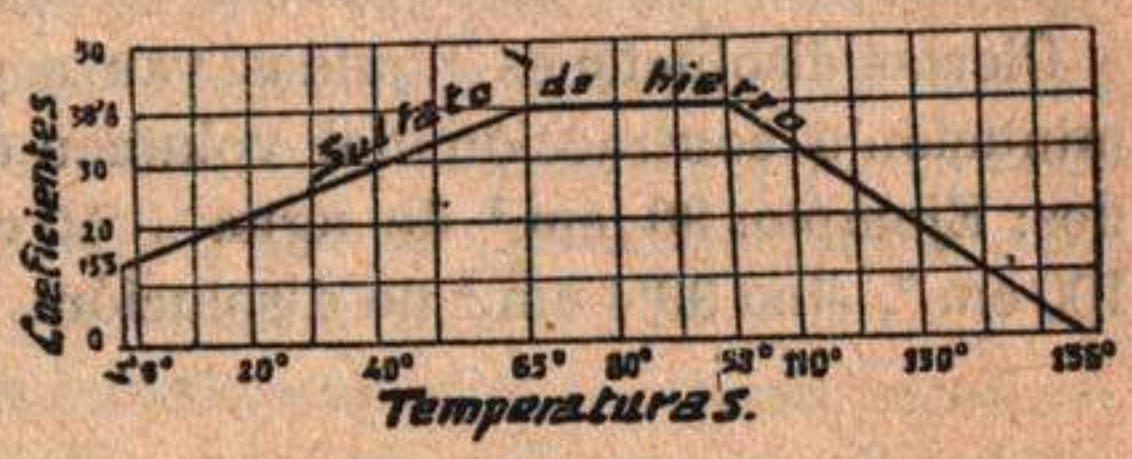


Fig. 40.

También hay *disoluciones sólidas*: tales como las que resultan en la fusión de una mezcla de substancias isomorfas (pág. 23): dejando enfriar la masa fundida, se producen cristales mixtos que *Van't Hoff* llamó *disoluciones sólidas*. Otras mezclas, como el vidrio (masa fundida de arena, piedra de cal y sosa), y las de metales (aleaciones) también se consideran como disoluciones.

La razón de este nombre está en que tales substancias presentan algunas propiedades de las disoluciones líquidas, como la de la saturación, y en que, además, el estudio de su estructura y de su comportamiento durante la fusión (1) las asemejan por completo a las disoluciones conocidas.

Se considera como una disolución de *gas en sólido*, la que forma el hidrógeno al ser absorbido por los cuerpos porosos.

---

(1) Las aleaciones funden generalmente a temperatura inferior a la que funden sus componentes.

55. Disolución de líquidos en líquidos.—Al mezclar agua y aceite, vemos que se separan por reposo, sin disolverse; en cambio, si mezclamos agua y alcohol, en cualquier proporción en que lo hagamos, obtendremos una mezcla homogénea.

Hay, por tanto, líquidos insolubles en otros, y líquidos que en todas proporciones se disuelven entre sí.

Existen, por último, algunos, como el agua y el éter sulfúrico, que mezclados y agitados se separan por sus densidades: el éter queda en la parte superior, pero saturado de agua disuelta, y el agua en la inferior saturada de éter.

Ciertas disoluciones líquidas van acompañadas de una disminución o contracción del volumen de los cuerpos mezclados: Ejemplo: 90 cm.^{3} de agua + 10 cm.^{3} de alcohol no dan 100 cm.^{3}, sino 99'4 cm.^{3} de disolución.

56. Variaciones de temperatura al disolverse sólidos en líquidos.—Como la disolución no es más que el paso de una substancia al estado líquido, ocurre que los sólidos, al disolverse, necesitan consumir una energía que verifique el trabajo de disgregación de su materia. Por esta razón, como la única energía que pueden utilizar es la que existe en los cuerpos que rodean al sólido (disolvente, vaso, etc.) y esa es el calor, el sólido toma ese calor para disolverse, y entonces aquéllos se enfrían. En toda disolución, se produce, en general, un descenso de temperatura. Al calor absorbido o desprendido, se le llama *calor de disolución*.

Hay, sin embargo, casos en que la temperatura, en vez de disminuir, aumenta; pero esto es debido en general a causas distintas de la disolución.

El coeficiente de solubilidad *crece con la temperatura si en la disolución se absorbe calor; decrece si, al contrario, se produce desprendimiento de él.*

Mezclas frigoríficas. Como consecuencia de la absorción de calor en la disolución, se utiliza muchas veces mezclas de substancias que al disolverse producen *frío* intenso. Esas *mezclas* se llaman *frigoríficas:* tres partes de nieve y una de sal

común hacen bajar la temperatura a — 21°: aquí la sal se disuelve en el hielo que se va fundiendo.

Dos partes de cloruro cálcico y una de nieve producen una temperatura de — 42°.

El alcohol y la nieve, el ácido sulfúrico y el hielo, el nitrato amónico y el agua o la nieve, son mezclas frigoríficas.

57. Ósmosis.—En un vaso con agua, introduzcamos otro cuyo fondo lo constituya una vejiga, lleno de una disolución de sal común. Al cabo de cierto tiempo, se observa que el agua exterior es salada, lo cual nos prueba que a través de la vejiga ha pasado sal, que luégo se ha difundido en el agua exterior. El fenómeno es, pues, una difusión. Y por producirse a través de un cuerpo sólido poroso (la vejiga), se le distingue con el nombre de *ósmosis*. (1)

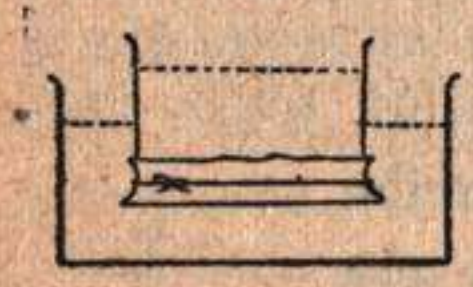


Fig. 41.

Esta misma experiencia puede repetirse utilizando vasos cuyo fondo sea de arcilla poco cocida y no barnizada, o de pergamino, etc., y en que el líquido, en vez de ser una disolución de sal común, sea de azúcar o de sulfato cúprico. En todos estos casos, la ósmosis se produce de un modo semejante.

La velocidad con la cual se produce ósmosis a través de una vejiga, crece en general cuando la temperatura aumenta; aunque ese crecimiento es muy pequeño.

Liebig (2) explica la ósmosis basándose en el hecho de que la vejiga absorbe cantidades distintas de líquidos o de disoluciones. En efecto: un trozo de vejiga seca que pesa 1 gramo, introducida 24 horas en agua, absorbe 268 gramos de ese líquido; si se introduce durante el mismo tiempo en una disolución de sal común, ha aumentado de peso 133 gr., esto es, ha absorbido 133 gramos de esa disolución; si la sumergimos en alcohol, la absorción es de 38 gramos solamente.

Cuando esta vejiga separe dos líquidos distintos, como en la ex-

(1) Derivado del griego y significa *impulso* o *empujón*.

(2) *J. Liebig* (1803-1873), químico alemán que trabajó en el laboratorio de Gay-Lussac, y con sus estudios y métodos de investigación contribuyó enormemente al progreso de la química del carbono. Publicó *Cartas sobre la Quimica*.

periencia anterior, absorberá de uno más que de otro, y el absorbido por un lado de la vejiga se difundirá por el otro en el líquido que está en contacto con ella, produciéndose de esta manera la ósmosis hasta llegar al equilibrio.

58. Presión osmótica.—En un vaso lleno de agua (Fig. 42), introduzcamos, lleno de una disolución de sal común, otro vaso provisto de un tubo y cerrado por un pedazo de vejiga en la parte inferior; se observa entonces que en el tubo adicional asciende el nivel del líquido. Dentro del vaso interior existe, por tanto, una presión capaz de contrarrestar el peso de la columna líquida del tubo; a esa presión se la denomina *presión osmótica*. El hecho es debido a que el agua del vaso externo penetra en el interno con velocidad mayor a la de la sal.

Con objeto de que el líquido del vaso interior no sea obligado a salir por la presión hidrostática de la columna líquida del tubo a través de la vejiga, se ha dispuesto el aparato de tal modo que la columna, en vez de ser vertical, tenga una dirección horizontal.

La existencia de la presión osmótica se concibe fácilmente: supongamos un vaso que contenga una disolución de *sulfato cúprico* o vitriolo azul, y sobre esa disolución echemos agua; por difusión, las moléculas de la substancia disuelta penetran a través del agua hasta que la disolución se hace homogénea. El fenómeno es enteramente igual al de expansibilidad de gases. Las moléculas del sulfato poseen, según esto, una tendencia a extenderse por toda el agua.

Fig. 42.

Si en la zona de separación de la disolución y el agua se coloca una membrana, las moléculas de la substancia disuelta, como tienden a ocupar todo el espacio líquido que está encima, chocan con la vejiga y ejercen, por tanto, sobre ésta una presión: la presión osmótica.

Si algunas moléculas consiguen pasar a través de los poros de esa membrana, como no encuentran obstáculo en su salida, no chocarán sobre aquélla, es decir no manifestarán presión sobre ella. Para que esto no ocurra, se ha ideado unas mem-

branas especiales llamadas *semipermeables*, que permiten el paso de las moléculas líquidas, pero impiden el de las moléculas de las substancias disueltas. (1)

Con las membranas semipermeables se puede medir fácilmente la presión osmótica de una disolución.

Para ello, se coloca la disolución en el vaso interior de un aparato análogo al de la fig. 42, y se mide la presión osmótica por un manómetro en comunicación con el tubo. La altura del mercurio nos da el valor de la presión, ya que su peso tiene que ser equilibrado por otra fuerza igual (presión osmótica) ejercida en el interior del tubo.

Leyes de la presión osmótica.—Tomemos tres vasos y pongamos en ellos agua. Disolvamos en el primero 10 gramos de azúcar, en el segundo 20, en el tercero 30, y añadamos en todos ellos líquido hasta hacer 1.000 cm.³

Si medimos por el procedimiento anterior la presión osmótica de la primera disolución, veremos que tiene de valor 53,3 cm.; la de la segunda, 101.6; la de la tercera, 151.8; es decir:

La presión osmótica crece proporcionalmente a la cantidad de substancia disuelta.

Poniendo en un vaso un gramo de azúcar y disolviéndolo en agua hasta hacer 100 cm.³, si medimos la presión, veremos que vale 53,5 centímetros. Si diluímos esa disolución añadiendo agua hasta 200 cm.³, él valor de su presión osmótica vale próximamente la mitad: 26,7 cm.; si la dilución se hace hasta 300 cm.³, el valor de la presión es $\frac{1}{3}$ de la presión inicial, o sea 17,8. Según esto, cuando el volumen se hace 1, 2, 3 veces mayor, la presión se hace 1, 2, 3 menor.

Volúmenes y presiones osmóticas están, pues, en razòn inversa. Esta ley es la misma que la de Mariotte para los gases (página 28).

Todas estas mediciones están hechas a la misma temperatura.

Si tomamos una disolución de azúcar al 1 por 100 y medimos el valor de su presión a 0°, 1°, 2°, etc., observamos que esa presión aumenta con la temperatura y que el aumento experimenta-

---

(1) La mejor membrana semipermeable se obtiene por medio del *sulfato cúprico* y del *ferrocianuro potásico:* para ello se toma un vaso de arcilla porosa (el de una pila de Bunsen) y se le introduce en una disolución de sulfato cúprico durante algún tiempo, hasta que esté embebido de disolución; más tarde se le saca de esa disolución y se le introduce en otra de ferrocianuro potásico. La acción de las dos substancias produce entre los poros de la arcilla una substancia nueva: el *ferrocianuro cúprico,* que actúa de membrana semipermeable.

do por la unidad de presión osmótica al elevarse la temperatura un grado (coeficiente térmico de presión), tiene el mismo valor que para los gases $\frac{1}{273}$. Las disoluciones cumplen, según esto, la ley de Gay-Lussac sobre los gases (pág. 29).

Todos estos hechos hicieron concebir a *Van't Hoff* (1887) que las disoluciones son análogas a los gases. Por tanto, podemos admitir que *los cuerpos disueltos son gases que ocupan el volumen de la disolución.* (1)

La ósmosis y la presión osmótica nos explican un gran número de hechos: si cortamos una planta, ésta se seca; pero si introducimos su tallo en agua, vuelve a adquirir su primitiva lozanía. Lo primero ocurre porque el agua del protoplasma se evapora, y lo segundo porque al introducir el tallo en agua, penetra ésta por ósmosis a través de la cubierta celular y hace que el protoplasmá recobre su estado primitivo.

§ 12. Suspensiones coloidales

59. Suspensión coloidal.—Si la experiencia que hicimos con la sal (pág. 67) la repetimos con una solución de *cola* o *clara de huevo* en agua, encontramos que estas substancias no átraviesan la vejiga: no son, pues, susceptibles de difundirse osmóticamente. A las substancias que, como la clara de huevo y la cola, no son capaces de ósmosis, se las llama *coloides;* y a las que, como la sal, el azúcar, etc., son capaces de hacerlo, *cristaloides.* El nombre de coloides procede del aspecto de cola que tiene el residuo obtenido por evaporación del líquido que forma la disolución.

Antes se creía que el estado coloide solo podían presentarlo determinadas substancias, pero los trabajos modernos coinciden en que dicho estado *pueden presentarlo hasta substancias cristaloides, sometiéndolas a operaciones determinadas;* por tanto, se considera que no hay, por una parte, materias cristaloides y por otra materias coloides, sino un *estado coloide*

(1) Las leyes indicadas son *leyes límites* (pág. 30). La analogía entre un gas y una disolución es mucho más estrecha cuanto más diluída sea la disolución.

que, como el estado sólido, líquido o gaseoso, pueden poseerlo todas las materias: tenemos oro, plata, azufre, etc., coloidales.

Los *coloides disueltos* son conocidos con el nombre de *soles;* a la substancia gelatinosa que se separa de la disolución del *sol*, se le llama *gel;* si el líquido en el cual está contenido el *coloide* es el agua, se llama entonces a la solución *hidrosol*, e *hidrogel* la substancia sólida separada por evaporación del agua. Estos nombres son debidos a *Graham*.

El estado coloide no puede considerarse realmente como una disolución; antes bien es un estado intermedio entre el de mezcla y el de disolución.

Trabajo sobre suspensiones coloidales (1). Según las investigaciones recientes, puede asegurarse que hay dos clases de coloides, caracterizados por *Wolfg. Ostwald* como *coloides de suspensión (suspensoides)* y *coloides de emulsión (emulsoides)*. Ambas se abarcan con la definición que hoy se da del estado coloide: *una suspensión de gránulos ultramicroscópicos en un líquido.*

Si los gránulos suspendidos son sólidos, es un *suspensoide;* si líquidos, un *emulsoide.*

Estos gránulos los observaron al microscopio *Siedentopf* y *Zsigmondy*, iluminando la suspensión lateralmente por un rayo horizontal, de manera que solo penetrase en el microscopio la parte de la luz difundida por las partículas de la suspensión. El *ultramicroscopio* satisface estas condiciones.

El número de gránulos suspendidos (de modo análogo a como la arcilla fina lo está en el agua) es enorme: en la plata coloidal (2) es aproximadamente de 15 millones por milímetro cúbico. Se admite que todos los gránulos tienen el mismo tamaño y son de forma esférica. El diámetro de estos gránulos es de orden ultramicroscópico: 0,1 a 0'01 de micra (3); lo que les distingue de las *mezclas en suspensión* (p. e., arcilla fina en agua) y de las emulsiones (p. e., gotas de grasa en agua), puesto que en ambos casos las partículas son mucho mayores. Dicho tamaño varía según las suspensiones: una suspensión coloidal de oro con 5'3 mg. de oro por 100 centímetros cúbicos, tiene sus gránulos de 0'02 a 0'08 μ.

---

(1) O. D. Chwolson: *Traité de Physique*, tomo 1.º, fascículo 3.º, 1907. Páginas 724 y sig.

(2) Los metales coloides se obtienen haciendo saltar chispas eléctricas entre dos alambres (electrodos) del metal correspondiente, en medio de agua pura. Los electrodos se disgregan, quedando las partículas suspendidas en el líquido (procedimiento de *Bredig*). Hay procedimientos puramente químicos.

(3) Uua micra es igual a una milésima de milímetro y se representa por la letra griega μ (mi).

Los gránulos coloidales más pequeños tienen un diámetro 100 veces mayor que el de las moléculas de tamaño medio. Estas caen por eso fuéra del campo del ultramicoscopio.

Los gránulos coloidales presentan, además, movimientos análogos a los *brownianos* (1) de una amplitud generalmente inferior a 10 μ.

Linder y Picton han experimentado que si se coloca una suspensión coloidal en un campo eléctrico, hay un transporte de gránulos hacia el *ánodo* o hacia el *cátodo* (2), según sea el coloide. Por ejemplo, los coloides metales se dirigen hacia el ánodo, y por eso se llaman *coloides negativos*; el hidrato de hierro se dirije hacia el cátodo, y es un *coloide positivo*. Hoy nada puede decirse definitivo sobre el origen de esta carga eléctrica.

También se ha observado (*Majorana*, 1902) que los gránulos coloidales se desplazan un poco sometiéndolos a la acción de un campo magnético. Y *Cotton* y *Mouton*, siguiendo una experiencia hecha por *Schmauss*, han hecho investigaciones que permiten deducir que los gránulos se orientan en un campo eléctrico; se comportan, pues, como imanes.

Estas propiedades, juntas a la de *difundir* la luz, son las más importantes del estado coloidal. Para nosotros, es de una importancia grandísima dicho estudio, ya que se presentan en estado coloide la mayor parte de las substancias celulares.

---

(1) Movimientos vibratorios de gran rapidez, descubiertos por el botánico inglés *Brown* en 1827.

Dichos movimientos pueden observarse en el latex de la lechetrezna. Se coloca una gota de latex en un portaobjetos. Se dispone el portaobjetos de modo que reciba oblicuamente la luz directa del sol. Observando la luz saliente, se nos aparecen los movimientos brownianos como un vivísimo bailoteo y hormigueo, en hermosos colores de interferencias. Se hace más perceptible el fenómeno colocando un papel negro mate a una distancia de 3 ó 5 centímetros del portaobjetos. (E. Strasburger y M. Koernicke: *Das botanische Praktikum*, 1913, págs. 113 y 114).

(2) *Anodo* es el polo positivo de una pila, y *cátodo* el negativo.

CAPITULO VI

LOS FENÓMENOS QUÍMICOS

§ 13. Substancias simples y compuestas

60. Fenómeno químico.—Pongamos en una cápsula de porcelana y bien mezclados, azufre molido (3 gramos) y zinc pulverizado (6 gramos). En esa mezcla, con auxilio del microscopio se puede perfectamente distinguir los granos de azufre y de zinc. Tomando una porción de ella en un tubo de ensayo y tratándola con un líquido llamado *sulfuro de carbono* (1), veremos que los granos de zinc quedan sin disolverse en el fondo de dicho tubo, mientras el azufre se disuelve en el líquido. Las dos substancias pueden, por tanto, separarse perfectamente.

Si calentamos ahora la mezcla de la cápsula con una lámparilla de alcohol, la mezcla arde y se produce una *nueva* substancia blanquecina. En esa substancia no encontramos con el microscopio granos de las substancias mezcladas, y aunque la tratemos por el sulfuro de carbono, no podemos separar el azufre del zinc. El mismo resultado obtendremos con los procedimientos dados en la separación de mezclas. El azufre y el zinc se han unido, pues, más íntimamente de lo que lo hacen las substancias al formar mezclas y disoluciones.

Como en el hecho anterior se *ha alterado la naturaleza de las substancias* que en él intervienen, el fenómeno será *un fe-*

(1) Hay que manipularlo con cuidado, pues se inflama con facilidad.

nómeno químico (pág. 15), y como, además, este cambio se ha producido por la acción recíproca del azufre y el zinc, también se le llama *reacción química*. Fenómeno químico y reacción química son, pues, una misma cosa.

El número de fenómenos o reacciones químicas es muy grande, pero todos ellos se agrupan en dos tipos esencialmente opuestos:

1.° En la reacción anterior hemos podido observar que *dos substancias distintas se han unido para formar otra* diferente de lás componentes, a la que, por estar constituida de azufre y zinc, se denomina *sulfuro de zinc* (1). El hecho puede ser representado por la siguiente igualdad: azufre + zinc = sulfuro de zinc. Este tipo de fenómeno se llama combinación. Por consiguiente, *combinación* es la unión íntima de dos o más substancias para formar otra de propiedades distintas a las componentes.

En toda combinación se producen siempre, como hemos visto en la estudiada, cambios de energía: desprendimientos o absorciones de calor, luz, etc.

2.° Si en un tubo de ensayo colocamos *óxido mercúrico*, que es una substancia rojiza, y elevamos su temperatura, se observa que sobre las paredes del tubo se depositan gotitas de una substancia líquida, de aspecto metálico y de color de plata: *mercurio;* además, se desprende un gas que posee la propiedad de encender una astilla de madera con un punto en ignición. Este gas es el *oxígeno*. La igualdad que representa este fenómeno será: óxido mercúrico = mercurio + oxígeno. Al fenómeno se le llama *descomposición*. La *descomposición* es, por consiguiente, *el desdoblamiento de una substancia en otras de propiedades distintas a la primera*. También en este proceso se manifiestan cambios de energía.

61. Análisis.—Al estudiar el óxido mercúrico, hemos visto que esta substancia está formada de otras dos. Cabe preguntar si muchas de las substancias conocidas estarán formadas, como el óxido mercúrico, por la unión de otras distintas:

(1) El nombre latino del azufre es *Sulphur*.

para averiguarlo, se ha sometido a aquéllas a una serie de acciones diferentes, con objeto de procurar su separación; esto es, se ha hecho su *análisis*. El análisis es, por tanto, el *proceso de descomposición de una substancia en las substancias que la forman*. (1)

Si este análisis tiene por objeto averiguar tan solo la naturaleza de las substancias de que está formada la que se analiza, se llama *cualitativo*. Este análisis es el que hemos realizado al estudiar la descomposición del óxido mercúrico.

Pero cuando, además de determinar las substancias que componen la analizada, determinamos la cantidad que existe de cada una de ellas, entonces el análisis se llama *cuantitativo*.

Si tomamos 100 gramos de óxido mercúrico, lo descomponemos y recogemos y pesamos el mercurio que se ha producido en la descomposición, vemos que esa cantidad es de 92,05 gramos. En 100 gramos de óxido mercúrico hay, pues, 92,05 de mercurio y el resto de oxígeno. Este es un análisis cuantitativo. (2)

62. Substancias simples y compuestas.—Al hacer el análisis de las substancias conocidas, nos encontramos con que hay algunas, el mercurio por ejemplo, que, *sometidas a todas las acciones imaginables, no se pueden descomponer*. A estas substancias se les llama *substancias simples*

---

(1) La palabra *análisis* fué empleada por vez primera por Boyle, para designar este proceso.

(2) Hasta últimos del siglo XVII con Boyle, y en el XVIII con *Black*, químicos ingleses, y principalmente con *Lavoisier*, no empieza a usarse en la Química el análisis cuantitativo. Toda la Química anterior es cualitativa.

Antonio Lorenzo Lavoisier nació en París en 27 agosto 1743, y murió guillotinado en 8 mayo 1794. Este ilustre químico es el verdadero fundador de la química moderna; de él, el célebre matemático *Lagrange* dijo: «Un minuto bastó para hacer caer aquella cabeza: cien años no bastarán tal vez para producir otra semejante», Interpretó el fenómeno de la combustión; derribó al *flogisto;* demostró la naturaleza del aire (véase: el *oxígeno* y el *aire*), etc. Fundamentó experimentalmente la indestructibilidad de la materia: *en el Universo nada se crea, nada se destruye; solo hay transformación*. Publicó: *Opúsculos físicos y químicos; Nuevas investigaciones sobre la existencia de un fluido elástico; Método de nomenclatura química; Tratado elemental de química.*

o *elementos químicos*. Hay otras, en cambio, de las cuales pueden ser separadas distintas clases de materia; a estas substancias se las denomina *substancias compuestas*, o *compuestos químicos*.

El azufre, el hierro y el cobre son substancias simples porque de ellas no podemos separar más que azufre, hierro o cobre.

El óxido mercúrico y el sulfuro de zinc son substancias compuestas de las cuales podemos separar: oxígeno y mercurio en la primera; azufre y zinc en la segunda.

El número de elementos conocidos es 83.

El número de compuestos nuevos que se prepara todos los años en los laboratorios es de unos nueve mil. Casi todos estos compuestos son substancias en que entra el carbono. (1)

Cuando desdoblando una substancia compuesta se llega hasta separar las *simples* o *elementos* que la forman, verificamos un análisis. A este tipo de análisis se le llama *elemental*.

Puede darse, como se hace modernamente, el concepto de elemento a partir del estudio de los cambios *hilotrópicos* de que ya hablamos en la pág. 64. Según estas ideas, *son elementos las substancias puras que no sufren más que transformaciones hilotrópicas, cualesquiera que sean las influencias de energía a que se encuentren sometidas.* (2)

63. Nombres de los elementos.—Al descubrir una substancia, lo primero que se hace es nombrarla. Para ello y con objeto de que el nombre sea el mismo en todos los países, se ha recurrido generalmente al griego y al latín.

Los nombres con los cuales son designados los elementos, responden a las siguientes razones:

O expresan alguna de las propiedades características de esas substancias, como: *Hidrógeno*, que quiere decir engendrador de agua; *Iodo*, por el color violeta de sus vapores; *Mercurio* o hydrargyrium por tener el aspecto de plata líquida. O se dedican a algún astro y toman el nombre de él, como: *Selenio* por haber sido dedicado a la luna; *Telurio*, a la

(1) E. Fischer: *Neuere Erfolge und Probleme der Chemie*, 1911.
(2) W. Ostwald: *L'Evolution d'une Science. La Chimie*, pág. 31, 1916.

tierra. O se les da, como homenaje a un país, su nombre: *Germanio* en recuerdo de Alemania; *Galio* en recuerdo de Francia; *Europio y Polonio* en homenaje a Europa y a Polonia. (1)

Y, por último, en algunos casos, toman el nombre del mineral o sitio donde se les descubrió o se encuentran: *Helio* por haberse descubierto en el sol (2); *Zirconio* por haberse encontrado en el mineral llamado zircón.

Con objeto de abreviar en la escritura y facilitar, como veremos más tarde, la expresión de las reacciones, cada uno de estos elementos se representa por lo que se llama su *símbolo*.

El símbolo se reduce en unos a la inicial de su nombre. Así el *Carbono* se representa por C, el *Hidrógeno* por H, el *Oxígeno* por O.

Pero cuando dos o más tienen la misma letra inicial, se forma su símbolo con esta letra y una de las vocales o consonantes que le siguen: *Carbono*, C; *Cloro*, Cl; *Cromo*, Cr; *Cobalto*, Co; *Cobre* (Cuprum), Cu.

La necesidad de representar las substancias químicas por símbolos la sintieron yá los químicos de la Antigüedad y de la Edad Media, adoptando signos para representar las substancias de más uso. Así, por ejemplo: el *aire* por 🜁, el *agua* por 🜄, el *fuego* por 🜂, el *hierro* por ♂

Dalton (3) representaba los metales del modo que anteriormente hemos descrito; pero otro grupo de elementos llamado *metaloides* los representaba por círculos; por ejemplo: el oxígeno por ○, el hidrógeno por ⊙.

---

(1) El *polonio* fué descubierto por la polaca *Madame Curie*, esposa de *Pedro Curie*, célebre químico francés, ambos descubridores del *radio*. Mme. Curie es profesora de la Universidad de París, y autora de las obras: *Investigaciones sobre las substancias radioactivas; Tratado de radioactividad*. En 1911 se le otorgó el *Premio Nobel*.

(2) El helio fué descubierto antes en el Sol (1868) que en la Tierra (1895) por una raya del espectro solar.

(3) *Juan Dalton* (1776-1844), químico inglés que estudió los gases y las leyes de las combinaciones químicas, resucitando la hipótesis atómica. Publicó: *Nuevos principios de Química; Nuevo sistema de filosofía química*.

Berzelius (1), en 1813, propuso el sistema que antes se ha descrito y que es el que se sigue hoy en todos los países.

64. Historia de los elementos.—(2) El concepto de elemento no ha tenido siempre el mismo significado. El padre de la filosofía griega, *Thales*, admitía que todo procedía del agua. El agua era el principio único. Pero se reconoció que con un solo principio no bastaba para explicar la multiplicidad de las cosas reales. Por esta razón fué reemplazado este sistema unitário por los sistemas dualistas, que explicaban el mundo por la acción mútua de dos principios opuestos. *Aristóteles* buscó el concepto de lo elemental entre las propiedades generales de las cosas, y dijo que eran el calor, el frío, la sequedad y la humedad. Como tipo del frio y la humedad, escogió Aristóteles el aguā; como tipo del frío y de la sequedad, la tierra; como tipo de la humedad y del calor, el aire, y como tipo de la sequedad y del calor, el fuego.

Los árabes admitieron otros tipos de elementos: el mercurio simbolizó el metal; el azufre, la propiedad de la combustibilidad. Se conservó la tierra como tipo de los minerales no metálicos, y se escogió la sal para representar la solubilidad en el agua y la facultad de tener un sabor.

Este concepto, como puede verse, no es aún el actual, ya que lo elemental se refiere a *propiedades* comunes de las substancias, no a *substancias*, como hoy día. El concepto de elemento como substancia indescomponible en otras, puede considerarse originario de Jungius y Boyle, (mediados del siglo XVII).

En el pasado siglo y a últimos del XVIII, es cuando se ha aprendido a distinguir y se ha descubierto casi todos los elementos conocido s hoy día. (3)

---

(1) *J. J. Berzelius* (1779-1848), químico sueco que ideó junto con *Davy*, físico inglés, la teoría electro-química para explicarse la afinidad química. Publicó: *Ensayo sobre la teoría de las proporciones químicas y sobre la influencia de la electricidad; Tratado de Química.*

(2) Obra citada de Ostwald, págs. 3-36.

(3) Todos los elementos químicos que han sido encontrados en los demás astros (por el análisis espectral, en los meteoritos, etc.), han sido hallados también en la tierra. Y eso que hemos de tener en cuenta que de la Tierra no conocemos más que una delgada capa de su corteza. Tal vez en su interior haya elementos nuevos.

Los elementos químicos con sus símbolos y pesos atómicos.

(Lista oficial para 1917)

Nombre	Símbolo	P.º atómico	Nombre	Símbolo	P.º atómico
Aluminio	Al	27,1	Lutecio	Lu	175
Antimonio	Sb (1)	120,2	Magnesio	Mg	24,32
Argo	A	39,88	Manganeso	Mn	54,93
Arsénico	As	74,96	Mercurio	Hg (9)	200,6
Azufre	S (2)	32,06	Molibdeno	Mo	96
Bario	Ba	137,37	Neodimío	Nd	144,3
Berilio (3)	Be, Gl	9,1	Neo	Ne	20,2
Bismuto	Bi	208	Niobio (10)	Nb, Cb	93,1
Boro	B	11	Niquel	Ni	58,68
Bromo	Br	79,92	Nito	Nt	222,4
Cadmio	Cd	112,4	Nitrógeno	N	14,01
Calcio	Ca	40,07	Oro	Au (11)	197,2
Carbono	C	12	Osmio	Os	190,9
Cerio	Ce	140,25	Oxígeno	O	16
Cesio	Cs	132,81	Paladio	Pd	106,7
Cloro	Cl	35.46	Plata	Ag (12)	107,88
Cobalto	Co	58,97	Platino	Pt	195,2
Cobre	Cu (4)	63,57	Plomo	Pb (13)	207,20
Cromo	Cr	52	Potasio	K (14)	39,10
Disprosio	Dy	162,5	Praseodimio	Pr	140,9
Erbio	Er	167,7	Radio	Ra	226
Escandio	Sc	44,1	Rodio	Rh	102,9
Estaño	Sn (5)	118,7	Rubidio	Rb	85,45
Estroncio	Sr (6)	87,63	Rutenio	Ru	101,7
Europio	Eu	152	Samario	Sa	150,4
Flúor	F	19	Selenio	Se	79,2
Fósforo	P (7)	31,04	Silicio	Si	28,3
Gadolinio	Gd	157,3	Sodio	Na (15)	23
Galio	Ga	69,9	Talio	Tl	204
Germanio	Ge	72,5	Tantalio	Ta	181,5
Helio	He	4	Telurio	Te	127,5
Hidrógeno	H	1,008	Terbio	Tb	159,2
Hierro	Fe (8)	55,84	Titanio	Ti	48,1
Holmio	Ho	163,5	Torio	Th	232,4
Indio	In	114,8	Tulio	Tu	168,5
Iodo	I	126,92	Uranio	U	238,2
Iridio	Ir	193,1	Vanadio	V	51
Iterbio	Yb	173,5	Wolframio (16)	W, Tg	184
Itrio	Yt	89,7	Xeno	X	130,2
Kripto	Kr	82,92	Zinc	Zn	65,37
Lantano	La	139	Zirconio	Zr	90,6
Litio	Li	6,94			

(1) (Stibium). (2) (Sulphur). (3) o Glucinio. (4) (Cuprum). (5) (Stannum). (6) (Strontium). (7) (Phosphorus). (8) (Ferrum). (9) (Hydrargyrium). (10) o Columbio. (11) (Aurum). (12) (Argentum). (13) (Plumbum). (14) (Kalium). (15) (Natrium). (16) o Tungsteno.

65. Obtención de substancias compuestas.— Ya hemos dicho que las substancias compuestas están formadas de dos o más substancias simples.

Estas substancias compuestas pueden ser obtenidas en los laboratorios por un corto número de procedimientos que reseñaremos a continuación:

1.° *Síntesis.*—En un tubo de ensayo, coloquemos azufre en polvo y mercurio. Al calentar la mezcla, el azufre se une al mercurio y se produce una nueva substancia, negra: *sulfuro de mercurio*, en la cual no podemos ver ni el metal en gotas, ni retirar el azufre por su disolución en el sulfuro de carbono (pág. 73): azufre + mercurio = sulfuro de mercurio.

Este modo de formación es la *síntesis*. La síntesis, según esto, tiene por objeto *formar una substancia compuesta por la combinación de otras más sencillas*. Estas substancias pueden ser simples o compuestas también.

2.° *Substitución.*—Coloquemos en un matracito 30 gramos de sulfuro de mercurio o cinabrio, y mezclémoslos con 6.6 gramos de limaduras de hierro; al calentar la mezcla, se observará que se producen gotitas de mercurio y que queda un residuo negro en el matraz.

Si sacamos de él este residuo, lo molemos y acercamos un imán, veremos que éste no atrae porción alguna de su masa, lo cual prueba que el hierro yá no existe *libre*, sino que se ha *combinado*. Y como de las dos substancias que forman el sulfuro de mercurio, el mercurio ha quedado en libertad, ya que podemos recoger las gotas de él, el hierro se ha tenido que unir al azufre para dar *sulfuro de hierro*. La reacción producida se representará así:

Sulfuro de mercurio + hierro = sulfuro de hierro + mercurio.

Parece que el hierro ha substituído al mercurio en el compuesto, y por eso a esta reacción se le llama de *substitución;* y es una composición simple.

3.° *Doble descomposición.* — En un vaso, disolvamos en agua un gramo de *sal común* o de cocina, que tiene sabor salado y que cristaliza en cubos; y en otro vaso, también en agua, 3 gramos de *nitrato de plata* o piedra infernal, que se

emplea en medicina para cauterizar llagas. Al mezclar ambas disoluciones, se produce una substancia sólida *(precipitado)* blanca y cuajosa como si fuera leche cortada; esta substancia es *cloruro de plata*. Si filtramos y evaporamos el líquido que nos queda, obtendremos un sólido blanco cristalizado, que no es sal común porque no posee sabor salado ni cristaliza en cubos; esta nueva substancia es *nitrato de sodio*, que se emplea como abono en Agricultura, con el nombre de *nitrato de Chile:*

Cloruro de sodio + nitrato de plata = cloruro de plata + nitrato de sodio.

El cloruro sódico y el nitrato de plata han desaparecido para formar otras dos substancias: cloruro de plata y nitrato de sodio.

Esta reacción, por haber sido descompuestas en ella las dos substancias que intervienen, cloruro de sodio y nitrato de plata, se llama de *doble descomposición*.

4.º *Análisis.*—La *piedra de cal* (carbonato de calcio), cuando se calcina en los hornos o caleras, da dos substancias compuestas: la *cal viva* (óxido de calcio), que queda en el horno, y el *gas carbónico,* que se desprende; este gas se desprende también en la fermentación del vino, en la respiración, y apaga los cuerpos en combustión, como una cerilla encendida:

Carbonato de calcio = óxido de calcio + gas carbónico.

En esta reacción, de una sola substancia hemos obtenido otras dos: luego es un *análisis*.

§ 14. Leyes de las combinaciones

66. Ley de los pesos.—Conocidas yá las reacciones según las cuales se puede obtener las substancias compuestas, vamos a ver si entre los pesos de las substancias que se combinan existe alguna relación, o si esas combinaciones se verifican sin satisfacer regla alguna. Fijémonos en una reacción cualquiera: la del azufre y hierro, por ejemplo: Coloquemos mezclados en un tubo de ensayo 4 gramos de azufre en polvo y 7 gramos de limaduras de hierro. Al remover y calentar la

mezcla, se engendra una substancia nueva: *sulfuro de hierro.*

Rompamos el tubo y saquemos el producto de la reacción, al cual, una vez molido, le acercamos un imán; veremos que éste no atrae porción alguna de su masa: no existe, pues, en el sulfuro de hierro porción de hierro en libertad.

Si le tratamos con un líquido, como el sulfuro de carbono, que tiene la propiedad de disolver el azufre, y dejamos después que el sulfuro de carbono se evapore, veremos que no deja residuo: tampoco existe, pues, en el sulfuro de hierro porción alguna de azufre libre:

Los 4 gramos de azufre se han combinado íntegramente con los 7 gramos de hierro. Si pesamos el sulfuro de hierro formado, ese peso es de 11 gramos, que es la suma de los pesos de azufre y de hierro reaccionantes.

Lo mismo que aquí, ocurrirá para otros pesos en otra combinación. En toda reacción:

El peso del compuesto es igual a la suma de los pesos de los componentes. O sea que *en todo fenómeno químico no hay pérdida de substancia.* (Ley de los pesos o de Lavoisier, 1789).

Claro que cuando decimos que en una reacción no hay pérdida de substancia, nos referimos siempre a los límites en que podemos hacer la observación; porque *con balanzas muy delicadas tan solo podemos apreciar pesos hasta una centésima de miligramo.* (1)

67. Ley de las proporciones definidas.—Hemos visto en el ejemplo anterior que cuando reaccionan 4 gramos de azufre y 7 gramos de hierro, se *combinan* íntegramente para formar 11 gramos de sulfuro de hierro. Cabe preguntar si se combinarán también *totalmente*, cualquiera que sea la cantidad de azufre y de hierro.

---

(1) Recientemente (1905) *Landolt* ha hecho muchas pesadas para demostrar esta ley. Colocaba en las dos ramas de un tubo en U las substancias que habían de reaccionar; agitaba el tubo para que la reacción se produjera, y pesándole antes y después de la reacción, observaba pequeñas pérdidas de peso. Pero recubriendo el tubo con una delgada capa de parafina, con objeto de que no pudiera perderse a través de los poros la más pequeña porción de substancia, halló que la ley se cumplía.

Hagamos para esto la misma reacción con 4 gramos de azufre y 10 gramos de hierro. Molida la substancia resultante y haciendo actuar el imán, veremos que éste atrae hierro, que *no* se ha combinado. Recogido ese hierro y pesado, podemos observar que su peso es de 3 gr.

De los 10 gramos solo se han combinado 7, como antes. De cualquier cantidad de hierro que pongamos superior a 7, solo esos 7 gramos se combinan, y el resto queda sin reaccionar.

Luego, *con una cantidad fija de una substancia solo se combina una cantidad fija de otra, para dar el mismo compuesto.*

Si hacemos variar la cantidad de azufre y determinamos la cantidad de hierro que con él se une para formar sulfuro de hierro, obtendremos los siguientes resultados:

Con 4 de azufre se combinan 7 de hierro, y dan 11 gr. de sulfuro de hierro.

Con 2 de azufre se combinan 3'5 de hierro, y dan 5'5 gr. de sulfuro de hierro.

Con 1 de azufre se combinan 1'75 de hierro, y dan 2'75 gr. de sulfuro de hierro.

Estos números nos dicen que cuando el peso del azufre que entra en la reacción es 2, 4 veces menor, el peso de hierro que con él se combina es también 2, 4 veces menor. Estos números son, por tanto, directamente proporcionales, y el valor de su relación será constante: $\frac{4}{7} = \frac{2}{3'5} = \frac{1}{1'75} =$ constante.

Luego, *los elementos para dar un mismo compuesto se combinan en relaciones invariables* (Ley de las proporciones definidas o de Proust 1802). (1)

68. Especie química.—De esta ley se deduce la di-

---

(1) *José Luis Proust* (1755-1826), químico francés que desde España discutía con *Berthollet* la veracidad de su ley. Proust, llamado a España, dirigió la cátedra de Química del Real Seminario de Vergara, el Real laboratorio y el del Colegio de Artillería, de Segovia. Por causa de la guerra con Napoleón, tuvo que abandonar nuestra nación. Publicó: *Anales del Laboratorio Real de Química de Segovia*; *Introducción a la enseñanza de la Química*, y muchos estudios químicos sobre minerales.

ferencia esencial entre *mezcla* y *combinación:* en la mezcla, vimos que podíamos unir las substancias en las cantidades que quisiéramos, mientras que aquí las substancias para dar una *combinación* se unen solo en proporciones invariables. A las substancias así constituídas, se les llama *especies químicas.*

Una especie química será, según esto, *toda substancia formada siempre de los mismos elementos, combinados en las mismas proporciones y con propiedades físicas y químicas constantes.*

El *óxido mercúrico* es una especie química porque, como hemos visto (pág. 74), está siempre formada de los mismos elementos: mercurio y oxígeno unidos en la misma relación y con propiedades constantes.

También los elementos son especies químicas porque cada uno de ellos está formado siempre de la misma substancia con propiedades invariables.

69. Ley de las proporciones múltiples.—Con solo dos substancias no se obtiene siempre un mismo compuesto; a veces combinándose en proporciones diferentes, dan origen a varias *especies químicas.*

El carbono, por ejemplo, al quemarse, se une con el oxígeno del aire y produce el gas carbónico o el *tufo de los braseros.*

En el análisis de estas dos substancias, se observa que las cantidades de oxígeno combinadas p. e. con 100 gr. de carbono, son: en el gas carbónico, 26,6 gr.; en el tufo de los braseros, 13,3 gr.. Dichas cantidades guardan, pues, la relación $\frac{26,6}{13,3} = \frac{2}{1} = 2.$

De un modo general puede decirse: *cuando un elemento se combina con otro para dar varios compuestos, las cantidades que de uno de ellos se combinan con una fija de otro, guardan entre sí una relación sencilla.* (1) (Ley de las proporciones múltiples, o de Dalton, 1801.)

---

(1) La serie de los números sencillos que expresan esa relación es: 1, 2, 3, 4, 5, 6.

70. Leyes de los volúmenes o de Gay-Lussac (1808).—En todos los casos anteriores, hemos determinado las cantidades de substancias por su peso; mas cuando los cuerpos reaccionantes son gaseosos, para medirlos conviene utilizar su volumen. Veamos si en estos casos existen leyes de relación que regularicen las reacciones conocidas.

Tomemos un tubo en U (Fig. 43), cuya rama A B está dividida en centímetros cúbicos. Echemos mercurio en C hasta que la rama A B esté completamente llena (la llave *e* tiene que estar abierta para que el aire salga).

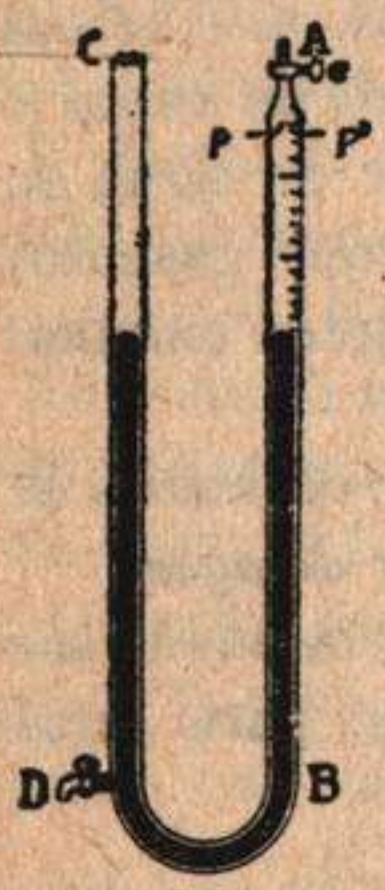


Fig. 43.

Si en estas condiciones ponemos A en comunicación con un recipiente que contenga gas *oxígeno* (véase más adelante la obtención del oxígeno) y abrimos la espita D, el mercurio comienza a cáer y el gas oxígeno que entra por la parte superior llena el espacio que el mercurio va dejando libre. Cerrada la espita y la llave *e*, quedará en el interior de la rama A B una cantidad de oxígeno dada: 5 cm.^{3}, por ejemplo. Desenchufemos ahora el tubo por el cual llega el oxígeno a la rama A B, y pongamos ésta en comunicación con un recipiente que contenga gas *hidrógeno* (Véase más adelante la obtención de este gas).

Abierta la espita de nuevo, podemos repetir la operación anterior hasta que entre una cantidad doble de hidrógeno: 10 cm.^{3}, p. e..

Después de procurar que el mercurio tenga la misma altura en las dos ramas, para hacer la lectura verdadera del volumen que ocupan los gases, echemos un poco de mercurio por C y enlacemos los alambres de platino con un carrete de Ruhmkorf: saltan entre ellos chispas eléctricas, y entonces el oxígeno y el hidrógeno *gaseosos* se combinan y desaparecen; enfriado el tubo, queda flotando sobre el mercurio un líquido que, reconocido por sus propiedades, resulta ser *agua*. En el interior de A B no existe porción de gas:

5 cm.^{3} de oxígeno se han combinado con 10 cm.^{3} de hidrógeno.

Si repetimos la experiencia tomando 5, 7, 10, 15 cm.³ de oxígeno, veremos que éstos se unen siempre con el doble de su volumen de hidrógeno: 10, 14, 20, 30 cm.³ De aquí se deduce que *con 1 volumen dado de oxígeno se combinan siempre 2 de hidrógeno para producir agua.*

Si en vez de 5 cm.³ de oxígeno y 10 de hidrógeno, hubiésemos tomado 5 de oxígeno y 17 de hidrógeno, p. e., veríamos que, después de producir el agua, quedaban en el tubo 7 cm.³ de hidrógeno sin combinar.

La primera experiencia la hemos hecho a la temperatura ordinaria. Si la hiciéramos a 100 grados, el agua que hemos obtenido en estado líquido sería obtenida al estado de vapor y veríamos que el volumen que ocupase ese vapor de agua en la rama A B no era la suma de los dos volúmenes gaseosos empleados, sino solamente *10 cm.*³, doble del oxígeno empleado. Ha habido, pues, contracción de volumen:

1 volumen dado de oxígeno se combina con 2 volúmenes de hidrógeno produciendo solo 2 volúmenes gaseosos de agua.

Esta investigación que hemos hecho para el agua puede ser hecha, aunque empleando otros procedimientos, para otros gases.

A una campana de forma como indica la fig. 44, llena de mercurio, y en uno de cuyos extremos se coloca un trocito de un metal llamado *sodio,* se hace llegar por un tubo que entra por la parte inferior *gas clorhídrico* (véase más adelante la obtención de este gas) (1), que es un compuesto de dos substancias simples, *cloro* e hidrógeno. Se deja que el gas vaya desalojando el mercurio hasta la señal A que la campana tiene y que marca un volumen de 50 cm.³ Si en estas condiciones calentamos el sodio, observamos que el mercurio va subiendo en su interior hasta que su nivel llega a B, que señala precisamente la mitad del volumen total. El gas que ha quedado en

Fig. 44.

(1) La disolución de este gas en agua se conoce con los nombres de *salfumant* y *espíritu de sal.*

el interior es *hidrógeno*. El cloro se ha unido al sodio y ha producido una substancia nueva, que es sal común.

Según esta experiencia, el volumen del ácido clorhídrico empleado consta de partes iguales de hidrógeno y cloro solamente. Luego, *25 cm³. de cloro están unidos a 25 cm.³ de hidrógeno para formar 50 cm.³ de gas clorhídrico.*

O sea que *1 volumen de cloro se une a 1 volumen de hidrógeno y produce 2 volúmenes de gas clorhídrico*. Aquí no existe, pues, como en el agua, contracción de volumen. Y como en todas las reacciones gaseosas los hechos pasan también de una manera semejante a las que acabamos de exponer, de ellos se deduce la siguiente conclusión:

A igualdad de presión y temperatura, todos los gases se combinan en una relación de volúmenes sencilla, 1: 1; 1: 2; 1: 3 (1.ª ley de Gay-Lussac).

Además, si nos fijamos en los volúmenes obtenidos y en los volúmenes reaccionantes, se verá que en el gas clorhídrico, 1 de cloro + 1 de hidrógeno producen 2 de gas clorhídrico; y en el agua, 1 de oxígeno + 2 de hidrógeno engendran 2 de agua. Y hallando la relación entre la suma de los volúmenes de los cuerpos reaccionantes y el volumen del cuerpo resultante, se tendrá: $\frac{1+1}{2}=\frac{2}{2}=1$ en el gas clorhídrico, y $\frac{1+2}{2}=\frac{3}{2}$, en el agua.

Estas relaciones son, pues, relaciones sencillas; luego en las reacciones gaseosas, *las relaciones entre la suma de los volúmenes reaccionantes y el volumen del cuerpo obtenido, son relaciones sencillas* (2.ª ley de Gay-Lussac).

CAPITULO VII

EL ÁTOMO Y LA MOLÉCULA

§ 15. La teoría atómico-molecular y la constitución de la materia

71. Origen de la teoría.—Ya los filósofos griegos *Leucipo* y *Demócrito* (siglo V a. J.) concibieron que la materia está constituída de partículas pequeñísimas, que no podían ser vistas, y que eran, además, *indivisibles;* por eso les llamaron *átomos*, que significa que no puede partirse.

Esta teoría permaneció olvidada durante muchos siglos, hasta que *Dalton*, a principios del siglo pasado, la resucitó. (1) Según Dalton, *los átomos son invisibles aun con el más potente microscopio; son iguales entre sí los de una misma substancia, y distintos los de substancias diferentes.*

Suponía que todos los átomos eran iguales porque, en caso contrario, porciones distintas de una misma substancia no tendrían las mismas propiedades.

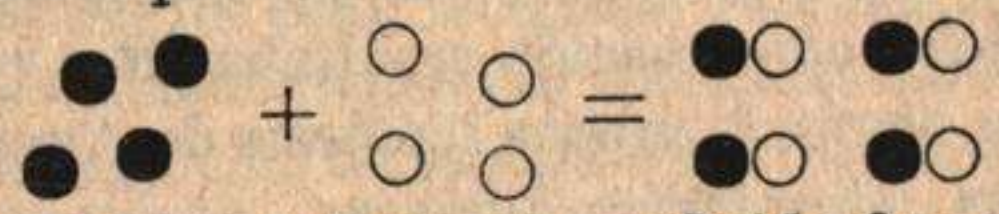
Con estas ideas de Dalton pueden explicarse algunas leyes de las combinaciones que hemos visto anteriormente. En efecto: los átomos de los elementos, combinándose unos con otros, forman las substancias compuestas: p. e., un átomo de hierro,

(1) En 1808, publicó Dalton sus teorías en una obra titulada *New Principles of Chemistry*.

unido a un átomo de azufre, formaría un «átomo» de sulfuro de hierro.

En esta concepción de las reacciones, se vé claramente que las substancias, al combinarse, cumplen la ley de las proporciones definidas, porque siendo iguales todos los átomos de hierro, tienen que tener el mismo peso p; lo mismo ocurrirá con los del azufre, los cuales supondremos que pesan p'. Al combinarse un átomo de hierro con un átomo de azufre, la combinación de las substancias, conjunto de átomos, se hará, pues, en la relación de $\frac{p}{p'}$, o sea la ley de las *proporciones definidas*.

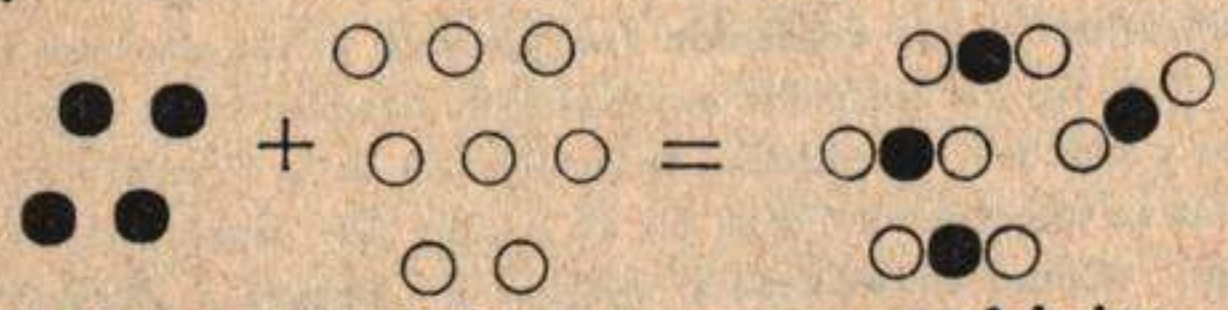
En el caso de combinación del carbono y el oxígeno, con producción del *tufo de los braseros u óxido de carbono*, el peso P de un átomo de carbono que Dalton representaba por ●, se une a un peso P' de un átomo de oxígeno, que Dalton representaba por ○. La reacción del carbono y del oxígeno podrá representarse por



Carbono + Oxígeno = Oxido de carbono.

En donde vemos que cada átomo de carbono se une a cada átomo de oxígeno para dar «átomos» (grupos de dos átomos diferentes que Dalton llamó *átomos binarios)* de óxido de carbono.

Si se trata de la combinación del carbono y del oxígeno para producir *gas carbónico,* entonces, como la misma cantidad de carbono que en el caso anterior se une a doble cantidad de oxígeno, *un* átomo de carbono tendría que unirse con *dos* de oxígeno:



Carbono + Oxígeno = gas carbónico.

Los «átomos» de gas carbónico están formados por grupos de tres, de los cuales, dos son iguales; Dalton les llamó *átomos ternarios*.

En el caso de la producción del óxido de carbono, el oxígeno y el carbono se combinan en la relación $\frac{P'}{P}$; en el de la producción del gas carbónico, se combinan en la relación de $\frac{2\,P'}{P}$: hé aquí la ley de las *proporciones múltiples*.

En todas las reacciones imaginables, según esta concepción, el número de «átomos» del compuesto resultante es igual al número de átomos que tiene *uno* de los componentes.

Cuando se descubrió las leyes de las combinaciones gaseosas, se vió que esta manera de explicar los fenómenos no satisfacía completamente *todas* las condiciones que una hipótesis ha de satisfacer. En efecto: en la pág. 87 hemos visto qne *un* volumen de gas cloro, que suponemos contiene *n* átomos, se combina con *un* volumen igual de gas hidrógeno. Este volumen de hidrógeno, según una *hipótesis de Ampère*, (1) tendrá el mismo número de átomos, *n*, que el del cloro, puesto que ambos se suponen a igual presión y temperatura; también hemos visto que de dicha combinación resultaban *dos* volúmenes de gas clorhídrico: según la misma hipótesis de Ampère, *dos* volúmenes de gas clorhídrico debieran contener *2n* átomos.

---

(1) Dicha hipótesis de *Ampère*, eminente físico francés (1775-1836), fué deducida de las leyes de Gay-Lussac y Boyle sobre los gases y de los experimentos de Proust y Dalton. Dice: *volúmenes iguales de gases en las mismas condiciones de presión y temperatura encierran el mismo número de átomos.*

Algunos atribuyen a Berzelius dicha hipótesis. D. Edmundo Lozano, en su *Ciencias físico-químicas. Tercer grado*, pág. 255, 1916, la refiere a Ampère. Consultado por nosotros sobre este punto, el Sr. Lozano nos ha contestado en carta particular de 2 junio 1918, lo que sigue:

«Todos los que hemos comenzado a estudiar la química hacia el año 1875, hemos encontrado el nombre de *Ampère* asociado al postulado de Avogadro (pág. 29) y, además, hemos encontrado una confusión inexplicable en las nociones de átomos y de moléculas. Uno de los químicos españoles de aquella época mejor informados (D. José Soler y Sánchez, catedrático de Inorgánica en la Central y cabeza de la Escuela atomística en nuestro país) dice en su folleto *Las teorías modernas de la química* (pág. 40): «Como consecuencia, dedujeron *Ampère* y *Berzelius* que a igualdad de volumen, presión y temperatura, todos los gases encerraban el mismo número de *átomos*». Otro químico español, concienzudo, aferrado a los equivalentes (D. Rafael Sáez Palacios, catedrático de Inorgánica de la Facultad de Farmacia de Madrid) dice en su *Tratado de Química Inorgánica* (Tomo I, página 128): «...el modo más sencillo para explicar que todos ellos (los gases y vapores no saturados)

Este hecho hizo vacilar la antigua concepción de Dalton; pero reforzó fundamentalmente la teoría atómica en las propiedades esenciales del átomo.

Según Dalton, el número de «átomos» del resultante gas clorhídrico tenía que ser igual al de uno de los componentes: $= n$; y no obstante, resulta ser $2n$. Para explicar este hecho, cabían dos caminos: suponer que los átomos del gas cloro y del gas hidrógeno, al combinarse, se han dividido cada uno en *dos* partes, o suponer que cada «átomo» de dichos gases está formado de *dos* átomos más pequeños. La primera suposición no es admisible, puesto que el concepto átomo lleva en sí la indivisibilidad. Hay que admitir, pues, la segunda: según ésta, los gases cloro e hidrógeno (y otros muchos) están constituídos de *átomos dobles*, esto es grupos de dos átomos de hidrógeno, o dos átomos de cloro. A estos grupos, Avogadro los llamó *moléculas*. (1) Diremos, pues, que el cloro y el hidrógeno están constituídos de moléculas compuestas de *dos* átomos. La *molécula* es, según esto, un grupo de átomos.

La teoría atómico-molecular queda formulada, según lo que acabamos de indicar, de la siguiente manera:

Las substancias, tanto simples como compuestas, están cons-

---

tienen la misma fuerza elástica en las mismas condiciones, es admitir, como lo han establecido *Ampère* y *Berzelius*, que en volúmenes iguales de gases, sometidos a igual presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas...».

»El jefe de la escuela atomística en Francia, en aquella época, *Adolfo Wurtz*, no menciona a Berzelius, atribuyendo solamente a Ampère el enunciado del postulado de Avogadro, referido a los átomos. Respecto a la intervención de Ampère en el enunciado del postulado, puede consultarse una carta de Ampère a Berthollet, publicada en *Annales de Chimie*, 90, 43, citada por Harry C. Jones en su libro *The Elements of Physical Chemistry*, 1915.

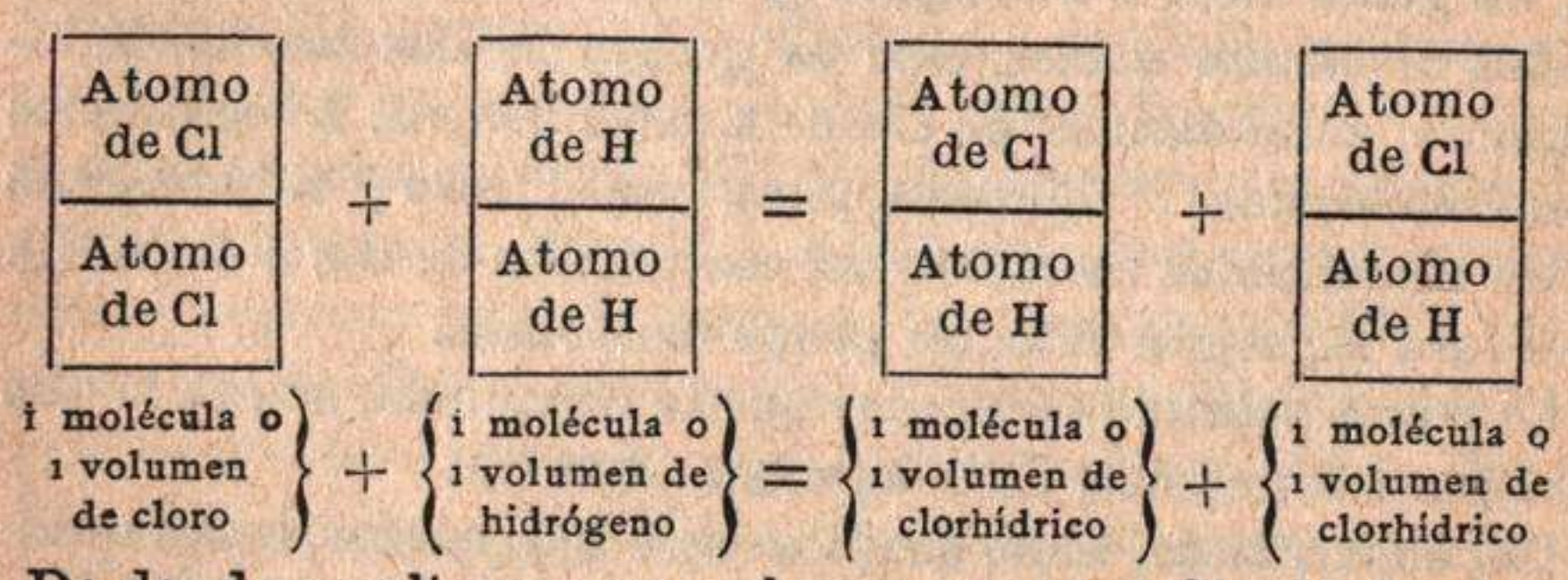
»Podría citarle más autoridades, pero no es necesario. Hasta comenzar el siglo XX, no se empieza a olvidar a Ampère en relación con esta materia: *Arrhénius*, por ejemplo, en sus *Teorías de la Química*, 1904, no le menciona. Pensando en restablecer la verdad histórica he sacado el nombre de Ampère en el *Tercer grado de ciencias físico-químicas*, y prescindo de Berzelius porque este viejo coloso no dió importancia ni admitió la distinción de moléculas y átomos, «introducida por Avogadro y Ampère» (A. Ladenburg. *Historia del desenvolvimiento de la química desde Lavoisier*, 1909). En la *Historia de la Química* de Ernesto Von Mayer, no se encuentra ninguna indicación sobre este punto».

(1) Al mismo tiempo modificaba Avogadro la hipótesis de Ampère, en el sentido de que dos volúmenes iguales de gases, a la misma presión y temperatura, encierran el mismo número de *moléculas*, no de átomos *(Postulado de Avogadro)*.

tituídas de *moléculas* que pueden permanecer libres (pág. 12), Y estas moléculas están a su vez formadas de *átomos* que solo *momentáneamente* pueden desprenderse del conjunto que forma la molécula. Atomo es porción *indivisible* de materia: todos los de una misma substancia simple son iguales entre sí, distintos los de diferentes substancias.

Hay algunas moléculas, como las de *mercurio*, *zinc*, *sodio* y otras, que solamente tienen *un* átomo, y se llaman *monoatómicas*. A las moléculas que tienen dos átomos, *diatómicas;* si tienen cuatro, *tetratómicas;* etc..

Con esta teoría se explica perfectamente las relaciones de las combinaciones de los gases. El caso del gas clorhídrico (pág. 87) puede representarse por



De donde resulta que un volumen o una molécula de cloro, unido a un volumen o una molécula de hidrógeno, producen *dos* volúmenes o dos moléculas de gas clorhídrico, de conformidad con la práctica.

Las moléculas de cloro, al unirse con las de hidrógeno, se deshacen en sus átomos, que en seguida se combinan para formar moléculas de gas clorhídrico, compuestas cada una de un átomo de cloro y de un átomo de hidrógeno.

Con los conceptos de átomo y molécula, esto es, con la teoría atómico-molecular, se explica, pues, todos los fenómenos químicos y las leyes de las combinaciones, ya las referentes a pesos de substancia o a volúmenes de los gases.

72. La teoría atómico-molecular y la composición de las substancias.—Ya sabemos que los elementos están constituídos de una sola clase de substancia.

La naturaleza de cada una de las substancias que forman

los 83 elementos conocidos, se supone que es distinta. Habrá, según esta teoría, una substancia llamada azufre, otra hierro, otra plomo, tán esencialmente distintas, que *no pueden transformarse unas en otras;* esto es, según ella, no es posible la transmutación de los elementos.

De cualquier porción que tomemos de un elemento, no podremos separar, según hemos dicho, más que una clase de substancia: aquella que la define. Luego todas sus moléculas y todos sus átomos estarán formados de ella. Según esto, será azufre aquel elemento cuyos átomos son todos de la substancia llamada azufre. Hierro, aquel otro cuyos átomos son todos de la substancia llamada hierro.

Estos átomos de los elementos se ha convenido en representarlos por sus símbolos respectivos (pág. 79): O, por tanto, representa no tan solo el oxígeno sino un átomo de oxígeno; H representa un átomo de hidrógeno, etc..

En las substancias compuestas, no ocurrirá lo que en las simples; como de los compuestos se puede separar varias clases de substancias, sus moléculas, ya que han de tener las mismas cualidades de las substancias de que proceden (página 13), estarán constituídas de substancias distintas también. Esas moléculas tendrán, pues, átomos de distinta naturaleza. El sulfuro de hierro, por ser un compuesto de azufre y hierro, tendrá sus moléculas constituídas de átomos de azufre y átomos de hierro.

En un mismo elemento, pues, todas sus moléculas son iguales; también lo son sus átomos.

En un mismo compuesto, las moléculas son iguales, pero los átomos son de naturaleza distinta (átomos de distintos elementos).

73. Modernas ideas sobre la naturaleza de la substancia y estructura de los átomos.—Para que una hipótesis tenga todos los caracteres de verosimilitud, es preciso que nos explique todos los hechos a que se refiere. Desde el momento en que uno solo o un grupo de hechos no tengan tal condición dentro de esta hipótesis (que se convierte en teoría si abarca varios grupos de hechos), hay que desecharla por inútil y construír otra hipótesis más general que abarque el hecho o los hechos nuevos y explique todos los fenómenos que, teniendo un mismo carác-

ter, deben tener también una misma causa. Esta renovación constante de las hipótesis, producida a consecuencia del descubrimiento de nuevos hechos, es el camino por el cual se abre paso la ciencia para llegar a descubrir de un modo sistemático la verdad.

De todo lo expuesto, se deduce cuál es el verdadero valor de una hipótesis: cuando la enunciamos fundándola en ciertos hechos observados, debemos comprobarla con otros hechos nuevos. Una hipótesis se considerará verdadera mientras no haya hechos ciertos que la nieguen. (1)

La hipótesis según la cual la substancia que forma cada uno de los elementos es de naturaleza diferente, tiende a desaparecer. Hoy se cree que la substancia que forma todos los elementos es la misma; y se ha formulado la *teoría de la materia única*.

Los fundamentos de esta teoría son los siguientes: nosotros hemos hasta aquí considerado el átomo como un edificio material indestructible, indivisible; pero las investigaciones científicas modernas han venido a demostrar que esta concepción es falsa. El átomo está compuesto de otras partículas muchísimo más pequeñas llamadas *electrones*, en número tal, que el átomo del hidrógeno, que es el de estructura más elemental, tiene 2.000 de estos electrones. Estos *electrones cargados de electricidad negativa son todos ellos iguales, procedan del mismo elemento o de elementos diferentes*. Esta igualdad de los electrones de todos los elementos nos conduce a admitir que la substancia que forma los distintos elementos es la misma. Sin embargo, a pesar de la identidad electrónica, nos encontramos en la práctica con que las propiedades de un elemento son distintas de las propiedades de otro. Este hecho se explica suponiendo que los átomos de los distintos elementos, estando formados de electrones iguales, tienen propiedades diferentes a causa de que el número de electrones que forman dichos átomos no es el mismo. Los átomos no son, según esta teoría, más que sistemas electrónicos más o menos sencillos. (2)

Si pudiéramos por algún mecanismo transformar unos sistemas electrónicos en otros, habríamos producido *el cambio de unos átomos en otros distintos*, esto es habríamos transformado unos elementos en otros y resuelto el gran problema que perse-

---

(1) Véase Ramón y Cajal: *Reglas y Consejos sobre Investigación biológica*, 1913, págs. 163 y sigs.; H. Poincaré: *La Science et l'Hypothése*, 1917, págs. 167 y sigs.

(2) La hipótesis de una materia única la expresó en 1815 el químico inglés *Prout*, al creer que los elementos no eran sino reuniones de átomos de hidrógeno (creía haber probado que los pesos atómicos (pág. 100) de los elementos gaseosos son múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno, lo cual no es verdad.)

La teoría electrónica de la materia la formuló *J. J. Thomson*, físico inglés contemporáneo, a quien se otorgó en 1906 el *Premio Nobel*.

guían los alquimistas de la Edad Media con su *piedra filosofal.* (1)

En este sentido se han hecho muchas investigacionos:

Ramsay ha colocado en un recipiente cerrado una disolución de sales de cobre, y por la acción de la *emanación del radio* o *nito* (véase: el radio) durante seis meses, parece haber conseguido una transformación de pequeñas porciones de *cobre* en *potasio* y *litio*. Esta experiencia, muy discutida por *Madame Curie,* no parece ser rigurosamente cierta.

Hasta el día, la única transformación de substancia conocida es la del *radio* en *helio.*

Se admite la posibilidad de que se llegue a descubrir procedimientos de transmutación de substancias que, al resolver el problema científico de la unidad de la materia, resuelvan también los problemas industriales que de ella se derivan.

La constitución del electrón es hoy aún discutida: para unos, el electrón es una «partícula» libre de electricidad negativa *desprovista de materia*; para otros, aferrándose aún a las antiguas concepciones, es una *porción infinitamente pequeña de materia* cargada de electricidad negativa.

Si el electrón estuviera desprovisto de materia, como que el átomo no es otra cosa que una agrupación de electrones, ni el átomo, ni la molécula, ni la substancia tendrían realidad material. Como decíamos en la pág. 10, hay quien no admite la existencia de la materia, y todo lo reduce a la energía.

En 1904, *J. J. Thomson* formuló la hipótesis de que en el átomo hay un núcleo cargado de electricidad positiva, en torno del cual giran electrones; el átomo es, en este caso, un sistema semejante a los sistemas planetarios, en el cual los satélites (electrones) se mueven alrededor de su sol (núcleo positivo).

«El átomo de última hora (2) parece ser el de *Bohr*. Está constituído por un núcleo positivo pequeño, pero dotado de intensa masa material, rodeado de un número de electrones igual al *número atómico*. Este número indica el lugar que ocupa el elemento en la escala de Mendeleieff (véase: «clasificación periódica de los elementos») y es aproximadamente igual al peso atómico dividido por 2 y completado hasta hacerlo entero, al menos para los elementos de la primera mitad del cuadro».

Actualmente la concepción del átomo entra en el campo del magnetismo. Se supone que los *electrones giran en torbellino* produciendo corrientes como las de Ampère (recuérdese los solenoides), que ocasionan imanes elementales llamados *magnetones.*

---

(1) La *piedra filosofal* era la *piedra* que buscaban los alquimistas. Y esperaban convertir los metales vulgares en metales preciosos, como el oro, con solo tocarlos con la piedra filosofal.

(2) E. Terrades: *El Radi,* pág. 28. Editado por el *Consell de Pedagogia* de la Diputación de Barcelona.

Todas estas ideas modernas referentes a las substancias, permiten modificar profundamente el concepto del átomo. La hipótesis atómica se encuentra con hechos nuevos que no están de acuerdo con ella.

§ 16. Pesos moleculares y atómicos

74. Peso molecular.—Una molécula de una substancia, por ser una porción de materia, tendrá peso. Se comprende que nosotros no podemos aislar una molécula y pesarla, como hacemos con un libro o una naranja; pero sí podemos conocer la relación que existe entre los pesos de las moléculas, tomando a una de ellas como término de comparación: a esta relación se le llama *peso molecular relativo* o simplemente *peso molecular.* (1) El peso que se toma actualmente por base es el de una molécula de oxígeno, a la que se ha dado por valor 32. De modo que, cuando decimos, p. e., que el peso molecular del hidrógeno es 2,016, queremos decir que su molécula pesa $\frac{2,016}{32} = 0,063$ de la molécula de oxígeno.

Hasta 1900 se había tomado como término de relación la molécula de hidrógeno, a la que se daba el valor exacto 2, al cual se creía correspondía el valor 32 para el peso molecular del oxígeno; pero nuevas investigaciones demostraron que no era exacta esta relación 32: 2 para los pesos moleculares oxígeno y del hidrógeno, ya que la verdadera era 32: 2,016, o bien su equivalente 31,76: 2 (oxígeno = 31,76; hidrógeno = 2). Se prefirió dar al oxígeno el valor entero 32; de donde el valor del hidrógeno quedaba 2,016.

Determinación del peso molecular.—En el caso de que la substancia se encuentre en estado gaseoso, la determinación de su peso molecular es un problema fácil basándonos en el *postulado de Avogadro* (pág. 29).

Tomemos dos volúmenes, v, iguales, a la misma presión y

(1) Si una persona tuviese un disco de oro y otra 20 discos iguales a aquél, aunque nosotros no sabemos el valor de esos discos, podemos asegurar que la segunda persona posee 20 veces más riqueza que la primera. Esta riqueza sería una riqueza relativa.

a la misma temperatura: uno del gas cuyo peso molecular queremos determinar, y otro de oxígeno. Según el postulado de Avogadro, estos dos volúmenes tienen el mismo número, N, de moléculas. El peso P de dicho gas será indudablemente igual al peso real de una molécula, p, multiplicado por el número de las que haya: $P = p \times N$. El peso P' del oxígeno será también igual al peso de una molécula, p', por el número de las que haya, N, y tendremos: $P' = p' \times N$; de donde $\frac{P}{P'} = \frac{p}{p'}$ (A).

Pero, sabemos por física que el peso P' de un cuerpo es igual al producto de su volumen por su densidad. Luego, si D y D' son las densidades del gas y del oxígeno, se tendrá $P = vD$; y $P' = vD'$.

Sustituyendo en la igualdad (A), P y P' por sus valores vD y vD', tendremos $\frac{vD}{vD'} = \frac{p}{p'}$ o bien $\frac{D}{D'} = \frac{p}{p'}$ (B).

Esta igualdad nos permite hallar el peso molecular, p_m, de un gas, conociendo el de otro (oxígeno, p'_m, en este caso) y las densidades de ambos referidas a un mismo gas.

Si tomamos la densidad del hidrógeno como patrón de densidades de gases, y la consideramos igual a 1 para obtener una nueva serie de densidades referidas al hidrógeno, tendremos que multiplicar las densidades referidas al aire por 14,44, ya que el aire es 14,44 veces más denso que el hidrógeno. Pero, para la obtención de esta nueva serie de valores de densidades, se ha preferido dar al hidrógeno un valor tal que resulta 32 el peso molecular del oxígeno, y 16 la densidad del mismo.

Si en la igualdad (B) sustituímos D' y p', densidad del oxígeno y peso real de una molécula de dicho gas, por 16 y 32, que son los valores que se les ha asignado, según lo que acabamos de indicar, los factores D y p estarán también referidos respectivamente al hidrógeno y al peso molecular del oxígeno = 32. Entonces tendremos convertida la igualdad (B) en la siguiente: $\frac{d}{16} = \frac{p_m}{32}$; de donde, $p_m = \frac{32\,d}{16} = 2\,d$.

Lo que nos dice que el peso molecular de un gas es igual

al duplo de su densidad respecto al hidrógeno. Y como que las densidades de los gases se calculan referidas al aire (aire = 1), y el aire es 14,44 veces la densidad del hidrógeno, deducimos:

Para hallar el peso molecular de una substancia gaseosa, se multiplica su densidad con respecto al aire por 28,88 (duplo de 14,44).

Molécula-gramo.—Es el número de gramos de una substancia igual al que expresa su peso molecular. Ejemplos: 32 gramos es la molécula-gramo del oxígeno; 36,46 gr., la del gas clorhídrico; 28,02 gr., la del nitrógeno, porque dichos números son los pesos moleculares de las substancias respectivas.

A la molécula-gramo se le llama abreviadamente *mol.*

Otros procedimientos para hallar el peso molecular.—Como no todas las substancias se encuentran, ni pueden pasar fácilmente, al estado gaseoso, el procedimiento indicado anteriormente no puede emplearse para determinar el peso molecular de todas ellas. Si estas substancias son sólidas o líquidas, se recurre a los métodos llamados *crioscópico* y *ebulloscópico.*

Método crioscópico.—Sabemos que un líquido, enfriado debidamente, se solidifica a una temperatura constante (pág. 42). El agua, p. e., se solidifica a 0°.

Pero si en cierta cantidad de agua disolvemos una substancia sólida y determinamos la nueva temperatura de solidificación, veremos que ésta es más baja, esto es, el punto de solidificación ha sufrido un retraso o *descenso.*

Este descenso está sometido a una ley: tres disoluciones de 2, 4 y 6 gramos de azúcar, en 100 gr. de agua solidifican respectivamente — 0'1°, — 0'2° y — 0'3°, en vez de hacerlo a 0° que es el punto de solidificación del agua. Veremos, pues, que cuando la cantidad de azúcar disuelto se ha hecho 1, 2, 3 veces mayor, el descenso de temperatura se ha hecho también 1, 2, 3 veces mayor. Luego, el *descenso del punto de congelación de un disolvente, en las disoluciones diluidas, es directamente proporcional al peso de substancia disuelta en 100 gramos de él.*

Si llamamos C al descenso producido por un gramo de substancia disuelta en 100 del disolvente (coeficiente de descenso); según la ley citada, P gramos producirá un descenso D de valor CP; $D = C\,P$ (C); de donde, $C = \frac{D}{P}$ (D).

Si en vez de disolver en 100 gramos de disolvente un peso cualquiera, disolvemos una *molécula-gramo* (pm), y llamamos K al

descenso producido *(descenso molecular)*, se tendrá según la fórmula (C): $K = C\ pm$ (E).

Determinado el valor de ese *descenso molecular* utilizando el mismo disolvente (agua, por ejemplo) para distintas substancias (p. e. azúcar, éter sulfúrico, alcohol, etc.), se observará que en todas ellas tiene el mismo valor (18,°6 para el agua).

Si el valor de C hallado en la igualdad (D) lo substituímos en la (E), nos dará $K = \frac{D}{P} \times pm$; de donde $pm = K : \frac{D}{P}$, o sea

$$pm = K \frac{P}{D} \qquad \text{(F.)}$$

Por tanto, para hallar el peso molecular de una substancia, hay que determinar dos números: *P*, que es el peso de esa substancia que nosotros a voluntad echamos en 100 gramos de un disolvente: D, que es el descenso del punto de congelación y que se mide por el crioscopio, y K, o sea el descenso molecular, es un número constante para cada disolvente.

Determinación de un peso molecular por el crioscopio de Beckmann. (Fig. 45).—Caso del azúcar. En el tubo interior T, se vierte 100 gramos de agua; en el vaso externo V, se pone una mezcla frigorífica (hielo y sal común) que se remueve por el agitador A.

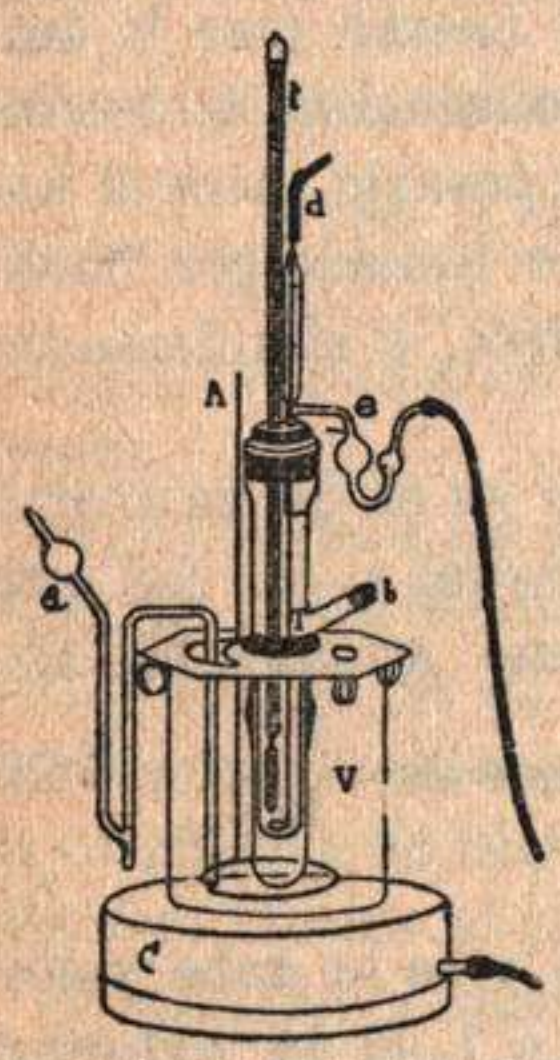


Fig. 45.

Agitada el agua del tubo T con el alambre de platino *d*, observaremos que ésta, enfriada por la mezcla exterior, se congela a 0°, según marca el termómetro *t*; *e* es una pieza que impide el acceso de la humedad al tubo T; *a* es un sifon para quitar el líquido de V que se recoge en C.

Hecha esta experiencia previa, se deja que el hielo formado en el tubo interior se licúe; para lo cual se saca con el sifon el líquido frío del vaso V y se añade por *b* tres gramos de azúcar de caña que se disolverán en los 100 de agua. De nuevo se determina, como antes, el punto de congelación de la solución azucarada. Esa temperatura es — 0°,16.

El descenso ha sido, pues, de 16 centésimas de grado. Substituyendo en la fórmula (F), los valores K = 18°,6; P = 3, y D = 0,16, tendremos: peso molecular del azúcar $= 18{,}6 \times \frac{3}{0{,}16} = 348$ (1).

Método ebulloscópico.—El fundamento es semejante al del método crioscópico.

---

(1) Este valor sólo es aproximado.

Ya sabemos que cada líquido tiene un punto fijo de ebullición (pág. 49). El agua, p. e., hierve a 100°.

Si en un líquido disolvemos un sólido, la temperatura de ebullición no es la misma que en el líquido puro, sino que aumenta, esto es, sufre un *retardo.*

El *retardo* del punto de ebullición cumple dos leyes iguales a las indicadas antes para el *descenso.* Y de análoga manera a como allí lo hicimos, deduciríamos la fórmula $pm = K \frac{P}{R}$, en la cual pm=peso molecular de la substancia disuelta; K = retardo molecular, constante para cada disolvente (5°,2 para el agua); P = peso de la substancia disuelta en 100 gr. de disolvente; R = retardo de ebullición.

Dicho retardo se determina con un aparato llamado *ebulloscopio*, con el cual se halla el punto de ebullición de las substancias líquidas.

Además de los procedimientos indicados, existen otros de mayores dificultades y menor uso.

75. Peso atómico.—El átomo, lo mismo que la molécula, es una porción de materia; en consecuencia, tendrá cierto peso. No podemos aislar un átomo y pesarlo, pero sí hallar las veces que su peso contiene a otro tomado por base: ese peso se denomina *peso atómico relativo*, o simplemente *peso atómico.*

El peso tomado por término de relación es el de un átomo de oxígeno, al cual se ha dado un valor igual a 16. Así que al decir, p. e., que el carbono tiene por peso atómico 12, designamos que el peso de uno de sus átomos es $\frac{12}{16} = 0'75$ del de uno de oxígeno. (1)

Antes se tomaba como base el hidrógeno y se le daba valor 1. Supuesto el átomo de hidrógeno igual a 1, el de oxígeno pesaba 15,88. En el *Congreso de París de 1900,* se acordó dar al oxígeno el valor entero 16, y referir a él el hidrógeno, al cual corresponde 1,008. En 1905, la Comisión internacional que, atendiendo a las últimas investigaciones, forma la lista oficial

(1) Se ha hallado teóricamente el peso *absoluto* de un átomo de oxígeno: $\frac{26'04}{1{,}000{,}000{,}000{,}000{,}000{,}000{,}000{,}000}$ gramos. Sabiendo el peso atómico relativo (base oxígeno = 16) puede deducirse el peso absoluto del átomo de cualquier elemento.

de los pesos atómicos (pág. 79) aceptó el valor O = 16; de donde H = 1,008; y a dicho valor del oxígeno están referidos todos los pesos atómicos.

Determinación de los pesos atómicos: método del máximo común divisor.—Podemos calcular la cantidad en peso de cada uno de los elementos que entran en una molécula fundándonos en la ley de las proporciones definidas (pág. 83) y en la definición que hemos dado de la molécula (pág. 13). Así, si pretendemos hallar los pesos de azufre y de hierro qùe entran en la molécula de sulfuro de hierro, hay que analizar una cierta cantidad de este sulfuro (11 gramos, p. e.), y ver que en estos 11 gr. hay 7 gr. de hierro y 4 de azufre. Y como la molécula ha de tener las cualidades esenciales de la substancia de que procede, las cantidades de azufre y de hierro han de guardar en ella la misma relación, por la ley de las proporciones definidas, y siendo 88 (aproximadamente) el peso molecular del sulfuro de hierro, tendremos: $\frac{11}{7} = \frac{88}{x}$; de donde $x = \frac{88 \times 7}{11} = 56$.

En la molécula de sulfuro de hierro, entran 56 partes de hierro.

Si calculamos las cantidades de hierro que forman las moléculas de *todos* los compuestos en que el hierro entra, la parte más pequeña de él, o sea el máximo común divisor de esas cántidades, será su peso atómico. Ejemplo: aproximadamente, en el sulfuro de hierro hay 56 partes de hierro; en el hierro oligisto, 112; en la piedra imán, 168; etc., etc..

El máximo común divisor de esas cantidades es 56; luego 56 es el peso atómico del hierro. (1)

Método de los calores específicos (2).—*Dulong y Petit*, profesores de la Escuela politécnica de París, observaron (1819) que en las substancias sólidas cuyo peso atómico era conocido, el *producto de su peso atómico (p_a) por su calor específico (C)*

(1) El número exacto es 55,84.

(2) *Calor específico* de una substancia es la cantidad de calor que 1 gramo de esa substancia necesita para elevar 1 grado su temperatura.

era constantemente igual a 6'4 (1): $pa \times C = 6{,}4$ de donde, despejando, $pa = \frac{6{,}4}{C}$; luego, *para hallar el peso atómico de un elemento, basta dividir 6,4 por su calor específico.*

Siendo 0'115 el calor específico del hierro, su peso atómico será $\frac{6{,}4}{0{,}115} = 55{,}7$.

Además de estos dos métodos, existen otros que, por tener gran número de dificultades, son menos usados que los anteriormente expuestos.

§ 17. Composición y estructura de las moléculas: fórmulas

76. Composición.—Según la ley de las proporciones definidas, los pesos de un mismo compuesto son proporcionales a los pesos de cada uno de los elementos que entran a formar parte de él.

Luego, basándonos en esta ley, analizada cierta cantidad de un compuesto, se puede determinar las cantidades de los elementos que entran en otro peso cualquiera del mismo. Ejemplo: sabiendo que en 11 gramos de sulfuro de hierro hay 7 gramos de hierro (pág. 82) ¿cuánto hierro habrá en 80 gramos de sulfuro?

Siendo proporcionales los pesos del compuesto y los de los elementos, $\frac{11}{7} = \frac{80}{x}$; de donde $x = \frac{80 \times 7}{11} = 56$ gramos de hierro.

Lo mismo que hemos hecho con 80 gramos de sulfuro de hierro, podremos hacer con el número que expresa su peso molecular, que, hallado por cualquiera de los procedimientos indicados, resulta ser aproximadamente 88. Por tanto, $\frac{11}{7} = \frac{88}{x}$; de donde, $x = \frac{88 \times 7}{11} = 56$, que es el peso ató-

(1) Solo el boro, el silicio y el carbono hacen excepción a dicha ley.

mico del hierro. De lo cual deducimos que en una molécula de sulfuro de hierro hay un átomo de hierro.

Si hacemos lo mismo con el azufre, $\frac{11}{4} = \frac{88}{y}$; $y = \frac{88 \times 4}{11}$ $= 32$; que es el peso atómico del azufre. Luego, en una molécula de sulfuro de hierro hay también un átomo de azufre: *una molécula de sulfuro de hierro estará formada, pues, de un átomo de hierro y un átomo de azufre.*

77. Fórmulas.—Como el símbolo de un elemento representa un átomo de ese elemento (pág. 93), la representación inmediata de la composición de la molécula de sulfuro de hierro, según lo que acabamos de decir, será FeS, ya que nos dice que está formada de un átomo de hierro y otro de azufre.

A esta expresión se le llama *fórmula* de la substancia.

Casi siempre suele determinarse la fórmula partiendo del análisis de 100 partes del compuesto: p. e., de 100 gramos de agua, que se distribuyen en 11,11 gr. de hidrógeno y 88,88 de oxígeno. Como el peso molecular del agua es 18, podremos formar la siguiente proporción para saber en qué relación entra el hidrógeno en la molécula: $\frac{100}{11,11} = \frac{18}{x}$; $x =$ $\frac{11,11 \times 18}{100} = 2$, que es aproximadamente el peso de dos átomos de hidrógeno. Por consiguiente, en la molécula de agua entrarán 2 átomos de hidrógeno. Haciendo las mismas consideraciones para el oxígeno, tendremos: $\frac{100}{88,88} = \frac{18}{y}$; $y = \frac{88,11 \times 18}{100} = 16$; y como que el átomo de oxígeno pesa 16, entra también en la molécula del agua 1 átomo de oxígeno.

Si la molécula de agua tiene, según acabamos de ver, dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, tendrá por representación o *fórmula:* H_2O.

Luego, de una manera general se podrá decir que *la fór-*

mula de una substancia es la representación de su molécula y está formada de los símbolos de los elementos que la integran, afectados de subíndices que expresan el número de átomos que de cada elemento entran en la molécula.

Las fórmulas como la H_2O, que expresan solamente el *número* y la *naturaleza* de los átomos que forman la molécula, pero que no indican nada respecto al modo de estar agrupados en ella, se denominan *fórmulas de composición, brutas o empíricas.*

La fórmula de una substancia nos permite determinar teóricamente su peso molecular sin más que sumar los pesos de los átomos que la constituyen: sabiendo que el peso atómico del oxígeno es 16 y el del hidrógeno 1,008, el peso molecular del agua H_2O será $(2 \times 1{,}008) + 16 = 18{,}016$.

Cuando queremos representar *varias* moléculas de una substancia, se coloca delante de su fórmula un coeficiente igual al número que deseamos indicar. Así, $3\ H_2O$ = tres moléculas de agua; $7\ FeS$ = siete moléculas de sulfuro de hierro.

La molécula de los elementos se representa con su símbolo, afectado de un subíndice que expresa el número de átomos que forman la molécula. Así: O = símbolo del oxígeno = un átomo de oxígeno; y O_2 = fórmula del oxígeno = molécula de oxígeno. P = átomo de fósforo; y P_4 = molécula de fósforo, ya que la molécula de fósforo tiene cuatro átomos.

Para hallar el número de átomos que forman la molécula de un elemento, basta dividir su peso molecular por su peso atómico. Ejemplo: el peso molecular del nitrógeno es 28; y su peso atómico 14; el número de átomos que forman la molécula del nitrógeno será $\frac{28}{14} = 2$. Por consiguiente, la fórmula del nitrógeno será N_2.

78. Valencia de los átomos.—Conocemos ya el modo de estar formadas las moléculas de algunas substancias, como el gas clorhídrico, HCl (pág. 92) y el agua, H_2O. En el primero, *un* átomo de cloro está unido a *uno* de hidrógeno; en el agua, *un* átomo de oxígeno se une con *dos* de hidróge-

no; y existen otros compuestos en los cuales un átomo de un elemento se une a *tres*, *cuatro*, etc. átomos de hidrógeno. Por consiguiente, los átomos de cloro y oxígeno tienen un *poder de combinación* distinto, ya que, según los casos, se unen a *uno* o *dos* átomos de hidrógeno respectivamente. Lo mismo podemos decir del resto de los elementos conocidos.

Este poder de combinación, o costumbre de combinarse, de los distintos átomos de las substancias con respecto al átomo de hidrógeno, cuyo poder se toma por unidad, se llama *valencia* o *dinamicidad*.

Los átomos que, como los de cloro, forman o podrían formar molécula con un solo átomo de hidrógeno, se llaman *monovalentes*. Aquellos otros que, como el oxígeno, se unen o pueden unirse a dos, *divalentes*. Los que se combinan con tres, *trivalentes*. Y *tetravalentes*, *pentavalentes*, *exavalentes*, etcétera, serán aquellas substancias de las cuales *uno* solo de sus átomos se une a 4, 5 ó 6 átomos de hidrógeno, para formar una molécula.

Para determinar la valencia de un elemento, hay que conocer el número de átomos de hidrógeno con los cuales se une *uno solo* de aquél para formar una molécula; ese número expresará, desde luego, su valencia. Y decimos que el cloro del gas clorhídrico es monovalente, y divalente el oxígeno del agua, porque se unen respectivamente con *uno* y *dos* átomos de hidrógeno. Si el elemento no se combinara con el hidrógeno, habría que conocer sus combinaciones con otro elemento de valencia conocida, teniendo en cuenta que un átomo monovalente solo puede unirse a otro monovalente, uno divalente a otro divalente o a dos monovalentes, etc.. El mercurio, p. e., que como sabemos (pág. 74) da un compuesto con el oxígeno, de fórmula HgO, será divalente, porque el oxígeno lo es y *un* átomo de mercurio se une con *un* átomo de oxígeno.

La valencia de un mismo elemento no es fija: sufre alteraciones. En general, esa valencia varía de dos en dos: el divalente se hace tetra y exavalente; el monovalente pasa a tri y pentavalente.

La causa de la valencia de las substancias es completamente desconocida; no depende, desde luego, de la masa de los

átomos reaccionantes, ya que un átomo de cloro de peso 35'46 es monovalente, mientras que uno de oxígeno de peso 16 es divalente. (1)

79. Representación de la estructura de las moléculas.—El hecho de que *los átomos se unen según sus valencias* nos ha conducido a representar en las fórmulas esa unión; para ello, se afectan los símbolos de los elementos con tantos trazos como números tenga su valencia, y esos trazos sirven de unión a los símbolos de los elementos que forman el compuesto: la fórmula del gas clorhídrico se representará, pues, por H — Cl; la del agua, H — O — H; la del óxido mercúrico, O = Hg; etc..

Estas fórmulas, por expresar el modo de estar agrupados los átomos en la molécula, se llaman *racionales, de constitucion o de estructura.* (2)

80. Representación de las reacciones.—En una reacción, según sabemos, se forman nuevas substancias a partir de otras reaccionantes; esto es, se constituyen nuevas moléculas con los átomos de las moléculas de las substancias que entre sí reaccionan.

Ya hemos visto (pág. 74) que las reacciones han sido representadas por una igualdad, en la cual se colocaba, formando el primer miembro, los nombres de las substancias reaccionantes unidas por el signo +, y en el segundo, los nombres de las substancias resultantes, unidos por el signo + también.

Pero teniendo en cuenta que las substancias se representan por sus símbolos o fórmulas respectivas, aquellas reacciones serán transformadas en estas otras más sencillas, si en lugar de los nombres de las substancias ponemos sus símbolos o fórmulas.

---

(1) Cuando se quiere expresar la valencia en un átomo aislado, se afecta éste de comas o trazos que la expresen: Así: Cl' ó Cl — ; O'' u O =. Si la valencia es superior a 3, se utilizan números romanos: C^{IV}.

(2) Las fórmulas brutas o de composición, solo nos indican (tomemos una comparación vulgar) el número y calidad de materiales de que está construído un edificio, mientras que las de estructura nos indican, además, la disposición o colocación de dichos materiales. Los materiales en el «edificio molecular» son los átomos.

Así, la igualdad azufre + hierro = sulfuro de hierro, podrá escribirse S + Fe = Fe S; y la óxido mercúrico = oxígeno + mercurio, HgO = Hg + O.

La síntesis del gas clorhídrico, a partir de sus componentes cloro e hidrógeno (pág. 92) podrá representarse por: cloro + hidrógeno = gas clorhídrico, Cl + H = HCl.

Estas igualdades así enunciadas nos dicen que el azufre se une al hierro para producir sulfuro de hierro; que el cloro combinado con el hidrógeno da gas clorhídrico, y que el óxido mercúrico se descompone en oxígeno y mercurio.

Pero estas igualdades, llamadas *ecuaciones químicas*, no han de expresar solo el hecho experimental de la combinación o descomposición de las substancias: han de satisfacer también a todas las leyes y concepciones que del fenómeno químico hemos expuesto. Si tenemos en cuenta que las reacciones químicas se verifican entre substancias, y que la menor porción de éstas que puede considerarse permanentemente libre es la molécula, dichas reacciones deben verificarse entre moléculas y, por tanto, en las ecuaciones químicas debemos, en realidad, representar moléculas, esto es, debemos emplear fórmulas, ya que son éstas y no los símbolos las que las representan. Según esto, la ecuación de la combinación del cloro y del hidrógeno, teniendo en cuenta que ambos gases son diatómicos, deberá ser: $Cl_2 + H_2 = 2HCl$. Y ponemos 2HCl y no solo HCl, porque en este caso, en el segundo miembro solo habría un átomo de cloro y otro de hidrógeno, mientras que en el primero hay dos de cada clase: esto es, habríamos hecho desaparecer átomos, cosa que es contraria a la *ley de la conservación de la substancia* (pág. 82). Diremos, pues, que en la reacción anterior, una molécula de cloro se ha combinado con otra de hidrógeno para producir *dos* de gas clorhídrico.

En la ecuación HgO = Hg + O, como la molécula del mercurio es monoatómica y diatómica la del oxígeno, sus fórmulas respectivas serán Hg y O_2: estas moléculas son las que quedan libres en la reacción: la ecuación química exacta será, pues, $2HgO = 2Hg + O_2$ (1), esto es, dos moléculas de óxido

(1) El cálculo de los coeficientes, esto es, del número de moléculas de cada clase, depende de la reacción y varía según los casos.

mercúrico (2HgO) se descomponen por el calor y producen dos moléculas de mercurio (2Hg) y una de oxígeno (O_2).

Por tanto, en toda ecuación química hay que tener en cuenta que no debe en realidad representarse uniéndose en la reacción o quedando libre en ella, más que moléculas, y que el número de átomos que de un elemento entre en un miembro, debe ser igual al número de los átomos que del mismo haya en el otro.

Muchas veces, para expresión de las moléculas de las substancias reaccionantes, en vez de utilizar sus fórmulas brutas, se utiliza las fórmulas de estructura, con lo cual aparece más claro el mecanismo de la reacción. (1)

---

(1) A Lavoisier se debe las primeras ideas sobre las ecuaciones químicas, ya que expresó: «Puede formarse una ecuación algébrica con las substancias empleadas y las substancias obtenidas, lo cual permite calcular, uno de los términos, si es desconocido».

CAPITULO VIII

LA ENERGÍA

§ 18. Consideraciones generales

81. Manifestaciones de la energía.—Cuando damos cuerda a un reloj, enrollamos el resorte de acero que tiene su máquina. Este resorte, al volver poco a poco a su estado inicial, produce un *trabajo*: el de mover las piezas del reloj y las agujas que marcan la hora.

El agua que se calienta en la caldera de una locomotora pasa al estado de vapor, y ese vapor verifica también un trabajo: el de mover los émbolos, las ruedas y los vagones.

En estos casos decimos que el resorte tiene *energía* y que también tiene energía el vapor de agua.

En general se dice que un cuerpo o un sistema de cuerpos poseen energía cuando son capaces de producir trabajo. Cuanto mayor sea el trabajo producido, mayor será la cantidad de energía que posee el cuerpo o el sistema de cuerpos que engendran el trabajo.

Estudiando las energías de la naturaleza, podremos distinguir en ellas dos clases:

El agua que corre por el cauce de un río mueve la rueda de un molino; el viento hace girar las aspas de un aparato elevador de agua.

El agua del río y el viento producen un trabajo; tienen, por tanto, una energía. A esta energía que poseen el viento, el

agua y *todos los cuerpos que se mueven*, se la denomina energía *cinética*, llamada también *actual*, *visible* o de *movimiento*.

Las principales *energías cinéticas* son: la de un cuerpo cuando se *traslada* de un punto a otro del espacio; p. e., la del agua, la del aire, la de un proyectil.

La energía *calorífica*, que tiene por causa originaria la vibración de las moléculas. La *energía radiante* (calor, luz, etc.), que es producida por el movimiento del éter. La *energía eléctrica*, que circula por los conductores.

Si de las armaduras de un imán colgamos un platillo y colocamos en él pesas, el platillo no cae. El imán, que produce el trabajo de sostenerle, tiene, por tanto, una energía.

A esta energía acumulada en *los cuerpos que, al parecer, no se mueven*, se llama *potencial*, *latente* o *de posición*.

La energía potencial depende siempre de la presencia de dos o más cuerpos, moléculas o átomos, y para que exista, es preciso que entre ellos se produzcan fuerzas de atracción o de repulsión que tiendan a unirlos o a separarlos.

Las principales energías *potenciales* son: La de las masas que se atraen según las leyes de la *gravitación*, como el sol y la tierra. La *gravedad*, que es la fuerza con la cual la tierra atrae a los cuerpos en ella situados. La energía de los cuerpos deformados (resortes de reloj, etc.), que tiene por causa las atracciones y repulsiones ejercidas entre sus moléculas. Las atracciones y repulsiones eléctricas y magnéticas.

Hay una energía potencial especial llamada *afinidad*, que se supone es la que tiene unidos los átomos en las moléculas de los cuerpos (1)

82. Transformación de la energía.—Todas las energías pueden transformarse unas en otras: al dar cuerda a un reloj, cambiamos la energía *mecánica* muscular (energía cinética) en una energía *potencial* que queda acumulada en el resorte y que más tarde se transforma de nuevo en la actual o cinética que mueve los engranajes y las agujas de la esfera.

(1) El nombre *afinidad* se debe a *Alberto el Magno*, y responde a que se creía que solo las substancias de cierto parentesco podían combinarse. Para *Newton*, célebre físico y matemático inglés, (1642-1726), todos los fenómenos químicos dependen de fuerzas atractivas y repulsivas. *Davy* y *Berzelius*, con su teoría electroquímica, creen que la afinidad y la electricidad deben considerarse como efectos distintos producidos por idéntica causa.

La energía del agua que cae por una presa mueve una turbina, y esa energía *mecánica* se cambia en la energía *eléctrica* que circula por los cables, la cual a su vez se transforma, al llegar a la bombilla, en energía *luminosa* y *calorífica*, ya que la bombilla da luz y se calienta.

Principio de la equivalencia.—Cuando una energía cualquiera se transforma en otra, esta transformación nunca se hace de una manera arbitraria, sino sujetándose a una ley de regulación: una cantidad dada de calor, por ejemplo, no puede producir si se transforma en *energía mecánica* (1), más que una cantidad fija de trabajo; y siempre que tomemos una misma cantidad de calor, no podremos obtener de ella, al transformarse, más que una misma cantidad de energía mecánica. Esas dos cantidades de energía son, por tanto, *equivalentes*.

La cantidad de calor representado por una *caloría* equivale a 427 *kilográmetros* (2), lo cual quiere decir que siempre que transformamos el calor en trabajo, *cada caloría transformada produce 427 kilográmetros* de energía mecánica; y si, a la inversa, es el trabajo el que transformamos en calor, entonces 427 kilográmetros son capaces de producir una *caloría*. (3)

83. Ley de la conservación de la energía.—De todo lo anteriormente expuesto, se deduce que cuando una energía cualquiera (el calor del vapor de agua en las máquinas, la energía del agua en la presa, etc.) desaparece, no es que esa energía se anule, sino que se transforma en otras energías distintas.

Midiendo las energías transformadas, resulta que la suma de todas ellas es equivalente a la cantidad de energía que les dió origen, y como este hecho es un hecho general, de aquí que se enuncie por un principio que dice:

---

(1) Como ocurre en las locomotoras, en las cuales el calor de la combustión del carbón se transforma en la *energía mecánica* que mueve la locomotora y arrastra los vagones.

(2) Un kilográmetro es el trabajo preciso para elevar un kilogramo a un metro de altura.

(3) Los primeros trabajos encaminados a este objeto se deben a *Joule*, físico inglés (1818-1889).

En la naturaleza, ninguna cantidad de energía se pierde, esto es, *la suma de todas las energías existentes en el universo es constante.*

Este principio recibe el nombre de *principio de la conservación de la energía* (1). Así como hay una ley de la conservación de la materia, hay otra de la conservación de la energía.

84. Energía total, energía libre, energía combinada y entropía.—Si consideramos un cuerpo, observaremos que en él existen varias formas de energía: sus moléculas y sus átomos se atraen; luego existe en ellas una energía *potencial*. Esas moléculas y esos átomos, por otra parte, no están fijos, sino dotados de movimiento; luego tienen una energía *cinética*. A la suma de todas las energías (cinéticas y potenciales) existentes en ese cuerpo o un sistema de cuerpo, se le denomina *energía total* del mismo.

Hemos visto, además, que las energías se pueden transformar unas en otras; pero, si nosotros pretendemos cambiar la energía total de un cuerpo en otra forma de energía cualquiera, se observará que no toda la energía total es susceptible de ese cambio, sino solamente una porción de la misma (2). A esa porción de la energía total capaz de sufrir las transformaciones dichas, se le llama, por eso, *energía libre*.

La diferencia entre la energía total y la energía libre de un cuerpo o de un sistema de cuerpos, recibe el nombre de *energía combinada*. Por último, *entropía* es la relación o cociente entre la energía combinada y la temperatura absoluta (pág. 29) en que el cuerpo o el sistema del cuerpo se encuentran.

§ 19. La energía en los fenómenos físico-químicos y en las reacciones

85. La energía en los fenómenos físico-químicos.—En los fenómenos físico-químicos, como los cambios

---

(1) Este principio fué enunciado por el físico alemán *Roberto Mayer* en 1842. En 1840, *Faraday* sentó que la *energía* eléctrica producía *trabajo*. Y *Carnot*, físico francés, antes de 1830 dedujo ya que, para producir cierto *trabajo*, debía destruirse otra cantidad equivalente de *calor*. (Lucien Poincaré: *La Physique Moderne*, 1916, pág. 60).

(2) Si quisiéramos transformar *todo* el calor de un cuerpo, por ejemplo, en otra energía, tendríamos que dejar a este cuerpo sin calor alguno, para lo cual habría que llegar al 0 absoluto (pág. 29), temperatura a la cual no se ha podido llegar.

de estado, las disoluciones, etc., hemos visto que se producen desprendimientos o absorciones de energía calorífica. Los sólidos al pasar a líquidos, y los líquidos al transformarse en gases, consumen cierta cantidad de calor, que hemos llamado calor latente de fusión y de vaporización respectivamente; al contrario, cuando los cuerpos pasan de gases a líquidos o de líquidos a sólidos, en vez de absorciones térmicas se producen desprendimientos de calor más o menos intensos. El cambio de estado de un cuerpo va siempre, por tanto, acompañado de modificaciones en la energía que posee; energía que se manifiesta externamente, de un modo general, bajo la forma térmica.

Hay ocasiones, sin embargo, en que la forma de la energía desprendida en el cambio no es solamente la calorífica, sino la luminosa y la eléctrica:

Al romper cristales de mica en la obscuridad, se produce una *luminiscencia* especial, a consecuencia de la exfoliación violenta. Ese fenómeno engendrado en la roturá, recibe el nombre de *triboluminiscencia*.

86. Regla de Le Chatelier-Braun.—Acabamos de decir que el estado de una substancia depende de la energía que tiene; por consiguiente, cuando una energía externa actúa sobre un cuerpo, producirá en él una modificación más o menos profunda de su estado. Si calentamos una substancia sólida, ésta tiende a pasar a líquida,en cuyo paso *absorbe* calor.

Al enfriarla una substancia gaseosa pasa a líquida; y en éste paso, como sabemos, se desprende calor.

Al comprimir un gas, su volumen se *reduce* pero al mismo tiempo la temperatura de ese gas aumenta (1); ese aumento tiende a dilatar el gas, es decir, a *aumentar su volumen*.

En todas las modificaciones experimentadas por las substancias, nos encontramos con el mismo hecho:

Cuando una causa, una energía, actúa sobre una substancia, se produce en ésta un cambio que tiende a provocar un efecto contrario al que la causa determina. Esta regla, formu-

(1) Como se realiza en la clásica experiencia del *eslabón neumático*, en Física.

lada por *Le Chatelier* y comprobada por *Braun*, tiene extraordinaria importancia en los estudios químicos. Es también conocida con el nombre de *regla de las antítesis.*

87. Desprendimiento y absorción del calor en las reacciones químicas. - En los fenómenos físicos, todo cambio producido en una substancia va, según hemos visto, acompañada de una variaciòn en la *energía* que posee.

Los fenómenos químicos no se exceptúan de este hecho general: pongamos en un matracito trozos de cal viva y un poco de agua; la cal viva se transforma en otra substancia conocidísima que es la *cal apagada*: se ha producido, pues, un fenómeno químico.

Cogiendo el matraz con la mano observaremos, además, que está caliente. En esta reacción, pues, se ha engendrado una substancia nueva y, además, se ha producido un desprendimiento de energía calorífica.

Este fenómeno del desprendimiento de calor en la reacción no es, por otra parte, un hecho excepcional, sino que se observa en gran número de fenómenos químicos. Las reacciones en las cuales esto ocurre se llaman *reacciones exotérmicas.*

Hay reacciones, sin embargo, en las cuales no se producen como en la anterior desprendimiento de calor, sino que, al contrario, hay absorción de él. Estas reacciones se denominan, *endotérmicas.*

El estudio y la medición del calor absorbido o desprendido en los fenómenos químicos (estudio físico-químico) tiene una importancia extraordinaria, y es el objeto de la *Termoquímica.*

Medición del calor absorbido o desprendido en las reacciones.—Para medir el calor producido en las reaciones, lo primero que tenemos que hacer es tomar una unidad de medida y como las unidades de medida térmica usadas en Física son la *pequeña* y la *gran caloría* (1), de aquí que sean estas las que nosotros utilicemos (2).

---

(1) *Pequeña caloría* es la cantidad de calor precisa para elevar un grado la temperatura de un gramo de agua. *Gran caloría* es la cantidad de calor precisa para elevar un grado la temperatura de un kilógramo de agua.

(2) *Ostwald* ha propuesto el uso de la *caloría racional*, o sea la cantidad de ca-

Conociendo el valor de estas unidades de medida, decimos que en la formación de 74,08 gramos de cal apagada se producen 15'5 *grandes calorías*.

Conocida ya la unidad de medida, resta tan solo verificar las determinaciones *termoquímicas*, y para ello son utilizados unos aparatos especiales: los *calorímetros*.

De los calorímetros empleados en Física el de Favre y Silbermann, Bunsen, Thomsen, Berthelot y Berthelot-Mahler, son los empleados.

Efecto térmico de una reacción. – Desde luego se comprende que la cantidad total de calor producido en una reacción depende de las cantidades de las substancias reaccionantes. Cuanta mayor cantidad de cal viva usemos en la experiencia primera, mayor será el calor total desprendido. Para tener siempre datos fijos de referencia, se ha convenido en llamar efecto térmico de una reacción a *la cantidad de calor desprendida o absorbida cuando aquélla se verifica entre moléculas-gramo* (pág. 98) *de las substancias reaccionantes*.

Ese efecto térmico se representa por un número que expresa calorías y que se agrega con el signo +, ó –, según sean desprendidas o absorbidas, a la igualdad que representa la reacción estudiada.

El efecto térmico de una reacción, por otra parte, es diferente según la clase de fenómenos físicos o físico-químicos que en la reacción se producen.

En la pág. 86, como consecuencia de la acción del oxígeno y el hidrógeno, obtuvimos agua gaseosa a 100° y agua líquida. El efecto térmico que se produce en un caso o en otro, no es el mismo: en el agua en vapor, se producen, como consecuencia de la reacción más calorías que si el agua fuese obtenida al estado líquido. La diferencia es el calor necesario para que el agua pase del estado líquido a vapor a 100°.

Ahora bien: si del efecto térmico de una reacción cualquiera restamos todas las cantidades de calor debidas a los fenómenos físicos o físico-químicos (cámbios de estado, disolución,

---

lor necesaria para elevar de 0° a 100° la temperatura de un gramo de agua; a dicha unidad se la representa por K.; es aproximadamente 100 veces mayor que la pequeña caloría.

etc.), queda siempre una cierta porción que no es debida a ellos. Esa porción de calor restante tiene que haberse producido en el fenómeno propiamente químico. Y como ese calor no puede crearse, tiene que proceder de la transformación de otra energía. Esa energía en calor, distinta de las energías físicas conocidas, es la *afinidad*.

De todo lo expuesto se deduce que, siendo el calor desprendido procedente de los fenómenos físicos y de los químicos, si en la reacción química no se desprendieran otras energías, *ese calor desprendido o absorbido en la reacción mediría los trabajos físicos y químicos producidos en ella.* (1er. principio de termoquímica). (1)

88. Desprendimiento de otras energías en las reacciones.—Así como en los fenómenos físicos o físico-químicos, p. e. en los cambios de estado, la energía desprendida no solo se manifiesta en forma calorífica, sino que a veces aparece como luz y electricidad, en los fenómenos químicos ocurre un hecho semejante.

En la reacción que estudiamos en la pág. 73, observamos que al mismo tiempo que el azufre y el zinc se unían para formar sulfuro de zinc, ardía la mezcla y se desprendía luz. Este fenómeno químico no es el único en el cual el hecho se produce: el carbón arde también en el aire produciendo el mismo efecto; y en un gran número de reacciones semejantes a éstas, la energía se desprende bajo la forma lumínica.

La producción de estas energías se explica fácilmente: el cambio en la posición de los átomos que forman las moléculas es tan hondo, que se altera por completo su energía potencial, y ésta, transformándose en cinética, determina la emisión de

(1) La enunciación de este principio se debe a *Berthelot* (1827-1907), químico francés en 1876, que con el alemán *Hess* (1802-1856) y el danés *Thomsen* (1826-1909), ha construído la Termoquímica.

Más adelante, al tratar del anhídrido carbónico, se indica otro principio de termoquímica.

Laplace y *Lavoisier* trabajaron sobre calores específicos, calores latentes, calores de combustión, y sentaron definiciones y principios; por eso, Ladenburg *(Histoire du développement de la Chimie.* 1911 pág. 312,) considera a dichos dos sabios franceses como fundadores de la Termoquímica.

energías en todas las formas y con intensidades variables.

En una cápsula y en comunicación con un galvanómetro, pongamos una lámina de zinc y agreguémosle un ácido fuerte, como aceite de vitriolo o ácido sulfúrico. En ese ácido pongamos un alambre de platino en comunicación también con el galvanómetro que nos sirve para la experiencia; entonces se produce una reacción química y se desprende un gas a consecuencia de la reacción; al mismo tiempo, la aguja del galvanómetro gira: acusa la presencia de una corriente eléctrica producida en la reacción. Por tanto, también en los fenómenos químicos se produce electricidad.

Todos estos hechos nos llevan a la conclusión de que la afinidad o fuerza que mantiene unidos los átomos en la molécula no es una energía esencialmente distinta de las conocidas, ya que es capáz de transformarse en calor, luz y electricidad. *Debemos considerar, pues, la afinidad como otra forma de la energía.*

CAPITULO IX

HIDRÓGENO Y HALÓGENOS

§ 20. Descripción de las substancias

89. Plan de estudio de las substancias.—Para facilitar el estudio de los elementos y sus combinaciones, se ha tratado de agruparlos atendiendo a sus analogías. Generalmente suele reunirse estos elementos en dos grandes grupos: en uno se incluye los que, conocidos desde muy antiguo, como el hierro, el cobre, el plomo, la plata y otros, tienen propiedades análogas: sólidos a la temperatura ordinaria (excepto el mercurio, que es líquido); buenos conductores del calor y de la electricidad; capaces de adquirir pulimento y poseer brillo metálico. Al grupo que con estos elementos se constituye, se le llama *grupo de los metales*.

Los elementos restantes, en menor número, son gaseosos, como el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno; líquidos, como el bromo, o sólidos, como el carbono, el azufre y el fósforo: conducen mal el calor y la electricidad; no poseen, en general, brillo metálico, y tienen sus propiedades generalmente opuestas a las de los metales. Con ellos se ha formado un grupo denominado *grupo de los metaloides*.

Hay que hacer notar que entre estos dos grupos, metaloides y metales, no existe una separación completa; antes bien, forman todos ellos una serie continua, si atendemos a todos sus caracteres.

Dentro de estos dos grupos definidos, se ha formado otros, constituyéndose con ellos clasificaciones que han predominado en distintas épocas: para esto, se ha tenido en cuenta una sola, o bien un grupo de propiedades, que por ser comunes sirvieran de base para la agrupación.

Naquet, fundándose en la *valencia* (pág. 104), clasificó los metaloides en cinco familias, y los metales en seis.

Nosotros seguiremos para los metales la clasificación que expone H. Erdmann (1); para los metaloides tendremos en cuenta la valencia. Además, dicha clasificación es natural, ya que los elementos de cada grupo concuerdan por sus propiedades. (2)

Metaloides	Metales
a. Hidrógeno y halógenos	*f.* Metales alcalinos
b. Grupo del oxígeno	*g.* Metales alcalinotérreos
c. Grupo del nitrógeno	*h.* Grupo del magnesio
d. Grupo del carbono	*i.* Metales térreos
e. Grupo del argo	*j.* Grupo del hierro
	k. Grupo del estaño
	l. Metales nobles

El nombre *halógenos* se debe a que los elementos que constituyen el grupo (cloro, flúor y iodo) originan sales (substancias como la sal común y otras de propiedades análogas): *halógeno* significa, por su origen griego, *engendrador de sal*.

El grupo del argo está formado por el gas argo y otros gases raros hallados en la atmósfera.

El nombre *alcalino* procede de la palabra *álcali*, que los árabes daban a la *sosa* y a la *potasa*. Ambas substancias son compuestos de sodio y potasio, metales llamados por esta razón alcalinos.

Toman el nombre de *térreos* los metales que, como el *aluminio*, forman parte de los compuestos constitutivos de los

(1) *Traité de Chimie minérale*. t. 2.° 1914, pág. 2.

(2) Al final del libro se expone la *clasificación periódica de los elementos*.

minerales más abundantes de la corteza terrestre, como es la arcilla.

Los metales *alcalinotérreos* tienen caracteres que participan de los dos grupos anteriores: el *calcio*, p. e., que se incluye en este grupo, entra en la piedra de cal, en el yeso, etc., minerales muy abundantes en la corteza de la Tierra; y también forma compuestos que gozan de propiedades parecidas a las de los álcalis: el calcio forma parte de la cal apagada de propiedades análogas a la sosa y la potasa.

Los *metales nobles* son los metales preciosos por sus cualidades: muy pesados, brillo y hermoso color, gran conductibilidad del calor, ductilidad grande, inalterables al aire; y poca inclinación a combinarse con los demás elementos.

§ 21. Hidrógeno

90. Hidrógeno, H.—Obtención. Coloquemos en un frasco trocitos de zinc, y obturémoslo con un tapón provisto de dos orificios, por los cuales se ha introducido dos tubos: uno terminado en un embudo pequeño; otro doblado y afilado en su extremo (Fig. 46).

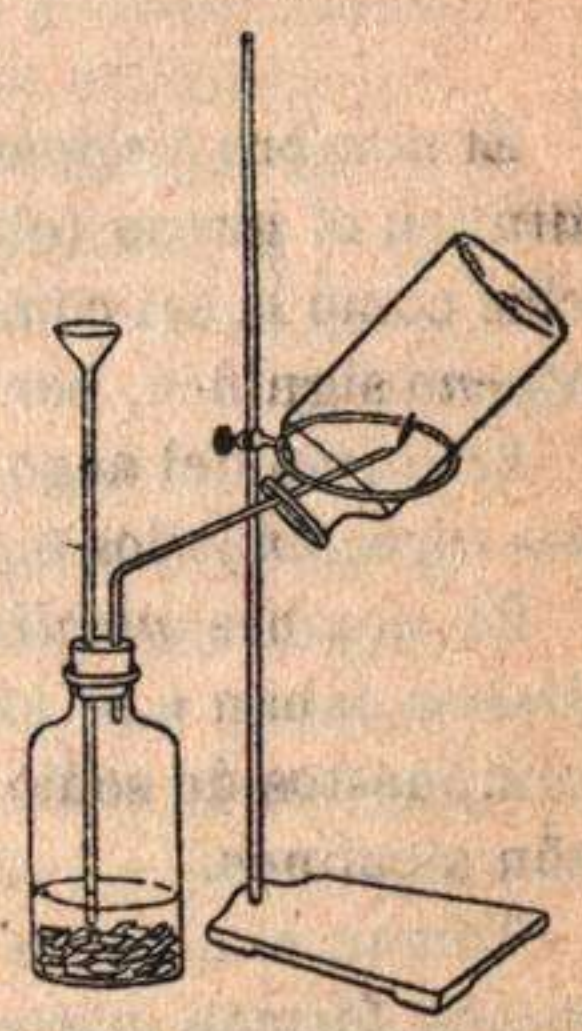


Fig. 46.

Echemos agua por el embudo, próximamente hasta la altura que se indica en la figura, y luégo, despacio, en pequeñas cantidades, aceite de vitriolo o ácido sulfúrico. (Véase las indicaciones prácticas de la pág. 129) [1]. Pronto veremos ascender a través del agua del frasco burbujas de un gas, que se producen junto a los trocitos de zinc. Continuemos poniendo ácido sulfúrico, y dejemos que se desprendan las burbujas du-

(1) En Edmundo Lozano: *La Química de la Escuela Primaria*, 1913, encontrará el practicante valiosas observaciones para la ejecución de las experiencias.

rante bastante tiempo: esperemos quince o veinte minutos. Pasado este tiempo, y en modo alguno antes, apliquemos una cerilla en el extremo del tubo afilado (1): el gas invisible e inodoro que se desprende por él arde con llama azul pálida. Colocando sobre la llama, como indica la fig. 46, un bocal bien limpio y seco, el vidrio se empaña y poco a poco se depositan sobre él gotas que, engrosando, caen por el bocal: son gotas de agua. El gas, al arder, ha engendrado dicho líquido; por eso se le llama *hidrógeno*, nombre derivado del griego, que significa *engendrador de agua*.

Veamos ahora qué substancias han quedado en el frasco, además del zinc, que habrá sobrado si lo hemos puesto en exceso. Virtamos todo el contenido en una cápsula, y calentemos ésta con objeto de que el ácido sulfúrico que exista sobrante desaparezca actuando sobre el metal; separemos luego los pedazos del zinc excedente; filtremos el líquido, y recojamos el filtrado. Si después de evaporada gran parte del agua que este líquido filtrado tiene, le dejamos enfriar en un cristalizador, en su seno se depositan cristales: son de una substancia llamada *sulfato de zinc*.

Por consiguiente, en la reacción producida según el procedimiento expuesto, se han originado dos substancias: una gaseosa, el hidrógeno; otra sólida, el sulfato de zinc. Esta reacción podremos representarla por la siguiente ecuación:

Zinc + ácido sulfúrico = hidrógeno + sulfato de zinc

$$Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$$

Modo de recoger el gas.—Si queremos recoger el hidrógeno, para estudiarlo, tendremos que disponer la operación de la manera indicada en la fig. 47 (los frascos de dos o tres bocas, como el de la figura, se llaman frascos de Woulf), en la cual un tubo sin afilar está enchufado con uno de caucho, cuyo extremo libre termina en un lebrillo con agua. Produciendo hidrógeno del modo que antes se ha indicado, suben burbujas ga-

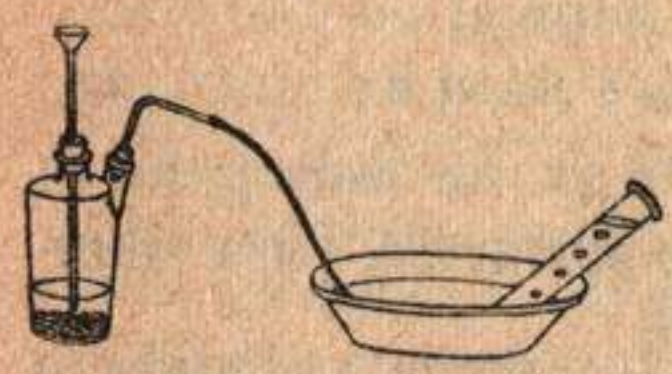


Fig. 47.

(1) Antes de encender el gas, téngase en cuenta las indicaciones que exponemos en la *mezcla detonante*.

seosas á través del agua del lebrillo: las primeras contienen aire del frasco y no deben utilizarse; las desprendidas al cabo de cierto tiempo son yá de hidrógeno y esas las debemos recoger. Para ello, se introduce totalmente en el agua del lebrillo tubos de ensayo o probetas de gases, que son tubos cerrados por un extremo, más resistentes que los de ensayo. Una vez llenas de dicho líquido e invertidas y sin sacar su parte abierta del agua, se las coloca sobre el extremo del tubo de caucho que va a parar al lebrillo Entonces las burbujas del hidrógeno producido ascienden por el tubo de ensayo o la probeta, y desalojando el agua que contienen, se almacenan en ellos.

Llenos por este método varios tubos, cerrados con láminas de vidrio y mantenidos siempre boca abajo, se conservarán para ulteriores experiencias.

Como se comprende, este método solo puede utilizarse cuando el gas producido *no es soluble en agua.* En el caso de que lo fuera, en vez del lebrillo o cuba con agua, que dispuesta para la recolección se llama *cuba hidroneumática*, se emplea la cuba con mercurio *(cuba hidrargironeumática)*, si es que el gas no se disuelve en dicho metal o reacciona con él. (1)

Obtención de una cantidad determinada de gas.—La ecuación anterior, $Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$, posibilita saber qué cantidades de Zn y de H_2SO_4 hay que combinar para obtener una cantidad determinada de gas, p. e., 0'5 gr. Para ello, substituiremos las fórmulas de las moléculas que intervienen en la reacción por sus moléculas-gramo: Zn = 65,37 gr.; H_2SO_4 = 98,07 gr.; H_2 = 2,016 gr.; $ZnSO_4$ = 161,43 gr.; y así tendremos:

65,37 gr. de Zn + 98,07 de H_2SO_4 = 2,016 de H_2 + 161,43 de $ZnSO_4$. (A)

Por consiguiente, si para obtener 1,016 gr. de hidrógeno se combinan 65,37 de zinc y 98,07 de ácido sulfúrico, para obtener 0'5 gr. tendremos que emplear $\frac{0'5}{2,016}$, aproximadamente

(1) La disposición de la cuba hidroneumática fué descrita por el francés *Moitrel d'Element*, en 1718; y la hidrargironeumática se debe a *Priestley*, químico inglés, en 1780.

un cuarto de dichas cantidades, o sea 16'3 gr. de zinc y 24,5 gramos de ácido sulfúrico.

En la preparación de gases, lo que necesitamos es saber qué cantidades de substancias tenemos que combinar para obtener un *volumen* determinado de gas; así el problema queda fácilmente resuelto sabiendo que *el volumen de la molécula-gramo de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,5 litros;* de donde, 22,5 l. de hidrógeno = molécula-gramo de hidrógeno = 2,016 gr. de hidrógeno. (1)

De modo que para obtener, p. e., 5 litros de hidrógeno, basta combinar $\frac{5}{22,5}$ en peso de las cantidades de zinc y ácido sulfúrico necesarias para obtener 2,016 gr. = 22,5 l. de hidrógeno, del modo que se ha representado en la igualdad (**A**); o sea 14,5 gr. de Zn, y 21,8 gr. de H_2SO_4.

De análoga manera, conociendo la ecuación de producción de una substancia, puede calcularse qué cantidades de materias reaccionántes hay que emplear para obtener una cantidad determinada en peso o en volumen (gaseoso) de la substancia de que se trata.

Para recoger un volumen determinado de gas, basta substituir los tubos o frascos empleados anteriormente para captar el hidrógeno en la cuba hidroneumática, por *probetas graduadas* en centímetros cúbicos: colocadas verticalmente y llenas por completo de agua en la cuba, puede medirse el gas que se va obteniendo, y con ello recoger un volumen determinado de dicho gas. Hay probetas de distintos volúmenes.

Mezcla detonante.—Si al comenzar a desprenderse el hidrógeno en la cuba llenamos de él un pequeño tubo de ensa-

---

(1) En efecto: según el postulado de Avogadro, iguales volúmenes de cualquier gas encierran el mismo número de moléculas; por consiguiente, *toda molécula gaseosa ocupa el mismo volumen.* De lo cual deducimos que todas las moléculas-gramo de los gases han de ocupar también el mismo volumen.

Veamos cuál es este volumen, p. e., en la molécula-gramo de gas oxígeno, al cual hemos referido siempre nuestras medidas; y el resultado que obtengamos será el mismo para todos los gases: 1 litro de oxígeno pesa 1,429 gr.; luego la molécula-gramo de oxígeno, 32 gr., ocupará un volumen de $\frac{32}{1,429} = 22,4$ litros.

yo y acercamos a su boca una cerilla, se producirá una *explosión*. Esto se debe a que el hidrógeno en los primeros momentos sale mezclado con el aire del frasco, y esta mezcla es una *mezcla detonante*. Por esto, al encender el gas en el tubo de salida para producir agua, hay que estar seguros de que el hidrógeno no es acompañado por residuos de aire, y para ello, basta recoger de tiempo en tiempo porciones del gas en tubos de ensayo, acercar a éstos una cerilla, y ver si se produce o no explosión. Solo cuando el gas arde sin silbido alguno, podemos, sin peligro, aventurarnos a encender el hidrógeno en el tubo afilado. El producto de esta reacción explosiva es *agua*, formada al combinarse el hidrógeno con el oxígeno del aire.

En esta reacción observamos desde luego una transformación de la energía química en energía mecánica, que desgarrando las capas de aire produce la explosión. Al unirse el oxígeno y el hidrógeno, que forman *mezcla detonante*, para engendrar agua, la *rapidez* o *velocidad* con que se produce la combinación es tán grande y la cantidad de energía libertada es tal, que si existiendo en el frasco esa mezcla pretendemos hacer arder el hidrógeno en el extremo afilado, la combustión se propaga rápidamente a la masa interior y saltan el frasco y los tubos del aparato, rotos en pedazos, con peligro grave para el operador. Por esto es siempre útil, al hacer esta experiencia, envolver el frasco con un paño para evitar la proyección de los fragmentos de vidrio, en el caso de que la explosión se determine.

La mejor proporción para la producción de la mezcla detonante es 2 volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno.

Propiedades.—El hidrógeno, como otros muchos gases, es invisible, inodoro e insípido, propiedades que conocemos por haberlo obtenido sin verle y sin notar su presencia por su olor o sabor.

Es muy poco denso: de los tubos que hemos conservado llenos de él, pongamos uno abierto boca arriba y otro, abierto también, conservémoslo boca abajo. Acercando al cabo de unos segundos una cerilla encendida a la boca del primero, veremos que no hay combustión: es que

el hidrógeno ha desaparecido elevándose en la atmósfera.

Acercando la cerilla a la boca del segundo, hay inflamación: el hidrógeno ha permanecido, pues, en el tubo. Estos hechos nos demuestran que *el hidrógeno es más ligero que el aire.* Por esta razón, un globo de caucho lleno de hidrógeno asciende en la atmósfera; y por la misma razón, se llena de este gas las naves aéreas. La densidad del hidrógeno es la más pequeña de las que tienen las substancias conocidas.

Difusión del hidrógeno.—Tomemos un tubo doblado, afilado en su rama corta (Fig. 48) y lleno hasta cierta altura de agua coloreada con fucsina. Introducida la rama larga en un vaso poroso (bizcocho de porcelana) obturado con un tapón, y llenando de hidrógeno un bocal grande que se coloca rápidamente invertido sobre aquél, se verá, por la rama afilada, un surtidor de agua. Este hecho es debido a que el hidrógeno pasa, por *difusión* (pág. 40), a través de las paredes del vaso poroso, y aumentando la presión de la masa gaseosa interior, comprime al agua del tubo y lo hace salir por el extremo afilado.

Fig. 48.

No solo se difunde el hidrógeno a través de substancias tan porosas como el bizcocho de porcelana, sino también a través de otras poco porosas, como el caucho y el cuarzo, (1) y aún a través del platino y el hierro calentados al rojo. Para distinguir esta difusión a través de membranas porosas, de la difusión ordinaria, se ha convenido en dar a la primera el nombre de *efusión.*

La *efusión* de un gas depende de su densidad: cuanto más denso es se difunde menos, e inversamente. Por eso el *hidrógeno*, como es el gas menos denso, es el gas que se difunde más rápidamente.

También actúa sobre la rapidez de la difusión la presión a que

---

(1) Que se difunde a través del caucho, nos lo dice ya el hecho de que los *globos* con que juegan los niños se deshinchan al cabo de algunos días, por haberse escapado el gas a través de las paredes del juguete.

Se comprende que la difusión de este gas sea muy rápida, porque ya a la temperatura ordinaria tienen sus moléculas una velocidad de 1843 m. por segundo.

el gas se encuentra sometido; si aumenta esta presión, aumenta también la difusión. Y el mismo efecto produce la temperatura.

El hidrógeno puede, por otra parte, ser absorbido en grandes cantidades por los metales. Este fenómeno se llama *oclusión*. El platino y el paladio son los metales que más cantidades de hidrógeno absorben. A 100°, el paladio absorbe 700 veces su volumen, de hidrógeno.

El hidrógeno es buen conductor del calor.—Todos los gases, en general, son malos conductores del calor; el hidrógeno es una excepción de esta regla. Si en un tubo, obturado por sus extremos con dos tapones, se coloca atravesando éstos un hilo de platino que se pone incandescente al paso de una corriente eléctrica, esa incandescencia perdura cuando el gas que llena el tubo no es el hidrógeno; pero desaparece si es este gas, a causa de que el hidrógeno, conduciendo al axterior el calor del alambre, no permite que se acumule en él y lo haga llegar a la *incandescencia*.

Iones gaseosos de hidrógeno.—Tampoco los gases son en general conductores de la electricidad: un cuerpo cargado de ella, si está aislado, no la pierde, en una masa gaseosa. Hay, sin embargo, casos en que los cuerpos electrizados se descargan introducidos en un gas.

El hidrógeno procedente de la oclusión en paladio, el hidrógeno *recientemente* preparado, el sometido a la acción de los rayos X y a las radiaciones violetas y ultravioletas del espectro, gozan de la propiedad de verificar la descarga de los cuerpos electrizados. Este hecho se explica suponiendo que del átomo del hidrógeno, o del gas en que experimentamos, saltan electrones que, como sabemos (pág. 94), tienen carga eléctrica negativa.

Esos electrones se rodean, por atracción, de moléculas del gas, y así agrupados un electrón y varias moléculas, forman lo que se llama un *ión gaseoso*: el resto del átomo, que era neutro eléctricamente, al perder con los electrones carga negativa, tendrá un exceso de electricidad positiva, y debido a ello, se rodea también de moléculas del gas; forma, pues, otro ión gaseoso: el primero es un *ión negativo*; el segundo, un *ión positivo*.

Al introducir un cuerpo electrizado en el gas *iontizado*, si tiene electricidad positiva, atrae los iones negativos y descarga; si tiene electricidad negativa, atrae iones positivos y descarga también. Esta hipótesis explica perfectamente el fenómeno de la descarga eléctrica en el seno del hidrógeno.

Otras propiedades.—El hidrógeno gaseoso no tiene casi ac-

tividad química; solo el recientemente preparado (*hidrógeno naciente*), el disuelto en éter sulfúrico o el sometido a temperaturas elevadas, es capaz de determinar algunas reacciones, como la de apoderarse del oxígeno de las substancias para producir agua. Que el hidrógeno gaseoso sea inactivo se explica por el hecho de que su molécula está formada de dos átomos, mientras que el recientemente preparado y el *ocluído* tienen la molécula formada de un solo átomo, que tiende a unirse con otros.

Reconocimiento del hidrógeno.—Por su combustión en el aire con llama azul pálido.

El hidrógeno en la tierra.—Libre, esto es gaseoso, se encuentra solo en pequeñas cantidades: principalmente en los gases que se desprenden de los volcanes; mezclado en el carbón de piedra, y en forma de burbujas o inclusiones en ciertos minerales. En cambio, es muy abundante combinado con otros elementos, formando compuestos: se halla en las aguas (11 % de su peso) de la Tierra; en infinidad de minerales y compuestos químicos, entre ellos la sosa, la potasa, el ácido sulfúrico, el ácido clorhídrico, el petróleo, el alcohol, etc.; en las substancias que forman las células de los seres vivos, etc..

En el Sol y en las estrellas se encuentra libre en enormes cantidades.

Otros procedimientos de obtención.—Después de lo dicho, no hay casi para que añadir que el gas hidrógeno tendrá que obtenerse de sus compuestos, y obsérvese que siempre que se obtiene un elemento, ha de ser de un compuesto que lo contenga. A ello obliga la imposibilidad, hasta ahora, de obtener (recuérdese lo indicado en la pág. 93) un elemento de otro.

Entre las muchas reacciones químicas en que se produce hidrógeno, se encuentra la que determina el ácido clorhídrico al actuar sobre el zinc o sobre el hierro, según las ecuaciones siguientes:

Zinc + ácido clorhídrico = hidrógeno + cloruro de zinc

$$Zn + 2HCl = H_2 + ZnCl_2 \text{ (1)}$$

Hierro + ácido clorhídrico = hidrógeno + cloruro de hierro

$$Fe + 2HCl = H_2 + FeCl_2$$

El cloruro de zinc o de hierro quedan disueltos en el frasco,

(1) El *cálculo teórico de los coeficientes*, esto es, del número de moléculas que deben representarse en una ecuación química se reduce a un sistema de ecuaciones

pudiéndose, por cristalización, separarlos del agua que los disuelve.

Estos procedimientos, juntos con el que hemos seguido en el principio de nuestro estudio, son los más empleados en los laboratorios para producirlo.

Formando el hidrógeno parte del agua, y siendo ésta tan fácil de adquirir, se comprende que se haya procurado, principalmente en la industria, extraer el hidrógeno de ella. Colocando con unas pinzas un pedacito del tamaño de un guisante, y no mayor, del metal sodio (que se conserva en frascos con petróleo, y que puede cortarse) debajo de una campana llena de agua e invertida sobre un lebrillo que contenga dicho líquido, se observará el desprendimiento del hidrógeno, que se almacena en la campana, mientras que en el agua del lebrillo queda disuelta *sosa cáustica.* La reacción que se efectúa es la siguiente:

$$\text{Sodio} + \text{agua} = \text{hidrógeno} + \text{sosa cáustica}$$
$$2Na + 2H_2O = H_2 + 2NaOH$$

En donde se observa que una parte del hidrógeno del agua se ha desprendido constituyendo el hidrógeno gaseoso, mientras que su resto de hidrógeno y oxígeno se ha unido con el sodio, formando la sosa cáustica.

También calentando *magnesio en polvo* (como se usa en foto-

---

indeterminado; y para resolverlo hay que dar un valor arbitrario a una de las incógnitas (coeficientes). Así, en la ecuación de obtención del hidrógeno por el zinc y el ácido clorhídrico, la experiencia cualitativamente nos dice que se producen hidrógeno y cloruro de zinc. Para calcular cuantas moléculas de dichas substancias debemos representar, llamemos x, y, z, u, a los coeficientes del Zn, HCl, H_2, $ZnCl_2$, que son las moléculas que intervienen en la reacción. Según las normas expuestas en la pág. 108, en el segundo miembro de la reacción $xZn + yHCl = zH_2 + uZnCl_2$ (A) debe haber igual número de *átomos* que en el primero. Como que el número de átomos viene expresado por el coeficiente y por los subíndices, podemos formar según lo que acabamos de indicar las siguientes igualdades:

$$xZn = uZn$$
$$u2Cl = yCl$$
$$yH = z2H$$

Para resolver este sistema de tres ecuaciones con cuatro incógnitas, debemos dar a una de ellas un valor, p. e., $x = 1$. (Si con $x = 1$, algún coeficiente resultase fraccionario, se convierte en entero «quitando denominadores» a la ecuación). Suponiendo $x = 1$, los valores de las demás incógnitas serán: $u = 1$; $y = 2u = 2$; $z = \frac{2}{2} = 1$. Sustituyendo en la ecuación (A) dichos valores, tenemos: $Zn + 2HCl = H_2 + ZnCl_2$, que es la ecuación que representa exactamente la reacción. De igual modo calcularíamos cualquier otra reacción.

Este procedimiento se usa poco. Suele calcularse mentalmente, tanteando, el número de moléculas que deben entrar en la reacción.

grafía para impresionar placas a la luz del magnesio) con agua, se desprende hidrógeno.

Y el vapor de agua accionando con el hierro entre 300° y 800°, desprende hidrógeno también.

Este último procedimiento se emplea actualmente en la industria. Pero el procedimiento más usado para obtenerlo en grandes cantidades, se basa en la descomposición del agua en sus dos elementos, hidrógeno y oxígeno, por la acción de la corriente eléctrica (véase *electrólisis del agua).*

En el laboratorio y en la industria, suele utilizarse, para la obtención rápida del hidrógeno, la acción de una substancia llamada *hidrolita* (compuesta de hidrógeno y del metal calcio) sobre el agua.

Constantes.—Monovalente. Peso atómico, 1'008. Peso molecular, 2'016 (fórmula H_2). Densidad con respecto al aire, 0,06947. Un litro de hidrógeno a la presión normal y a 0° pesa 0'089947, peso conocido con el nombre de *Kritha.* Temperatura crítica, 241°. Presión crítica, 20 atmósferas. Punto de solidificación, — 251°. Solubilidad en el agua (a 15°), 1,93 l. en 100 l. agua.

Historia.—El hidrógeno fué reconocido por *Cavendish*, inglés, en 1766, quien probó, además, que al arder producía agua. Ya *Paracelso*, suízo, en el siglo XVI conocía el desprendimiento del gas inflamable (que llamó *aire inflamable)* al tratar substancias, como los ácidos sulfúrico y clorhídrico, por algunos metales. *Lavoisier* lo obtuvo en 1781 por la acción del agua sobre el hierro candente.

Indicaciones prácticas para la obtención del hidrógeno del ácido sulfúrico por la acción del zinc.—Al obtener el hidrógeno, y en las experiencias que hemos considerado fundamentales para su estudio, hemos de tener en cuenta ciertas operaciones sencillas que pueden prestarnos grandes servicios en la obtención de las substancias en general. (1)

Cortar un tubo.—Los tubos, varillas huecas de vidrio, suelen venderse en los comercios con una longitud determinada, y hay necesidad de acostumbrarse a cortarlos para darles la longitud conveniente: con una lima triángulo, se hace

(1) Entre otras, pueden ser consultadas la obra citada del Sr. Lozano (pág. 120) y la del P. Eduardo Vitoria, S. J.: *Prácticas Químicas*, 1914, en las cuales encontrarán los alumnos y personas iniciadas un guía admirable en la ejecución de las experiencias.

una huella transversal en el lugar por donde queremos cortarlo; hecho el trazo, se coge con ambos manos el tubo y se intenta doblarlo con rapidez por el sitio señalado: el tubo queda separado en dos trozos. Como los bordes son cortantes, se redondean sometiéndolos a la llama de una lámpara de alcohol.

Doblar un tubo—Se calienta el punto por donde se desea doblarlo en la parte elevada de una lámpara de alcohol o mechero de gas, teniendo cuidado de dar al tubo un ligero movimiento de rotación. El vidrio se reblandece, y cuando empieza a doblarse por su propio peso, se saca de la llama y se termina de hacerlo fuéra hasta el ángulo deseado.

Afilar un tubo.—Se reblandece el tubo en la llama; se le separa, y se estira suavemente tirando por sus dos extremos hasta que el diámetro del tubo sea el deseado, cortándole luego con la lima.

Cerrar un tubo—Se reblandece el tubo en la llama: se estira rápidamente y queda entonces extrangulado; se funde el extremo extrangulado, formàndose en él una gruesa gota de vidrio fundido; mientras tanto, se sopla por el extremo abierto, con lo cual se redondea el extremo cerrado.

Tapones de corcho. Para adaptarlos a las bocas de los frascos o tubos, se liman con una escofina, procurando darle forma un poco cónica. Como las más de las veces el corcho ha de cerrar herméticamente (cosa que sucede en la obtención del hidrógeno), se evita la porosidad de los corchos sumergiéndolos en parafina fundida; y si, ápesar de esto, los corchos no cierran perfectamente y se escapa por los cierres el gas, deben éstos cubrirse por completo con engrudo de almidón.

Para agujerear un corcho, si no se dispone de un taladracorchos, se emplea un punzón, agrandando el orificio hasta la medida deseada por medio de una lima redonda (cola de ratón).

Precauciones en el manejo del ácido sulfúrico.—Siempre que se mezcla agua y ácido sulfúrico, debe echarse el *ácido en pequeñas cantidades en el agua, nunca el agua en el ácido.* Al disolverse el ácido en el agua, hay enorme desprendimiento de calor, que ocasionaría, en el caso de que se echara el agua en el ácido, la evaporación rápida del agua, con proyec-

ción del ácido hacia el exterior; lo cual es peligrosísimo porque el ácido sulfúrico es muy enérgico y destruye los tejidos formando llagas.

El *tubo con embudo* sirve para echar el ácido, y también para dar salida al líquido del frasco, en el caso de que la presión del gas de su interior aumente: con el ascenso o salida del líquido por el tubo, se restablece lo presión normal. Por eso se les llama *tubos de seguridad*.

§ 22. Halógenos

91. Cloro, Cl.—**Obtención.** Coloquemos en una cápsula cierta porción de *pirolusita* o *bióxido de manganeso*, que es una substancia casi negra compuesta de oxígeno y un metal llamado manganeso. Hagamos caer sobre esa *pirolusita* un poco de *ácido clorhídrico*, y calentando la mezcla, se producirán unas burbujas que, al romperse, dejan en libertad un *gas amarillento*, de olor irritante, que no se puede respirar porque produce tos violenta. Este gas es un elemento, y por su olor se descubre ya que posee propiedades distintas de las del hidrógeno. Por tener color amarillo, se le ha dado el nombre de *cloro*: cloro, en griego, significa amarillo.

Si queremos obtenerlo en cantidad suficiente para estudiarlo, se debe emplear la siguiente disposición: en un matraz tapado con un tapón de caucho parafinado (1) provisto de dos orificios (Fig. 49), se coloca *pirolusita*; por el tubo de seguridad, se añade *ácido clorhídrico* y se calienta el matraz suavemente; entonces éste se llena de cloro, que sale más tarde por el tubo de desprendimiento. No es posible recoger el gas en la cuba hidroneumática, como hicimos con el hidrógeno, porque el cloro *se disuelve en el agua* de aquélla comunicándole color amarillento.

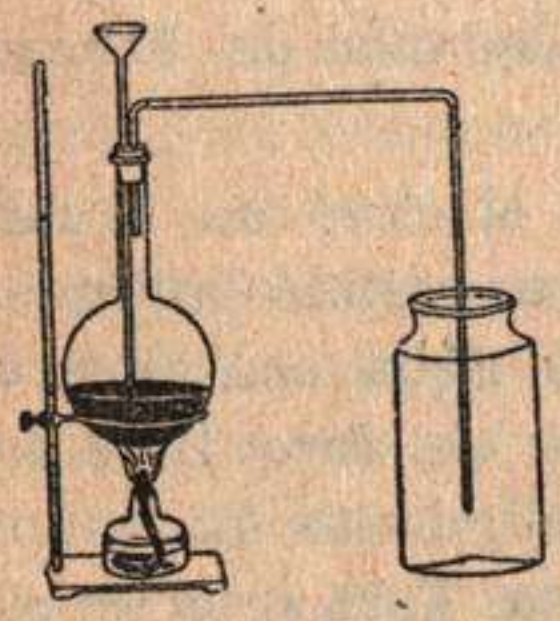


Fig. 49.

(1) Si empleamos tapones de corcho, son destruidos por el cloro.

Para recogerlo, teniendo en cuenta estos hechos, se coloca en el extremo del tubo un frasco vacío, el cual, poco a poco y comenzando por la parte inferior, se va llenando de gas; lo cual nos dice que el *cloro es más denso que el aire*. Cuando ya el frasco está lleno (se conoce por su color amarillento), podemos retirarlo, taparlo con un tapón o lámina de vidrio y proceder a su estudio.

Si determinamos los productos que quedan en el matraz como residuo de la reacción, hallaremos, además del agua, una substancia nueva engendrada en el fenómeno químico: un compuesto de cloro y manganeso llamado *cloruro de manganeso*.

La reacción producida podrá, según esto, representarse así:

Pirolusita + clorhídrico = cloruro de manganeso + agua + cloro

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

Propiedades.—*Liquefacción.*—Siendo el cloro una substancia gaseosa, puede liquidarse por enfriamiento. Para observar su liquefacción, puede introducirse un frasco con dicho gas en un recipiente con aire líquido (véase «el aire»); entonces el cloro queda liquidado en gotas amarillas en la superficie interna, y si el enfriamiento fuese mayor, se solidificaría en cristales, blanco-amarillentos también.

Puede, además, liquidarse por medio del tubo de Faraday (pág. 56).

Agua de cloro.—Al pretender obtener el cloro en la cuba hidroneumática, hemos visto que no era posible porque el cloro se disolvía en el agua de aquélla: el agua con cloro disuelto recibe, por esto, el nombre de *agua de cloro*. Para prepararla, se introduce el tubo de desprendimiento en una retorta invertida en que se ha colocado agua. Esta agua de cloro debe conservarse en frascos amarillos, porque por la acción de la luz blanca pierde su color, al mismo tiempo que se producen en su seno burbujas gaseosas. Esto se debe a que el cloro reacciona sobre el agua, desprendiéndose oxígeno como resultado de la reacción:

Cloro + agua = ácido clorhídrico + oxígeno

$$2Cl_2 + 2H_2O = 4HCl + O_2 \quad (1)$$

Todas las reacciones que, como la anterior, son producidas por la acción de la luz, reciben el nombre de reacciones fotoquímicas, y el de *Fotoquímica* la ciencia que las estudia. Parece que solamente las radiaciones de corta longitud de onda, como son las violetas y ultravioletas, son las que tienen la propiedad de acelerar estos fenómenos químicos; por eso no se produce la descomposición del agua de cloro en frascos amarillos, porque su cristal deja solo pasar los rayos luminosos de ese color.

Sin embargo, las demás radiaciones pueden también determinar fenómenos fotoquímicos; en rayos amarillos y rojos, provocan la descomposición del gas carbónico de la atmósfera por la clorofila de las plantas.

Si la disolución de cloro en agua se enfría a 0º introduciendo en hielo un vaso que la contenga, aparecen en el líquido unos cristales amarillos, que son un compuesto de cloro y agua, de fórmula $Cl_2\ 8H_2O$, llamado *hidrato de cloro* (pág. 56).

El cloro es decolorante.—En un frasco que contenga cloro, introduzcamos una rosa húmeda de color rojo: esta rosa perderá su color. Lo mismo sucede si ponemos en la boca del frasco un papel de tornasol (2): este papel humedecido se torna blanco; los trozos verdes de una planta se hacen amarillos, y un trozo de tela estampada pierde sus colores.

Estos hechos son debidos a que el oxígeno producido, al actuar la luz sobre el agua de cloro que se forma en estos cuerpos húmedos, destruye los colores que tienen.

Por esta propiedad decolorante, se utiliza mucho en la industria para blanquear las fibras textiles vegetales, el algodón, el papel y la lana.

Acción del cloro sobre el hidrógeno.—Tomemos en una probeta una mezcla de cloro e hidrógeno. Invertida la probeta en un poco de agua y expuesta a la acción de la luz difusa, el agua va subiendo poco a poco en el interior de la misma por disolverse el gas contenido en ella. La disolución no tiene, como el agua de cloro, color amarillo; es que el gas disuelto es una substancia nueva procedente de la unión del cloro y el

(1) Según *Iakovkine*, la reacción es más compleja: se produce también ácido *hipocloroso*: HClO.

(2) El papel de tornasol es un papel sin encolar teñido por la substancia colorante tornasol que se extrae de ciertos vegetales.

hidrógeno, llamada *gas ácido clorhídrico*, HCl, y engendrada según la siguiente ecuación: $Cl_2 + H_2 = 2HCl$ (pág. 107). Si la mezcla, en vez de ser expuesta a la luz difusa, se expone a la luz del sol, la reacción se produce rápidamente y con explosión.

Otras acciones del cloro.—Un gran número de substancias, casi todas las simples, se combinan con el cloro. Trocitos de antimonio, arsénico, etc., al estado pulverulento, arden en él con llama viva y producen compuestos de dichas substancias con el halógeno. Lo mismo ocurre con trozos de sodio y fósforo.

Si en un frasco que contenga agua de cloro echamos unas gotitas de mercurio, al cabo de algún tiempo el mercurio desaparece combinado con el cloro. También se combina con el oro y el platino: si en un poco de agua contenida en un vaso se coloca suspendida una hoja de pan de oro y se hace llegar a esa agua una corriente de cloro gaseoso, la lámina de oro es poco a poco destruída por él, produciéndose una substancia amarilla que queda disuelta.

El cloro se emplea mucho como desinfectante a causa de su gran poder microbicida, esto es, destructor de gérmenes patógenos.

Reconocimiento del cloro.—El cloro puede reconocerse exponiendo a su acción una tira de papel impregnada de una disolución de ioduro potásico y engrudo de almidón: el papel toma color azul. El *agua de cloro* se reconoce *calentándola* y probando por el procedimiento anterior, si hay desprendimiento de cloro gaseoso. El olfato descubre enseguida al cloro.

El cloro en la Tierra.—No se halla libre en la Naturaleza. Abunda, combinado, en muchos minerales, entre ellos la *sal común;* en la sangre, en los vegetales y en los jugos segregados por los animales.

Otros procedimientos de obtención.—Colocando en el matraz de la fig. 49 bicromato potásico, por la acción del ácido clorhídrico sobre él, en la misma forma que allí se hizo, obtendremos una corriente regular y continua del cloro producido.

Lo mismo se obtendrá cloro, si el bicromato potásico es substituído por el permanganato potásico o por hipoclorito cálcico.

Un procedimiento muy generalmente seguido para obtener todos los halógenos, es la acción del ácido sulfúrico sobre una mez-

cla de bióxido de manganeso y un cloruro (compuesto de cloro y otro elemento). Esta mezcla se coloca en el matraz de la fig. 49, y el ácido sulfúrico se echa por el tubo de seguridad. Si no se desprendiera bien el cloro, como ocurre generalmente, se calienta de nuevo el matraz.

La reacción producida es la siguiente:

Acido sulfúrico + bióxido de manganeso + cloruro sódico = sul-

$$2H_2SO_4 + MnO_2 + 2NaCl =$$

fato de manganeso + sulfato de sodio + agua + cloro.

$$MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + Cl_2$$

El cloro producido se va disolviendo en el agua de los frascos de tres bocas puestos en comunicación con el tubo de desprendimiento del cloro (Fig. 50). Este procedimiento nos permite obtener, pues, agua de cloro en bastante cantidad. (1)

Método de Deacon.—Este método, que es el empleado para la obtención industrial del cloro, está basado en la acción que produce el sulfato cúprico sobre una mezcla de ácido clorhídrico y aire. Para ello, se hace circular la mezcla por un tubo que contiene piedra pómez impregnada de una disolución de sulfato cúprico, préviamente calcinada. Calentado ese tubo, el oxígeno reacciona sobre el ácido clorhídrico y produce la siguiente reacción: $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$.

El cloro producido se recoge en la forma ordinaria. Suele también obtenerse en la industria por electrólisis del cloruro sódico. Este procedimiento industrial ha substituido a casi todos los demás.

Constantes.—Monovalente y a veces polivalente. Peso átomico, 35'46. Peso molecular, 70'92 (fórmula Cl_2). Densidad con respecto al aire, 2'5. Punto de liquefacción, — 37°,6. Punto de solidificación, — 102°. Solubilidad en el agua (a 15°), 2'5 litros por litro.

Historia.—El cloro fué descubierto por *Scheele*, sueco, en 1774, por la acción del ácido clorhídrico sobre la pirolusita. Pero hasta *Davy* (1810), no se supo que era una substancia simple.

92. Acido clorhídrico, HCl.—Obtención. En la reacción producida por la acción de la luz sobre una mezcla de cloro e hidrógeno, hemos visto que se origina un compuesto gaseoso que se disuelve en el agua: HCl; ese mismo compuesto puede obtenerse en otras muchas reacciones. Vamos a obtenerlo para proceder a su estudio.

---

(1) Cuando termine la operación, no se debe quitar la lámpara que sirve para calentar el matraz sin antes haber desenchufado el tubo de desprendimiento de los frascos, pues de lo contrario, al enfriarse el aire y los gases del matraz, el líquido del frasco subirá por succión al matraz y lo romperá.

Poniendo en un tubo de ensayo un poco de sal de cocina y echando en él unas gotas de ácido sulfúrico, al calentar la mezcla con una lamparilla de alcohol, se observa el desprendimiento de un gas incoloro que tiene olor acre y picante, propiedad de la cual carece el hidrógeno, y que en contacto con el aire produce humos abundantes, que aumentan si tenemos la precaución de dirigir el aliento sobre él.

Si para estudiarlo queremos recoger ese gas producido, podemos disponer un matraz en la forma indicada por la fig. 49. En el matraz se coloca la sal de cocina; por el tubo de seguridad se añade el ácido sulfúrico, y al calentar la mezcla, el gas producido saldrá por el tubo de desprendimiento. Introducido este tubo en el mercurio de la cuba hidrargironeumática, podremos recoger aquel gas.

Propiedades.—*El gas es muy soluble en el agua.* Llevando rápidamente la campana con el gas a un vaso que contenga agua destilada, y colocada la parte abierta en contacto con su superficie, el agua asciende rápidamente en su interior. (1) Este hecho nos prueba que el gas producido *es soluble en el agua.* Si en el agua del mismo vaso repetimos varias veces la experiencia, obtendremos el mismo resultado: el gas es, por tanto, *muy soluble en el agua.*

En la composición de ese gas entran el cloro y el hidrógeno. Tomando una porción del agua anterior y colocándola en un vaso en que se introducen dos láminas de platino en comunicación con los dos polos de una pila eléctrica, al paso de la corriente, en el polo negátivo (cátodo) se desprende un gas incoloro, que podemos recoger colocando sobre el alambre un tubo de ensayo lleno de disolución de cloro e invertido; y en el positivo (ánodo) el agua toma un color amarillento semejante al que tiene el agua de cloro. Si enfríamos esa agua a 0°, se depositan unos cristales amarillos que calentados en un tubo de ensayo se descomponen, desprendiendo un gas, amarillo también, que vuelve azul a un papel impregnado de almidón y ioduro potásico: ese gas, reconocido, resulta ser

(1) Hay que coger la campana con un paño, porque a veces la violencia con que el agua entra es tal, que puede romper la campana.

cloro. Como ese cloro no podía existir en el agua pura que nosotros empleamos en la disolución, no puede proceder de otra substancia que de la que estudiamos.

Si acercamos una cerilla al gas incoloro que conservamos contenido en el tubo, arde: es hidrógeno.

El ácido clorhídrico está, pues, constituído de *cloro* e *hidrógeno*.

Si ahora filtramos y evaporamos a sequedad el residuo del matraz procedente de la producción del HCl, se puede recoger una substancia que resulta ser *sulfato sódico*.

La reacción producida se prodrá, pues, representar así:

Ac. sulfúrico + cloruro de sodio = sulfato sódico + ác. clorhídrico

$$H_2SO_4 + NaCl = Na_2SO_4 + HCl \quad (1)$$

Acidos y sales.—En la disolución acuosa del ácido clorhídrico, obtenida en el comienzo de nuestra experimentación, o en la previamente preparada en el laboratorio, introduzcamos un papel azul de tornasol; ese papel se torna *rojo*. La disolución, además, tiene un sabor agrio (pongamos unas gotas en agua y probémosla), y si en una parte de ella, contenida en un tubo ponemos porciones pequeñas del metal magnesio que emplean los fotógrafos, observaremos un desprendimiento gaseoso de hidrógeno. El líquido del tubo, evaporado a sequedad, deja como residuo una substancia: el cloruro magnésico ($MgCl_2$). Ha tenido efecto la reacción: $2HCl + Mg = MgCl_2 + H_2$

En esta reacción, el hidrógeno de la substancia en disolución que estudiamos ha sido substituido por un metal: el magnesio. Lo mismo sucedería si en vez del magnesio se emplease el zinc.

Todos los compuestos hidrogenados como este, *enrojecen el tornasol; disueltos, dan soluciones de sabor agrio*; *su hidrógeno puede ser substituído por los metales*, y se denominan *ácidos*. Y la substancia que resulta de la substitución dicha, se llama *sal*. La substancia que estudiamos será, pues, un ácido, y el cloruro magnésico, una sal.

---

(1) Esta reacción se produce operando en caliente: en frío, la reacción producida es:

$$H_2SO_4 + NaCl = NaHSO_4 + HCl$$

Si el ácido solo está formado por la unión de un metaloide y el hidrógeno, se llama *hidrácido.* (1)

Todos los hidrácidos se nombran de la misma manera: con la palabra *ácido* añadiéndole el nombre del metaloide que entra en él, terminando en *hídrico*. Asi: HCl = ácido clor*hídrico.*

Las sales procedentes de estos ácidos hidrácidos están sujetas también a regla: el nombre del metaloide se termina en *uro* y se pone *de* delante del nombre del metal, y también solo el nombre del metal terminado en *ico*. Así:

NaCl = Clor*uro de* sodio o cloruro sód*ico.*

$MgCl_2$ = Clor*uro de* magnesio o cloruro magnés*ico.*

La razón de que el cloruro sódico tenga de fórmula NaCl, es que el sodio es monovalente y solo se une, por tanto, a un átomo de cloro, que es monovalente también; mientras que siendo el magnesio divalente, necesita dos átomos de cloro para formar molécula, y su formula tendrá que ser, según esto, $MgCl_2$.

Otras propiedades del ácido clorhídrico.—El gas clorhídrico puede, por enfriamiento y presión, ser liquidado y solidificado. Como es un gas muy soluble en agua, es muy ávido de ella, y por esta razón produce *humos* al ponerse en contacto con el aire; esos humos están formados por gotitas de una disolución de ácido clorhídrico en el agua de la atmósfera (pág. 38).

El ácido en estado de gas y perfectamente seco posee una particularidad sorprendente: no tiene casi actividad química: *no enrojece el tornasol ni ataca a los metales;* no tiene, por tanto, verdaderos caracteres de ácido. Disuelto ataca al zinc, al hierro, al aluminio, etc.. Con el amoniaco produce una substancia que es la sal amoniaco (cloruro amónico); sal muy utilizada en las pilas eléctricas.

Reconocimiento del ácido clorhídrico.—La reacción anterior con el amoniaco puede servirnos para reconocer el ácido: una varilla de vidrio mojada de una disolución de amoniaco produce humos abundantes formados por partículas de sal amoniaco en suspensión, al acercarla a la boca de un tubo de ensayo con ácido clorhídrico.

---

(1) El nombre hidrácido fué introducido por *Gay-Lussac.*

El ácido clorhídrico en la Tierra.—Libre, se halla en las emanaciones volcánicas. Disuelto, en las aguas del *río Vinagre*, en los Andes y en otros ríos y manantiales, y en el jugo gástrico de los mamíferos.

Disociación electrolítica.—Haciendo el estudio del gas ácido clorhídrico, hemos podido ver que su disolución en agua permite el paso de la corriente eléctrica. Si de igual modo pretendemos hacer pasar la corriente por agua *pura* o por una disolución de azúcar en agua, la corriente eléctrica no circula. Hay, por tanto, con respecto al paso de la electricidad, dos clases de líquidos: unos, como la disolución clorhídrica, que permiten el paso de la corriente y se les llama *electrólitos*, y otros que no lo permiten y son los líquidos no conductores.

Al paso de la corriente, además, parte del ácido clorhídrico se descompone en cloro e hidrógeno. A este fenómeno se le llama *disociación electrolítica* o simplemente *electrólisis*.

El ácido clorhídrico gaseoso, por otra parte, según hemos visto, no tiene (y lo mismo pasa al gas clorhídrico liquidado) propiedades iguales a las de la disolución clorhídrica. Ni el gas ni el liquidado enrojecen el tornasol ni atacan los metales; la disolución, sí. Para explicarse todos estos hechos, habrá que suponer que el gas clorhídrico disuelto en agua no se encuentra en el mismo estado que cuando es gaseoso. Se admite que al disolverse, su molécula se disocia en dos partes: cloro e hidrógeno; estas partes en que se supone disociado el gas clorhídrico, y todas las substancias compuestas que disueltas permiten el paso de la corriente, se llaman *iones*, nombre que yá conocemos (pág. 126). Estos iones no son, en este caso, más que átomos de cloro y de hidrógeno cargados de electricidades de nombre contrario: el cloro con electricidad *negativa* y el hidrógeno con electricidad *positiva*. Por encontrarse en estas condiciones, a pesar de que el cloro y el hidrógeno están libres en la disolución, no se separan, ya que son retenidos en ella por la atracción de sus electricidades de opuesto signo; pero, al pasar la corriente, el cloro lleva su carga negativa al ánodo, en donde la abandona y se convierte en un átomo de cloro ordinario, mientras el hidrógeno hace

lo mismo con su carga en el cátodo. La carga eléctrica del cloro, en cantidad es igual a la del hidrógeno.

A los iones de hidrógeno y a todos los iones que caminan hacia el cátodo, se ha convenido en llamarles, por eso, *cationes;* al cloro y a todos los que se dirigen al ánodo, *aniones.*

Este fenómeno que se observa en el gas clorhídrico no es único: se produce también con las sales y en otras substancias, como la sosa y la potasa cáustica, etc. fundidas o disueltas. Los metales que forman dichos compuestos son los cationes, y los restos, los aniones: p. e., en la sal común (NaCl), Na es el catión y Cl el anión; en el sulfato de zinc ($ZnSO_4$), pág. 121, Zn es el catión y SO_4 el anión.

Los cationes se representan por su símbolo afectado del signo + puesto encima o de puntos situados a su derecha superior, en número igual a la valencia del ión, $\overset{+}{H}$ ó $H^{\cdot}$, y los aniones, por el símbolo afectado del signo *menos*, o de comas a su derecha superior, que expresan la valencia del ión: $\overline{Cl}$ o Cl' (1).

Otros procedimientos de obtención del ácido clorhídrico.—En la industria suele emplearse métodos de obtención basados en el procedimiento expuesto al principio de este estudio.

Para ello, se coloca el cloruro sódico en depósitos de mampostería a los cuales se hace llegar el ácido sulfúrico; el gas desprendido atraviesa una serie de recipientes o *bombonas* de gres con agua, en las cuales se disuelve. Los resíduos del gas que se des-

(1) La teoría de la disociación electrolítica ha sido formulada en 1887 por el químico sueco *Arrhénius*, para explicarse el que gran número de disoluciones (los electrólitos) se comportan de modo distinto al señalado por las leyes de la presión osmótica, las de la congelación de las disoluciones, etc. (*Arrhénius* obtuvo el *Premio Nobel* en 1903). El nombre *ión*, que en griego significa *caminante*, fuè introducido anteriormente por Faraday.

El primer trabajo de importancia sobre la descomposición de las substancias por la corriente elèctrica, se debe a *Berzelius* y a *Hisinger*, y fué publicado en 1803: estudiaron principalmente la acción de la corriente eléctrica sobre disoluciones de sales, sobre el amoniaco, el ácido sulfúrico, etc. (*A. Ladenburg:* «Histoire du développement de la Chimie», 1911, pág. 65). Conviene recordar que los experimentos sobre producción de la corriente eléctrica de Galvani y Volta, profesores en Bolonia y Pavía respectivamente, datan de 1789.

En otro lugar hemos hablado de iones de hidrógeno, esto es, de *núcleos* de gas hidrógeno que se mueven cargados de electricidad; hé aquí otra analogía entre los gases y las disoluciones, cuya semejanza se ha indicado yá en la pág. 70.

prenden de la última bombona asciende por una torre llena de carbón cok, en donde se disuelve en el agua, que en forma de lluvia se hace caer desde la parte alta de aquélla. El agua de la torre es la que circula luégo por las bombonas en sentido contrario al del gas: esto es, en *contracorriente*.

A veces, en lugar del *ácido sulfúrico* se emplea una mezcla de gas sulfuroso, oxígeno y agua, que actuando sobre el cloruro sódico produce la misma reacción que aquél (1).

En los sitios en que los cloruros metálicos son abundantes, suele obtenerse el ácido clorhídrico por reacción de aquéllos con el agua a elevadas temperaturas.

El cloruro más empleado es el de magnesio:

Cloruro magnesio + agua = ácido clorhídrico + óxido de magnesio.

$$MgCl_2 + H_2O = 2HCl + MgO$$

Obtención de disoluciones de gas ácido clorhídrico.—Para obtener soluciones de distinta concentración, que son las empleadas generalmente cuando se trata de experimentar con el ácido clorhídrico, ya que el gas da a la disolución sus propiedades esenciales, se emplea el aparato de la fig. 49, puesto en comunicación con los frascos de la fig. 50. En el matraz se pone sal común (o cloruro de sodio), y por el tubo de seguridad se echa ácido sulfúrico. El gas clorhídrico que se desprende se disuelve en el agua de los frascos de Woulf: siendo el primero el de mayor concentración. A estas disoluciones se les conoce también con el nombre de ácido clorhídrico, y vulgarmente con los de ácido muriático, espíritu de sal y salfumant.

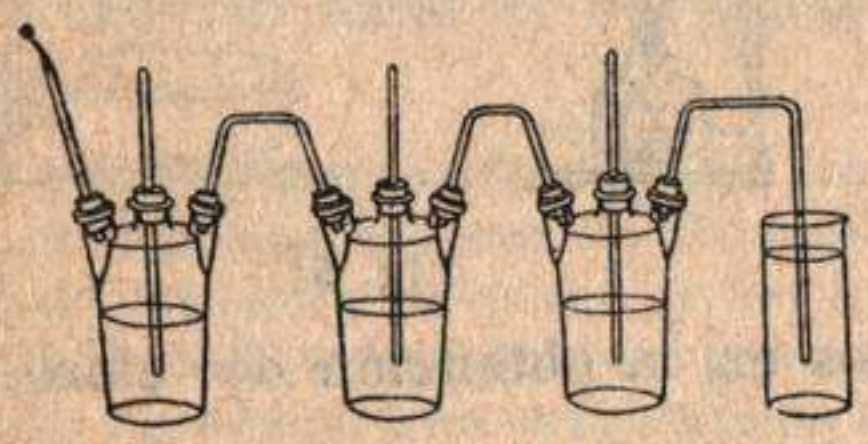


Fig. 50

Constantes.—Peso molecular, 36,46. Densidad, 1,2696. Densidad de su disolución en agua, saturada, 0,908. Punto de ebullición, — 83°,7. Punto de solidificación, — 112°. Solubilidad en agua (0°), 503 l. de gas en 100 de agua.

Historia.—Ya lo obtuvieron los alquimistas de la Edad Media mezclado con *agua fuerte* o ácido nítrico, pero no lo conocieron aislado. El fraile alemán *Basilio Valentín* (siglo XV) lo dió a conocer libre, llamándole *espíritu de sal*. *Priestley* lo obtuvo puro. *Davy* (1810) encontró su verdadera constitución.

93. Bromo, Br.—Obtención. Pongamos en una cápsula una mezcla de *bromuro potásico* pulverizado, substancia que

(1) El gas sulfuroso, SO_2, que se emplea procede de la tostación de las *piritas* de hierro, que son minerales abundantes.

se usa en fotografía, y *pirolusita;* al añadir a esta mezcla unas gotas de ácido sulfúrico y calentar la cápsula, se desprenden unos *vapores rojos* de un olor irritante que hacen daño en los ojos. Estos vapores rojos son de un nuevo elemento llamado *bromo*, que en griego significa fétido.

Si queremos obtenerle en gran cantidad, se dispone la experiencia en la forma que indica la fig. 51. En la retorta tubulada se coloca la mezcla de bromuro potásico y pirolusita; por la tubuladura, se añade ácido sulfúrico y se agita con una varilla de vidrio. Al calentar la retorta, se producen vapores rojos de bromo, que en el matraz enfriado con agua, se liquidan en un *líquido rojo* también. Líquido se encuenra el bromo a la temperatura ordinaria.

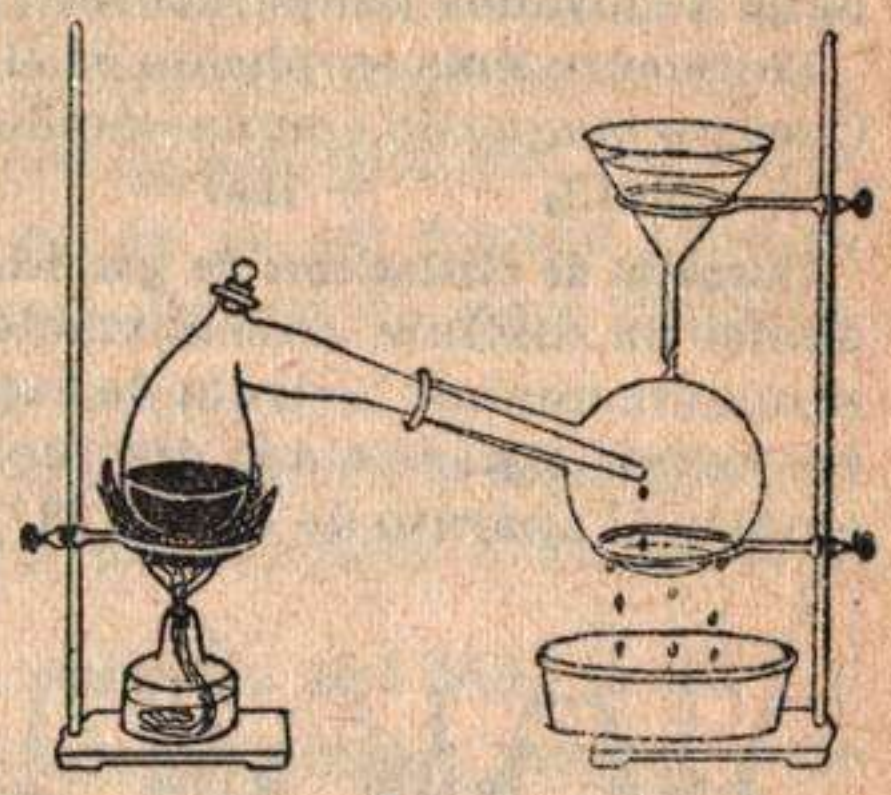


Fig. 51

La reacción producida es semejante a la que utilizamos en la obtención del cloro:

Bromuro potásico + bióxido de manganeso + ácido sulfúrico =
$2KBr + MnO_2 + 2H_2SO_4 =$
sulfato de manganeso + sulfato potásico + agua + bromo
$MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O + Br_2$

Propiedades. - Unas gotas del bromo líquido obtenido anteriormente, puestas en un vaso de agua, desaparecen de un modo rápido disueltas en ella y coloreándola de rojo. Esa agua es *agua de bromo*.

Esta agua de bromo debe conservarse en la obscuridad o en frascos amarillos porque, como el agua de cloro, se descompone por la acción de la luz.

Las propiedades químicas de este metaloide son semejantes a las del cloro, aunque no presenta una actividad tan enérgica como él. El arsénico y el fósforo arden en un frasco que contenga vapores de bromo en abundancia. Tiras de papel de estaño colgadas de un alambre y calientes, arden también en vapores de bromo calentados. Los productos de estas reaccio-

nes, por ser compuestos de bromo y otro elemento, se llaman *bromuros*.

Se usa el bromo para separar el oro del platino, porque disuelve al oro, pero no al platino. Algunos bromuros tienen aplicación en medicina para las enfermedades nerviosas, y en fotografía.

El bromo se expende en el comercio al estado de «bromo sólido», que es bromo absorbido por sílice porosa, en cuyo caso no emite vapores irritantes.

Reconocimiento del bromo.—Por su olor irritante. Echado en un matraz *caliente* despide vapores rojos. El agua de bromo se reconoce tratándola con el sulfuro de carbono; el sulfuro va al fondo tomando color rojo. El éter y el cloroformo dan disoluciones de bromo del mismo tono.

El bromo en la tierra.—No se encuentra libre en la tierra. Combinado se halla en las aguas del mar y en algunos minerales.

Otros procedimientos de obtención.—En los laboratorios y en la industria suele utilizarse, para su obtención, la propiedad que tiene el cloro de desalojar el bromo de los bromuros y dejarlo en libertad. Haciendo pasar a través de una disolución concentrada de bromuro potásico una corriente de cloro gaseoso, el bromo libre se va depositando en el fondo del vaso, de donde luego se recoge por decantación. La reacción producida es la siguiente:

Bromuro potásico + cloro = cloruro potásico + bromo

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$$

En la industria, las disoluciones de bromuros se hacen caer en forma de lluvia desde lo alto de grandes torres llenas de piedras silíceas, por las cuales asciende una corriente de cloro. El bromo que queda libre y es arrastrado por el agua de la disolución, es recogido y destilado más tarde.

Constantes.—Monovalente. Peso atómico, 79,92 (fórmula Br_2). Peso molecular, 159,84 (fórmula Br_2) —Densidad a 0°, 3,1883.— Punto de solidificación,—7°,3.— Punto de ebullición, 63°. — Solubilidad en agua (15°), 3,23 partes en 100 de agua.

Historia.—En 1826 fué descubierto por *Balard*, químico francés, en las aguas procedentes de las salinas marinas. Luégo se encontró en las cenizas de algunas plantas marinas.

94. Acido bromhídrico, HBr. El bromo no se combina fácilmente con el hidrógeno, como lo hace el cloro; pero

de un modo indirecto es capaz de combinarse con él: en un balón pongamos un poco de *naftalina*, substancia usada para preservar de la polilla a las ropas de lana; por un tubo de bromo (fig. 52) atravesándo el tapón y que contenga bromo, dejemos caer éste poco a poco en el balón, sobre la naftalina, y se producirá desprendimiento de un gas incoloro que, al contacto de la atmósfera, como el clorhídrico, produce humos abundantes; que tiene un olor picante y es ácido al paladar. Esta nueva substancia es un compuesto de bromo e hidrógeno, de fórmula HBr (1). Para evitar la presencia de los vapores de bromo que acompañan al producto, es útil hacer pasar el gas por un tubo acodado, que contiene naftalina también: la naftalina absorbe el bromo excedente. Si el desprendimiento en frio no fuera muy activo, debe calentarse el balón. (Dispóngase la experiencia análogamente a la fig. 49).

Propiedades.—Haciendo llegar el tubo de desprendimiento a un frasco vacío, y llevando luégo éste, lleno de gas, al contacto de una superficie de agua, se observará, como en el clorhídrico, su gran solubilidad. La disolución tiene propiedades de la disolución clorhídrica: enrojece el papel de tornasol, tiene sabor agrio, ataca a los alambres de hierro y al polvo de zinc con desprendimiento de hidrógeno y producción de *sales*. Tiene, pues, el gas todos los caracteres de un ácido, y como en su composición entran solo el bromo y el hidrógeno, es un hidrácido, y por eso se le llama *ácido bromhídrico*. Las *sales* que engendra son los *bromuros*.

La disolución de HBr en agua puede ser obtenida haciendo llegar el gas a un gran matraz, en el cual poco a poco se deja caer gotas de agua que le disuelven rápidamente.

Reconocimiento del ácido bromhídrico.—Se llena del gas un matraz o frasco, y luego se conduce a él cloro: el bromo libre de color rojo se deposita.

Otros métodos de obtención.—Puede ser obtenido este gas colocando en el fondo del matraz de la anterior producción trozos de fósforo cubiertos con un poco de agua; por el tubo de bromo se deja

(1) Puede ponerse en evidencia este hecho haciendo atravesar por un tubo caliente una mezcla de vapores de bromo e hidrógeno; se forma entonces ácido bromhídrico, que puede ser recogido a la salida del mismo.

caer gota a gota bromo, y entonces se desprende bromhídrico. Es útil poner en el tubo acodado trozos de vidrio y de fósforo, para absorber los vapores de bromo excedentes.

La reacción que se produce es la siguiente: el bromo con el fósforo forma *pentabromuro* de fósforo: $5Br_2 + Br_2 = 2Br_5P$, y este pentabromuro de fósforo reacciona con agua produciendo el bromhídrico, y demás ácido fosfórico:

$$Br_5P + 4H_2O = 5BrH + PO_4H_3 \text{ (ácido fosfórico)}$$

El compuesto de bromo y fósforo formado es desde luego un bromuro de fósforo, y se le llama pentabromuro por tener cinco átomos de bromo en la molécula (*penta* significa cinco, en griego).

Por la misma razón, al Br_3P se le denomina tribromuro de fósforo.

Y lo mismo que en estos dos casos, en otros muchos suele anteponerse al nombre de la sal el numeral correspondiente:

Cl_4Pt, *tetra*cloruro de platino.
Br_3As, *tri*bromuro de arsénico.


Fig. 52.

Constantes.—Peso molecular, 80,92. Densidad, 2'79. Punto de liquefacción, — 73°. Punto de solidificación. — 120°. Solubilidad en agua: una solución saturada a 15° contiene el 50 % de ácido.

Historia.—Fué descubierto por Balard en 1826.

95. Iodo, I.—Obtención. Poniendo en una pequeña cápsula una mezcla de *ioduro potásico* pulverizado y *pirolusita*, al añadir a ella unas gotas de ácido sulfúrico y calentar, se observará la producción de vapores de un color violado intenso. Esos vapores son de una substancia llamada *iodo*, que en griego quiere decir color violeta.

Si queremos obtenerlo en suficiente cantidad, pondremos la mezcla de ioduro potásico y de pirolusita en una retorta tubulada; al hacer actuar sobre esa mezcla el ácido sulfúrico y calentar la retorta suavemente en baño de arena (esto es, colocada la retorta en un recipiente con arena), los vapores de iodo salen por su cuello; y teniendo la precaución de poner éste dentro de un gran frasco de boca ancha enfriado con agua, el iodo gaseoso se condensa en forma de cristales de un color negro metálico.

La reacción que se ha producido es semejante a la que originaron el cloro y el bromo:

Ioduro potásico + bióxido de manganeso + ácido sulfúrico =

$$2KI + MnO_2 + 2H_2SO_4 =$$

sulfato de manganeso + sulfato potásico + agua + iodo

$$MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O + I_2$$

Propiedades.—Colóquese porciones del iodo en distintas cápsulas: una con agua, otra con alcohol, otra con sulfuro de carbono y otra con cloroformo o éter; observaremos entonces que todos estos líquidos disuelven el iodo. Pero mientras las disoluciones en el agua (agua de iodo), en el alcohol (tintura de iodo) y en el éter tienen color rojo obscuro, las disoluciones en el cloroformo y en el sulfuro de carbono tienen un hermoso color violeta.

Dejando algún tiempo en las cápsulas las disoluciones en sulfuro de carbono o en éter, los disolventes se evaporan rápidamente y aparecen en ellas cristales de iodo negros y con un brillo de acero.

Tiene este halógeno propiedades químicas muy semejantes a las del cloro. Se une a un gran número de elementos y forma con ellos compuestos llamados *ioduros*.

Con el mercurio produce una substancia roja, que es el ioduro mercúrico. Esta reacción puede hacerse colocando en una pequeña cápsula unas gotas de mercurio y unos cristales de iodo; se cubre la cápsula con un vidrio de reloj, y al calentar suavemente los cristales de iodo con una lamparilla de alcohol, sus vapores, en contacto con el mercurio, producen ioduro mercúrico y, además, en el vidrio, al enfriarlo, aparecen pequeñísimos cristales de iodo: lo cual prueba que éste se sublima.

El iodo y algunos de sus compuestos se emplean mucho en medicina para combatir inflamaciones y para facilitar la función asimiladora en el organismo. Encuentran también grandísima aplicación en la fabricación de productos fotográficos y materias colorantes.

La falta del iodo en las aguas de bebida parece ser la causa del *bocio* o *papera*.

Reconocimiento del iodo.—Poniendo una gota de engrudo de almidón en un tubo de ensayo y diluyéndola en mucha agua, al añadir una sola gota de una disolución de iodo en agua aparece en el líquido un color azul intenso que sirve

para indicarnos su presencia. Esta reacción es muy sensible.

Se prepara la solución de engrudo de almidón hirviendo un poco de dicha substancia en una cápsula con mucha agua; el líquido filtrado es el que se utiliza.

El iodo en la Tierra.—Existe en libertad en las aguas de *Woodhall Spa* (Estados Unidos). Lo contienen combinado: los yacimientos de Chile y Perú; las aguas de los mares y de ciertos manantiales; algunas algas, y también lo contienen los iodoespongiarios. En el organismo humano se halla en la iodotiroidina, substancia segregada por el tiroides.

Otros procedimientos de obtención.—Basándonos en el hecho de que el cloro desaloja al iodo de los ioduros dejándole en libertad, podemos utilizar este hecho para obtenerlo.

Para ello, se hace burbujear a través de una disolución concentrada de ioduro potásico una corriente de cloro, y el iodo libre y sólido se recoge, se seca y se utiliza. La reacción producida es:

Ioduro potásico + cloro = cloruro potásico + iodo

$$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$$

En la industria se emplea, como para el bromo, grandes torres de piedras siliceas, desde lo alto de las cuales cae la disolución del ioduro que se encuentra con una corriente de cloro ascendente que le pone iodo en libertad. También se obtiene, como se hace con las aguas madres de la extracción del nitro en Tarapacé (Chile), empleando ácido sulfuroso. El iodo combinado que existe en ellas precipita libre.

De las cenizas de las algas se extrae utilizando diversos medios.

Constantes.—Ordinariamente monovalente; algunas veces, tri, penta y eptavalente. Peso atómico, 126,92. Peso molecular, 253,84 (fórmula I_2) (1). Punto de fusión, 114°. Punto de ebullición, 184°. Densidad, 4,66.

Historia.—Lo descubrió *Curtois*, químico francés, en 1812 en las cenizas de las plantas marinas; *Gay-Lussac* lo consideró como elemento y le dió el nombre tres años más tarde.

96. Acido iodhídrico, HI.—**Obtención.** Se coloca en un matraz semejante al usado para obtener bromhídrico (Fig. 52), un gramo

(1) El cloro, el bromo y el iodo solo tienen su molécula diatómica (fórmulas: Cl_2, Br_2, I_2) a bajas temperaturas. A temperatura superior a 1.500° (el bromo ya a 1.260°), tienen sus moléculas monoatómicas (fórmulas: Cl, Br, I.)

de fósforo y 10 de iodo, y por el tubo de bromo, que en este caso contendrá solo agua, se deja caer gota a gota dicho líquido: hay desprendimiento regular de un gas incoloro que, al contacto del aire, produce humos abundantes y que tiene, además, un olor sofocante parecido al bromhídrico.

Llena de este gas una probeta, si en ella introducimos una llama, aparecen rápidamente los vapores violados del iodo. La substancia es, por tanto, un compuesto de iodo, y en su formación entra también el hidrógeno, ya que al reaccionar sobre la plata se desprende dicho gas. Por consiguiente, la substancia en cuestión está compuesta de hidrógeno y de iodo: es el llamado *ácido iodhídrico*: HI. La reacción producida entre el iodo, el fósforo y el agua es semejante a la que dió origen al bromhídrico.

Para obtenerle privado de los vapores de iodo que le puedan acompañar, se comunica con un tubo en U con trozos de fósforo rojo que le absorben.

Propiedades.—Este gas es muy soluble en agua, hecho que puede demostrarse de la misma manera que con el clorhídrico (página 136). La disolución acuosa ha de conservarse fuéra de la acción de la luz y del aire, porque estos agentes determinan su descomposición, dejando iodo en libertad.

La disolución de HI en agua presenta, además, caracteres muy semejantes a las disoluciones de los ácidos estudiados; enrojece el papel azul de tornasol y ataca al mercurio, desprendiéndose en la reacción hidrógeno y produciéndose un compuesto sólido rojo de mercurio y iodo: ioduro mercúrico. Por disolverse en agua y atacar al mercurio, es por lo que no puede obtenerse en las cubas hidroneumática e hidrargironeumática. La substancia gaseosa disuelta presenta, por tanto, todos los caracteres de un ácido. Por esta razón se le ha dado el nombre de ácido iodhídrico. Las sales que este ácido engendra, por substitución de su hidrógeno por los metales, son los *ioduros*.

Tiende el iodhídrico a apoderarse del oxígeno de los compuestos: forma entonces agua y dejan iodo libre (1).

El carbónmadera absorbe gran cantidad de iodhrídrico.

Constantes.—Peso molecular, 127,92. Densidad, 4'4. Punto de liquefacción, 34°. Punto de solidificación, 51°. Solubilidad: 450 volúmenes de IH se disuelven en 1 litro de agua (10°).

---

(1) Esta es la razón de que no pueda obtenerse, como el clorhídrico, por la acción de un ácido enérgico sobre sus sales, los ioduros:

El iodhídrico producido actúa sobre el sulfúrico: 2KI (ioduro potásico) + H_2SO_4 = K_2SO_4 + HI; y este HI, actuando sobre el sulfúrico restante, produce: 2HI + H_2SO_4 = SO_2 (gas sulfuroso) + $2H_2O$ + I_2.

Una acción semejante produce el bromhídrico con el sulfúrico si pretendemos obtener el bromhídrico por el método equivalente al expuesto.

Historia.—Fué descubierto por *Clèment* y *Desormes*, químicos franceses, en 1813.

97. Flúor, F.—Propiedades. Es un gas de color amarillo, parecido al cloro, y de olor irritante. Tiene gran potencia de reacción. A la temperatura ordinaria, se une con casi todos los metaloides. No se combina con el oxígeno: *no hay compuesto alguno oxigenado de flúor*. A — 253°, temperatura a la cual el flúor se encuentra en estado sólido, reacciona con explosión sobre el hidrógeno líquido. Ataca intensamente a todos los metales menos el oro y el platino. No tiene aplicaciones y es muy difícil de obtener.

El flúor libre, según *Moissan*, se halla en oclusión (página 126) en alguna *fluorita* o *espato flúor*. Combinado, se encuentra en dicho mineral, que abunda en España (Jaca, Zaragoza); en los huesos y en los dientes.

Constantes.—Monovalente (en algunos casos divalente y trivalente). — Peso atómico, 19.—Peso molecular, 38 (fórmula, F_2). — Densidad, 1'26.

Historia.—En 1886, *Moissan* lo obtuvo por electrólisis de uno de sus compuestos, el ácido fluorhídrico, en recipientes de platino.

98. Acido fluorhídrico, HF.—Obtención. Poniendo en una cápsula trocitos de *espato fluor* y añadiendo ácido sulfúrico, se obtiene, al calentar, un gas incoloro de olor picante que produce humos abundantes al contacto del aire. Si sobre la cápsula ponemos un cristal recubierto de una capa de cera y hemos tenido la precaución de hacer en ella, con un punzón, un dibujo, de tal modo que las líneas de ese dibujo dejen al descubierto el vidrio, al quitar la cera de la placa, aparecerá el cristal corroído en las partes descubiertas.

Este gas, que tiene la propiedad característica de corroer el vidrio, está compuesto de flúor e hidrógeno y se llama *ácido fluorhídrico*.

La reacción producida se podrá, pues, representar así:

Espato flúor + ác. sulfúrico = sulfato cálcico + ácido fluorhídrico

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + HF$$

En los laboratorios, se obtiene por la reacción anterior colocando la mezcla de espato flúor y ácido sulfúrico en retortas

de platino o plomo; el tubo de desprendimiento, de plomo también, se introduce en una mezcla frigorífica.

Obtención de ácidos.—Del hecho anterior de la obtención del ácido fluorhídrico por la acción del ácido sulfúrico sobre el espato flúor (una sal, pág. 137), y también de la obtención del ácido clorhídrico por reacción entre el ácido sulfúrico y la sal común (otra sal), se descubre yá un procedimiento general de obtención de ácidos por la acción de otro ácido sobre una sal del ácido que se quiere obtener. Efectivamente: según *Berthollet, al tratar un ácido por una sal, el ácido de ésta es desalojado totalmente, siempre que el ácido que reacciona con ella sea menos volátil que el ácido de la sal.* Hé aquí el gran uso que se hace del ácido sulfúrico para obtener los ácidos de las sales, por ser éste un ácido fijo, a temperaturas que no excedan de 250°. En el curso del libro veremos muchas aplicaciones de esta *ley de Berthollet* (1748-1822).

Propiedades del ácido fluorhídrico.—Es gaseoso por encima de 19°. Tóxico. En la piel produce úlceras graves que deben lavarse con amoníaco muy diluido.

Es muy soluble en agua, enrojece el tornasol, tiene un sabor ácido. Por substitución de su hidrógeno por metales, da sales que reciben el nombre de *fluoruros.*

El ácido fluorhídrico se reconoce por la propiedad que tiene de atacar el vidrio.

Libre es muy raro en la naturaleza.

Constantes.—Peso molecular, 20. (1) Punto de ebullición, 19°. Punto de fusión, — 92°,3. Densidad, (15°), 0'9879.

Historia.—Fué descubierto en 1771 por *Scheele*, calentando fluorita y ácido sulfúrico.

99. Reconocimiento de un fluoruro, de un cloruro, de un bromuro y de un ioduro.—En cuatro vasitos de precipitados (fig. 13) disolvamos en agua respectivamente un fluoruro, un cloruro, un bromuro y un ioduro, p. e., de sodio o potasio. Al disolverse, estas sales se disocian, como hacia el clorhídrico en los iones F', Cl', Br' e I' y en los

(1) Se asigna al ácido fluorhídrico gaseoso la fórmula HF, y al líquido, la H_2F_2.

iones metálicos que con ellos forman las sales respectivas: en este caso, $Na^{\cdot}$ ó $K^{\cdot}$. Los iones F', Cl', Br' e I' son los que vamos a reconocer, basándonos en que los cuatro se unen fácilmente al ion plata, $Ag^{\cdot}$, y producen respectivamente: el F' *fluoruro de plata*, AgF; el Cl', cloruro de plata, AgCl, y los Br' e I', bromuro y ioduro de plata: AgBr y AgI. Tomemos para ello una porción de cada uno de los cuatro líquidos y pongámosla respectivamente en cuatro tubos de ensayo, añadiendo a cada uno de ellos gotas de una disolución de nitrato de plata para que se forme la sal de plata correspondiente:

En el que no se note alteración alguna, habrá disuelto un fluoruro porque el fluoruro de plata que se forma con el nitrato continuará disuelto en agua.

En el que se produzca una substancia sólida blanca, cuajosa como de leche cortada, habrá un cloruro, ya que el ion Cl' con la plata forma un compuesto que tiene esta propiedad y que no se disuelve en ácido nítrico, pero si en el amoníaco. En los otros dos, se formará un compuesto sólido amarillo que se precipitará en el fondo de los tubos respectivos.

Para ver cuál de las dos substancias disueltas es bromuro y cuál ioduro, se toma, del líquido primitivo, dos porciones y se ponen en dos tubos de ensayo; se les añade unas gotas de agua de cloro, y entonces los dos líquidos adquieren un color rojizo por dejar iodo y bromo en libertad. Añadiendo a estos líquidos rojizos sulfuro de carbono y agitando, el que dé una disolución roja es que tiene disuelto un bromuro; el que la dé violada, un ioduro.

Los bromuros tratados con ácido sulfúrico concentrado y calentados, desprenden bromo, que se conoce por sus vapores rojizos.

Los fluoruros tratados de igual modo desprenden HF, que se conoce porque corroe al vidrio.

CAPITULO X

GRUPO DEL OXÍGENO

§ 23. Oxígeno

100. Oxígeno, O.—Obtención. En el estudio del fenómeno químico (pág. 74), vimos que al calentar el óxido de mercurio, se descomponía éste y se producía un gas que gozaba de la propiedad de hacer arder una astilla que tenía un punto en ignición: a este gas le llamamos *oxígeno*.

Esta substancia puede obtenerse de un modo más cómodo, colocando en un matraz una mezcla de una substancia roja muy utilizada en las pilas eléctricas: el *bicromato potásico*, y ácido sulfúrico. Obturado el matraz con un tapón, que lleva atravesado un tubo de salida, el cual termina en la cuba hidroneumática, se observará, al calentarle, el desprendimiento de un gas que puede recogerse por los procedimientos ordinarios en tubos o probetas. Tomando uno de esos tubos y colocándolo con la abertura hacia arriba, al introducir en él una cerilla encendida, el gas no arde, pero en cambio la luz se hace más viva, y un carbón o una astilla con un punto en ignición se inflama en él con luz brillante. El gas es oxígeno, ya que posee las mismas propiedades que el obtenido del óxido mercúrico.

Propiedades.—Como podemos observar al producirlo, el oxígeno es incoloro, inodoro e insípido, más denso que el aire, porque si repetimos la experiencia anterior del carbón o de la

astilla, en un tubo lleno de oxígeno colocado con la abertura hacia abajo, la combustión en este caso no se activa, lo que indica que el oxígeno yá no existe en el tubo: ha caído de él, por su peso, en el aire del ambiente. Es poco soluble en los líquidos. El platino y la plata fundidos lo absorben en gran cantidad, desprendiéndolo al solidificarse. El carbón lo absorbe también.

Se le consideró como un gas permanente porque se necesita un gran enfriamiento y una presión elevada para hacerle cambiar de estado; mas a la temperatura de—182°,5, puede liquidarse en un líquido azul que se solidifica a—227,°. En este estado, pone muy de manifiesto una propiedad interesante que también la posee el gas: la de ser atraído por los imanes, hasta el punto de que un tubo con oxígeno líquido, colgado de un soporte por un hilo de cobre, es fuertemente atraído por un electroimán situado próximo a él.

En el comercio se expende en tubos de acero, oxígeno comprimido a 180 atmósferas utilizándosele principalmente para fundir metales. Dicha operación se verifica con el *soplete oxhídrico* formado de dos tubos apuntados, uno dentro de otro, alimentados uno por una corriente de hidrógeno y otro por la de oxígeno. En el extremo de los tubos se produce la llama. Esta propiedad tiene por causa que el hidrógeno y otros gases, como el acetileno, producen al arder en el oxígeno tal cantidad de calor, que llegan a fundir los metales de punto de fusión más elevado.

Combustiones.—La propiedad característica del oxígeno es, como sabemos, la de que en su seno arden trocitos de carbón, astillas, etc. Este fenómeno de la unión del oxígeno a distintas substancias con desprendimiento de calor y luz, es la *combustión*. Los cuerpos que arden son los *combustibles*, y las substancias en cuyo seno la combustión se produce, se llaman *comburentes*. El oxígeno es, pues, un comburente.

No tan solo el carbón y las astillas arden en el oxígeno: un número muy grande de substancias lo hacen también. Introduciendo en una probeta con este gas una cucharilla larga (cucharilla de combustión) que sostiene un trocito de yesca y un pedacito de azufre, veremos que si la yesca se incendia,

la combustión se propaga al azufre, el cual se quema con una luz azulada. La misma experiencia puede ser repetida con el fósforo, aunque en este caso no es preciso el empleo de la yesca.

Algunos metales se queman también en su seno: un alambre de magnesio arde en él con viva luz, dándo un producto blanco (magnesia calcinada) que se usa mucho en medicina. Pero la combustión más interesante es la del hierro: dando a un muelle de reloj (previamente destemplado calentándolo al rojo) la forma de hélice y colocando en un extremo un trozo de yesca encendida, al introducir el muelle en un frasco que contenga oxígeno, arde proyectando chispas líquidas que pueden romper el recipiente si no hemos puesto en su fondo agua o árena. Pero las substancias que arden en el oxígeno o en el aire, no lo hacen a una temperatura cualquiera: es preciso, para ello, que se encuentren calentadas a una temperatura determinada, llamada *temperatura de combustión*. Por debajo de esa temperatura, no se inflama la substancia. La temperatura de combustión del fósforo es la de 60°, y la del hidrógeno, 500°.

Hay, sin embargo, substancias que se inflaman espontáneamente en el aire o en el oxígeno: a estas substancias se les llama *pirofóricas*; para que una substancia sea pirofórica, es preciso que se encuentre en un estado de gran división. (1)

Las piedras de los encendedores no son otra cosa que mezclas pirofóricas, formadas de los metales cerio, lantano, etc., con hierro o cobre. Estas mezclas producen chispas con un frotamiento ligero.

El polvo tenue del carbón de las minas es pirofórico también, y suele provocar incendios violentos; lo mismo ocurre con el polvo finísimo de las harinas en los molinos.

Eremacausias.—No siempre la combinación del oxígeno y las demás substancias se produce con desprendimiento perceptible de calor y luz; a veces esta combinación es lenta, y la cantidad de calor producida es muy pequeña: entonces el

(1) Quemando en un tubo de ensayo una sal de plomo, tartrato de plomo, éste queda muy dividido sobre las paredes del tubo. Si se seca esas partículas para quitarles la pequeña cantidad de agua que tienen; se obtura el tubo con un tapón; se deja que se enfríe, y luego se vierte la masa de plomo dividido sobre una cápsula, esa masa, al contacto del aire, arde con desarrollo de luz.

fenómeno se denomina *eremacausia* o simplemente *oxidación*.

Un pedazo de plomo brillante se recubre en el aire de una capa gris; en el zinc expuesto al aire, sucede lo mismo. Estas eremacausias u oxidaciones lentas se deben a que tanto el plomo como el zinc se unen al oxígeno que tiene el aire, combinándose superficialmente con él.

A causa de existir oxígeno en el aire, también se producirán en su seno combustiones como la del carbón, papel, etc., y oxidaciones como la del cobre, que calentado en él se recubre de una costra negra, fácilmente recogida con solo rasparle.

Que efectivamente las substancias engendradas en las combustiones y en las oxidaciones lentas son compuestos de oxígeno, se comprueba del modo siguiente: tomemos las costras negras que se han producido al calentar en el aire (*oxidar*) alambres de cobre, y pongámoslas en la bola de un tubo llamado *tubo de reducción* (Fig. 53), el cual está en comunicación con un generador de hidrógeno. Puesto en marcha el generador y calentadas las costras negras, aparecen en el extremo libre del tubo reductor gotitas de agua, al mismo tiempo que la substancia obscura adquiere el color rojo del cobre (*reducir*). Como el hidrógeno sólo puede dar agua combinándose con el oxígeno, la substancia analizada será un compuesto de cobre y oxígeno.

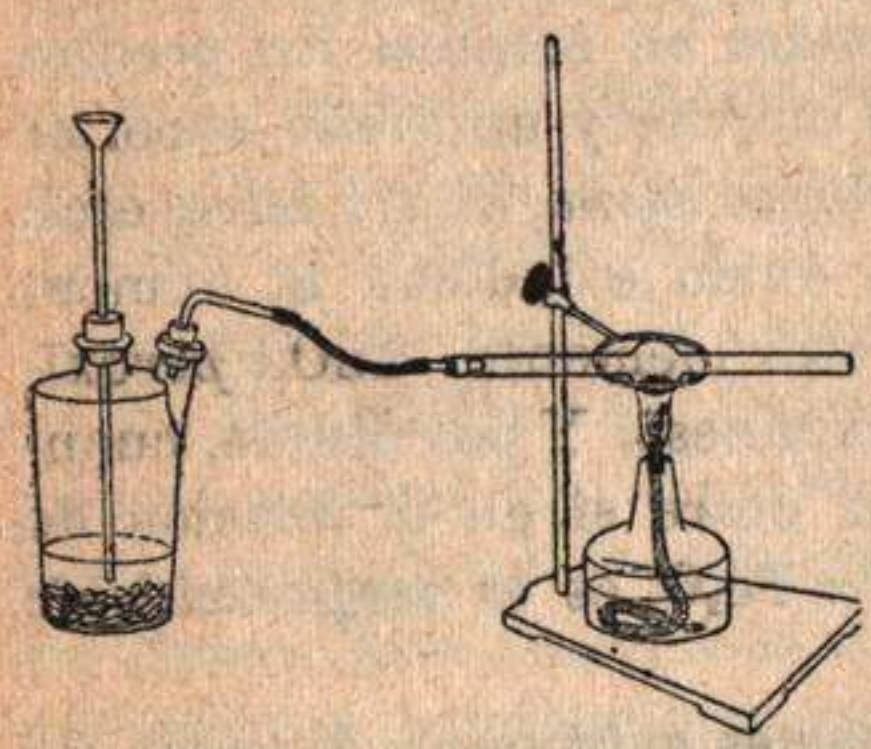


Fig. 53.

Oxidos.—A los compuestos que el oxígeno forma con los demás elementos, se les llama *óxidos;* nombre debido a Lavoisier.

Estos óxidos no tienen todos el mismo carácter: unos, como los producidos al arder el azufre y fósforo en el oxígeno, disueltos en agua (no hay para ello más que añadir unas gotas de dicho líquido a los matraces en que se ha producido la combustión) comunican a ésta generalmente la propiedad de enrojecer el papel azul de tornasol; lo cual indica que han en-

gendrado ácidos. (1) A estos óxidos, capaces de producir ácidos reaccionando con el agua, reciben el nombre de *anhídridos*.

Pero hay otros óxidos incapaces de tales acciones, y estos se denominan simplemente *óxidos*. Los óxidos se nombran con la palabra genérica *óxido* y la específica del elemento unida al oxígeno, acabada en *ico* o genitizada:

HgO, óxido *de* mercurio u óxido mercúr*ico*. CuO, óxido *de* cobre u óxido cúpr*ico*.

Si un mismo elemento, al combinarse con el oxígeno, diera dos óxidos, el más rico en oxígeno se termina en *ico* y el otro en *oso*. Así: Hg_2O, óxido mercuri*oso*; HgO, óxido mercúr*ico*. Cu_2O, óxido cupr*oso*; CuO, óxido cúpr*ico*.

También para nombrar los óxidos se emplea: los prefijos *sub* y *per*, para indicar un grado inferior y un grado superior de oxidación, y los numerales griegos *mono*, *bi*, *tri*, *tetra*, etc., que se anteponen a la palabra óxido e indican el número de átomos de oxígeno unidos al otro elemento: ZnO_2, *per*óxido de zinc; MnO_2, *bi*óxido de manganeso. Y por último, cuando el elemento y el oxígeno están entre sí en la relación de 2: 3, se llaman *sesquióxidos*. Ej.: Fe_2O_3 es el *sesquióxido de hierro*.

Pesos de combinación o equivalentes químicos.—A causa de combinarse el oxígeno con gran número de elementos, ha sido tomado como base para el establecimiento de los llamados *pesos de combinación* o *equivalentes químicos*, que son los pesos que de cada elemento se unen a 8 pesos de oxígeno. Primero (Berzelius) se refirieron los equivalentes a 100 pesos de oxígeno. Luego a 1 peso de hidrógeno; a este último valor corresponde el valor 8 del oxígeno, ya que 1 peso de hidrógeno se combina con 8 de oxígeno para dar agua. Tomamos directamente el oxígeno como patrón (=8) porque, como hemos dicho, el oxígeno se combina con gran número de elementos; lo cual permite calcular con más facilidad el valor de sus

(1) De ahí el nombre *oxígeno* que dió Lavoisier al elemento que estudiamos, ya que oxígeno en griego quiere decir *engendrador de ácidos*. Pero como no todos los ácidos son compuestos de oxígeno, ni todos los compuestos de oxígeno son ácidos, dicho nombre, por su significado, sólo tiene valor histórico.

equivalentes. El conocimiento de estos pesos tiene gran importancia porque nos indica las relaciones en que esos elementos se unen entre sí; que es precisamente la relación de esos valores, o un múltiplo sencillo de esta relación. Así: si con 8 gr. de oxígeno se combinan 16 de azufre y 31,5 de cobre, el cobre y el azufre se combinan en la relación $\frac{31,5}{16}$ para dar sulfuro cúprico, o en la $\frac{2 \times 31,5}{16}$ para dar sulfuro cuproso.

Por la ley de las proporciones múltiples, se comprende que el equivalente varía según los compuestos: la variación la hace por múltiplos.

Entre los equivalentes y pesos atómicos hay una relación sencilla: dividiendo el peso atómico por el equivalente, se obtiene el número que expresa la valencia. La valencia del oxígeno será, pues, $\frac{16}{8} = 2$. Variando el equivalente, varía también, según sea el compuesto, la valencia de los elementos: yá hemos dicho que la valencia era variable (pág. 105).

El flogisto—Antes de Lavoisier se creía que los cuerpos al arder desprendían un constituyente que poseía la propiedad de arder y que el médico alemán *Stahl* (principios del siglo XVIII) llamó *flogisto*, que por su origen griego significa *llama*. Los partidarios del flogisto decían que todas las substancias combustibles estaban constituídas por lo menos de dos constituyentes, uno de ellos el flogisto, que los desprendían al quemarse (esto es al entrar en combustión, o al oxidarse). Así, p. e., explicaban la oxidación de un metal considerando los metales como compuestos de flogisto, que era desprendido por éstos al ser calentados (fenómeno que hoy llamamos oxidación). Al producto desprovisto de flogisto, se le llamó *cal* (hoy, óxido). Y las *cales*, calentadas con ciertas substancias, como el carbón, *ricas en flogisto* (que hoy llamamos reductoras), adquirían de nuevo el flogisto que les comunicaban y se transformaban de nuevo en metales, esto es compuesto de metal y flogisto (fenómeno que hoy conocemos por reducción).

Según estas ideas, los metales al convertirse en cales, por perder flogisto debían disminuír de peso. Pero, por Boyle, el médico francés *Rey* y otros se había demostrado lo contrario.

Y tampoco se explicaba con la teoría del flogisto el por qué dejaba de arder una vela situada en una campana o botella cerrada. Los partidarios del flogisto se desembarazaron de estas objeciones suponiendo que el flogisto, en vez de ser atraído por la gravedad, era rechazado; y por consiguiente una substancia desflogisticada, esto es perdido el flogisto, tenía que pesar más que cuando lo poseía. Y en el caso de la vela, afirmaron que por estar encerrada no podía *desprenderse* flogisto y, por tanto, no podía arder.

El flogisto se admitió hasta que Lavoisier sentó el verdadero proceso de la combustión probando que no consistia más que en una combinación con el gas oxígeno, recientemente descubierto entonces (1774), y que las substancias en la combustión no perdían peso.

Toda la Química de casi todo el siglo XVIII giró en torno del flogisto.

Reconocimiento del oxígeno.—Una astilla con un punto en ignición, introducida en el seno del gas, arde con llama brillante.

El oxígeno en la Tierra.—El oxígeno es la substancia que más abunda en la parte conocida de la tierra: cerca de la mitad de su peso es de oxígeno, cosa que no debe extrañar teniendo en cuenta que libre forma parte del aire (cerca del 23 % de su peso) y combinado con el hidrógeno constituye el agua (89 % de su peso total). Forma también parte de la mayoría de las substancias compuestas y de los tejidos vivos.

Las plantas desprenden oxígeno libre.

Según *Trewbridge*, existe libre en la atmósfera del Sol.

Otros procedimientos de obtención.—Si deseamos obtener grandes cantidades de oxígeno para verificar todas las experiencias expuestas, hay que utilizar un compuesto muy conocido que se emplea como medicamento en las afecciones de la boca y la garganta: el *clorato potásico*.

Este clorato potásico se coloca en el fondo de un matraz obturado con un tapón que lleva un tubo de desprendimiento, por donde sale el gas que ha de recogerse en la cuba hidroneumática.

Calentado el matraz, el clorato se funde y el desprendimiento gaseoso de oxígeno comienza. En el matraz queda una substancia blanca que, extraída de él y disuelta en agua colocada en una cápsula, dejándola algún tiempo para que el agua se evapore,

se deposita en cristales: esa substancia es *cloruro potásico*. En la reacción se descompone el clorato potásico en oxígeno y cloruro potásico: $2KClO_3 = 3O_2 + 2KCl$.

La obtención del oxígeno por este procedimiento suele ser peligrosa porque el oxígeno uniéndose al clorato potásico forma *perclorato potásico* ($KClO_4$), que al calentarlo produce explosiones peligrosas.

Para evitar la formación del perclorato potásico y las consiguientes explosiones, se mezcla previamente el clorato con pirolusita, la cual determina el desprendimiento regular del oxígeno del clorato sin peligro alguno. (1)

Además de este procedimiento y del expuesto al comienzo del estudio del oxígeno, en el cual por reacción entre el bicromato potásico y el ácido sulfúrico se produce sulfato crómico, sulfato potásico, agua y oxígeno, según la ecuación: $2KCr_2O_7 + 8H_2SO_4 = 2Cr_2(SO_4)_3 + 2K_2SO_4 + 8H_2O + 3O_2$, se suele emplear, para obtener oxígeno, mezclas de agua oxigenada con bicromato potásico y ácido sulfúrico, que producen un desprendimiento regular del gas;

La pirolusita o bióxido de manganeso, con sulfúrico produce también oxígeno, además de sulfato de manganeso y agua: $2MnO_2 + 2H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 2H_2O + O_2$.

El agua oxigenada, mezclada con hipoclorito de calcio, desprende oxígeno.

Industrialmente se le obtiene partiendo del aire líquido (véase «aire líquido»). Y para prepararlo rápidamente, se hace uso de la acción que sobre el agua ejerce una substancia llamada *oxilita*, compuesta de oxígeno y de sodio.

Por último, la electrólisis del agua suministra oxígeno en abundancia, tanto en el laboratorio como para fines industriales.

Constantes.—Divalente (algunas veces tetravalente y exavalente). Peso atómico, 16. Peso molecular, 32 (fórmula O_2). Densidad, 1,1045. Temperatura crítica, — 119°. Presión crítica, 50 atmósferas. Punto de solidificación, — 227°. Solubilidad en el agua (15°), 3,4 l. en 100 l. agua.

Historia. *Priestley*, en 1774, obtuvo el oxígeno puro calentando óxido de mercurio rojo y le llamó *aire desflogisticado*. *Scheele* hizo esta experiencia antes y debe considerársele el verdadero descubridor del oxígeno. *Lavoisier* le dió el nombre de *aire puro*, y más tarde el de oxígeno. *Condorcet*, sabio francés, le llamó *aire vital*.

---

(1) Conviene tostar antes sobre una lámina de hierro la pirolusita, para limpiarla de pajitas u otras materias que perjudican la experiencia.

101. Ozono, O_3.—**Obtención.** Al funcionar una máquina electrostática, se nota un olor especial fosforado. Ese mismo olor se percibe en la proximidad de un trozo de fósforo y en los sitios próximos al punto en donde se ha producido una chispa eléctrica.

El olor es debido a una substancia gaseosa a que se ha dado el nombre de *ozono*, que en griego significa *yo huelo*.

En una probeta (Fig. 54), se coloca un doble tubo, provisto de otros dos más pequeños para entrada y salida de gases. En la probeta y en el tubo interior se echa ácido sulfúrico concentrado, y se introduce en cada uno de esos recipientes una lámina de platino, puesta en comunicación con los polos de una bobina de Ruhmkorff. Por el espacio intertubular, se hace pasar una corriente de oxígeno puro, y al funcionar la bobina se percibirá, en el gas que sale, el olor característico del ozono.

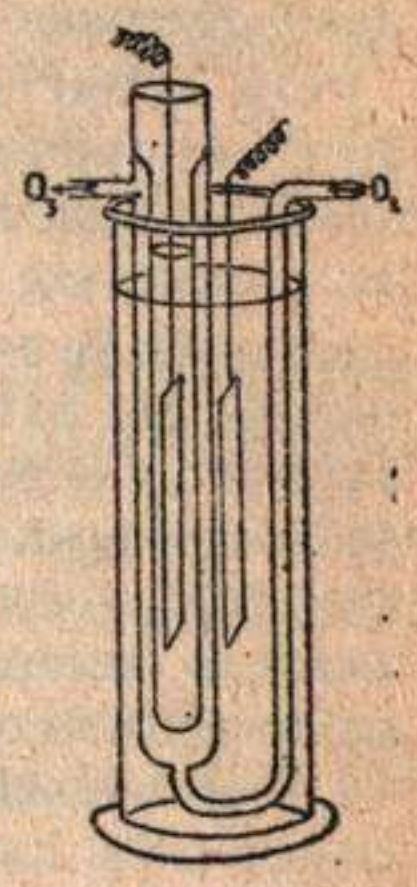


Fig. 54

Propiedades.—En pequeñas masas, es un gas incoloro; pero en grandes masas tiene un tono azulino; cuando es líquido, el color es intensamente azul.

Una lámina de plata expuesta a la acción del ozono, se cubre de una capa negra de óxido, y en presencia del ozono, el mercurio se oxida también. Tiene grandes aplicaciones por su fuerte poder *microbicida*, y se le utiliza como esterilizador de las aguas de bebida.

Naturaleza del ozono: estados alotrópicos.—Como el gas que hemos hecho pasar a través del espacio intertubular, en el aparato productor, es oxígeno puro, el ozono no puede ser otra cosa que oxígeno en un estado especial, distinto del ordinario.

Estos distintos estados en que puede presentarse un mismo elemento se llaman *estados alotrópicos* (1). Y puesto que los átomos de una misma substancia simple son todos iguales, la diferencia entre los distintos estados alotrópicos no puede

(1) De *alotropía* (otra forma) nombre que dió Berzelius, en 1841, al fenómeno.

radicar en el átomo del elemento, sino en su molécula; se supone que las moléculas de los distintos estados alotrópicos tienen un número de átomos diferente. (1)

En el caso del oxígeno y del ozono, se puede evidenciar la diferencia del número de átomos con una experiencia sencilla. Si tomamos en un tubo con mercurio 40 cm^3. de ozono, se produce en la superficie de aquél unas escamas rojas de óxido mercúrico, a pesar de lo cuál el volumen del gas no disminuye. El gás que queda en el tubo al final de la reacción es oxígeno ordinario. Por consiguiente, el número de moléculas del ozono empleado y del oxígeno producido es el mismo según el postulado de Avogadro, ya que ocupan igual volumen y están sometidas a la misma presión y temperatura.

Ahora bien: las moléculas de ozono han cedido oxígeno al mercurio para transformarlo en óxido, y además han producido oxígeno ordinario, O_2; luego contendrán más de dos átomos de oxígeno. Descompuesto el óxido mercúrico formado, produce 20 cm^3. de oxígeno, y en ellos habrá la mitad de las moléculas que en los 40 de oxígeno producido (postulado de Avogadro) y el mismo número de àtomos que de moléculas tiene aquél, ya que cada molécula de oxígeno posee dos átomos. La molécula de ozono ha engendrado, pues, una de oxígeno O_2, y además un átomo de oxígeno que unido al mercurio ha formado el óxido; su fórmula será, pues, O_3. En la cual se supone que un átomo actúa como tetravalente: $O = O = O$. (2)

Reconocimiento del ozono.—El ozono, actuando sobre ioduro potásico húmedo, tiene la propiedad de poner en libertad el iodo, que puede reconocerse por el engrudo de almidón. Esta reacción es la base de la utilización de los *papeles ozonoscópicos*, que son papeles de filtro húmedos, impregnados de ioduro potásico y engrudo de almidón. Por el ozono, estos papeles se tornan azules. Como esta reacción, según sabemos, la produce también el cloro y otras substancias, en vez de estos papeles, hoy se emplea otros, siendo el mejor el llamado

---

(1) Presentan alotropía: el oxígeno, azufre, fósforo, antimonio, arsénico, selenio, silicio, carbono, estaño, hierro, oro, plata, iridio, rodio, rutenio.

(2) Además del oxígeno, O_2, y del ozono, O_3, se conoce un oxígeno llamado *activo*, cuya fórmula se supone es O; esto es, sería oxígeno en estado atómico.

papel tetrabásico, que humedecido se torna violado pálido por la acción del ozono.

El ozono en la Tierra.—Se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera, después de las tempestades. También en las proximidades de los saltos de agua.

Otros procedimientos de obtención.—Además del método de obtención eléctrico, se puede emplear métodos químicos:

Poniendo en un matraz bióxido de bario, BaO_2, y agregando ácido sulfúrico, se produce ozono, que puede ser recogido en un tubo de desprendimiento.

Puede también obtenerse por la acción del ácido sulfúrico sobre *permanganato potásico*; si en la mezcla de estas dos substancias echamos trozos de papel o fósforo, arden a causa del ozono producido.

El flúor, al actuar sobre el agua, produce también ozono según la siguiente ecuación: $3H_2O + 3F_2 = 6HF + O_3$

Constantes.—Peso molecular, 48. Densidad, 1,65. Punto de liquefacción, — 106.

Historia.—*Van Marum*, holandés, notó en 1785 el olor característico del ozono en la proximidad de las descargas eléctricas en el aire. *Schönbein*, alemán, descubrió en 1840 la causa de este olor, obteniendo por distintos procedimientos la substancia que lo producía. *Marignac* y *De La Rive*, de Ginebra, descubrieron su naturaleza como una modificación del oxígeno. Más tarde, 1886, 1897 y 1902, se ha encontrado la constitución exacta de la molécula de ozono.

§ 24. Combinaciones del oxígeno con el hidrógeno

102. Agua, H_2O.—Preparación del agua pura. En el estudio del hidrógeno, vimos que esta substancia ardía en el aire, y recogido el producto de la combustión, que se condensaba en un bocal, obtuvimos un líquido, al cual asignamos la fórmula H_2O, y llamamos *agua* porque tenía los caracteres de agua natural.

El agua obtenida en esta combustión presenta todos los caracteres de una substancia pura (pág. 64): tiene un punto fijo de solidificación y ebullición, y todos sus caracteres y propiedades son constantes. Poniendo una porción de esa agua en

un vidrio de reloj y calentándola suavemente, toda ella desaparece transformada en vapor. Pero si hacemos lo mismo con el agua procedente de los ríos, de los lagos, de los mares y de la lluvia, notaremos que ésta, al evaporarse, deja en el vidrio un depósito o sedimento formado de substancias sólidas; lo que nos dice que el *agua natural no es agua pura*, sino *agua con sólidos en disolución*. Estas substancias sólidas disueltas son las que, depositándose en las tuberías de conducción, acaban por obturarlas, y las que, formando costras en el interior de las calderas, obligan a limpiarlas frecuentemente.

El agua natural, por otra parte, no solo contiene sólidos disueltos: cerremos un matraz pequeño, lleno de agua, con un corcho atravesado por un tubo de vidrio doblado y puesto en comunicación con otro de caucho; llenando de agua los tubos, y sumergido el de caucho en la cuba hidroneumática, podremos recoger en pequeñas probetas gases que se desprenden al calentar el agua del matraz hasta la ebullición. *El agua de la naturaleza contiene, por consiguiente, gases disueltos*. Esos gases suelen ser principalmente aire, gas carbónico y, a veces, pequeñas cantidades de amoniaco y gas sulfhídrico.

Pero como yá sabemos (pág. 51) que la destilación nos permite separar un líquido de las substancias disueltas en él, si en un matraz o en la caldera del alambique (Fig. 34) destilamos agua natural, los sólidos quedarán en el matraz o en la caldera, y a la salida del serpentín podremos recoger un líquido que, evaporado a sequedad, ya no deja residuo alguno, y tiene además todos los caracteres y propiedades del agua pura que obtuvimos por combustión del hidrógeno. *El agua destilada es, pues, agua pura*, y la destilación de las aguas naturales será siempre, por ser un método económico, el procedimiento que emplearemos en la obtención de este líquido.

Si queremos que el agua destilada tenga todos los caracteres deseables de pureza, conviene que no recojamos las primeras porciones que pasan en la destilación, porque estas primeras porciones van siempre mezcladas con los gases que el agua natural tiene disueltos, y se desprenden al calentarla. Tampoco debe recogerse las porciones últimas, porque abun-

dando, disuelto, sobre todo en las aguas de las salinas, el cloruro magnésico, éste, reaccionando con el agua a una temperatura elevada, produce (pág. 141) ácido clorhídrico, que es arrastrado por los vapores del agua que destila. Solo, pues, el agua que ha pasado en el tiempo medio de la destilación, es la que podemos considerar como pura.

Para absorber los gases disueltos y que éstos no impurifiquen el agua destilada, es conveniente añadir a las aguas naturales que han de someterse a esta operación pequeñas porciones de lejía de sosa que absorba el gas carbónico, y algunas porciones de permanganato potásico que destruya las substancias orgánicas. Destilada así el agua, contiene aún pequeñas cantidades de gas amoníaco, y para privarla de ellas, se destila de nuevo, teniendo la precaución de añadirle unas gotas de ácido sulfúrico.

El agua destilada no debe conservarse en frascos de vidrio, porque disuelve pequeñas cantidades de las sales que lo forman, a no ser que se haya previamente sometido éste a la acción de vapor de agua muy caliente, que hace al vidrio insoluble.

El agua destilada es incolora, inodora e insípida, pues el que al probarla notemos «cierto sabor» se debe a que estamos habituados al agua ordinaria, que es la que verdaderamente lo tiene.

Cambios de estado del agua.—Si en un vaso colocamos agua destilada, la enfriamos por medio de una mezcla frigorífica y la agitamos, llega a solidificarse, y la temperatura a la cual pasa al estado sólido (punto de solidificación) cuando la presión es normal, es una temperatura constante, puesto que se trata de una substancia pura. Esa temperatura de solidificación se ha tomado como origen de las temperaturas termométricas, y valdrá, por tanto, 0°.

Cuando el agua se solidifica, podemos descubrir en ella una particularidad notable: en vez de disminuír de volumen, aumenta.

Ahora bien: siendo el volumen del agua sólida o hielo mayor que el del agua líquida, la densidad de ésta será mayor que la densidad de aquél, ya que la misma masa ocupa menor volumen; por esta razón, los témpanos de hielo flotan en el agua. Si determinamos la densidad del agua a temperaturas distintas, partiendo del hielo, veremos que, en vez de disminuír, va aumentando a medida que la temperatura se eleva, hasta

llegar a 4°, y que a partir de ese momento, la densidad comienza a decrecer hasta el punto de que a 8° la densidad del líquido vale próximamente lo mismo que la del hielo a 0°. La densidad del agua, según esto, tiene un valor máximo a 4°, y por esta razón se ha tomado como unidad de peso el de un centímetro cúbico de agua pura a 4° centígrados, peso al que se ha llamado gramo.

Si en vez de enfriar el agua la calentamos, llega un momento en que comienza a hervir. Su temperatura de ebullición es también una temperatura constante y ha sido tomada como otro punto fijo de referencia en la escala termométrica; ese punto se ha supuesto 100° en la escala centesimal.

El agua pura hierve, pues, a 100° grados cuando la presión es normal.

Algunas particularidades del hielo.—Teniendo el hielo mayor volumen que el agua líquida, si comprimimos el hielo obligándole a disminuir de volumen, se liquidará; el agua obtenida en esta forma, por estar en contacto con el resto del hielo no fundido, se congela de nuevo, y este fenómeno de fusión y solidificación consecutiva, que recibe el nombre de *rehielo,* tiene gran importancia. A causa de él, el hielo de las montañas se adapta a todas las sinuosidades del terreno cuando resbala por las laderas formando *glaciares*; y si comprimimos en un molde trozos de hielo, ésta toma su forma, como si se tratara de una masa plástica.

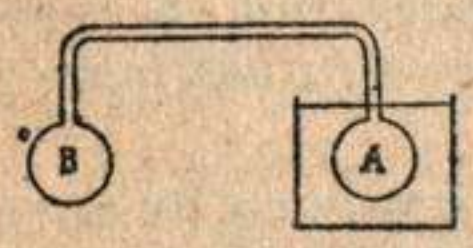


Fig. 55.

El hielo, además, goza de la propiedad de sublimarse (pág. 57): si tenemos un doble tubo de la forma que indica el esquema de la fig. 55 lleno de vapor de agua, e introducimos la esfera A en aire líquido, todo el vapor se solidifica en ella, dando un bloque de hielo que luego, poco a poco y por sublimación, va disminuyendo hasta aparecer formado en la esfera B.

Regla de las fases.—Tomemos en un tubo cerrado un poco de agua, que no lo llene por completo; sobre esta agua existirá una porción de vapor de agua procedente de su evaporación, llenando el resto del tubo. El conjunto de estos dos cuerpos forma lo que se llama *sistema de cuerpos en contacto*; sistema que, como el que estudiamos, se denomina *heterogéneo* si los cuerpos que lo for-

man se hallan en estado físico distinto, y *homogéneo* si se hallan en el mismo estado.

Se concibe que, abierto el tubo, es fácil separar en el sistema el agua líquida del vapor que lo forma; a cada una de las partes de un sistema que puede ser separada del resto por un procedimiento mecánico, se llama *fase*. En el sistema que estudiamos hay, pues, dos fases: el agua líquida y el vapor de agua.

El número de *fases sólidas* y *líquidas* que pueden existir en un sistema es ilimitado, pero se concibe en él la existencia de *una* sola fase gaseosa:

Tomando en un tubo cerrado agua y éter y agitando la mezcla, tendremos un sistema en que podremos considerar tres fases, que pueden aislarse mecánicamente: en el fondo habrá una, formada de *éter disuelto en agua*; sobre esta, otra de *agua disuelta en éter*, ambas facilmente separables por decantación, y sobre las dos, *una sola fase gaseosa*, que es una mezcla de vapores de agua y éter, ya que estos vapores no pueden entre sí ser separados mecánicamente.

Los sólidos disueltos y el líquido disolvente forman también una sola fase porque mecánicamente no podemos verificar su separación; por esto, si tenemos una disolución en agua de sal común, con un exceso de esta substancia que queda en estado sólido en el fondo del tubo, el sistema de cuerpos así formado será un sistema de tres fases: la *sal sólida*, la *disolución en agua de esta sal* y el *vapor de agua* que llena el resto del vaso.

En cualquiera de estos sistemas hay que considerar, además, las substancias *químicamente* distintas que lo forman y pueden sufrir en cada fase variaciones en cantidad, sin que el sistema se altere; a estas substancias se les llama por eso *variables independientes* o *componentes* del sistema.

En el primer sistema estudiado, agua y vapor, hay una sola componente: agua; en el segundo, existen dos: agua y éter, y en el tercero también dos: la sal común y el agua que la disuelve.

Estos sistemas así formados se dice que se encuentran *en equilibrio* cuando no se producen pasos o variaciones de unas fases a otras. (1)

El sistema agua y vapor, cuando la cantidad de vapor y de agua que lo forman es constante, cosa que ocurrirá si está fija la *temperatura* y la *presión*, está en equilibrio. A la menor variación de temperatura, parte del agua pasa al estado de vapor, y entonces el equilibrio se rompe momentáneamente.

Por último, si tomamos un tubo con vapor de agua solamen-

---

(1) Esto nunca ocurre; lo que sucede es que el paso de una fase a otra está compensado por el paso inverso: de aquí que ese equilibrio reciba el nombre de *equilibrio móvil*.

te, aunque aumente o descienda la temperatura hasta cierto límite, (1) el vapor no desaparece, y lo mismo ocurre también entre ciertos límites si aumenta o disminuye la presión. Estas magnitudes, como la temperatura y la presión, que se pueden hacer variar libremente en un sistema sin que éste desaparezca, se llaman *variables libres* o *libertades*.

Las fases, las componentes y las libertades de un sistema están ligadas entre sí por una relación elemental descubierta por el americano *Willards Gibbs* (1839-1904), que se conoce con el nombre de *regla de las fases*. Esta regla dice: *el número de fases más el número de libertades de un sistema es igual al número de componentes más dos*. Llamando, pues, F a las fases, N a las libertades y n a las componentes independientes, esta regla vendrá expresada por la siguiente igualdad: $F + N = n + 2$ (A).

Vamos a aplicar al agua esta regla de las fases en los distintos casos que pueden presentarse: tomemos un tubo lleno de vapor de agua; en este sistema hay una sola fase, agua en vapor, y una sola componente, agua; F será, pues, igual a 1, y n igual a 1 también. La fórmula (A) se transformará, substituyendo esos valores, en $1 + N = 1 + 2$, o sea $N = 2$. Es decir que en ese sistema el número de libertades es 2, lo cual quiere decir que podemos hacer cambiar a voluntad la presión o la temperatura hasta cierto límite, permaneciendo el agua a través de todas estas variaciones en estado de vapor. Un sistema de esta naturaleza, en el cual hay dos libertades, es decir dos magnitudes que pueden cambiar libremente, se llama sistema *divariante*.

Si estudiamos ahora el sistema formado por agua líquida que llena parcialmente un vaso, el resto del cual está lleno de su vapor, tendremos un sistema de dos fases: agua líquida y vapor de agua ($F = 2$), y de una sola componente, agua ($n = 1$). Substituyendo estos valores en la igualdad (A), se tendrá $2 + N = 1 + 2$; de donde, $N = 1$; es decir que el número de libertades es solo uno. Lo cual quiere decir que si el sistema está en equilibrio y hacemos variar a voluntad solo la temperatura, por ejemplo, el agua pasará a vapor y se destruirá el sistema de dos fases; para que el equilibrio no se rompa, es preciso que la presión no tenga un valor cualquiera, sino uno fijo y determinado, al cual sometido el sistema continuará en equilibrio (pág. 166). Vemos, pues, que aquí, cuando la temperaturatura varía libremente, la presión no puede hacerlo; tal sistema recibe el nombre de *monovariante*.

Por último, si admitimos que en el sistema existen tres fases, hielo, agua líquida y vapor de agua ($F = 3$), como que el número de componentes es uno solo, agua ($n = 1$), la ecuación (A) se transformará en $3 + N = 1 + 2$; $N = 0$. En este sistema no existirá, pues,

---

(1) A cierto enfriamiento, el vapor se transforma en líquido, en cuyo caso ya tenemos otro sistema de dos fases.

ninguna *libertad*; es decir, para que tal sistema exista, no podemos tomar arbitrariamente cualquier valor de la presión o de la temperatura. Hay, pues, una sola presión y una sola temperatura bajo las cuales puede existir el sistema. Esta clase de sistemas reciben por eso el nombre de *invariantes*.

En cuanto le calentáramos por encima de la citada temperatura fija, todo el hielo pasaría a líquido; en cuanto lo enfriáramos toda el agua pasaría a hielo; en cuanto disminuyéramos la presión, todo el sistema pasaría a vapor o inversamente.

Punto triple.—Tomemos dos rectas perpendiculares en las cuales vamos a fijar magnitudes que en la horizontal representen temperaturas, y presiones en la vertical. (Fig. 56)

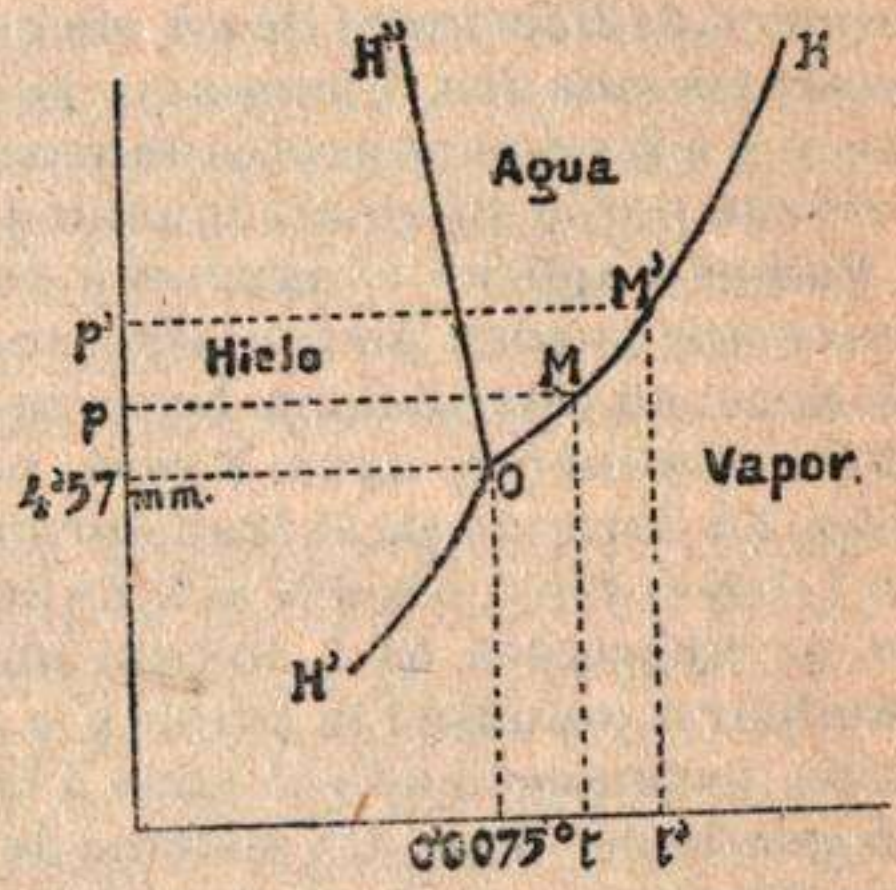


Fig. 56.

Si suponemos en un tubo cerrado el sistema agua y vapor a una temperatura t y a una presión p; tomamos esas dos magnitudes en los dos ejes dichos, y por los puntos que las marcan levantamos dos perpendiculares, éstas se cortarán en un punto M. Si hacemos aumentar la temperatura hasta un valor t', para que el agua no se transforme en vapor y se rompa el sistema, será preciso que la presión aumente también y tome un valor p'. Con estos dos valores, determinaremos otro punto M'. Haciéndolo así para los distintos casos posibles, obtendremos una curva OH que separa los dos estados agua y vapor.

Si partiésemos del sistema hielo y vapor (véase pág. 165) a una presión p_1 y a una temperatura fija t_1, es claro que al aumentar la temperatura y hacerse t_2, para que todo el hielo no pase a vapor será preciso oponer otra presión p_2. Con estos valores de las presiones y las temperaturas, determinaríamos también otra curva OH' que separa los dos estados hielo y vapor.

Y por último, si estudiásemos el sistema hielo y agua líquida y empleando el mismo procedimiento, obtendríamos la curva OH'' que separa los estados hielo y agua.

Estas tres curvas se cortan en un punto que tiene de ordenada p = 4'57 mm., y de abscisa, t = 0°,0075. Este punto se llama *punto triple* y se interpreta diciendo: en el sistema agua sometido a la temperatura de 0°,0075 y a la presión de 4'57 mm. coexiste el agua en sus tres estados: hielo, agua líquida y vapor de agua.

Composición del agua.—Con solo recordar que el hidrógeno, al arder en el aire, produce agua y que toda combustión he-

cha en el aire es una combinación con el oxígeno, deduciremos que el agua es un compuesto de oxígeno e hidrógeno.

Mejor que esta prueba sintética, será la prueba analítica de su descomposición por la corriente eléctrica: por *electrólisis*.

Electrólisis del agua.—En una copa con agua y unas gotas de ácido sulfúrico para que al iontizarse *conduzca la electricidad* (El agua pura no es conductora), se introduce los alambres procedentes de un par de pilas, que entran en dos tubos de ensayo llenos del mismo líquido de la copa (Fig. 57). Al pasar la corriente, los tubos se van llenando de gases, y el que se desprende en el polo negativo ocupa doble volumen que el desprendido en el positivo. Examinados esos gases, deduciremos que uno, el del polo negativo, es hidrógeno, y otro oxígeno, ya que el uno arde con llama azulada, produciendo agua, y el otro aviva la combustión.

Fig. 57.

Por esta experiencia, vemos que el agua está compuesta de hidrógeno y oxígeno, y que estos se hallan combinados en la relación de volúmenes 1: 2; esto es, un volumen de oxígeno para dos de hidrógeno, hecho que yá conociamos cuando estudiamos las leyes de Gay-Lussac (página 87).

Disociación—El calor a una temperatura superior a 1600° descompone al agua contenida en un tubo refractario en sus dos elementos oxígeno e hidrógeno. A esté fenómeno, o sea descomposición de una substancia compuesta por el calor y que vuelve luego al enfriarse (o al comprimirse) a su estado primitivo, *Sainte-Claire Deville*, químico francés, le dió el nombre de *disociación*.

Reacciones reversibles.—Calentando oxígeno e hidrógeno, al pasar de 300° empieza ya la reacción con formación de agua en vapor. Continuando el calentamiento, según lo dicho anteriormente, al pasar los 1600°, el vapor de agua se disocia en sus componentes: una misma causa (calor) ha verificado dos reacciones contrarias, combinación y disociación; y las mismas substancias (oxígeno e hidrógeno) después de trans-

formadas en agua, han vuelto a su estado primitivo por la misma causa que ha originado su combinación. Hay, pues, fenómeno reversible (pág. 14). Esto sucede en muchas reacciones, ya que gran parte de ellas no pueden ser continuadas indefinidamente porque los productos de la reacción, al llegar a cierto punto, obrando entre sí, regenerarían el producto primitivo: a estas reacciones se les llama limitadas o *reversibles* y se las representa del modo siguiente (caso del agua):

$$2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$$

El número de las reacciones reversibles conocidas aumenta continuamente.

Bases; hidróxidos o hidratos, y propiedades químicas del agua. – El agua, como hemos visto, es un compuesto hidrogenado: H_2O. Todos los compuestos hidrogenados que hemos estudiado hasta ahora, son ácidos. Pudiera creerse, pues, que también el agua, por ser un compuesto hidrogenado, tiene ese carácter; pero si introducimos en ella un papel azul de tornasol, ese papel no se torna rojo: el agua no es, pues, un ácido.

El agua como dlsolvente tiene enorme uso en la Química.

Poniendo sobre una porción del agua contenida en un vaso un trocito del metal sodio, el metal rueda por la superficie y al mismo tiempo desprende hidrógeno, y se produce una substancia que queda disuelta en el agua: es la *sosa cáustica*. La reacción es esta:

Agua + sodio = hidrógeno + sosa cáustica

$$2H_2O + Na = H_2 + 2NaOH$$

Esta sosa cáustica es, como vemos, el agua misma, en la cual un átomo de hidrógeno ha sido substituído por un átomo del metal sodio. Introduciendo un papel rojo de tornasol en la disolución de la sosa, el papel se torna azul; y si a esa disolución de sosa añadimos un ácido como el clorhídrico, podremos por evaporación recoger otra substancia que en la reacción se ha formado: examinada, vemos que es la sal común: NaCl.

La sosa cáustica es, pues, una substancia *que azulea el papel rojo de tornasol, que tiene en su composición oxígeno e hidrógeno y que, reaccionando con un ácido, ha producido una sal*. Los compuestos que tienen estas propiedades y caracteres de la sosa cáustica reciben el nombre de *bases*.

La sosa y las demás bases análogas, que pueden ser derivadas del agua por substitución de uno de sus átomos de hidrógeno por un metal, se designan con el nombre genérico de *hidróxidos* o *hidratos*, y el nombre específico del metal genitizado o acabado en *ico*; por esta razón, la sosa, NaOH, se llama hidróxido o hidrato de sodio o sódico; la potasa, KOH, hidróxido o hidrato de potasio o potásico, y la cal apagada, $Ca(OH)_2$, hidrato de calcio o cálcico.

No tan solo el sodio reacciona sobre el agua; un gran número de metaloides, como el cloro, etc., ejercen sobre ella su acción (pág. 133) produciendo reacciones variadas, y algunos metales, entre ellos el hierro al rojo, la descomponen, según ya sabemos, dejando hidrógeno en libertad (pág. 129).

Radicales: su valencia.—La razón de que la sosa y la potasa tengan fórmulas semejantes, NaOH y KOH, mientras la de la cal apagada es $Ca(OH)_2$, es la siguiente: si al agua, o sea H — O — H, le quitamos un átomo de hidrógeno, nos quedará el resto — O — H, resto que tiene *una* valencia libre.

A los grupos de átomos que tienen alguna valencia libre (sin saturar), se les llama *radicales*. Al radical — O — H ó — OH, por estar formado de un átomo de *oxígeno* y otro de *hidrógeno*, se le llama *oxhidrilo*. Los radicales se nombran acabándolos en *ilo* o en *onio*.

Este radical *oxhidrilo* tiene una valencia libre; es, pues, monovalente y, por tanto, saturará a un solo átomo de los metales monovalentes Na y K, produciendo Na — O — H y K — O — H; pero como el calcio es divalente, para saturarle serán precisos dos oxhidrilos $(OH)_2$; de aquí que sea $Ca(OH)_2$ la fórmula de la cal apagada.

El agua en la tierra.—Líquida constituye los mares, los lagos, los ríos y las fuentes, llevando disueltas o en suspensión substancias distintas que la hacen tomar sabores diversos. En grandes masas es azul. Sólida ocupa grandes extensiones en los hielos de las regiones polares, en las nieves de las cumbres y en las nubes llamadas *cirros*; y en estado de vapor se encuentra en la atmósfera.

El calor del Sol evapora el agua líquida de los mares y regiones bajas de la Tierra, que al encontrarse con las regiones

frías de la atmósfera, se condensa en gotas que caen en forma de lluvias, nieves o granizo, o se deposita durante las noches frías en la superficie de la Tierra (rocío, escarcha). Las aguas de las lluvias y las procedentes de las nieves constituyen los arroyos y las fuentes, que forman los ríos o los lagos, y que en último término van a parar al mar: las aguas que en forma de vapor, desde las regiones bajas ascendieron a las altas cumbres o a las altas regiones de la atmósfera, han vuelto liquidadas o solidificadas a su punto de partida.

El agua potable.—Es la que se utiliza como bebida: debe ser incolora, inodora y límpida, no muy fría ni caliente (unos 10° a 15°); contener disueltos gases y substancias sólidas; pero ha de estar desprovista de residuos de seres vivos, de amoniaco y sales amoniacales, ácido sulfhídrico y sulfuros, nitratos y nitritos. Ha de contener muy poca cantidad (todo lo más 0'5 gr. por litro), de sales de calcio y magnesio; cuando dichas sales existen en exceso, el agua es «dura» y no permite la acción del jabón en el lavado, ni cocer bien las legumbres. Tampoco ha de contener gérmenes (microbios) de enfermedades; para purgarlas de ellos, puede hacerse uso de filtros adecuados (pág. 36).

Constantes.—Peso molecular, 18'016 (1). Densidad a 4°C y 760 mm. de presión, 1. Densidad a 0°C, antes de deshelarse, 0'99987. Densidad del hielo, 0'91674. Coeficiente de compresibilidad, 0'000045 por atmósfera. Punto de solidificación, 0°. Punto de ebullición (760 mm. de presión), 100°. Para transformar 1 gr. de agua en vapor a 100°, se necesita 636 calorías; y para transformar 1 gr. de agua a 100° en vapor a 100°, se necesita 536 calorias.

Historia.—Hasta mediados del siglo XVIII, se consideró al agua como un elemento. *Cavendish* (1771) obtuvo agua haciendo arder hidrógeno. *Lavoisier* en 1773 encontró la relación entre los gases que componen el agua, mediante la descomposición de ésta haciéndola pasar por un tubo con hierro al rojo. *Carlisle* y *Nicholson*, físicos ingleses, verificaron en 1800 por vez primera la electrólisis del agua. En 1805, *Humboldt*, naturalista alemán, y *Gay-Lus-*

(1) Se supone que la fórmula del agua sólida y líquida no es la misma que la del agua gaseosa: mientras la de ésta es H_2O, la del agua líquida es $(H_2O)_2$ y la del hielo $(H_2O)_3$; esto es, son condensaciones de moléculas gaseosas.

sac hallaron la relación volumétrica del oxígeno y del hidrógeno en el agua, por síntesis por la acción de la chispa eléctrica. En 1820 *Berzelius* y en 1834 *Dumas*, químico francés, obtuvieron agua por reducción del óxido de cobre en corriente de hidrógeno. *Deville* en 1857 logró la disociación del agua.

103. Agua oxigenada, H_2O_2.—Obtención. Si en un vaso ponemos ácido sulfúrico diluído, lo mantenemos frio con una mezcla frigorífica y añadimos bióxido de bario, quedará en él un depósito o precipitado blanco, y sobre éste un líquido que puede decantarse. Unas gotas de este líquido echadas en una disolución de ioduro potásico y engrudo de almidón, le hace tomar color azul. Yá conocemos dos substancias que gozan de esta propiedad: el cloro y el ozono. En este caso, no se trata de ninguno de ellos, ya que el líquido no toma color amarillo como en el cloro, ni tiene el olor a fósforos, especial del ozono. Ese líquido es un nuevo compuesto de oxígeno e hidrógeno, distinto del agua ordinaria: se le llama *agua oxigenada* porque su composición es H_2O_2.

La reacción de producción es la siguiente:

Bióx. de bario + ác. sulfúrico = sulfato de bario + ag. oxigenada

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

Hoy se obtiene (1) económicamente en la industria agua oxigenada bastante concentrada (20 — 30 %) calentando ácido persulfúrico o una mezcla de persulfatos y ácido sulfúrico privados de substancias catalizadoras (pág. 174); y el agua oxigenada destila con facilidad.

Propiedades.—Es incolora y más densa que el agua. Cuando está pura, puede, por el choque, descomponerse en H_2O y O; descomposicióu que se produce a veces con explosión.

También el calor produce el mismo efecto, y echando en un vaso con agua oxigenada porciones de algunos metales finamente divididos, como el oro y la plata, se produce en ella una efervescencia rápida y un desprendimiento abundante de oxígeno, *sin que los metales hayan sufrido alteración.*

Descomponiéndose el agua oxígenada con facilidad y dejando en libertad oxígeno, es lógico que, como el cloro, tenga

(1) *H. Molinari*, Química general y aplicada a la Industria, 1914, t. I., página 949. (Trad. por *J. Estalella*).

gran poder decolorante: bajo su acción, el cabello obscuro se torna rubio y ciertos productos textiles son decolorados, por lo que se usa mucho en la fabricación de cosméticos y en el blanqueo de lanas, plumas, sedas, etc..

A causa de su poder de oxidación, destruye también gérmenes patógenos, por lo cual se la emplea en medicinacomo desinfectante y como dentífrico Suele emplearse para restaurar algunas pinturas de los cuadros antiguos.

Catálisis - La acción, antes indicada, del oro y la plata en la descomposición del agua oxigenada, tiene efecto también en otra reacción que conocemos yá: en el estudio del cloro vimos que una pequeña cantidad de sulfato de cobre provocaba la descomposición del ácido clorhidrico por la acción del oxígeno del aire. El sulfato de cobre no sufre en el fenómeno alteración ni pérdida de peso: verifica solo una acción de presencia.

Estas substancias, oro, plata, sulfato de cobre y otras como platino, paladio, etc., reciben el nombre de aceleradores o *catalizadores*, y *catálisis* la acción producida. (1) No se explica aún perfectamente cómo estos catalizadores pueden, por su sola acción de presencia, producir las reacciones catalíticas; algunos creen que ello es debido a que forman en la reacción productos inestables, esto es, que se descomponen fácilmente y que coadyuvan a la producción de los fenómenos en que intervienen.

Otros explican el hecho suponiendo que los catalizadores condensan los cuerpos reaccionantes, y permiten con esto, que tengan efecto las reacciones catalíticas que no podían engendrarse en las condiciones normales. El hecho indudable es que los catalizadores no determinan las reacciones, pero aceleran las que se producen lentamente en las condiciones normales.

En este caso el aguá oxigenada a la temperatura ordinaria sufre un proceso de descomposición, y el oro y la plata solo aumentan la velocidad de esa descomposición.

---

(1) La palabra *catálisis* procede del griego y significa acción de disolver o *desatar*. Berzelius la empleó por vez primera:

Reconocimiento del agua oxigenada.—Tomando un poco de agua oxigenada en un tubo de ensayo y añadiéndole gotas de una disolución concentrada de bicromato potásico, ácido sulfúrico y éter, al agitar la mezcla y dejarla reposar, el éter aparece teñido de azul.

El agua oxigenada en la Tierra.—Existe en la atmósfera después de las tormentas, en pequeñas cantidades, así como después de las grandes nevadas, y en la nieve.

Constantes.—Peso molecular, 34'016. Densidad, a 0°, 1,458. Punto de solidificación, — 2°.

Historia.—Lo descubrió en 1818 *Thénard*, químico francés por la acción del ácido clorhídrico sobre el bióxido de bario.

§ 25. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados de los halógenos

104. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del cloro.—Haciendo pasar una corriente de cloro seco a través de un tubo en cuyo interior haya óxido mercúrico (1), la substancia roja que conocemos ya, y teniendo la precaución de introducir este tubo en una vasija que contenga hielo, se obtiene condensado en un líquido pardo obscuro el gas que se desprende, compuesto de cloro y oxígeno, de fórmula Cl_2O, ó $\begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix}\!\!>O$.

Haciendo pasar dicho gas directamente por el agua, ésta adquiere la propiedad de enrojecer la tintura de tornasol; se ha producido, en consecuencia, un ácido cuya fórmula es HClO y al cual se ha llamado *ácido hipocloroso*. Si sobre este líquido ácido añadimos una disolución de potasa cáustica, podemos, por cristalización, separar un compuesto de fórmula KClO, conocido con el nombre de *hipoclorito potásico*.

Estos hechos se explican suponiendo que el compuesto Cl_2O al reaccionar con el agua, se ha unido a ella y ha

(1) El óxido mercúrico debe estar previamente desecado a 300°.

engendrado el ácido hipocloroso, HClO, según la siguiente reacción: $Cl_2O + H_2O = 2HClO$; y que este ácido hipocloroso, actuando sobre la potasa, ha producido el compuesto KClO con eliminación de agua. La reacción se habrá verificado según indica la siguiente ecuación:

$$HClO + KOH = KClO + H_2O.$$

Oxácidos.—La substancia HClO es un verdadero ácido; como éstos, enrojece el tornasol, y además su hidrógeno puede ser substituído por los metales para dar sales. Pero este ácido hipocloroso no tiene composición semejante al ácido clorhídrico, HCl, y otros que hemos yá estudiado. Aquéllos ácidos estan formados por la unión de dos elementos, uno de los cuales es el hidrógeno; el ácido hipocloroso tiene además oxígeno. A todos los ácidos que como el hipocloroso tienen oxígeno, se les llama *oxácidos*.

Por otra parte, el compuesto Cl_2O es un compuesto oxigenado: un óxido, pero un óxido que, al actuar sobre el agua, ha engendrado un ácido; por consiguiente, como todos los óxidos capaces de producir ácidos por esta acción, es un *anhídrido* (pág. 156), y además se le da, lo mismo que a todos los anhídridos, el nombre específico del ácido que engendran. Este compuesto será, pues, el *anhídrido hipocloroso*.

Podemos observar, además, que el ácido hipocloroso tampoco sigue la regla de nomenclatura que dimos para los hidrácidos. Todos aquellos terminan en *hídrico;* éste, no. Se ha convenido en que el nombre de los oxácidos, para distinguirlos de los hidrácidos, termine en *oso* o en *ico*, según la cantidad de oxígeno que el ácido tenga.

Si un metaloide produce un solo oxácido, éste se nombra con la palabra genérica ácido y la específica del metaloide acabada en *ico;* pero si produce dos entonces se termina en *ico* el más oxigenado y en *oso* el de menor riqueza en oxígeno: del cloro se conoce, entre otros, dos oxácidos: el $HClO_3$ y el $HClO_2$. Al primer oxácido se le llama ácido clór*ico*, y al segundo, por tener menor grado de oxidación, ácido clor*oso*.

Cuando un mismo metaloide da más de dos oxácidos, no nos bastaria este procedimiento para distinguirlos; entonces se recurre al uso de los prefijos *hipo*, que quiere decir deba-

jo, y *per*, que significa sobre. La partícula hipo antepuesta al nombre de un ácido designa otro ácido de menor grado de oxidación que aquél; y la partícula per, una de mayor riqueza en oxígeno. Por esta razón, al ácido HClO, menos rico en oxígeno que el cloroso $HClO_2$, se le llama ácido *hipo*cloroso; mientras el $HClO_4$, más rico en oxígeno que el clórico $HClO_3$ se designa con el nombre de ácido *per*clórico.

En la reacción que el ácido hipocloroso produce con la potasa se ha engendrado el compuesto KClO. Este compuesto, derivado del ácido por substitución del hidrógeno por el potasio, será, por tanto, una sal; pero esta sal no se parece al cloruro sódico, NaCl, ni al sulfuro de hierro, FeS, que yá conocemos, ya que además del cloro y del metal, tiene oxígeno. Por esta causa se llama a todas las sales que están en este caso, *oxi*sales.

El nombre que hemos dado al compuesto KClO, tampoco sigue la regla de nomenclatura que dimos en las sales derivadas de los hidrácidos *(sales haloideas)* (pág. 138); para designar aquéllas, se hacia terminar en *uro* el nombre del ácido correspondiente; en ésta, el nombre del ácido termina en *ito*. Se ha convenido en que el nombre genérico de las oxisales, sea el del ácido de que proceden acabado en *ito* o en *ato*: en *ito* si el ácido acaba en *oso*; en *ato* si el ácido termina en *ico*. El nombre específico del metal se les da como en las sales yá conocidas.

Las sales de los oxácidos del cloro se llamarán, según esta convención: las del ácido hipoclor*oso*, hipoclor*itos;* las del clo*roso*, clor*itos;* las del clór*ico*, clor*atos;* las del *per*clórico, perclor*atos*.

Acido hipocloroso, HClO.—Este oxácido que se produce al reaccionar con el agua el anhídrido hipocloroso, no es conocido más que en disolución; se puede obtener una disolución de ácido hipocloroso poniendo en *suspensión en agua* óxido mercúrico y haciendo pasar a través de ella una corriente de cloro; por destilación se obtiene una disolución pura de dicho àcido.

Se descompone produciendo oxígeno, y por esta razón tiene grandes propiedades decolorantes, lo mismo que sus sales.

Tomando un poco de la disolución obtenida e introduciendo en ella un poco de añil o un papel de tornasol, estos cuerpos se decoloran rápidamente.

Es un ácido que, disuelto en agua, produce los iones ClO' y $H^{\cdot}$, y que por substitución de su hidrógeno por los metales engendra las sales llamadas *hipocloritos*.

Acidos cloroso $HClO_2$ **y clórico** $HClO_3$.—Estos ácidos tampoco se conocen más que en disolución de color verdoso. El ácido cloroso se disocia en los iones ClO'_2 y $H^{\cdot}$, y produce sales llamadas *cloritos*; p. e.: clorito sódico, $NaClO_2$.

El ácido clórico da, disuelto, los iones ClO'_3 y $H^{\cdot}$. Sus sales, los *cloratos*, se producen al actuar el cloro sobre disoluciones concentradas de las bases.

Estos cloratos tienen propiedades explosivas, sobre todo si están mezclados con substancias fácilmente combustibles. Sencillas experiencias pueden poner de manifiesto esta propiedad: pongamos en un mortero, que no tenga el fondo pulimentado, una mezcla de pequeñas cantidades de clorato potásico y azufre; al frotar esta mezcla con la manecilla, se oye pequeños chasquidos parecidos a golpes de látigo debidos a la acción del clorato sobre el azufre. Y si a esa mezcla así formada y envuelta en un papel, se añade ácido sulfúrico, el papel entra en combustión con una luz brillante.

Acido perclórico, $HClO_4$.—Es el ácido más estable. Es un líquido que como el ácido clorhídrico, produce humos al contacto del aire húmedo. Las sales que engendra son los *percloratos*.

Reconocimiento de cloratos.—Calentados con ácido sulfúrico concentrado producen un gas amarillento, que si a su vez se calienta, estalla. Como es reacción peligrosa, debe ensayarse solo con muy poca cantidad de substancia.

105. Oxácidos del bromo.—Son semejantes a los del cloro. Se conoce el *hipobromoso*, HBrO, que engendra los *hipobromitos*. El *brómico*, $HBrO_3$, que produce los *bromatos*.

Las sales y los oxácidos del bromo son decolorantes enérgicos.

106. Oxácidos del iodo.—Son también semejantes a los del cloro y bromo. Los conocidos son: *hipoiodoso*, HIO, que da *hipoioditos*; el *iódico*, HIO_3, que da *iodatos*, y el *periódico*, HIO_4, que engendra los *periodatos*.

§ 26. Azufre

107. Azufre, S.—Extracción. El azufre, substancia que distinguimos en seguida por su color amarillo y que tánto se emplea en el azufrado de las vides, abunda en la naturaleza, sobre todo en Italia y en EE. UU.. En España se explota en Conil (Cádiz) y en Hellin (Murcia).

Los yacimientos de azufre se deben a formaciones volcánicas o al azufre libre que las plantas microscópicas llamadas sulfobacterias, así como los residuos de seres vivos, han desprendido del compuesto que el azufre constituye con el oxígeno y el calcio: del yeso.

Los yacimientos superficiales reciben el nombre de *solfataras*, y los estratos profundos, el de *solfaras*.

Se le extrae generalmente de las tierras azufrosas, con las cuales está mezclado, formando montones a los cuales se prende fuego, ardiendo una parte del azufre y fundiendo el resto, que al resbalar por el piso inclinado de las *eras* en que se insputalan los montones, puede recogerse fundido, aunque no purificado.

Hoy se utiliza hornos, como en las caleras, en los cuales se funde el azufre para que el rendimiento sea mayor.

También se extrae introduciendo el mineral por medio de vagonetas en grandes tubos recalentados con vapor de agua. El azufre fundido puede recogerse de ellos con facilidad.

En algunas regiones, en vez de estos métodos, se utiliza aparatos destiladores. El azufre se coloca en grandes retortas de fundición; se calienta éstas, y el azufre en vapor pasa a recipientes condensadores en donde se recoge líquido. Por todos estos procedimientos, el azufre que se obtiene es bastante impuro. Para purificarlo, se emplea grandes calderas en comunicación con cámaras de gran capacidad. El azufre de las calderas en estado de vapor pasa por medio de tubos a las cámaras, en cuyas paredes se sublima dando fino polvo: *flor de azufre*; el resto, líquido, resbalando por el suelo inclinado de dichas cámaras, es recogido en tubos cilíndricos en donde se solidifica constituyendo el *azufre en cañón*.

Propiedades: *Solubilidad.*—Colocando en cuatro cápsulas porciones de flor de azufre y añadiendo a una agua, a otra sulfuro de carbono, a otra éter y a otra cloroformo, al separar los líquidos por decantación y dejarlos evaporar, veremos que el agua no deja residuo de azufre, mientras los otros tres sí. El azufre, pues, no es soluble en agua, pero sí en éter, cloroformo y sulfuro de carbono, de cuyas disoluciones se deposita cristalizado.

Cambios de estado.—Si tomamos en un crisol este azufre cristalizado o la flor de azufre del laboratorio, y lo calentamos con una lámpara de alcohol, el azufre funde produciendo primero un líquido amarillo, que más tarde se hace espeso y anaranjado. Elevando aún más la temperatura, este líquido se transforma en otro rojizo y adherente, que se hace movedizo y fluido a una temperatura superior, hasta que a 445° comienza a hervir, produciendo vapores rojizos que tienen, a 800°, la fórmula S_2.

Estados alotrópicos del azufre.—Formas cristalinas. Si dejamos enfriar este azufre fundido en el crisol, y rompiendo la costra sólida que se forma en la superficie vertemos el líquido que contiene, quedan unas agujas de azufre largas, de forma prismática y de color amarillo claro, tapizando las paredes internas de aquél. Este azufre así obtenido recibe el nombre de azufre *prismático* y tiene de fórmula S_8. Como los prismas pertenecen al sistema monosimétrico, a este azufre se le llama también *monosimétrico*.

El azufre prismático no es igual al que se produjo cuando evaporamos las disoluciones de flor de azufre en sulfuro de carbono. Estas abandonaban cristales grandes, amarillos, que tenían la forma de octaedros, y por tal razón este azufre, diferente del anterior, ha recibido el nombre de *octaédrico*. Estos octaedros pertenecen al sistema rómbico, y a causa de ello, el azufre octaédrico se llama también *rómbico*. La fórmula del azufre rómbico es como la del prismático, S_8; luego la causa de la diferencia entre ambas variedades no radica en el número de átomos que forman la molécula, como ocurre en el ozono y el oxígeno (pág. 161): es debida a la diferente valencia de los átomos de azufre que la integran. Al azufre oc-

taédrico se le asigna la fórmula de estructura $\begin{array}{c} S{=}S{=}S{=}S \\ | \qquad\qquad | \\ S{=}S{=}S{=}S \end{array}$**, en la cual cuatro átomos de azufre son exavalentes y cuatro tetravalentes, y al azufre monosimétrico** $\begin{array}{c} S{=}S{=}S{=}S \\ | \qquad\qquad | \\ S{=}S{=}S{=}S \end{array}$**, en la cual cuatro son tetravalentes y otros cuatro trivalentes.**

El azufre octaédrico calentado a la temperatura de 95°,6, se transforma en prismático; e inversamente, el prismático por debajo de 95°,6, se hace lentamente octaédrico. La temperatura de 95°,6 es, pues, la temperatura de transformación. A esa temperatura puede coexistir el azufre en tres estados o fases: azufre octaédrico, azufre prismático y vapor de azufre (1). Por encima de 95°,6, el sistema se hace difásico: solo pueden coexistir el prismático y su vapor; por debajo, solo el octaédrico y el vapor de azufre existen. A los 95°,6, tenemos, pues, como en el agua, un punto triple (pág. 168).

La razón de que el azufre prismático no sea estable a temperaturas inferiores a 95°,6, explica lo que ocurre con sus cristales, que poco a poco van perdiendo brillo por transformarse en azufre octaédrico.

No son estas las dos únicas variedades de azufre cristalizado: *Engel* ha descubierto un azufre cristalizado en romboedros, al cual le dió por eso, el nombre de azufre *romboédrico*, y parece que, además de estas, existen otras cuatro formas cristalinas inestables.

Variedades amorfas. Si ponemos azufre en un crisol y le calentamos a una temperatura de 160°, el azufre se funde y se separa en dos capas perfectamente perceptibles: una de ellas es de azufre ordinario; la otra es de un azufre que tiene propiedades especiales, y al cual se le asigna la fórmula S_3, parecida a la del ozono. Por esta razón se le ha llamado *thiozono* (Thion, en griego, significa azufre) y en él se admite que un átomo de azufre actúa como tetravalente, y como divalentes los otros dos. La estructura de su molécula sería, pues, S=S=S.

Si el azufre fundido a una temperatura elevada lo vertemos rápidamente en agua, se transforma en una masa elástica como la goma, que poco a poco se va endureciendo. Este azufre, distinto de los anteriores, no es soluble en sulfuro de carbono y se le llama *azufre blando* o *elástico*. Además de esta variedad amorfa, se conoce otras como el *azufre precipitado* o *magisterio de azufre* y el *azufre coloidal soluble en agua.*

---

(1) Hay que admitir en los sólidos, aunque en pequeña cantidad, la producción de vapores. Véase pág. 58.

El precipitado se obtiene fácilmente haciendo actuar sobre un polisulfuro (compuesto de azufre y otros elementos) disuelto en agua, gotas de un ácido; aparece entonces en la disolución azufre amorfo bajo la forma de una lechada blanca, que no es soluble en sulfuro de carbono.

El coloidal puede obtenerse haciendo burbujear a través de una disolución de gas sulfhídrico, S_2H, una corriente de gas sulfuroso, SO_2; estas dos substancias reaccionan produciendo un azufre coloidal soluble.

Reacción análoga se verifica entre los gases desprendidos de los volcanes, SO_2 y SH_2, produciendo el azufre libre de la naturaleza en las regiones volcánicas.

Todas las variedades de azufre, al transformarse en azufre ordinario (octaédrico) gozan de la particularidad sorprendente de emitir radiaciones obscuras que iontizan los gases del ambiente e impresionan placas fotográficas.

Otras propiedades.—Un pedazo de azufre frotado atrae trocitos de papel, barbas de pluma, etc.; lo cual prueba que adquiere electricidad por frotamiento.

Arde en el aire, con luz azul pálido, produciendo gas sulfuroso, SO_2, porque se combina con el oxígeno. Con los vapores de azufre se combinan algunos metales, como el hierro en espiral y el cobre enrojecido, formando compuestos llamados *sulfuros*.

Es, además, una substancia mal conductora del calor y de la electricidad, por lo cual se le utiliza como aislador en ciertas instalaciones eléctricas.

El azufre mezclado con caucho hace perder a éste la propiedad de romperse cuando se le enfria: le hace elástico. Esta propiedad, que para la industria tiene una extraordinaria importancia, ha sido la base de la utilización de dicha substancia. El acto de mezclarla con azufre se llama *vulcanización*.

Tiene aplicaciones el azufre, además de las yá citadas, a la fabricación del ácido sulfúrico, a la del gas sulfuroso, a la de pólvora, a la medicina para tratamiento de enfermedades de la piel.

Constantes.—Divalente, y a veces tetra y exavalente. Peso atómico, 32,06. Fórmula, S_8 en el octaédrico y prismático; S_3 en el thiozono; desconocida en las demas variedades. Punto de fusión, 114°,5 en el octaédrico, 119° en el prismático.

Punto de ebullición 444°,5. Densidad, 1'92 en el amorfo, 2'06 en el octaédrico.

Historia.—*Homero* dice que yá se empleaba en Grecia como medicamento. También fué conocido en la Edad Media por los alquimistas. Pero *Lavoisier* fué el que comprobó que era una substancia simple.

108. Acido sulfhídrico, H_2S. — **Obtención.** En las aguas de las letrinas, en la descomposición de los huevos de las aves, en los balnearios de aguas sulfurosas, se percibe el olor repugnante de una substancia que huele a huevos podridos. Esa substancia puede obtenerse fácilmente en los laboratorios.

En un tubo de ensayo pongamos unos trocitos de sulfuro de hierro (substancia que se ha obtenido en la pág. 81) y añadamos unas gotas de ácido clorhídrico: se produce un gas de olor idéntico a la substancia de que acabamos de hablar. Este gas es un compuesto hidrogenado de azufre que tiene de fórmula H_2S; es, pues, un hidrácido y se le conoce con los nombres de *ácido sulfhídrico* e hidrógeno sulfurado.

La reacción efectuada es la siguiente:

Sulf. de hierro + clorhídr. = cloruro de hierro + ác. sulfhídrico

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$$

Para obtener grandes cantidades de dicho gas, puede emplearse el mismo aparato (Figs. 46 y 47) que para la obtención del hidrógeno. También suele emplearse para la obtención continua del ácido sulfhídrico (y del hidrógeno) el *aparato de Kipp* (Fig. 58): en la esfera central se introduce el sulfuro de hierro, y el ácido clorhídrico (disuelto el concentrado en dos volúmenes de agua) se echa por el recipiente superior de forma de pera, y llega a la semiesfera inferior que sirve de pié: el ácido, llenándola, asciende hasta tocar el sulfuro y se desprende el gas por el tubo lateral, cuya salida se regula con la llave de que está provisto.

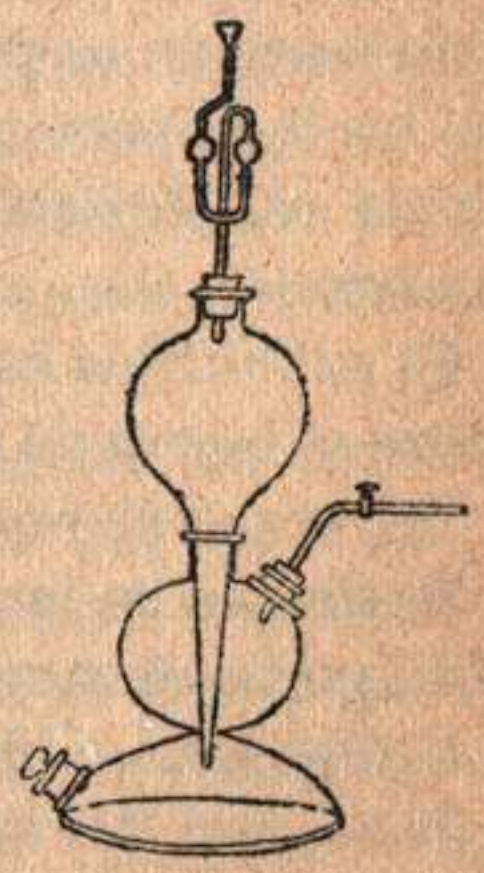


Fig. 58.

Propiedades.—El ácido sulfhídrico arde: acercando una cerilla al tubo afilado de desprendimiento, el gas se quema

con luz azulada pálida, produciéndose la siguiente reacción:

Acido sulfhídrico + oxígeno = gas sulfuroso + agua

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

El sulfhídrico, además, en presencia de cuerpos porosos, se une al oxígeno, y produce ácido sulfúrico, H_2SO_4, que destruye los tejidos. Por esta razón las cortinas de los balnearios de aguas sulfhídricas se destruyen con facilidad.

Introduciendo en el agua el tubo de desprendimiento de gas sulfhídrico, el gas se disuelve en ella, comunicándole el olor característico de dicho gas. La disolución llamada *agua sulfhídrica* enrojece débilmente el papel de tornasol y ataca algunos metales, como la plata, con desprendimiento de hidrógeno y formación de sales. Esta substancia es, pues, un ácido capaz de engendrar sales: los *sulfuros*. Haciendo pasar una corriente de sulfhídrico por disoluciones de sales de diversos metales, cobre y zinc, p. e., se obtiene precipitados de sulfuro de cobre y de zinc, de colores pardo y blanco respectivamente. Por la formación de esos sulfuros, insolubles, de colores variados, tiene el gas sulfhídrico mucha aplicación en los análisis químicos.

La disolución sulfhídrica expuesta a la acción del aire se torna lechosa porque, en estas condiciones, el hidrógeno del sulfhídrico se une al oxígeno del aire para producir agua, quedando el azufre en libertad, suspendido en la disolución. Esta reacción es provocada también por algunas bacterias como las *begiatoas*, que al determinar la descomposición de las aguas sulfhídricas naturales, producen grandes depósitos de azufre. (1)

El sulfhídrico es, además, muy tóxico, y al respirarlo actúa sobre el hierro de la hemoglobina de la sangre.

Se *reconoce* enseguida por su olor.

Basicidad de los ácidos.—La fórmula del ácido sulfhídrico, H_2S, no tiene como las del clorhídrico, bromhídrico, etc., un solo átomo de hidrógeno, sino dos. A los ácidos como el sulfhídrico, con *dos* átomos de hidrógeno sustituibles por meta-

(1) Las aguas sulfhídricas proceden de las descomposiciones de los seres vivos. Hé aquí, pues, otra fuente de donde pueden proceder los grandes yacimientos de azufre.

les, para formar sales (pág. 137) se les llama *bibásicos*. A los que solo tienen un hidrógeno, como el clorhídrico, *monobásicos*; si tienen tres, *tribásicos*, etc.

Sales ácidas.—El ácido sulfhídrico disuelto en agua, en vez de disociarse (pág. 139) totalmente en los iones S'' y H·H·, la disociación es solamente parcial, produciéndose el catión H· y el anión HS'. Y como del número de iones de H en que se disocia el ácido al disolverse, depende la acidez del ácido, de ahí que el ácido sulfhídrico, por esa producción solo parcial de iones de hidrógeno, sea un ácido débil.

La existencia de este anión HS', que es monovalente, explica que el H_2S pueda producir con facilidad por su unión con los metales, un tipo de sulfuros en los cuales no todo el hidrógeno del ácido está substituído, sino solamente el catión libre H·.

Estos sulfuros, como, por ejemplo, el de sodio, NaHS, reciben el nombre de *sulfuros ácidos* o también *sulfhidratos*, ya que su fórmula es muy parecida a la de los hidratos, en los cuales el oxígeno está substituído por el azufre (Compárese con la fórmula de la sosa cáustica: NaOH).

La razón de que a estos sulfuros se les llame sulfuros ácidos es que aún les queda un hidrógeno de ácido sin substituir, el cual les da caracter ácido, y por eso, a todas las substancias de este tipo o *sales ácidas*, se les suele designar con el nombre genérico de la sal, al cual se le agrega la palabra ácido; de aquí que al NaHS se le llame *sulfuro ácido de sodio*.

De este modo se las distingue de las sales que no tienen hidrógenos del ácido correspondiente, que son las sales *neutras* o *normales*.

Sales dobles.—Si de los dos átomos de hidrógeno del sulfhídrico uno es substituído por un metal y otro por otro, se forma una sal llamada *doble*, que se nombra indicando los dos metales que substituyen al hidrógeno. El KNaS se llama, por esta razón, *sulfuro sodo-potásico* o *sulfuro doble de potasio y sodio*.

El ácido sulfhídrico en la tierra.—Se desprende en los volcanes, y de los lugares de putrefacción. Disuelto se encuentra en los manantiales sulfurosos.

Constantes.—Peso molecular, 34,07. Densidad, 1,19. Punto de liquefacción (a 17 atm.), — 74°. Solubilidad en el agua, 3 — 4 volúmenes de gas en 1 de agua.

Historia.—Lo conoció ya *Lémery*, químico francés, en el siglo XVII.

Reconocimiento de sulfuros. – Los solubles, tratados en disolución acuosa, con nitrato de plata o con acetato de plomo, dan precipitado negro. Calentados con ácido clorhídrico, desprenden muchos sulfuros, gas sulfhídrico que se conoce en seguida por su olor. Los sulfuros no solubles en agua, tratados con una mezcla de ácidos nítrico y clorhídrico (véase «agua regia»), desprenden azufre.

§ 27. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del azufre

109. Anhídrido sulfuroso, SO_2.—**Obtención.** Quemando en una cápsula flor de azufre, se observa el desprendimiento de un gas sofocante que produce tos violenta y huele a pajuelas (1). Este gas que se produce al unirse el azufre con el oxígeno del aire, se llama bióxido de azufre o *anhídrido sulfuroso*. Su fórmula es SO_2.

Coloquemos en el fondo de un matraz pedazos de alambre de cobre. Ese matraz se cierra con un tapón de dos orificios; por uno de ellos se hace pasar un tubo de seguridad, y por el otro un tubo de desprendimiento. Echando ácido sulfúrico por el tubo de seguridad y calentando el matraz, se desprende un gas que tiene el olor y los caracteres del anhídrido sulfuroso. En el matraz queda una substancia azul, que es vitriolo azul o sulfato cúprico. La reacción producida es la siguiente:

Cobre + sulfúrico = sulf. cúprico + agua + anhídrido sulfuroso

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

Propiedades.—Introduciendo en agua el tubo de desprendimiento, notaremos que el gas producido no sale en burbujas,

(1) Las pajuelas eran trocitos de astilla con un poco de azufre, que antes eran usados como cerillas.

sino que se va disolviendo en aquélla dando una disolución: agua sulfurosa.

Este gas cambía fácilmente de estado: haciéndolo atravesar por un tubo introducido en una mezcla refrigerante de hielo y sal común, el gas se resuelve en un líquido incoloro que, al evaporarse, produce frío intenso. Esta propiedad se aprovecha en la industria para la fabricación de hielo artificial, puesto que si un recipiente con agua lo rodeamos del anhídrido líquido, al evaporarse éste, se enfría el agua y llega a congelarse.

A la molécula de anhídrido sulfuroso se le asigna la fórmula de estructura $O = S = O$, en que el azufre actúa como tetravalente. Como al combinarse con ciertas substancias como el cloro y el flúor, lo hace como si tuviese dos valencias libres, $SO_2^{=}$, actúa también (pág. 171) el anhídrido sulfuroso como radical divalente; por lo que se le llama radical *sulfurilo;* y cloruro y fluoruro de sulfurilo a sus compuestos con el cloro, $Cl_2(SO_2)$ y con el flúor, $F_2(SO_2)$.

Aunque el SO_2 con el oxígeno no se una en las condiciones ordinarias, lo roba a las substancias que lo tienen: es, pues, un *reductor* (pág. 115). Por esta propiedad, decolora algunas materias colorantes naturales: las flores, la seda, la lana y el vino pierden su color colocados en presencia de este gas húmedo. A causa de esta propiedad, se le utiliza en las familias con objeto de quitar las manchas de vino y frutas de los manteles pará lo cual se expone éstos, húmedos, a la acción del anhídrido sulfuroso obtenido quemando un poco de azufre. La industria lo emplea también para decolorar los trapos y la madera. Se emplea en vinicultura para destruir gérmenes nocivos: de ahí el *azufrado* de las cubas.

Otros métodos de obtención.—En la industria, se le obtiene tostando las piritas en hornos: el azufre de esas piritas (generalmente sulfuros de hierro naturales) se quema y forma anhídrido sulfuroso.

También puede obtenerse empleando el mismo procedimiento que hemos expuesto al comienzo de su estudio, utilizando, en vez de cobre, mercurio o trocitos de carbón.

Se puede almacenar el gas sulfuroso producido con estos procedimientos, haciendo llegar el gas por el tubo de desprendi-

miento a un frasco con alcanfor. Esta substancia absorbe gran cantidad de anhídrido sulfuroso. Y conservando el frasco podemos hacer, cuando lo deseemos, que el gas se desprenda sin más que calentarlo.

El anhídrido sulfuroso en la Tierra.—Se desprende en las fisuras de los volcanes.

Constantes.—Peso molecular, 64'06. Densidad, 2,264. Punto de liquefacción, — 8°. Punto de solidificación, — 76°.

Historia.—Es tan antiguamente conocido como el azufre. Lo han estudiado Sthal, Lavoisier y Gay-Lussac.

110. Acido sulfuroso, H_2SO_3.—La disolución del gas SO_2 en agua tiene caracteres ácidos, ya que reacciona con ella produciendo una substancia H_2SO_3 llamada *ácido sulfuroso* (por lo que el SO_2 se llama *anhídrido* sulfuroso). Este ácido sulfuroso, conocido solo en disolución, es un ácido bibásico (pág. 184) que tiene de fórmula de estructura $SO<^{OH}_{OH}$

Por substitución de su hidrógeno por los metales, engendra sales llamadas *sulfitos* a causa de ser este ácido un oxácido cuyo nombre termina en *oso*. Estos sulfitos pueden ser de tres clases por proceder de un ácido bibásico como el ácido sulfhídrico: sulfitos ácidos como el $NaHSO_3$, *sulfito ácido de sodio;* neutros o normales como el Na_2SO_3, *sulfito neutro de sodio*, y dobles como el $NaKSO_3$ *sulfito sodopotásico*.

111. Anhídrido sulfúrico, SO_3.—**Obtención.** El anhídrido sulfuroso no se combina con el oxígeno, según hemos dicho, en las condiciones ordinarias: si hacemos pasar una mezcla de anhídrido sulfuroso y aire (Fig. 59) a lo largo de un tubo calentado, ninguna modificación aparente se observa; pero si en el tubo colocamos nn trocito de amianto platinado, (1) los gases que salen por la parte superior, al ponerse en contacto con el aire, producen humos abundantes. Este hecho nos

(1) El amianto platinado puede obtenerse humedeciendo amianto en una disolución de cloruro platínico y calcinándolo después.

indica que se ha producido una nueva substancia. Esta substancia procede de la unión del anhídrido sulfuroso con el oxígeno del aire por acción *catalítica* (pág. 174) del amianto platinado, y tiene de fórmula SO_3.

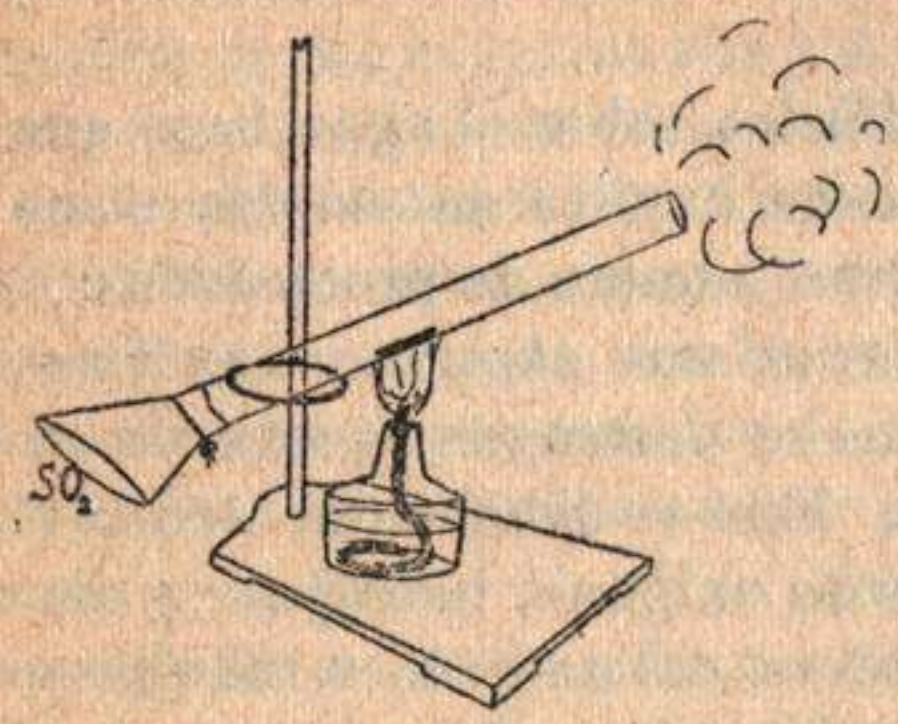


Fig. 59.

Si hacemos llegar el SO_3 producido a un matraz en que, gota a gota, se hace caer agua, se observa que ese líquido tiñe de rojo el papel azul de tornasol; lo cual prueba que tiene disuelta una substancia ácida. Ese ácido es el ácido sulfúrico, H_2SO_4, y por esta razón, al SO_3 que lo ha engendrado (según la ecuación: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$) se le llama *anhídrido sulfúrico*.

Propiedades.—El anhídrido sulfúrico puro se presenta sólido en forma de agujas blancas y se conserva en frascos cerrados. En el momento que el frasco se abre, el SO_3 absorbe la humedad atmosférica para transformarse en ácido sulfúrico, y si uno de los cristales de este anhídrido se introduce en agua, produce un ruido especial, como el de un hierro candente al apagarse en un líquido.

El anhídrido sulfúrico, además, puede disolverse en ácido sulfúrico muy concentrado, y entonces produce un compuesto que humea al aire muy intensamente y que se llama por esto *ácido sulfúrico fumante* o *de Nordhausen* ($H_2S_2O_7$).

Otro procedimiento de obtención.—Destilando el ácido fumante de Nordhausen, según la reacción:

Acido de Nordhausen = anhídrido sulfúrico + ácido sulfúrico

$$H_2S_2O_7 = SO_3 + H_2SO_4$$

112. Acido sulfúrico, H_2SO_4.—Hemos visto que al actuar el agua sobre el anhídrido sulfúrico, ha producido un compuesto de carácter ácido, llamado *ácido sulfúrico*.

Propiedades.—El ácido sulfúrico es un líquido de aspecto oleaginoso y denso.

Si echamos agua gota a gota, se disuelve en ella produciendo en la disolución una gran cantidad de calor, y con con-

tracción de volumen total; por esta razón, hay que tener cuidado en su manejo, como yá se indicó en la pág. 130.

Enfriado el ácido sulfúrico a 0°, se solidifica en prismas exagonales, y si su temperatura aumenta, hierve a 317° y comienza a disociarse en SO_3 y H_2O; cuya disociación se hace completa a 450°.

La fuerte acción del ácido sulfúrico sobre el agua hace que sea muy ávido de ella; este hecho explica su empleo como desecador (pág. 37 y 38) y un gran número de propiedades:

Si colocamos almidón o azúcar en una cápsula y añadimos ácido sulfúrico, estas substancias se destruyen, quedando como residuo una masa negruzca. Esto se debe a que siendo el azúcar y el almidón compuestos de oxígeno, hidrógeno y carbono, el ácido sulfúrico se apodera del oxígeno e hidrógeno para formar agua, con la que se combina, dejando intacto el carbón, que constituye la masa negruzca del residuo.

Por la misma razón, un trozo de astilla introducida en ácido sulfúrico se carboniza; y él, en presencia del aire, toma un color obscuro porque destruye parte del polvo atmosférico (el formado por compuestos de carbono), y se desprende el carbón, causa del ennegrecimiento. Las telas obscuras, al contacto del ácido sulfúrico se tornan rojas, y el papel flexible se apergamina.

Es un ácido muy enérgico. Es un veneno muy activo: son antidotos: agua de claras de huevos, agua de jabón, magnesia calcinada en agua, etc.. Las quemaduras deben lavarse con agua y luego untarlas de aceite.

Ataca a un gran número de metales, y actúa sobre el zinc y el hierro substituyendo su hidrógeno y produciendo sus sales: los *sulfatos*.

Tiene muchas aplicaciones: a la fabricación de abonos, de otros ácidos, de materias colorantes, de explosivos, etc..

Obtención de sales.—Reacciona también el H_2SO_4 con los óxidos y los hidratos engendrando sales, y por eso un poco de óxido de cobre actuando sobre el ácido sulfúrico produce sulfato de cobre, de color azul y agua:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Hé aquí, pues, otro procedimiento utilizable para obtener

sales: hacer reaccionar los óxidos o hidratos con los ácidos. Lo hemos yá indicado al hablar de las bases y producir sal común (pág. 170).

Aquí también se cumple la ley de Berthollet (pág. 150), que en este caso se expresa: en esta clase de reacciones habrá formación de sal mientras ella sea más insoluble que las substancias que intervienen en la reacción.

Por consiguiente, si nos fijamos en lo dicho y en algunas reacciones expuestas en el curso de la obra (p. e.: en la de obtención del hidrógeno, con formación de sulfato de zinc, una sal) observamos varios modos de obtención de sales, a partir de otra clase de substancias: *por acción de un ácido sobre un hidrato*: p. e.: $HCl + NaOH = NaCl$ *(cloruro de sodio)* $+ H_2O$; *por acción de un ácido sobre un óxido* (el ejemplo anterior del óxido de cobre y el ácido sulfúrico); *por acción de un ácido sobre un metal*: p. e.: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4$ *(sulfato de zinc)* $+ H_2$.

También puede obtenerse sales por la acción que sobre otras sales ejercen: los ácidos, p. e., $2NaCl$ (cloruro de sodio) $+ H_2SO_4 = Na_2SO_4$ (sulfato de sodio) $+ 2HCl$ (pág. 137); los metales, p. e., HgS (sulfuro de mercurio) $+ Fe = FeS$ (sulfuro de hierro) $+ Hg$ (página 80); las bases, p. e. $CuSO_4$ (sulfato de cobre) $+ 2NaOH = Na_2SO_4$ (sulfato de sodio) $+ Cu(OH)_2$; y por la acción de las sales entre sí, p. e., $NaCl + AgNO_3$ (nitrato de plata) $= AgCl$ (cloruro de plata) $+ NaNo_3$ (nitrato de sodio) (pág. 81).

Sales básicas. — Al realizarse la reacción anterior, entre un ácido y una base que posea varios oxhidrilos (pág. 171), la sal resultante puede conservar algún oxhidrilo de la base; en este caso la sal, de reacción básica, se llama *sal básica*, y para nombrarla se agrega al nombre genérico de la sal la palabra *básico*. Así: $ZnOHCl$ es el *cloruro básico de zinc*, que puede considerarse derivado del hidróxido o hidrato de zinc, $Zn(OH)_2$, por substitución de *uno* de sus dos oxhidrilos por el cloro.

Hidrólisis.—Tenemos, según todo lo dicho anteriormente, en lo que se refiere a su reacción alcalina o básica y ácida, tres clases de sales: las *sales ácidas* que tienen reacción de ácido, enrojeciendo el tornasol azul; las *sales básicas* de reacción de base, ya que tornan azul al tornasol rojo, y las *sales normales* o *neutras*, que no tienen ni una ni otra reacción.

Según esto, al tratar cualquier sal normal o neutra, en disolución acuosa (el agua es neutra) con el tornasol, debiera darnos siempre reacción neutra. No obstante, no sucede así: muchas sales normales, disueltas, tienen, unas reacción ácida, otras reacción básica. Por ejemplo: el *carbonato de sodio*, o sosa del comercio, Na_2CO_3, tiene reacción básica; la sal amoniaco o *cloruro amónico*, NH_4Cl, reacción ácida.

Estas reacciones se explican por la descomposición que muchas sales neutras sufren por la acción del agua, fenómeno llamado disociación hidrolítica, o simplemente *hidrólisis*. El carbonato de sodio se disocia en los iones $Na^{\cdot}$ y CO'_3, y la sal amoniaco, en $NH^{\cdot}_4$ y Cl'. Parte de dichos iones se unen al oxhidrilo, o al hidrógeno del agua (OH' y $H^{\cdot}$); predominando según los casos, en la disolución los OH' libres o los $H^{\cdot}$ libres. Cuando predominan los $H^{\cdot}$, hay reacción ácida; si son los OH' los que predominan, la disolución tiene reacción básica.

De un modo general, tienen reacción básica a consecuencia de la hidrólisis, las sales procedentes de ácido débil (p. e., ácido carbónico) y base fuerte (p. e., sosa cáustica), y reacción ácida las formadas por ácidos fuertes (p. e. clorhídrico) y bases débiles (p. e., disolución amoniacal, pág. 200).

Sulfatos.—Son, como hemos dicho, las sales procedentes de la substitución del hidrógeno del ácido sulfúrico por los metales. Como el ácido sulfúrico es bibásico, como el sulfhídrico, esto es, tiene dos hidrógenos substituíbles por los metales para engendrar sales, podrá engendrar como éste y el ácido sulfuroso sales ácidas, neutras y dobles, como el $NaHSO_4$, el Na_2SO_4 y el $NaKSO_4$, que reciben respectivamente los nombres de sulfato ácido de sodio, sulfato neutro de sodio y sulfato sodopotásico. La formación de estas sales se explica por la disociación (iontización) que sufre el ácido sulfúrico en los iones SO_4H' y $H^{\cdot}$, o en SO_4'' y $H^{\cdot}H^{\cdot}$, según sea menor o mayor su dilución. Para formar sales, a veces, el ácido sulfúrico puro o concentrado no reacciona sobre los metales, como lo hace el diluído, a causa de su falta de iontización (1).

(1) A la disociación en iones, por la gran energía calorífica que se desprende, se debe el enorme aumento de temperatura que experimenta el ácido sulfúrico al disolverse en agua.

Obtención del ácido sulfúrico.—Este ácido no suele obtenerse en los laboratorios. En la industria, que lo produce en grandes cantidades, suele emplearse dos procedimientos; los dos basados en acciones catalíticas.

Método de contacto. Este método está fundado en la formación catalítica del SO_3 por mezclas de gas sulfuroso y oxígeno procedente del aire, que pasan a través de platino en polvo u otros catalizadores y en la consecutiva reacción del anhídrido sulfúrico formado con agua. Podemos considerar en ella cuatro fases:

1.ª *Preparación de la mezcla de gas sulfuroso y oxígeno.*—El gas sulfuroso se produce en hornos en que se tuesta piritas (minerales sulfurados); el azufre de estas piritas arde y produce, como sabemos, el gas sulfuroso, SO_2, que mezclado con el oxígeno del aire en la proporción de 2 volúmenes del primero y 3 del segundo [1], pasan a sufrir la segunda operación:

2.ª *Limpieza de la mezcla.*—Como esta mezcla gaseosa está cargada de polvo procedente de la primera operación y de compuestos diversos que se forman en la tostación de las piritas, hay que limpiarla de estas impurezas porque, de lo contrario, el polvo que lleva en suspensión se depositaría sobre el platino que va a servirnos como substancia catalizadora, y recubierta ésta de él, ya no determinaría la reacción. Para ello, se dirige sobre esta mezcla, en recipientes especiales, chorros de vapor de agua que al contacto del polvo se condensan y se depositan formando nieblas que arrastran los granillos sólidos en suspensión (pág. 37).

3.ª *Formación de SO_3.*—Esta mezcla ya limpia del polvo que la hacía impura, se hace llegar a los recipientes en que se encuentra la substancia catalizadora que ha de provocar la reacción. Esta reacción se produce bien a una temperatura de 400°; pero si ésta se elevara más, el SO_3 formado se descompondría. Para evitar esto, se hace llegar la mezcla de SO_2 y O, que viene fría de la fase 2.ª, a la parte exterior de los tubos que contienen la substancia catalizadora. De este modo el tu-

(1) Se hace la mezcla en esta proporción porque es la que produce más rendimiento de SO_3.

bo se refrigera, y más tarde esa mezcla, entrando por la parte superior del tubo al ponerse en contacto del catalizador, produce SO_3.

4.ª y *última fase.*—El SO_3 formado cae por la parte inferior y luego se le hace reaccionar con agua para producir el ácido sulfúrico.

Este método está hoy en boga y ha substituído en parte al de las cámaras de plomo.

Método de las cámaras de plomo. En grandes hornos de mampostería, se tuesta las piritas como en el caso anterior. El azufre de estas piritas produce en la combustión gas sulfuroso. Dicho gas, junto con aire (con exceso de nitrógeno, por haberse gastado mucho oxígeno en la combustión del azufre), entra por la parte inferior de una torre de unos 8 a 10 metros de altura, de paredes de plomo, llena de piedras y ladrillos resistentes a los àcidos, llamada *Torre de Glover*: en dicha torre se rocía los gases que llegan del horno con una disolución de ácido sulfúrico y vapores nitrosos (nitrosa), procedentes de la misma fabricación: en la torre se desprende el ácido sulfúrico de la solución nitrosilsulfúrica y se deposita en el fondo, desprendiendo vapores nitrosos que, juntos con los gases procedentes del horno, pasan a su vez a grandes cámaras, llamadas *cámaras de plomo* por estar recubiertas interiormente de este metal. En estas cámaras, los productos procedentes de la Torre de Glover reaccionan con vapor de agua y óxidos de nitrógeno (procedente del *horno de nitro*), o bien con ácido nítrico, produciéndose ácido sulfúrico, que se deposita en el fondo de las cámaras. Los vapores nitrosos, juntos con el aire y el nitrógeno que salen de las cámaras, son conducidos a otra torre de unos 12 metros de altura, de plomo también, llena de materiales resistentes a los ácidos (cok y piezas de arcilla), llamada *Torre de Gay-Lussac*: de la parte superior de ésta cae ácido sulfúrico concentrado, procedente de la Torre de Glover, que al encontrarse con los gases de las cámaras forma una disolución de compuesto, *ácido nitrosilsulfúrico*, que se conduce a la Torre de Glover.

El ácido de las cámaras se concentra calentándolo en grandes calderas.

Las reacciones que representan la formación del ácido sulfúrico, según lo que hemos dicho al hablar del anhídrido sulfuroso y sulfúrico, son las siguientes:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3, \text{ y } SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

La primera ecuación indica la transformación del gas sulfuroso en anhídrido sulfúrico, y la segunda la de éste en ácido sulfúrico. Pero, en la práctica industrial, para que se realicen estos procesos hace falta, como hemos visto, acudir a substancias intermediarias (platino, óxidos de nitrógeno) que obran como verdaderos catalizadores, y tienen efecto reacciones que son interpretadas de muy distintos modos.

El ácido sulfúrico en la Tierra.—Libre se halla en algunos ríos como el *río Vinagre*, que nace en los Andes. En alguna fuente caliente, como en Nueva-Granada. Y en las glándulas salivales de algunos gastrópodos marinos.

Constantes.—Peso molecular, 98,07. Densidad, 1,85. Punto de ebullición, 338.°

Historia.—La preparó a fines del siglo VIII el alquimista árabe *Geber* por destilación de sulfato de hierro y alumbre. A mediados del siglo XV, *Basilio Valentín* lo obtuvo quemando azufre en presencia de nitro. A principios del siglo XVII se preparó quemando azufre y tratando los productos por vapor de agua y aire.

Reconocimiento de sulfatos.—Los sulfatos (y el ácido sulfúrico; en general los compuestos que poseen el *ion sulfato*, SO''_4) tratados con el cloruro de bario, dan un precipitado insoluble en ácido clorhídrico. Además, precipitan tratados con cloruro de calcio y con acetato de plomo.

113. Otros oxácidos del azufre.—Además de los ácidos sulfuroso, sulfúrico y el de Nordhausen o *pirosulfúrico*, el azufre forma:

Acido hidrosulfuroso, $H_2S_2O_4$.—Por su oxidación, dicho ácido debiera llamarse hiposulfuroso, nombre reservado a otro. El ácido hidrosulfuroso solo se conoce en disolución. Sus sales, compuestos del ión S_2O_4'', llamadas *hidrosulfitos*, tienen gran acción reductora.

Acido persulfúrico, $H_2S_2O_8$.—Solo se conoce en disolución. Se obtiene por electrólisis del ácido sulfúrico en disolución concentrada: el H_2SO_4 se disocia y el ion SO_4H', depositándose sobre el ánodo, se combina consigo mismo, doblando su composición y dando

$H_2S_2O_8$, que es el ácido persulfúrico. Sus sales, los *persulfatos*, por transformarse fácilmente en sulfatos con pérdida de oxígeno, se emplean como oxidantes.

Serie tiónica.—El azufre entra también en una serie de ácidos llamada *tiónica*. El más importante para nosotros de esta serie es el *ácido tiosulfúrico o hiposulfuroso*, $H_2S_2O_3$ (algunos excluyen dicho ácido de la serie tiónica), el cual puede considerarse derivado del ácido sulfúrico, H_2SO_4, por substitución de un átomo de oxígeno por otro de azufre. No se conoce libre, y en disolución se descompone pronto en anhídrido sulfuroso, agua y azufre. Sus sales, que poseen el ión tiosulfúrico S_2O_3'', se llaman *tiosulfatos o hiposulfitos*; y como destruyen el cloro libre, se les emplea para desprender el exceso de dicho halógeno, que queda adherido a los tejidos al blanquearlos por el cloro (pág. 133); por eso se les llama *anticloros*. El *tiosulfato o hiposulfito sódico* tiene mucha aplicación en fotografía.

Los otros àcidos de la serie tiónica son: el *ditiónico*, $H_2S_2O_6$; el *tritiónico*, $H_2S_3O_6$; el *tetratiónico*, $H_2S_4O_6$, y el *pentatiónico*, $H_2S_5O_6$.

114. Selenio y telurio. Selenio, Se.—Es una substancia sólida, en unas variedades gris metálico y rojo en otras, que se presenta en muchos estados alotrópicos como el azufre, con el cual tiene un gran parecido químico. Como él, arde en el aire y produce una substancia, el SeO_2, que huele a rábanos podridos.

La variedad cristalizada es conductora de la electricidad, pero depende de la iluminación que tenga.

Se halla en las piritas de Bohemia, en el Vesubio y en una de las islas de Lípari.

Su fórmula cuando se encuentra en estado de vapor, a 1400°, es S_2. Las distintas variedades de selenio tienen fórmulas diferentes.

Su peso atómico es 79,2.

Telurio, Te.—Es un sólido obscuro; si está fundido, tiene un color blanco como el de la plata. Calentado en el aire arde dando un bióxido.

Se halla mezclado con el oro y la plata en Transilvania.

La fórmula de su vapor (1400°) es Te_2.

Peso atómico, 127,5.

Compuestos principales de selenio y telurio.—Acido selenhídrico, H_2Se; ácido telurhídrico, H_2Te; ácido selénico, H_2SeO_4; ácido telúrico, H_2TeO_4.

CAPITULO XI

GRUPO DEL NITRÓGENO

§ 28. Nitrógeno

115. Nitrógeno, N.—Obtención. En un cristalizador con agua, coloquemos una cápsula de hierro (puede servirnos la tapa de una cajita de betún), y en ella un pedacito de fósforo (0,5 gr.). Encendido éste, se recubre con una campana grande (Eig. 60). Los humos blancos que se producen en la combustión del fósforo desaparecen rápidamente disueltos en el agua, la cual asciende un poco en el interior de la campana. Retirada ésta y colocándola sobre una bujía encendida, la bujía se apaga rápidamente, cosa que no sucede si lo hacemos antes de quemar el fósforo. Este hecho nos dice que en la campana en que antes había aire, existe ahora una substancia distinta y gaseosa, que no se la vé. Esta substancia, según deducimos de la experiencia anterior, no alimenta la combustión. Tampoco permite que en su seno viva un animal; por lo que se llama *ázoe*, palabra derivada del griego que significa privador de vida; y también *nitrógeno* porque es capaz de engendrar nitro o salitre.

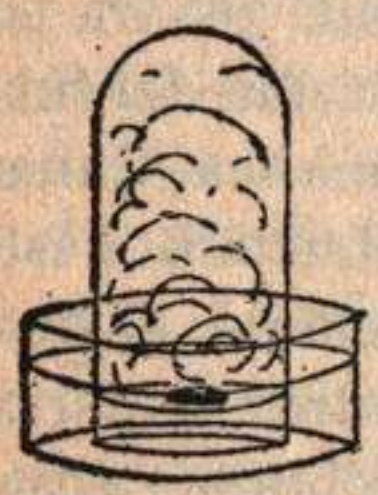


Fig. 60.

Por el procedimiento que acabamos de exponer, no se obtiene nitrógeno puro: el nitrógeno está acompañado de todas las substancias que existen en el aire menos el oxígeno, que es el único que ha sido absorbido por el fósforo.

Si queremos privarle del gas carbónico y del vapor de agua, gases que por abundar en la atmósfera le acompañan, hay que emplear el método siguiente (Fig. 61): en un tubo A de vidrio poco fusible, llamado *tubo de combustión*, se coloca torneaduras de cobre. Un extremo de este tubo se une con

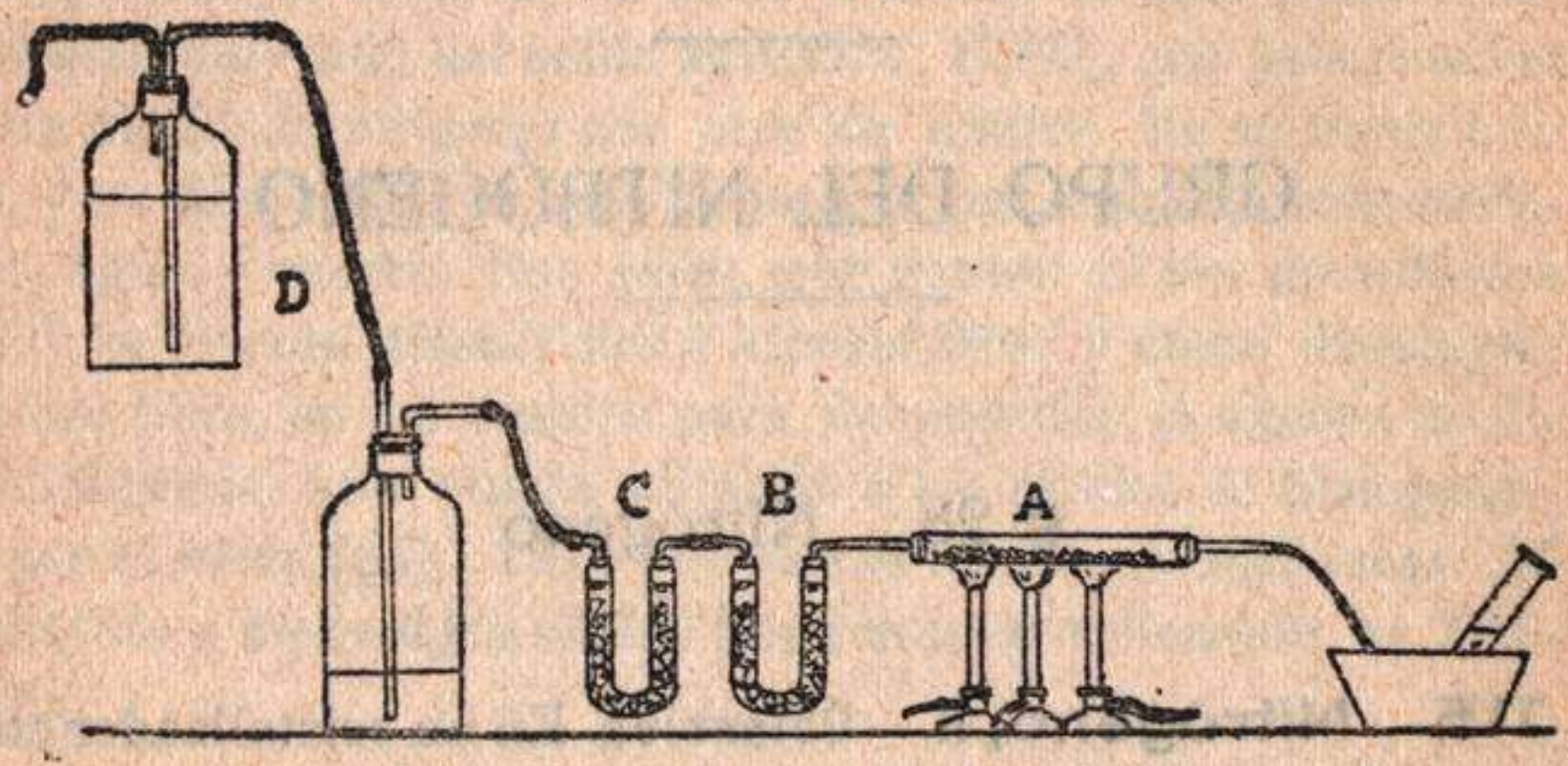


Fig. 61.

B, C y con el aparato D del modo que indica la figura. En B se ha colocado pedazos de potasa cáustica, y en C piedra pómez impregnada de ácido sulfúrico. El otro extremo del tubo se pone en comunicación con la cuba hidroneumática. Calentemos con mecheros de gas el tubo de combustión hasta que el cobre esté al rojo; entonces se hace funcionar el aparato D: se deja caer lentamente el agua del matraz superior en el inferior, y esta agua desaloja el aire y le obliga a pasar a través de los tubos C, B y A. Dicho aire, al pasar por el ácido sulfúrico de la piedra pómez, pierde el vapor de agua, absorbiendo la potasa el gas carbónico, y el cobre al rojo se queda con el oxígeno, formando óxido de cobre negro. A la probeta de la cuba hidroneumática llega solo el nitrógeno del aire (1). Por este método, vaciando y llenando varias veces el aparato D, para lo cual basta permutar las posiciones de los frascos, podemos recoger nitrógeno en abundancia.

Propiedades.—Que es un gas incoloro, inodoro e insípido lo sabemos porque, al obtenerlo, no hemos percibido color, olor

(1) Este nitrógeno atmosférico queda en esta forma mezclado tan solo con poca cantidad de *argo* y otros gases raros existentes en la atmósfera.

ni sabor alguno. Que no es combustible queda demostrado por haber introducido en él una bujía sin que se inflamara, y además, como la bujía se ha apagado, deducimos que *no es comburente.*

El nitrógeno se ha liquidado a fuertes presiones (véase *aire líquido*).

Una propiedad característica del nitrógeno es su *poca actividad en combinarse con las demás substancias.* Así como el oxígeno se combina con casi todos los elementos, el nitrógeno casi no se combina directamente con ninguno. Pero un alambre del metal *litio* puesto al rojo e introducido en el nitrógeno, arde en él; lo mismo ocurre con una cinta de magnesio.

Las substancias que resultan de la unión de estos metales con el nitrógeno, reciben el nombre de *nitruros.* En el caso de la combustión del magnesio, se produce nitruro de magnesio, $Mg_3 N_2$. Las demás substancias, si se combinan con él, como el carbono, silicio y boro, lo hacen tan solo bajo la acción poderosa de las energías calorífica y eléctrica.

El nitrógeno en la Tierra.– Gaseoso o libre, se encuentra mezclado con el oxígeno y otros gases, en el aire, de cuyo volumen forma el 78'06 %, y el 75,5 % de su peso. También se desprende libre del estiércol y otras substancias en putrefacción. Combinado, forma parte esencial de todas las substancias animales y vegetales, y se encuentra en algunos minerales, como el *nitro de Chile,* en el *salitre* y en el *guano.*

Procedimientos de obtención de nitrógeno puro.—Con los procedimientos seguidos anteriormente, no podemos obtener nitrógeno completamente puro. Para obtenerlo puro, se sigue varios procedimientos, extrayendo el nitrógeno de sus compuestos.

Por la acción del cloro, no en exceso, sobre el amoniaco (gas compuesto de hidrógeno y nitrógeno) en disolución acuosa, que es la que se conoce en el comercio con el nombre de amoniaco, se obtiene nitrógeno, según la siguiente reacción:

Amoniaco + cloro = sal amoniaco + nitrógeno

$$8NH_3 + 3Cl_2 = 6NH_4Cl + N_2$$

Por descomposición por el calor de un compuesto de nitrógeno llamado *nitrito amónico,* disuelto en agua, se produce nitrógeno según la reacción:

Nitrito amónico = agua + nitrógeno

$$NH_4NO_2 = 2H_2O + N_2$$

Industrialmente se obtiene el nitrógeno puro por medio del *aire líquido*.

Constantes.—Tri o pentavalente. Peso atómico, 14,01. Peso molecular, 28,02 (fórmula N_2). Densidad, 0,97. Punto de ebullición, 195°,7. Punto de fusión, 210°,5.

Historia.—Con el nombre de *aire mefítico* o *aire flogisticado*, fué separado del aire por *Priestley* en 1774, y también por *Lavoisier*. Por no mantener la respiración y con ello no permitir la vida animal, se le dió el nombre de ázoe.

116. Amoniaco, NH_3.—Obtención. Para obtener amoniaco basta colocar en un matraz una mezcla a partes iguales de sal amoniaco y cal apagada. Cerrado el matraz con un tapón atravesado por un tubo de desprendimiento, calentado suavemente, puede recogerse el gas producido en un bocal con la abertura hacia abajo. En seguida nos llamará la atención, su fuerte olor que provoca lágrimas y su gran solubilidad en agua, que se observa colocando la boca del bocal sobre la superficie de dicho líquido: éste penetra rápidamente en su interior. La disolución acuosa de gas amoniaco es la que se expende en el mercado con el nombre de *amoniaco*, y se obtiene por el mismo método que empleamos para la disolución clorhídrica.

Por razón de su solubilidad en agua, no podemos utilizar en su obtención la cuba hidroneumática, pero sí la hidrargironeumática. Cuando conviene obtenerlo seco, se le hace atravesar antes por un tubo con cal viva, que absorbe el agua que le acompaña.

Propiedades.—Haciendo pasar a través de la disolución acuosa de amoniaco una corriente eléctrica, empleando la misma disposición que para el agua [1] (pág. 169), se desprenderán dos gases en los tubos de ensayo; examinados ambos, uno resulta ser nitrógeno y el otro hidrógeno; además, el hidrógeno producido en el polo negativo ocupa un volumen tres veces mayor que el nitrógeno. Luego la combinación de estos

(1) Conviene añadir sal común a la disolución para hacerla conductora de la corriente, porque el amoniaco puro, como el agua pura, conduce muy mal la electricidad.

gases en el amoniaco está hecha en la relación 1:3, cosa que por otra parte nos comprueba la ley de Gay-Lussac. De aquí que la fórmula del amoniaco sea NH_3.

Al obtener el gas, puede observarse que es incoloro, de olor irritante, menos denso que el aire y que no alimenta la combustión. Arde en una atmósfera de oxígeno. Es absorbido por el carbón vegetal.

Enfriado a — 40°, se liquida, y al evaporarse luégo, absorbe gran cantidad de calor, por lo cual se le emplea en la fabricación del hielo. Para este uso, se le vende líquido en tubos de hierro.

El gas amoniaco posee gran poder reaccionante y se combina *directamente* con los ácidos para dar sales (se comporta, pues, como una base, pág. 190). Este hecho lo podemos observar combinando el gas ácido clorhídrico, que se desprende al calentar una disolución acuosa, con gas amoniaco, que desprenderemos por igual procedimiento de una disolución comercial de amoniaco (1). Dispondremos la operación del modo siguiente: (2) (Fig. 62). En un tubo de ensayo se echa ácido clorhídrico; en otro, amoniaco. Los dos tubos comunican con el matraz. El tubo largo del matraz actúa como tubo de seguridad. Se calienta los tubos de ensayo: en el interior del matraz, se produce una nube blanca espesa que se deposita en polvillo blanco: es *sal amoniaco*. Se ha formado, pues, dicha sal según la ecuación siguiente:

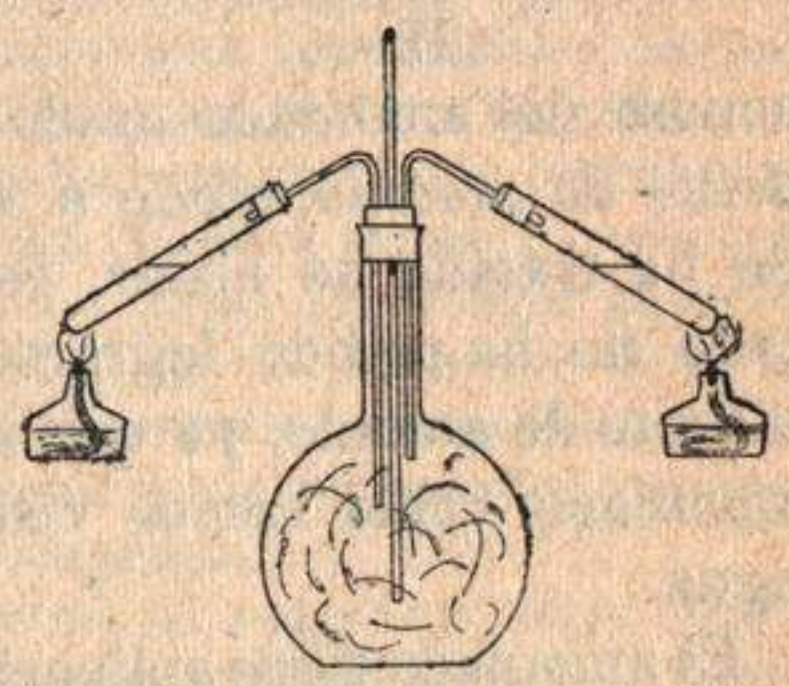


Fig. 62.

Acido clorhídrico + amoniaco = sal amoniaco

$$HCl + NH_3 = NH_4Cl$$

Combinando amoniaco con oxácidos, se obtiene las sales sin formación de agua; cosa que no sucede con la obtención de sales por los ácidos y los hidratos.

(1) También se desprende amoniaco gaseoso echando pedazos de sosa cáustica en la disolución comercial.

(2) Edmundo Lozano: *La Química de la Escuela Primaria*. 1913, pág. 64.

Fenómeno muy interesante es el carácter básico de la disolución amoniacal, ya que vuelve azul al papel rojo de tornasol. Nos vemos, pues, obligados a suponer que al disolverse el amoniaco en el agua se ha combinado con ella dando un hidrato (pág. 170). Además, en las sales que da el amoniaco, p. e., en la sal amoniaco, observamos también otro grupo, NH_4, que ocupa el lugar que en una sal corresponde a un metal. Así la sal común o cloruro de sodio tiene por fórmula NaCl, y la sal amoniaco, NH_4Cl; en donde se vé que el grupo NH_4 desempeña en la sal amoniaco el mismo papel que Na en la sal común.

Por todas estas consideraciones, se ha supuesto que existe un grupo o radical de carácter metálico, de composición NH_4 ó $-N\begin{cases}H\\H\\H\\H\end{cases}$ llamado *amonio*, que existe en la disolución acuosa del amoniaco unido al oxhidrilo, constituyendo el *hidrato de amonio*; unido a otros elementos, constituye sales. Se ha tratado de aislar, esto es de obtener libre al amonio, pero no ha podido lograrse. Tampoco ha podido aislarse el hidrato de amonio, ya que al evaporar la disolución acuosa de amoniaco, como hemos visto, se descompone en amoniaco y agua.

El amoniaco tiene aplicación: en el laboratorio, para análisis; en la industria, para quitar manchas; en tintorería, en la fabricación de colores. Liquidado, se emplea en las fábricas de hielo.

El gas amoniaco, lo mismo que su disolución acuosa, ejercen acción cáustica y excitante sobre el organismo, aunque el respirarlo poco tiempo no perjudica. Antídoto para el envenenamiento con el gas, es la absorción de vapor de agua; y para la disolución, agua con vinagre, leche, limonadas.

Reconocimiento del amoniaco.—Por su olor y por su reacción con el ácido clorhídrico, reacción que nos ha servido también para reconocer a éste.

El amoniaco en la Tierra.—Se encuentra libre en el aire, procedente principalmente de la putrefacción de las substancias y de las descargas eléctricas; en las tierras y en las aguas; se desprende de los volcanes y fumarolas, y se halla

también en algunos minerales. Combinado, existe en las plantas y en los excrementos de los animales.

Otros procedimientos de obtención.—Por síntesis directa de tres volúmenes de hidrógeno y uno de nitrógeno, mediante la chispa eléctrica. Por catalisis haciendo pasar por un tubo con *esponja de platino* (1) calentada, una mezcla de hidrógeno y óxido nítrico procedente de la acción de ácido nítrico sobre cobre; el hidrógeno actúa sobre el óxido nítrico y forma agua y amoniaco.

Según *Zenghelis,* la síntesis del amoniaco puede hacerse a la temperatura ordinaria: hace pasar una corriente de hidrógeno que arrastra el nitrógeno por borboteo en una solución de una mezcla de cloruro amónico y nitrito sódico, y emplea paladio en estado coloide como catalizador (2).

Industrialmente se obtiene el amoniaco, principalmente, de las aguas procedentes del lavado del gas del alumbrado. Dicho gas se obtiene por destilación seca de la hulla. La hulla contiene nitrógeno, y el gas del alumbrado contiene otro gas llamado *metano*, compuesto de carbono e hidrógeno. El metano, por acción del calor, que destila la hulla, se descompone en hidrógeno y carbono; y como el hidrógeno aparece en estado naciente, se combina con facilidad con el nitrógeno de la hulla, que se halla también entonces generalmente en dicho estado (3). Para separar el gas amoniaco del gas del alumbrado, se hace pasar la mezcla gaseosa a grandes torres llenas de cok o astillas, en donde recibe una lluvia de agua. La disolución amoniacal formada se mezcla con ácido sulfúrico, y el producto de su evaporación, mezclado con cal, se calienta desprendiendo amoniaco gaseoso.

También se emplea en la industria la reacción entre una sal amoniacal (cloruro amónico, carbonato amónico) y una base, la cal; reacción que hemos usado en el laboratorio.

La reacción entre una sal y una base entra en las *leyes de Berthollet* (págs. 150 y 191), que se enuncia en este caso: hay reacción entre una base y una sal cuando por la acción mútua de dichas substancias se produce otra base (4) u otra sal más volátil o más insoluble que las substancias reaccionantes.

Constantes.—Peso molecular, 17,03. Densidad, 0,56. Punto de liquefacción, — 33°,5. Punto de solidificación, — 85°. Solubilidad en el agua (20°), unos 739 l. en 1 l. agua.

---

(1) Por calcinación del *cloroplatino amónico* se desprende platino de estructura esponjosa: es la *esponja de platino.*

(2) *Comptes rendus de l'Académie des Sciences.* Sesión de 13 junio 1916.

(3) *W. Ramsay.* Química moderna. Teórica y sistemática, 1912, pág. 317. (Trad. por *A. del Campo*).

(4) Lo que se obtiene primeramente en la reacción de obtención del amoniaco es *hidrato de amonio,* que sufre inmediata descomposición en *amoniaco* y agua.

Historia.-*Berthollet* halló su composición en 1785. Estudiado anteriormente por *Priestley*; y conocido con el nombre de *aire alcalino*.

§ 29. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del nitrógeno

117. Acido nítrico, HNO_3.—Obtención. En una retorta de vidrio se coloca una mezcla, a pesos iguales, de nitrato sódico y ácido sulfúrico. Calentada la mezcla, destila un líquido que se recoge en un balón enchufado con la retorta y enfriado con agua (disposición de la fig. 51). El líquido destilado enrojece al tornasol azul: es un ácido enérgico; tiene por fórmula HNO_3, y se le llama *ácido nítrico*. En la retorta queda como residuo sulfato sódico, Na_2SO_4. La reacción será, pues: $2NaNO_3$ (nitrato sódico) $+ H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$ (ácido nítrico). (1)

Propiedades.— El ácido nítrico obtenido tiene un tinte amarillento, debido a *vapores rutilantes* que se producen por la acción del ácido sulfúrico sobre el ácido nítrico puro con el calor. Pero el ácido nítrico puro (2) es incoloro, aunque toma también color amarillo por descomponerse a la luz en vapores que le comunican dicho color. Debe conservarse, pues, en la obscuridad. También le descompone el calor (desde 86°). Se disuelve en agua con desarrollo de calor, disociándose en los iones $H^{\cdot}$ y NO_3' (Nota pág. 192). Su avidez por el agua hace que el ácido concentrado dé humos en el aire. También humea y al mismo tiempo desprende vapores rutilantes el *ácido nítrico fumante* del comercio, de color amarillo rojizo: los vapores rutilantes los lleva en disolución.

Ataca a gran número de metales, produciendo sales, que son los *nitratos*: sólo el oro y los demás metales nobles, menos el paladio, escapan a su acción: poniendo en un tubo de ensayo virutas de cobre y ácido nítrico y calentándolo, al mismo tiempo que se produce nitrato de cobre, se desprenden vapores

(1) Si la temperatura no se eleva mucho, se produce, en lugar del sulfato sódico neutro, Na_2SO_4, el *sulfato ácido de sodio*, $NaHSO_4$.

(2) No se ha obtenido aún ácido nítrico sin residuos de agua: se ha llegado a una concentración de 99,8 °/₀.

rojos parecidos a los de bromo, de los cuales se distinguen en seguida porque al disolverse en agua pierden el color.

Por su acción enérgica sobre los metales, se emplea el ácido nítrico para grabar *al agua fuerte*, nombre que vulgarmente se da al ácido nítrico: se cubre una placa de cobre de una capa de barniz, no atacable por el ácido; con un punzón se graba en la capa, de modo que quede el metal al descubierto en las líneas del dibujo; se trata luego la capa con ácido nítrico, y al quitar el barniz y pasar sobre la placa de cobre un rodillo con tinta, queda manchada de tal modo que reproduce sobre un papel el dibujo.

Mezclado un volumen de ácido nítrico concentrado con tres de disolución concentrada de ácido clorhídrico, constituye el *agua regia*, llamada así porque dicha mezcla disuelve al rey de los metales, el oro, y a otros como el platino, que no son disueltos casi por ninguna otra substancia.

El ácido nítrico es un enérgico oxidante: si en ácido nítrico fumante se introduce el extremo de una barrita de carboncillo puesta al rojo, ésta sigue ardiendo, y arde con brillo vivo al introducirla en el ácido, a expensas del oxígeno que éste le proporciona: al mismo tiempo se desprenden vapores rojos. Al arrojar un poco de esencia de trementina sobre una mezcla de ácido nítrico fumante y sulfúrico, a volúmenes iguales (mezcla *nitrosulfúrica*), se inflama con luz viva.

Ataca también las materias vivas o sus restos, y las oxida, como en los casos anteriores, o forma con ellas compuestos de color amarillo generalmente: de ahí las manchas amarillas que el manejo de dicho ácido suele producir en la piel de las manos. Además, fibras de seda blanca, de lana, se colorean también de amarillo introduciéndolas unos minutos en una disolución acuosa (volúmenes iguales) de ácido nítrico; conservan dicho color lavándolas luégo con agua.

Las llagas que produce el ácido nítrico, y su acción tóxica deben ser combatidas del modo indicado para el sulfúrico.

Por estas propiedades, tiene el ácido nítrico multitud de aplicaciones: en la fabricación de materias colorantes, tintorería, explosivos; en la fabricación de ácido sulfúrico, y en el laboreo de los metales preciosos.

El ácido nítrico en la Tierra.—En estado libre se halla solo en muy pequeñas cantidades. Combinado formando los nitratos, abunda principalmente en Chile y Perú.

Otros procedimientos de obtención.—Puede obtenerse por acción catalítica del platino sobre una mezcla de aire y amoniaco; método perfeccionado por *Ostwald*.

Industrialmente se obtiene por la reacción indicada del ácido sulfúrico sobre el nitrato sódico. Se coloca el nitrato y el ácido sulfúrico en grandes recipientes fuertemente calentados, y haciendo pasar el vapor de ácido nítrico a través de una serie de bombonas, en las cuales se condensa el ácido nítrico. Los últimos vapores de la última bombona son conducidos a una torre en donde reciben una lluvia de agua.

También se fabrica industrialmente ácido nítrico, principalmente en Noruega, que posee enorme energía hidráulica, utilizando el nitrógeno atmosférico del modo que expondremos al tratar del aire.

Constantes.—Peso molecular, 63,01. Densidad (0°), 1,56. Punto de ebullición, 86°. Punto de solidificación, — 47°.

Historia (1).—*Raimundo Lull* empleaba ya el nombre de *agua fuerte* para el ácido nítrico. *San Alberto el Magno* le llamaba *agua prima*. Ambos lo prepararon. Lo obtuvo por vez primera el alquimista árabe *Geber* en el siglo IX.

Reconocimiento de nitratos.—Solubles en el agua. Calentados con virutas de cobre y ácido sulfúrico, dan vapores pardos. Sus disoluciones, mezcladas con sulfato ferroso y virtiendo sobre ellas ácido sulfúrico concentrado, con cuidado para que el ácido, sin mezclarse, permanezca en la superficie, presentan coloración parda en la zona de contacto. Si en ácido nítrico y en los nitratos (en general los compuestos con el *ion nitrato*, NO'_3) en disolución acuosa, se echa unos cristales de *brucina* y sobre éstos unas gotas de ácido sulfúrico concentrado, se produce coloración de rojo vivo.

118. Oxidos de nitrógeno. Anhídrido nítrico, N_2O_5.—Enfriemos una porción de ácido nítrico en una cápsula, rodeando a ésta de una mezcla de hielo y sal; añadamos luégo a la cápsula una substancia que robe agua (substancia deshidratante) al ácido, como sucede con el anhídrido fosfórico: se destila luégo en una retorta

(1) P. E. Vitoria S. J.: *Manual de Química Moderna*. 1918, pág. 104, quien a u vez lo toma de la *Historia de la Física y de la Química*, de Hoefer.

el contenido de la cápsula, manteniendo frío con mezcla de hielo y sal el recipiente colector. En éste aparecen cristales de una substancia que, al combinarse con el agua, da ácido nítrico: aquella substancia será, pues, *anhídrido nítrico*, de fórmula N_2O_5, y da HNO_3, según la ecuación $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

Peróxido de nitrógeno, NO_2.—Los vapores rutilantes que se producen al reaccionar el ácido nítrico sobre el cobre, son mezcla de un gas llamado *peróxido de nitrógeno*, NO_2, y otro gas llamado anhídrido nitroso. Los vapores rutilantes son venenosos: su intoxicación se combate respirando aire puro e inhalando vapor de agua. Se obtiene peróxido de nitrógeno calentando en un matraz nitrato de plomo, y aparece en vapores rojopardos, densos. Este color lo pierde casi, enfriados a 0°, por transformarse en otro gas, *tetróxido de nitrógeno*, cuya fórmula N_2O_4 es la condensación de dos moléculas de peróxido.

En el peróxido de nitrógeno, el N actúa como pentavalente: $-N \leqslant^{O}_{O}$. A ese nitrógeno le queda, pues, una valencia por saturar. Este compuesto funciona, por consiguiente, como radical, al que se llama *nitrilo*; el cual con el cloro da *cloruro de nitrilo*, $Cl(NO_2)$.

Anhídrido nitroso, N_2O_3.—En una retorta se coloca un poco de almidón, que se rocía con ácido nítrico y se calienta; enfriando el colector (un tubo en U) con hielo y sal, aparece en él un líquido azul procedente de un gas compuesto de oxígeno y nitrógeno, N_2O_3, llamado *anhídrido nitroso*. Mezclado con el ácido sulfúrico, constituye en la fabricación del ácido sulfúrico, el ácido nitrosilsulfúrico (pág. 194).

Oxido nítrico, NO.—Haciendo reaccionar cobre y ácido nítrico en un matraz provisto de tubo de desprendimiento, el matraz se llena de los conocidos vapores rojos. Conduciendo dichos vapores a la cuba hidroneumática, pasado cierto tiempo, en la campana se recoge un gas incoloro. Obturando esta campana con una lámina de vidrio y retirándola de la cuba, al destapar la campana, en el aire reaparecen los vapores pardos: son de peróxido de nitrógeno, en que se ha convertido al unirse con el oxígeno del aire el gas incoloro de la campana. El gas de la campana es naturalmente menos oxigenado que el peróxido formado: es *óxido nítrico*, NO.

Según lo que acabamos de decir, lo que se desprende al reaccionar ácido nítrico con el cobre es óxido nítrico y no peróxido de nitrógeno (con formación de vapores rutilantes); pero el NO se transforma en seguida en NO_2, al ponerse en contacto con el aire del matraz o con la atmósfera.

El óxido nítrico funciona como radical a causa de que su nitrógeno no tiene satisfechas todas sus tres valencias: $-N=O$, y por eso se le llama también radical *nitrosilo*. Análogamente al nitrilo y al sulfurilo, da con el cloro *cloruro de nitrosilo*, Cl (NO).

Oxido nitroso, N_2O.—Calentando suavemente nitrato amónico en un matraz provisto de tubo de desprendimiento en comunicación con la cuba hidroneumática (con agua tibia), se recoge en la campana un gas incoloro que, como el oxígeno, tiene la propiedad de encender una astilla en ignición. Además, dicho gas tiene sabor dulce, y si se respira en abundancia, produce embriaguez y sensación agradable que excita la risa. A causa de esto, se le llama *gas hilarante*: es un óxido de nitrógeno, el óxido nitroso, N_2O.

119. Acido nitroso, HNO_2.—Haciendo reaccionar con agua los vapores procedentes de la acción del H_2SO_4 sobre el nitrito potásico, compuestos como el anhídrido nitroso, se produce una disolución que contiene un poco de *ácido nitroso* y desprende NO, transformándose por completo en ácido nítrico. Sus sales son los *nitritos*, y se los obtiene reduciendo los nitratos calentándolos generalmente con plomo: los nitratos desprenden oxígeno y se transforman en nitritos. Los nitritos tienen aplicación en la preparación de materias colorantes. Se distinguen los nitritos de los nitratos en que los primeros dan ya vapores pardos tratados en frío solo con ácido sulfúrico.

Acido hiponitroso, $H_2N_2O_2$.—Se considera como el ácido correspondiente al óxido nitroso. Pero no se ha podido lograr la reacción entre el óxido nitroso y el agua para formar ácido hiponitroso. Se presenta en laminillas o escamas blancas, muy explosivas. Sus sales son los *hiponitritos*.

§ 30. El aire

120. La atmósfera.—Al introducir en agua un vaso invertido, puede observarse que el agua no penetra en su interior. Si sumergido en esta posición en el agua lo inclinamos, va llenándose lentamente de líquido, al mismo tiempo que del interior del vaso se desprenden burbujas gaseosas. Este gas que llena el vaso y generalmente el contenido de todos los cuerpos que decimos estar *vacíos*, es el aire atmosférico, que rodea la Tierra formando una capa, la *atmósfera*, cuyo espesor no se conoce perfectamente, aunque se supone alcanza unos 70 a 80 Kms.

Del aire, como es incoloro en pequeñas masas, no podemos notar la presencia; pero el *viento* lo pone de manifiesto por sus

efectos. Es insípido e inodoro. Su peso es 1,293 gr. por litro. Y su densidad se considera como unidad de densidades de gases (aire = 1).

Análisis del aire. *Cualitativo.*—En el estudio del nitrógeno, vimos que haciendo pasar una masa de aire a través de un tubo conteniendo cobre al rojo, podíamos recoger nitrógeno en la cuba hidroneumática, al mismo tiempo que el cobre se cubría de una capa negra de óxido de cobre (pág. 198). Esta experiencia nos dice yá que en el aire existen dos gases: el *nitrógeno* recogido en la cuba y el *oxígeno* combinado con el cobre.

Pero estos dos gases no son los únicos que existen en el aire: en la experiencia anteriormente citada, se separó por la potasa cáustica y por el ácido sulfúrico, *gas carbónico* y *vapor de agua* que existían en el aire. El vapor de agua nos lo descubre yá la humedad atmosférica, y se hace visible al condensarse empañando cristales, al formar nubes, etc.. El gas anhídrido carbónico se descubre por su reactivo *agua de cal.* (Véase anhídrido carbónico).

Además de estos gases, existen en el aire, en pequeñas cantidades, ozono, amoniaco, una serie de *gases raros* descubiertos hace poco y otros gases y vapores (que se descubren por sus reactivos o se aislan por procedimientos especiales) procedentes de las reacciones químicas, combustiones, putrefacciones, evaporaciones, que tienen efecto en la superficie de la Tierra.

También flotan en la masa del aire corpúsculos sólidos (polvo) y pequeñísimos seres vivos (microbios), algunos de ellos causa de enfermedades.

El análisis cualitativo, pues, nos revela en el aire la existencia de nitrógeno, oxígeno, gas carbónico, vapor de agua, y otras substancias en muy pequeñas cantidades.

Cuantitativo.—El análisis de pesos (*ponderal*) se lleva a cabo por el método de *Dumas* (1) y *Boussingault*, químicos franceses, del modo siguiente: en un gran balón bien seco,

---

(1) *Juan B.ª Dumas* (1800-1884), químico francés eminente, al cual debe principalmente la Química del carbono. Publicó: *Tratado de Química aplicada a las artes; Filosofía química; Ensayo sobre la estática química de los seres organizados; Memorias sobre la química; otras obras y memorias.*

en comunicación con un tubo de combustión (página 198) con torneaduras de cobre, se hace el vacío; luego se pone el tubo de combustión en comunicación con tubos en U, con potasa cáustica y ácido sulfúrico. Calentado el cobre al rojo y el balón sirviendo de aspirador, el aire del exterior, penetrando a través de los tubos en U, en los cuales desprende el vapor de agua y el gas carbónico, llega al tubo de combustión, en donde el cobre se queda con el oxígeno, y por último al balón, en donde se recoge nitrógeno y pequeñísima cantidad de los gases raros. Pesando cuidadosamente el balón y los tubos antes de la operación y después, la diferencia indica en peso las cantidades que hay de cada gas: con lo cual se calcula la composición centesimal del aire.

Los resultados del análisis cuantitativo nos dicen que el oxígeno y el nitrógeno entran en una proporción que puede decirse constante: 76'8 partes en peso de nitrógeno y gases raros y 23,2 de oxígeno; nos dicen también que el vapor de agua y el gas carbónico se encuentran en proporciones variables: cambian según los días, las estaciones y, sobre todo, según el origen del aire analizado, a causa de que la respiración, la vida de las plantas, las combustiones, etc., alteran sus cantidades.

Para hallar la relación volumétrica entre el oxígeno y el nitrógeno en el aire *(análisis volumétrico)*, se toma un volumen determinado de aire (p. e., el de una probeta graduada de gases cerrada por el agua de la cuba hidroneumática) y se hace arder en él un pedacito de fósforo colocado en una capsulita de hierro (análogo fig. 60): el fósforo absorbe el oxígeno, y podemos anotar el volumen del gas nitrógeno, que es el que queda en la probeta.

Dicho análisis se logra también por el *pirogalato potásico* (que se obtiene mezclando ácido pirogálico y una disolución de potasa cáustica). En un tubo o en un frasco de volumen conocido, colóquese potasa cáustica, ácido pirogálico, ambos en disolución concentrada. Señálese el nivel del líquido. Cerrado el tubo o el frasco, agítese bien, y sin destaparlo colóquese invertido en agua. El volumen del aire encerrado disminuye: el pirogalato formado ha absorbido el oxígeno. Midiendo el volumen del nitrógeno que llena el recipiente, teniendo en cuenta el volumen del aire encerrado en él anteriormente, se calcula la composición volumétrica del aire.

Estos análisis prueban que el aire contiene en volumen: nitrógeno y gases raros del aire, 79 %; oxígeno, 21 %.

Contando al *argo*, uno de los gases raros de la atmósfera, análisis más detallados dan la siguiente composición ponderal y volumétrica del aire:

	Nitrógeno	Oxígeno	Argo
Ponderal:	75,5 %	23,2 %	1,3 %
Volumétrica:	78,06 %	21 %	0,94 %

Aire líquido.—El aire sometido a presiones elevadas y temperaturas muy bajas (pág. 55) puede, como todos los gases, liquidarse, transformándose en un líquido azul celeste.

El primero que consiguió liquidar el aire fué *Cailletet*, físico francés, en París en 1877.

En la actualidad se liquida industrialmente por los procedimientos del francés *Claude*, del suizo *Pictet* y del alemán *Linde*.

El *aparato de Linde* está basado en que el aire comprimido y refrigerado sufre un enfriamiento al distenderlo o expansionarlo; esta operación se repite hasta que la temperatura alcanzada es lo suficiente baja para obtener aire líquido.

El aire líquido obtenido es turbio por contener gas carbónico sólido; se le filtra y, clarificado, toma el color azul celeste.

El aire líquido se conserva en frascos de Dewar (fig. 36). Es un gran refrigerante. La carne y las flores introducidas en aire líquido se hacen tan duras, que pueden ser pulverizadas; y aplicando unas gotas sobre la piel, ésta pierde la elasticidad y se transforma en una lámina rígida como el hielo.

Una astilla encendida continúa ardiendo sumergida en aire líquido.

Mezclado el aire líquido con polvo de carbón o de madera, con petróleo, salvado o algodón, constituye un potente explosivo: la *oxiliquita*, con el cual se llena cartuchos que se hace estallar por la electricidad. Dicho explosivo ha de emplearse en seguida de preparado; en otro caso, se evapora el aire líquido y pierde su poder. Siempre que tenga que hacerse uso de grandes cantidades de aire líquido, debe poseerse un aparato para liquidarlo en el lugar donde debe aplicarse.

El aire líquido se evapora continuamente, (pág. 57), desprendiéndose primero el nitrógeno y luego oxígeno (*evaporación fraccionada*); de este modo se obtiene estos dos gases. Hay aparatos que liquidan el aire separando ya el oxígeno y el nitrógeno, que se recogen de nuevo gaseosos: hé aquí uno de los procedimientos industriales de obtención de oxígeno y nitrógeno puros.

Naturaleza del aire y su influjo en la Tierra.—El aire no es

una combinación, sino una mezcla (pág. 84), como demuestran los hechos siguientes:

Evaporación parcial del aire líquido en sus componentes: primero el nitrógeno, después el oxígeno, cosa que no ocurriría si fuese una combinación.

Por otra parte, si se encierra aire en un globo de caucho, y al cabo de cierto tiempo se analiza, se observa que el aire encerrado en él apenas tiene nitrógeno: éste, por difusión, ha atravesado las paredes del globo, separándose del oxígeno.

La difusión sigue la ley de *Graham*, físico y químico inglés, que dice: *la velocidad de difusión a través de un tabique poroso o de una misma abertura, está en razón inversa a la raíz cuadrada de las densidades de los gases.* De ahí que el nitrógeno del aire, por estar libre en él, se comporta al difundirse tal como corresponde a la relación de densidades entre él y el oxígeno; y como es menos denso, atraviesa el caucho con mayor velocidad y deja al oxígeno que se difunde con velocidad menor en el globo.

Otro de los hechos que prueban que el aire es una mezcla, es su comportamiento al disolverse en agua: cada gas se comporta como si estuviese solo, aislado.

Dalton ha encontrado que *al disolverse en un líquido una mezcla gaseosa, cada gas que la forma lo hace como si estuviera solo, según su coeficiente*; cosa que no sucede con un compuesto químico: éste se disuelve *todo* él según *su* correspondiente coeficiente, que no tiene que ver con el de las substancias que forman el compuesto.

El aire se comporta del modo indicado por dicha *ley de Dalton*: es, pues, una mezcla.

Además, si hacemos una mezcla de oxígeno y nitrógeno en la proporción que guardan en el aire, no se observa fenómeno alguno que nos indique haberse producido combinación: no hay desprendimiento de calor, ni cambios notables, y dicha mezcla tiene los caracteres del aire.

Por ser el aire una mezcla, sus acciones son las que le comunican los gases que la constituyen. Por su oxígeno, alimenta las combustiones, produce oxidaciones, permite la vida; para cuyo objeto el nitrógeno sirve de atenuante, ya que el oxígeno solo ejercería una acción demasiado intensa.

El nitrógeno de la atmósfera rara vez reacciona, a causa de

su poca actividad química con los cuerpos de la superficie de de la Tierra, y sirve, como hemos dicho, de atenuante a la acción del oxígeno.

Al hablar del anhídrido carbónico y de ciertos compuestos naturales, indicaremos la acción que ejerce el anhídrido carbónico de la atmósfera sobre la superficie de la tierra y sobre los seres que la habitan.

El vapor de agua que la atmósfera contiene actúa sobre los terrenos y rocas, contribuyendo, ayudado de las aguas y de los vientos, a la disgregación de las mismas.

Historia del aire.—Los primeros y pocos gases conocidos y vulgarmente diferenciados por *Van Helmont*, físico de Bruselas, fueron considerados como modificaciones del aire. Y hasta en el siglo siguiente (XVIII), en el cual fueron estudiados por *Cavendish*, *Priestley*, *Scheele*, *Lavoisier*, *Black*, tantos gases, éstos tomaron primeramente, según costumbre de la época, el nombre de aires: *aire fijo* o gas carbónico; *aire alcalino* o amoniaco; *aire mefítico* o *aire flogisticado* o nitrógeno; *aire desflogisticado*, *aire puro*, *aire vital* u oxígeno. *Lavoisier*, en 1774, separó el oxígeno del aire calentando durante días mercurio en una retorta de cuello largo y de doble curvadura, en comunicación con una campana llena de aire: el volumen del gas de la campana disminuyó quedando en él nitrógeno, y el mercurio dió óxido mercúrico, por su combinación con el oxígeno del aire de la campana. *Antonio Martí*, en 1790, presentó a la Real Academia de Ciencias y Artes de Barcelona, una memoria sobre análisis volumétricos del aire, con medidas muy exactas. Mas tardel o analizaron *Gay-Lussac* y *Humboldt*, y *Dumas* y *Boussingault*. En 1892-5, *Rayleigh* y *Ramsay*, físico y químico ingleses respectivamente, descubrieron en el aire una serie de gases: los *gases raros del aire* o el *grupo del argo*.

Dichos gases, en los análisis anteriores del aire, fueron obtenidos juntos con el nitrógeno, y su presencia fué supuesta porque aumentaban la densidad del nitrógeno extraido del aire.

121. Los gases raros del aire o grupo del argo (1).—Este grupo está constituído de los gases raros separados del aire atmosférico en 1892-5 por *Lord Rayleigh* y *Ramsay*: *argo*, A; *helio*, He; *neo*, Ne; *kripto*, Kr, y *xeno*, X.

Obtención.—El procedimiento seguido para su obtención es el siguiente: el nitrógeno atmosférico recogido en la experiencia de

(1) Aunque este grupo, atendiendo a la valencia, no debe estudiarse en el grupo del nitrógeno (elementos trivalentes), sino formando grupo aparte, es metódico hablar de él en el aire.

la fig. 61 se hace pasar a través de una espiral de magnesio al rojo, o de una mezcla de cal y magnesio en polvo: con esto es absorbido el nitrógeno, obteniéndose una mezcla en que predomina argo y cantidades pequeñísimas de los demás gases. Dicha mezcla se separa, refrigerándola por medio del aire líquido: quedan liquidados el argo, kripto y xeno, mientras que el helio y el neo permanecen disueltos en la citada mezcla liquidada de los tres gases. Quitando el refrigerante, aumenta la temperatura, y se desprenden de la mezcla el helio y el neo mezclados con gran cantidad de argo, que destila en seguida, quedando solo kripto y xeno. Por destilación fraccionada (pág. 54) se separan el argo, kripto y xeno; solo el helio y neo permanecen mezclados. Ambos se separan sometiéndolos a refrigeración por el hidrógeno líquido (a — 253°): el neo se congela y el helio se desprende gaseoso (1).

El helio fué descubierto en el Sol por *Lockyer*, astrónomo inglés, en 1868 por el análisis espectral. (Por este hecho, fué llamado helio). En 1895 fué aislado en la Tierra por *Ramsay*.

Propiedades.—Incoloros, sin sabor, ni olor. Propiedad característica es su inercia en combinarse con los demás elementos: no se ha encontrado compuesto alguno en que entren dichos gases: son, pues, inactivos, *inertes*, sin hábito de combinación. Por esto se les considera sin valencia, y forman el grupo de *elementos nulivalentes*. Son todos monoatómicos a cualquiera temperatura.

122. Utilización del nitrógeno atmosférico.—Abundando el nitrógeno en el aire, y empleándose los nitratos de sodio y de potasio, así como las sales amoniacales, para abonar las tierras, es natural que la industria se haya preocupado de utilizar este nitrógeno atmosférico para la fabricación de productos nitrogenados. Y más si se tiene en cuenta que en tiempo no muy lejano tendrán que suplir los yacimientos de los nitros de Chile y Perú, amenazados de agotamiento en un plazo no muy lejano

Estos métodos pueden reducirse principalmente a tres:

Método eléctrico.—Si en un tubo cerrado que contenga aire se hace saltar chispas eléctricas, se producen vapores rojos de peróxido de nitrógeno, y si este peróxido (NO_2) se disuelve en agua, produce ácido nítrico y óxido nítrico según indica la siguiente reacción: $3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$. Este hecho es la base de la industria del nitrógeno atmosférico. Para ello se emplea desde 1905 (procedimiento de los noruegos *Birkeland* y *Eyde*), grandes tambores llenos de aire; en esos tambores se hace saltar el *arco eléctrico* que, sometido a la acción de potentes imanes, toma la forma de

(1) W. Ramsay: *Química moderna. Teórica y sistemática*, 1912, págs. 237-9.

un ancho disco de dos metros de diámetro. El óxido nítrico y peróxido de nitrógeno formados, se hace llegar más tarde a la parte inferior de grandes torres de granito por las cuales cae agua que produce la reacción antes dicha y arrastra el ácido nítrico disuelto. El óxido nítrico que se produce al mismo tiempo, se transforma por el oxígeno del aire en peróxido de nitrógeno, que se emplea en la fabricación. El ácido nítrico se transforma en nitratos.

Las fábricas de utilización de nitrógeno atmosférico por la electricidad, por su enorme gasto de energía, solo pueden instalarse aprovechando la fuerza hidráulica. Por eso Noruega, por sus saltos de agua abundantes, ha instalado con éxito dicha fabricación. En nuestro país sería útil y de rendimientos dicha industria.

Método biológico.—*Hellriegel* y *Wilfarth* (1886) observaron que las legumbres tienen muchos productos nitrogenados y se desarrollan de un modo exhuberante, cuando poseen en sus raíces unas nudosidades formadas por grupos de bacterias que abundan esparcidas por el suelo, y sospecharon que esas bacterias eran la causa de tal desarrollo: esterilizando esas tierras, esto es, matando las bacterias que en ellas existían, las plantas crecieron desmedradas y raquíticas. Estas bacterias, que viven en las raíces de las leguminosas y a las cuales se les ha dado el nombre de *nitrobacterias*, son, pues, causa de la fertilidad del terreno; *fijan el nitrógeno de la atmósfera que necesitan para su vida, y lo ceden, en estado de productos nitrogenados, a las plantas que en aquéllos se cultivan.* (1)

Basada en estos hechos, fabrica la industria un producto, *la nitragina*, que no es otra cosa que *nitrobacterias* cultivadas artificialmente y que, incorporadas al suelo, aumentan su fertilidad.

Además de estas bacterias fijadoras del nitrógeno atmosférico, existen otras descubiertas por *Winogradsky*, (1891), con la propiedad de transformar el amoniaco y las sales amoniacales en nitritos y nitratos fácilmente asimilables por las plantas. Estas bacterias llamadas *nitrificantes* necesitan para su vida gran cantidad de aire y oxígeno; por esta razón parece muy útil abonar las tierras en que abundan, con bióxido de manganeso, substancia muy oxigenada.

Método químico.—El principal de los métodos químicos es el basado en la producción de un compuesto, *la calciocianamida*, $N \equiv C - N = Ca$, que se obtiene sometiendo a la acción del arco eléctrico en hornos a propósito una mezcla de óxido de calcio (cal viva), nitrógeno y carbón. (Procedimiento de *Frank* y *Caro*, practicado industrialmente, por vez primera, en Berlín, en 1903).

La calciocianamida tiene como abono gran poder fertilizante.

---

(1) En Lérida se está construyendo actualmente una gran fábrica (la primera en España) para utilizar el nitrógeno atmosférico por el método biológico.

§ 31. Fósforo

123. Fósforo, P.—Propiedades. La industria suele expender este elemento, con el cual se fabrica cerillas fosfóricas, al estado de cilindros sólidos, de color blanco amarillento, traslúcidos y con cierto aspecto de cera. Si cogemos con pinzas (produce quemaduras) un trozo de él y le ponemos en una cápsula con agua, podremos en ella cortarlo fácilmente con una navaja, ya que es una substancia blanda. Un pequeño trozo de los cortados, llevado rápidamente á un recipiente con sulfuro de carbono, se disuelve en él, y por evaporación del disolvente queda cristalizado en cristales del sistema cúbico, brillantes. Si en esta disolución de fósforo en sulfuro de carbono sumergimos un momento un papel de filtro y luego lo abandonamos sobre la mesa, el sulfuro se evapora rápidamente y el fósforo se enciende y produce el *fuego feniano.*

La misma combustión puede observarse si abandonamos un trozo de fósforo a la acción del aire: poco a poco comienza a emitir unos humos blanquecinos, y arde al fin con una luz brillante; la causa de esta combustión es que el fósforo se oxida a la temperatura ordinaria, y en la oxidación se produce calor en tal cantidad que llega a calentarle hasta su temperatura de combustión, 60°, a la cual se incendia. En la obscuridad emite ráfagas luminosas, a cuyo hecho debe el nombre que lleva, ya que fósforo significa *portador de luz.*

Funde bajo el agua a 44°, y es tan tóxico, que cuando se absorbe durante mucho tiempo sus vapores, se produce una caries de las mandíbulas llamada *necrósis fosfórica*, que frecuentemente suelen padecer los obreros de las fábricas de cerillas.

El antidoto del envenenamiento por el fósforo es el sulfato de cobre disuelto en agua al 2 por 100.

El fósforo tiene su principal aplicación en la fabricación de cerillas fosfóricas; y también a la preparación de productos químicos y en ciertas aleaciones metálicas. Como absorbe el oxígeno atmosférico, se emplea para obtener el ni-

trógeno necesario para preparar *aguas azoadas,* de propiedades medicinales.

Estados alotrópicos.—Por todas las razones anteriormente expuestas, a la clase de fósforo de que hablamos se le llama *fósforo vivo*, *fósforo amarillo* o *fósforo ordinario*, el cual tiene por fórmula P_4.

Expongamos a la acción de la luz del sol durante algún tiempo fósforo ordinario en un frasco con agua. El fósforo se recubre lentamente de unas costras rojas. Estas costras rojas, son de fósforo en un estado alotrópico distinto del ordinario no son solubles en sulfuro de carbono, ni venenosas; en el aire no se oxidan, ni emiten luz en la obscuridad; funden a una temperatura elevada, y su temperatura de combustión es 300°. A este estado alotrópico del fósforo se le llama *fósforo rojo*, y se obtiene calentando el fósforo ordinario en recipientes apropiados durante 8 ó 10 días fuera del contacto del aire. Si el fósforo ordinario se halla disuelto en *bromuro de fósforo* hervido, se transforma en rojo al cabo de 10 horas. La fórmula del fósforo rojo es P_8.

El fósforo rojo se emplea en la fabricación de las *cerillas de seguridad*, para evitar la toxicidad e incendio espontáneo de las cerillas de fósforo amarillo. Las cabezas de las cerillas de seguridad suelen estar formadas, entre otras fórmulas, de mezclas de fósforo rojo y bromuro de fósforo. También hay cerillas desprovistas de fósforo en su cabeza, que está formada de mezcla de clorato potásico, bárico y cúprico; pero tiene fósforo el frotador.

Fundiendo fósforo ordinario y plomo, al enfriarse la mezcla fundida podemos recoger el fósforo; pero ya no se encuentra en ninguna de las dos formas anteriores: está cristalizado, y tiene *brillo metálico* y tono violeta, casi negro; tiene poca actividad química y es tan poco fusible, que para conseguirlo hay que calentarlo a 620°. Este nuevo estado alotrópico recibe el nombre de *fósforo negro* o *fósforo de Hittorf*, y se le asigna la fórmula P_2.

Tanto el fósforo rojo como el negro, tienen menos fuerza de reacción que el ordinario. El fósforo vivo posee gran poder reductor.

El fósforo en la Tierra.—No se encuentra libre. Abundante en sus compuestos: los fosfatos, que constituyen minerales, forman parte capital de los huesos, y existen en los tejidos vegetales y animales y en sus secreciones.

Obtención del fósforo.—No suele obtenerse en el laboratorio. En la Industria se obtiene de los fosfatos, ya minerales, ya procedentes de los huesos. Estas substancias molidas se mezclan, en grandes recipientes, con ácido sulfúrico; los productos obtenidos se tratan luego por el calor y se calcinan con carbón: el fósforo puede ser recogido por destilación.

Las reacciones producidas son las siguientes:

Fost.to tricálcico + ác. sulfúrico = f. monocálcico + sulf.to cálcico

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = CaH_4(PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

El fosfato monocálcico obtenido, tratado por el calor, pierde agua, transformándose en metafosfato cálcico:

Fosfato monocálcico = metafosfato cálcico + agua

$$CaH_4(PO_4)_2 = Ca(PO_3)_2 + 2H_2O$$

Por la acción del carbón, este metafosfato da de nuevo fosfato tricálcico, óxido de carbono y fósforo:

$$Ca(PO_3)_2 + 10C = Ca_3(PO_4)_2 + 10CO + P_4$$

Modernamente se somete el fosfato de calcio empleado, mezclado con carbón, a la acción del horno eléctrico. El carbón se apodera del calcio y del oxígeno, y queda en libertad el fósforo.

Constantes.—Tri o pentavalente. Peso atómico, 31,04. Peso molecular (fósforo ordinario, P_4), 124,16. Densidad (fósforo ordinario), 1,83. Punto de fusión (fósforo ordinario), 44°,4. Punto de ebullición (fósforo ordinario), 287°.

Historia.—Fué descubierto por el alquimista alemán *Brandt* en 1669, al evaporar la orina, pretendiendo obtener la *piedra filosofal* (pág. 95). Poco tiempo después lo preparaban por igual procedimiento, (que Brandt guardaba secreto), *Kunkel* alemán y *Boyle*. Mas tarde (1755) *Scheele* lo obtuvo de los huesos.

124. Fosfamina, PH_3.—Se echa en un matraz con tubo ancho de desprendimiento, y cuyo extremo encorvado se introduce en un lebrillo con agua caliente, una disolución de potasa cáustica y trocitos de fósforo amarillo; se calienta el matraz colocado en una cacerola o cápsula grande con arena (*baño de arena*), y se observa que a través del agua se desprende un gas de olor fosforado, desagradable y venenoso, que llega a inflamarse pro-

duciendo humos blancos que ascienden en anchos anillos a gran altura. Es conveniente que el matraz se llene previamente de gas hidrógeno para que no se inflame el gas producido. Esta substancia gaseosa es la *fosfamina* o *hidrógeno fosforado gaseoso*, que no es inflamable espontáneamente, pero que casi siempre va acompañada de otra substancia, P_2H_4, ó hidrógeno fosforado líquido, que es el que determina su combustión. La reacción producida es la siguiente:

Fósforo + potasa + agua = fosfamina + hipofosfito potásico

$$P_4 + 3KOH + 3H_2O = PH_3 + 3KPH_2O_2$$

La fosfamina reacciona con los ácidos clorhídrico y bromhídrico, dando productos semejantes a las sales de amonio:

$$PH_3 + HCl = PH_4Cl$$

Por esta razón se admite la existencia de un radical monovalente PH_4, ó $-P\begin{matrix}H\\H\\H\\H\end{matrix}$ llamado *fosfonio*, parecido al amonio y constituyente, como aquél, de sales: el compuesto obtenido en la reacción anterior, PH_4Cl, es cloruro de fosfonio.

Además del hidrógeno fosforado gaseoso y del líquido, hay otro compuesto de fósforo e hidrógeno llamado *hidrógeno fosforado sólido*: P_4H_2.

125. Compuestos del fósforo con los halógenos.—Los principales son los del cloro. El *tricloruro de fósforo*, PCl_3, líquido incoloro, se combina con agua y da ácido clohídrico y ácido fosforoso. El *pentacloruro de fósforo*, PCl_5, sólido, de color amarillento. Ambos son fumantes y picantes. Encuentran aplicación en análisis químico por ceder su halógeno a ciertas substancias con las que reacciona: descubre el oxhidrilo, OH, en los compuestos de carbono.

§ 32. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del fósforo

126. Pentóxido de fósforo o anhídrido fosfórico, P_2O_5.—Al arder fósforo en el aire (pág. 197) o en un ambiente de oxigeno, se producen *humos* blancos formados de partículas sólidas de un compuesto de fósforo y oxígeno que al reaccionar con agua le comunica carácter ácido. Es, pues (pág. 156), un anhídrido, y se llama *pentóxido de fósforo*

o *anhídrido fosfórico*, de fórmula P_2O_5 ó $\begin{matrix} O= \\ O= \end{matrix}P - O - P\begin{matrix} =O \\ =O \end{matrix}$.

Esta substancia, por su avidez por el agua, se utiliza como desecante intensísimo y como deshidratante (pág. 206).

127. Acidos fosfóricos.—El nombre ácido fosfórico comprende tres ácidos que se obtienen por combinación del anhídrido fosfórico con determinadas cantidades de agua.

Acido ortofosfórico, H_3PO_4, que se obtiene disuelto, al disolverse el anhídrido fosfórico en agua: $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$. Se le llama, simplemente, *ácido fosfórico*. Es una substancia blanca, cristalina y muy soluble en agua. Es un acido *tribásico*, ya que sus tres H son sustituibles por metales, con formación de sales: los ortofosfatos, o *fosfatos* de aplicación en Agricultura como abonos, y en medicina. Dichos fosfatos son de varias clases según el número de H sustituídos. Los distintos *fosfatos de sodio*, p. e., partiendo de la fórmula de estructura del ácido ortofosfórico, $O = P\begin{matrix} OH \\ OH \\ OH \end{matrix}$, se representan por:

$O = P\begin{matrix} ONa \\ OH \\ OH \end{matrix}$ fosfato *mono*sódico; $O = P\begin{matrix} ONa \\ ONa \\ OH \end{matrix}$ fosfato *bi*sódico; $O = P\begin{matrix} ONa \\ ONa \\ ONa \end{matrix}$ fosfato *tri*sódico.

Partiendo de los fosfatos se obtiene el ácido fosfórico (ortofosfórico), calentando con ácido sulfúrico diluído el mineral llamado *fosforita* (fosfato cálcico). Se evapora la disolución y se depositan cristales de ácido fosfórico.

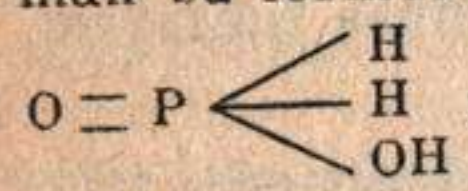
Acido metafosfórico, HPO_3.—Se obtiene mezclando el anhídrido fosfórico con agua en la proporción indicada por la ecuación $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$; o calentando *intensamente* el ácido ortofosfórico (con ello una molécula de H_3PO_4 pierde otra de H_2O). Sólido de aspecto vítreo; en disolución acuosa se transforma al cabo de algún tiempo en ácido ortofosfórico. Sus sales son los *metafosfatos*.

Acido pirofosfórico, $H_4P_2O_7$.—Calentando, todo lo más a unos *250°*, el ácido ortofosfórico, se obtiene el *pirofosfórico*, por pérdida entre

dos moléculas de H_3PO_4 de una de H_2O. Es sólido, y sus disoluciones, aunque lentamente, se transforman en ácido ortofosfórico. Es tretrabásico, ya que sus cuatro H son sustituíbles por metales, para dar sales: los *pirofosfatos*.

Reconocimiento de ortofosfatos.—Tratados con cloruro bárico dan precipitado soluble en los ácidos; con nitrato de plata, precipitado amarillo; con molibdato amónico en disolución nítrica, precipitado amarillo.

128. Otros ácidos del fósforo. Acido hipofosforoso, H_3PO_2.—Substancia sólida blanca, de gran poder reductor. Aunque por su fórmula pudiera parecernos tribásico, es, no obstante, *monobásico*, porque de sus tres H, solo uno puede ser sustituido por un metal, para producir sales: los *hipofosfitos*, de gran aplicación en medicina. La basicidad de un oxácido se hace visible teóricamente por los oxhidrilos (de ahí el nombre basicidad) que forman su fórmula de estructura. La del ácido hipofosforoso es:



; tiene un OH, y es *mono*básico. El H oxhidrílico, unido directamente a O, es el sustituíble por los metales. (1)

El nombre de ácido monobásico, bibásico, etc. también se aplica, como hemos visto, a los hidrácidos, en los cuales no son posibles los oxhidrilos.

Acido fósforoso, H_3PO_3.—Es también una substancia blanca, de poder reductor, ávida del agua. Es *bibásico*: tiene dos H sustituibles por metales, con formación de sales: los *fosfitos*.

§ 33. Arsénico

129. Arsénico, As.—Obtención. Arrojando sobre carbones encendidos el polvo blanco que por su uso es conocido con el nombre de *mata ratones (anhídrido arsenioso)*, se produce un olor a ajos característico. La substancia que produce este olor es un elemento llamado *arsénico*.

Esta misma experiencia puede repetirse utilizando un tubo

(1) La fórmula de estructura se descubre atendiendo al modo de reaccionar de la substancia: a veces no basta una sola fórmula de estructura para explicarnos todas las reacciones de una substancia.

afilado y cerrado por un extremo, en el cual se coloca una porción del polvo blanco que utilizamos anteriormente; sobre él se pone un trocito de carbón. Calentando, el carbón se pone al rojo, y el anhídrido arsenioso (compuesto de oxígeno y arsénico) es reducido por el carbón, y abandona el arsénico, que se deposita sublimado en forma de un *espejo* metálico y brillante en las paredes frías del tubo.

Propiedades.—La experiencia anterior nos muestra que el *arsénico es fácilmente sublimable*; por esto, acercando la lámpara al *espejo de arsénico* obtenido, éste desaparece del punto donde se encuentra, y se forma en otro lugar frío. Calentando el arsénico en el aire, arde (a 180°) como lo hacía el fósforo, produciendo *humos* blancos de anhídrido arsenioso As_2O_3.

El arsénico no es casi venenoso; pero sus compuestos lo son intensamente, hasta el punto de que algunos químicos han muerto al hacer el estudio de ellos.

El arsénico tiene muy pocas aplicaciones. Actualmente solo se le emplea en las fábricas de perdigones de caza.

Estados alotrópicos.—Calentando una mezcla de anhídrido arsenioso y polvo de zinc en una atmósfera de anhídrido carbónico y en la obscuridad, se obtiene *arsénico amarillo*, muy soluble en sulfuro de carbono, mal conductor de la electricidad, y cristalizado. Si se deja evaporar a la acción de la luz una gota de la disolución del arsénico amarillo en sulfuro de carbono, el arsénico se deposita, pero no en la forma anterior, sino constituyendo una masa negra: el *arsénico gris*, de fórmula As_2 Y este arsénico gris calentado a 300° se transforma en otra variedad llamada *arsénico metálico*, de molécula monotómica, As.

Además de estas tres variedades, se conoce otra *negra* de fórmula As_8.

El arsénico en la Tierra.—Libre, constituye un mineral gris metálico, que en España existe en Asturias. Combinado, forma parte de algunos sulfuros naturales; y en disolución, se halla en algunas aguas, sobre todo en las ferruginosas.

Constantes.—Tri o pentavalente. Peso atómico, 74,96. Peso molecular (variedad ordinaria), 299,84 (fórmula As_4). Densidad (v. ord.), 5,72. Punto de sublimación (v. ord.), 450°. Punto de fusión (v. ord.), 500°.

Historia.—*Alberto el Grande* preparó arsénico libre. Algunos compuestos arsenicales naturales son conocidos desde muy antiguo.

130. Hidrógeno arseniado o arsenamina, AsH_3.—Si al obtener hidrógeno por la acción del zinc y el ácido sulfúrico (pág. 120) ponemos en el interior del frasco un compuesto de arsénico, el hidrógeno desprendido tiene olor aliáceo, a causa de que va acompañado de una substancia gaseosa: la *arsenamina*. Aplicando una cerilla al extremo del tubo afilado de desprendimiento, observaremos que se producen humos blancos a causa de que la arsenamina producida arde también. Pero si cortamos la llama con una cápsula fría, entonces el arsénico de la arsenamina que sale por el tubo se desprende, depositándose en manchas obscuras en la cápsula. Fundados en esta propiedad, podemos hacer la investigación del arsénico cuando sospechemos su existencia en un producto. Para tal fin, suelen utilizarse aparatos como el de *Marsh* (Fig. 63): en el frasco se coloca trozos de zinc puro, agua y la substancia procedente de un envenenamiento o de otro origen en la cual se sospeche que hay arsénico. Al añadir ácido *sulfúrico purísimo*, por el tubo de desprendimiento sale el hidrógeno, que se seca haciéndolo pasar por un tubo en U con cloruro de calcio; se enciende el hidrógeno que se desprende.

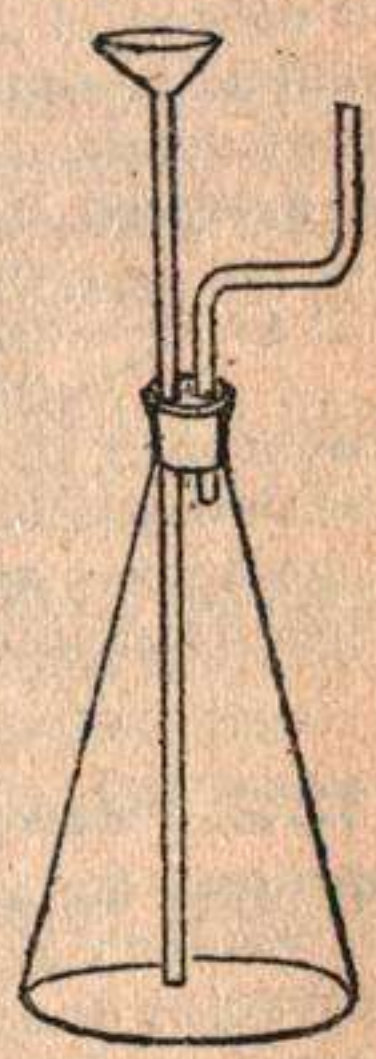


Fig. 63.

Si en la substancia hubiese arsénico, se produciría, como antes, arsenamina, que al arder daría humos blancos (*anhídrido arsenioso*); al cortar la llama con una cápsula fría se producen manchas, y pueden éstas ser fácilmente reconocidas: si son de arsénico, tratadas con una gota de ácido nítrico y evaporando luego a sequedad, darán, al añadir un poco de solución de nitrato de plata, color rojo ladrillo, sobre todo si acercamos a ellas el tapón de un frasco con amoniaco.

131. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del arsénico. Anhídrido arsenioso. As_2O_3 ó As_4O_6.—Al arder el arsénico en el aire, hemos ya dicho que se producen humos blancos de anhídrido arsenioso; que también se llama *arsénico blanco* y *harina de arsénico*. Esta substancia es sólida, blanca, sublimable; se disuelve un poco en el agua a la cual comunica reacción débilmente ácida.

Es muy tóxica y a causa de ello se emplea criminalmente para

producir envenenamientos. Solo 0,1 ó 0,2 gr. en disolución pueden matar a un hombre. El envenenamiento por el arsénico y sus compuestos, puede combatirse por magnesia calcinada, en agua; hidrato férrico en agua, y otras substancias; pero es muy difícil evitar la muerte de la persona atacada. En cambio, los compuestos de arsénico en pequeñísima cantidad se emplean en medicina, como reconstituyente y para el engorde de animales domésticos.

El anhídrido arsenioso, además, tiene aplicación en la fabricación de colores; en el estampado del algodón.

Acido arsenioso, H_3AsO_3.—Engendrado, tal vez al disolverse en agua el anhídrido arsenioso; pero no se ha podido obtener libre. Su fórmula desarrollada es $As \begin{cases} OH \\ OH \\ OH \end{cases}$; es, pues, un ácido tribásico que por substitución de su hidrógeno por los metales produce sales: los ***arsenitos***, sales que son muy venenosas.

Anhídrido arsénico, As_2O_5, **y ácido arsénico,** H_3AsO_4.—Calentando con ácido nítrico el anhídrido arsenioso, se transformará éste en un compuesto sólido, ***anhídrido arsénico***, que se disuelve en el agua, produciendo con ella una substancia de reacción ácida: el ***ácido arsénico***. La fórmula desarrollada de este compuesto es $O{=}As \begin{cases} OH \\ OH \\ OH \end{cases}$; es, pues, tribásico; sus sales son los ***arseniatos***, venenosos y de aplicaciones análogas a los arsenitos. El ácido arsénico, análogamente al ortofosfórico, produce, deshidratándose, los ácidos *meta y piro arsénicos* de fórmula $HAsO_3$ y $H_4As_2O_7$, respectivamente.

132. Compuestos del arsénico con el azufre y los halógenos.—En la naturaleza hay dos minerales compuestos solo de arsénico y azufre: el *rejalgar* o *bisulfuro de arsénico*, As_2S_2, de color rojo y de aplicación en la fabricación de fuegos artificiales, y el *oropimente* o *trisulfuro de arsénico*, As_2S_3, de color amarillo de oro, que se emplea en la fabricación de colores y en peleteria.

El *pentasulfuro de arsénico*, As_2S_5, encuentra aplicación en análisis químico.

El *tricloruro de arsénico*, $AsCl_3$, líquido que da humos al aire, tiene aplicaciones industriales para la limpieza de ciertos ácidos.

§ 34. Antimonio

133. Antimonio, Sb.—**Obtención.** Colocando en un crisol pequeñas porciones de un mineral blando y gris metálico llamado

antimonita o *estibina* y mezclándolas con limaduras de hierro; al calentar fuertemente la mezcla aparecen en el fondo del crisol una substancia fundida y una escoria flotando sobre él. La escoria es sulfuro de hierro, y la substancia fundida que no se parece a ninguna de los estudiados, es un elemento llamado *antimonio*.

Propiedades.—Tiene carácter metálico, por su brillo y otras propiedades, como sucede también con el arsénico; pero lo mismo que este, por su comportamiento químico se relaciona con el fósforo. El antimonio no es dúctil, esto es, no se le puede estirar en alambres, propiedad que le separa de los metales, ya que casi todos ellos son dúctiles en alto grado.

Mezclado principalmente con plomo, constituye la aleación de los *tipos de imprenta*: ligado con el estaño, forma el *metal inglés*, metal blanco con el que se construye cucharas y utensilios diversos.

Como el antimonio pulverizado se adhiere fácilmente a los cuerpos, se le emplea para recubrir estatuas de yeso, a las cuales da aspecto de bronce.

Estados alotrópicos.—Además del antimonio ordinario, hay el *antimonio amarillo* soluble en sulfuro de carbono y de fórmula Sb_4. La variedad *antimonio negro*, Sb_2, y la *variedad metálica* Sb. Existe, además de estas, otra *variedad explosiva* de difícil manejo.

El antimonio en la Tierra.—Existe libre en pocas cantidades. Combinado existe en la antimonita y en otros compuestos con el azufre y el arsénico.

Constantes.—Tri o pentavalente. Peso atómico, 120,2. Peso molecular, apróximadamente 290. (Intermedio de fórmulas Sb_4 y Sb, correspondientes a la mezcla de moléculas de ambas clases que constituyen el vapor de la variedad ordinaria). Densidad, 6,69. Punto de fusión, 629°,2. Punto de ebullición, 1460°.

Historia.—Conocido ya por los *caldeos*. Fué llamado *Stibium* por *Plinio*.

134. Hidrógeno antimoniado o estibamina, SbH_3.—Al repetir con un compuesto de antimonio la misma experiencia (pág. 223) que hicimos con el arsénico, se obtiene una substancia gaseosa, la *estibamina*, de propiedades semejantes a la arsenamina: arde como ella, da vapores de óxido de antimonio y produce manchas sobre la cápsula fría, insolubles en hipoclorito de sodio: sirve, pues, para investigar el antimonio en los compuestos.

135. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del antimonio. Oxido de antimonio, Sb_4O_6.—Tratando polvo de antimonio con ácido nítrico diluido y calentando, se obtiene una substancia blanca en polvo, insoluble en agua: el *óxido de antimonio*, que también se encuentra en la naturaleza.

Hidrato de antimonio, $Sb(HO)_3$.—Llamado también *ácido ortoantimonioso*, al que corresponden las sales *antimonitos*. Forma también sales con los ácidos, y pierde con facilidad agua transformándose en *ácido metaantimonioso*. Tratando el hidrato de antimonio con disolución de sosa, da las sales del ácido anterior: los *metaantimonitos*.

Pentóxido de antimonio, Sb_2O_5.—Calentando el antimonio con ácido nítrico fumante, se obtiene dicho compuesto, sólido y de color amarillo claro.

Acido antimónico, H_3SbO_4.—Polvo blanco muy poco soluble en agua Es tribásico, y sus sales son los *antimoniatos*. Por pérdida de agua, da los ácidos *metaantimónico* $HSbO_3$ y *piroantimónico* $H_4Sb_2O_7$.

136. Compuestos de antimonio con el azufre y los halógenos.—El mineral llamado antimonita o estibina que se presenta en masas grises fibrosas, laminares, y que funde a la llama de una bujía, es el *trisulfuro de antimonio*, Sb_2S_3. En España existe estibina en las provincias de Ciudad-Real y Zamora. De ella se obtiene el antimonio. El trisulfuro de antimonio obtenido artificialmente es un polvo rojo amorfo. Calentando estibina sometida a corriente de aire y vapor de agua, se obtiene el *cinabrio de antimonio*, colorante rojo.

El *pentasulfuro de antimonio*, Sb_2S_5, polvo anaranjado, se emplea en las fábricas de fósforos y para colorear al caucho.

El *tricloruro de antimonio*, $SbCl_3$, o *manteca de antimonio*, que es sólido, de aspecto de manteca y fuerte veneno, y el *pentacloruro de antimonio*, $SbCl_5$, tienen aplicación en la química del carbono.

El *fluoruro de antimonio*, SbF_3, se emplea en la industria del algodón.

§ 35. Boro

137. Boro B. Propiedades.—Por su valencia está unido a los elementos del grupo del nitrógeno. Se presenta en polvo negruzco y amorfo que cuando está dividido absorbe gran número de gases y produce acciones catalíticas como el platino.

Parece que hay otra variedad cristalizada, amarillenta, muy dura. No existe libre en la Tierra; sí combinado, constituyendo el ácido bórico o sasolita. boracita y otros minerales.

Se obtiene el boro fundiendo en un crisol y a una temperatura elevada *borax* o ácido bórico con magnesio.

Constantes.—Tri o pentavalente. Peso atómico, 11. Peso molecular, 22 (B_2). Densidad, 2,45. Punto de fusión, 2000-2500°.

Historia.—Fué obtenido por *Davy, Thénard* y *Gay-Lussac* en 1807. La variedad considerada como cristalina (que alguien tiene hoy por una combinación del boro con el aluminio), fué obtenida por *Claire-Deville* y por *Wöhler*, químico alemán.

138. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del boro. Anhídrido bórico, B_2O_3.—Se forma al arder a 300° boro en el oxígeno. Es una substancia amorfa y dura que con agua produce *ácido bórico*: $B_2O_3 + 3H_2O = 2B(OH)_3$.

Acido bórico, $B(OH)_3$.—Se desprende en los gases de las fumarolas mezclado con agua (este ácido tiene la propiedad de volatilizarse en el vapor de agua). El ácido bórico, sólido, forma el mineral llamado *sasolita*. Se presenta en escamas blancas, solubles en agua caliente e insolubles casi en agua fría. Se obtiene condensando los vapores de las fumarolas en balsas de agua, que es calentada por los mismos gases desprendidos de la fumarola. Enfriada el agua, se deposita el ácido. Es muy utilizado en Medicina como antiséptico, en la conservación de alimentos y en la confección de bujías. Sus sales son los *boratos*.

Acido metabórico, BO_2H.—Sus sales son los *metaboratos*.

Acido tetrabórico, $B_4O_7H_2$.—Da sales, los *tetraboratos*.

Acido perbórico, BO_3H.—Este ácido no es conocido, pero sus sales, los perboratos, son muy empleados por producir desprendimiento de oxígeno y agua oxigenada.

CAPITULO XII

GRUPO DEL CARBONO

§ 36. La Química del carbono

139. La llamada Química orgánica.—Hasta la primera mitad del siglo pasado, se creyó que los compuestos de carbono, excepto los carbonatos metálicos, solo podían ser producidos por una *fuerza vital* de los seres orgánicos. Por esto a su estudio se le denominó *Química orgánica*; y, en contraposición, *Química mineral* al estudio de los compuestos minerales, que son los restantes. Pero este nombre fué impropio desde que se descubrió que gran número de compuestos que hasta entonces se creía que solo podían ser producidos por los seres vivos, eran obtenidos en los laboratorios por síntesis (pág. 80).

El nombre *Química orgánica* no debe conservarse desde 1828 en que *Wöhler*, por síntesis, obtenía la *urea*, compuesto que existe en la orina; y principalmente desde que *Berthelot*, el gran químico de la *síntesis orgánica*, publicó en 1860 su obra *La Chimie organique fondée sur la synthèse*. Por esto hoy se denomina a la química orgánica, *Química del carbono*.

El estudio de los compuestos de carbono fué ya separado de la química mineral a mediados del siglo XVII.

Actualmente se calcula en más de 150.000 el número de compuestos de carbono bien conocidos. Estos compuestos están formados en su mayoría por cuatro elementos cuando más: C, O, H y N, aunque todos los demás pueden entrar en los

compuestos de carbono. «Combinando estos pocos elementos, por métodos maravillosos, se obtiene estos compuestos, análogamente a como el arquitecto con los mismos ladrillos construye los más variados edificios». (1)

Por el gran número de compuestos y métodos de investigación propios, en los estudios superiores la Química del carbono debe ser estudiada aparte; pero, en un manual, es pedagógico y científico incluir dicho estudio entre los grupos de los restantes elementos.

§ 37. Carbono

140. Carbono, C.—Los carbones, que todos conocemos, están constituidos en su mayor parte de carbono; también tienen carbono, como antes se ha dicho, las substancias vivas y la mayoría de las substancias producidas por los seres organizados: p. e., el azúcar. Para convencernos de ello, basta que rociemos con ácido sulfúrico unos pedacitos de azúcar, colocados en una cápsula: al calentarla, el azúcar se transforma en una masa negruzca. Esta substancia negra, inatacable por ácidos y bases, que arde a gran temperatura, es *carbono*, casi puro. (2)

El carbono que forma parte del azúcar y el de la mayoría de las substancias llamadas orgánicas, puede obtenerse fácilmente, con solo someter dichas substancias a temperaturas elevadas fuera del contacto del aire, para que el carbón no entre en combustión.

Carbón de madera o carbón vegetal.—Las maderas se hallan formadas de distintos compuestos de carbono principalmente con el oxígeno, nitrógeno, hidrógeno; agua y algunas substancias minerales que quedan, al quemarlas, formando las cenizas. Calcinando estas maderas fuera del contacto del aire, pierden primero el agua libre que contienen, después las

(1) E. Fischer. *Neuere Erfolge und Probleme der Chemie*, 1911, pág. 17.

(2) Carbono puro, pero no cristalizado, se obtiene haciendo pasar cloro a través de un tubo con polvo de carbón ordinario, que se calienta hasta el rojo.

substancias volátiles y dejan al fin, como residuo, una masa negra formada por carbono y substancias minerales, que constituye el *carbón de leña*, de mucha aplicación en los usos domésticos e industriales.

Puede hacerse la carbonización de estas maderas de dos modos: con los leños verticales se forma montones que tienen la forma de un tronco de cono; en el centro de esas pilas se deja un espacio vacío que hace el oficio de chimenea, y en la parte inferior se abre orificios distintos para la entrada del aire indispensable. Recubierta la pila de tierra y hojas secas, se la prende fuego por la chimenea; y al cabo de algunas semanas, cuando ya el humo que sale es azulino, se recubre de tierra húmeda; se deja enfriar los montones 24 horas; se deshacen más tarde, y se recoge el carbón formado. Por este método solamente se obtiene un 15 ó 18 % de carbón; y además se pierden todos los productos volátiles que se desprenden de la *carbonera*, y que pueden ser utilizables en la industria.

El segundo método, que produce mayor rendimiento, consiste en colocar los leños en grandes retortas de hierro calentadas al rojo, en comunicación con recipientes apropiados. Los productos volátiles desprendidos (como alcohol de madera, ácido acético o del vinagre y acetona) son recogidos en dichos recipientes; los gases producidos se utilizan para alumbrado o combustiones, y en las retortas queda una cantidad de carbón mayor que la obtenida siguiendo el método primero: 30 %. No solamente de la madera puede obtenerse carbón. Poniendo azúcar en un crisol bien cerrado y sometiéndole a una elevada temperatura, queda en el interior del crisol un residuo de carbón bastante puro, negro brillante y esponjoso al cual se llama *carbón de azúcar*.

Carbón animal.—Es el procedente de las substancias animales. Se le obtiene poniendo pedazos de sangre, piel, huesos, etc., en recipientes de hierro cerrados y sometidos a grandes temperaturas. En estas condiciones se queman incompletamente las substancias orgánicas que las forman, y si se trata de huesos, queda el carbón muy dividido interpuesto en la masa de fosfato y carbonato de que están constituídos. Estos

fosfatos y carbonatos con el carbón interpuesto, suelen pulverizarse para así facilitar su manejo.

Los carbones animales siempre contienen algunas porciones de compuestos nitrogenados.

Negro de humo.—Es un carbón pulverulento, fino, muy puro, que se obtiene por combustión incompleta de substancias ricas en carbono, como el alquitrán, el aceite de trementina, etc.. Tiene aplicación en la preparación de betunes, barnices, tintas negras de imprenta, pinturas. La *tinta china* se prepara con negro de humo y permanece inalterable por ser el carbón, como hemos dicho, inatacable por muchas substancias que atacan las tintas ordinarias a base de compuestos de hierro.

Carbones minerales.—En el interior de los terrenos existen grandes yacimientos de carbón mineral o de piedra procedente de la transformación de los vegetales que poblaron la tierra en anteriores épocas geológicas. La mayor parte del carbón se debe a árboles ribereños, acuáticos; quizá, también, a algas. Dichos árboles, sin ser desplazados, o bien arrastrados por las aguas y conducidos macerados hacia lagos y mares, se han transformado por efecto de cataclismos geológicos y por el calor terrestre, ayudados también por microorganismos, como el *Micrococcus carbo* y el *Micrococcus petrolei*, en lo que llamamos carbón mineral, vulgarmente carbón de piedra. En dichos carbones, aun puede observarse a simple vista o con auxilio del microscopio, restos de estructura vegetal.

Hay principalmente cuatro clases de carbones minerales, que contienen distinta riqueza en carbono: *turba*, *lignito*, *hulla* y *antracita*. Aunque geológicamente considerados tienen edad decreciente, el uno no se ha formado del otro, sino que cada uno de ellos tiene origen particular.

Turba.—De formación reciente y actual, en la cual el proceso de carbonización no está muy adelantado: en ella se distingue bien la estructura fibrosa-hojosa de los vegetales de que procede. Es muy absorbente. Se le emplea como combustible y en la fabricación de cartón y ciertos tejidos. En España la hay en la desembocadura del Ebro y en las provincias de Madrid, Valencia, Castellón. En Alemania, Holanda, Austria, Francia, Inglaterra y Rusia, existen grandes yacimientos.

Lignito.—El proceso de carbonización en él está más avanzado que en la turba. En el lignito también se distingue como en aquélla la estructura fibrosa de las maderas; pero este carbón es más negro que la turba y más rico en carbono. Se utiliza como combustible. A veces se presenta tan compacto que es susceptible de pulimentarse: ¡esta variedad de lignito, dura, negra y pulimentable» es el *azabache*, que se emplea para objetos de adorno. En España existe lignito principalmente en Utrillas (Teruel). Abunda en Bohemia y Sajonia.

Hulla.—No se distingue en ella, como en el lignito y en la turba, la estructura fibrosa de las plantas que la originaron. Es mucho más rica en carbono que las precedentes y de una formación más antigua. Abunda en España (Asturias, León, Palencia, Córdoba» Gerona, Ciudad Real, Badajoz) y en Inglaterra, Alemania, Francia, E.E. U.U., China y Bélgica.

Hay *hulla grasa* y *hulla seca*; la primera es más rica en productos amoniacales (pág. 203), alquitrán y, otras substancias; por lo cual se le emplea en la obtención del gas del alumbrado y amoniaco. Ambas arden bien.

La *hulla puede distinguirse fácilmente del lignito* porque un trozo de lignito calentado en un tubo de ensayo desprende gases que enrojecen el papel de tornasol; mientras que la hulla produce gases de reacción alcalina que le azulean. También puede utilizarse para su reconocimiento la *reacción de Donath*: poniendo en un tubo de ensayo unos trocitos de lignito y añadiéndoles ácido nítrico diluído y caliente, éste se tiñe de un color rojizo, mientras la hulla no es capaz de producir tal reacción.

Antracita.—El carbón de formación más antigua, y por tanto el más rico en carbono. Se presenta en una masa negra, brillante, de lustre casi metálico y dura; de fractura laminar o concoidea. Arde con poca llama. La antracita es, de todos los carbones descritos, el más apreciado en la industria por razón de su riqueza en carbono; lo mismo que todos los anteriores, se emplea como combustible. En España existe en Asturias y en la provincia de Lérida. Abunda en Inglaterra, América del Norte y China.

Composición de los carbones minerales

	Turba	Lignito	Hulla	Antracita
Carbono:	60 %	70 %	82 %	94 %
Hidrógeno:	6	5	5	3
Oxígeno:	32	24	12	3
Nitrógeno:	2	1	1	residuos

Carbón de cok.—La hulla y los demás carbones fósiles pueden ser sometidos a una serie de operaciones que les hagan perder los productos volátiles, dejando como residuo un carbón rico en carbono: el carbón de cok.

El *cok*, carbón duro, de brillo metálico, que arde difícilmente, se obtiene de la hulla puesta en grandes montones, como se hacía con los leños, recubierta de tierra y sometida a una combustión incompleta. Este método de fabricación del cok ha sido hoy substituído por el de la destilación seca de la hulla: se coloca ésta en grandes retortas u hornos; se calienta hasta una temperatura elevada, y se desprenden de ella gas del alumbrado, amoniaco y alquitrán, que son recogidos en recipientes a propósito, y queda en las retortas el cok, que hoy posee aplicaciones industriales: entre ellas, en la producción del *gas pobre* o *gas de agua* y en la extracción del hierro.

Carbones aglomerados.—El polvo de carbón de las minas, o sus trozos menudos se mezclan, para aprovecharlo, con una substancia aglutinante o cola y se les comprime en moldes de variadas formas, quedando *aglomerado* el polvo de carbón en ovoides, adobes o briquetas, que es como se consumen en las máquinas de los trenes o en las estufas de calefacción.

Algunas propiedades de los carbones. *Poder absorbente de los carbones animales y vegetales.*—Tomemos una campana llena de gas amoniaco o clorhídrico invertida sobre un vaso con mercurio; al introducir en ella un trozo de carbón de madera, que hemos tenido la precaución de poner previamente al rojo y apagarlo luego en mercurio, se observa que el nivel del líquido en la campana asciende rápidamente, prueba de la existencia de la absorción del gas.

Estos carbones absorben también las substancias olorosas y el vapor de agua, produciéndose en las absorciones una cantidad tan grande de calor, que a veces, sobre todo si el carbón es pulverulento, arde espontáneamente; es, pues, entonces pirofórico (pág. 154). Parece que posee, acaso por esta propiedad de absorber gases, un gran poder antiséptico, y a causa de ello suele utilizarse como purificador de las aguas; para lo cual, o se filtra éstas a través de filtros de carbón, o se pone trozos de dicha substancia flotando en dicho líquido, o se conserva las aguas en toneles de madera cuyo interior se ha carbonizado.

Poder decolorante.—Agregando a disoluciones de añil, vino tinto, etc., polvo de carbón animal, sobre todo *carbón de hue-*

sos, al filtrar esos líquidos, salen completamente incoloros a causa de que el carbón ha absorbido sus materias colorantes.

Debido a esta propiedad, se emplea el carbón animal en las refinerías de azúcar, para decolorar los jarabes, y en las fábricas de alcohol.

Poder reductor.—Por robar oxígeno a las substancias, todos los carbones tienen enorme aplicación como substancias reductoras en la industria de extracción de los metales; sobre todo en la del hierro.

El grafito y el diamante.—El carbono de los carbones, ya los procedentes de una producción industrial o los que existen en la naturaleza, como el carbon mineral, se presenta en estado *amorfo*. Pero en la naturaleza existe una substancia negra, untuosa al tacto, blanda hasta el punto de poderse rayar con la uña, y cristalizada en escamas exagonales: es una variedad de *carbono cristalizado* a la cual se denomina *grafito*. Este grafito, como todos los carbones, resiste la acción de los ácidos y bases: solamente la mezcla en caliente de ácido nítrico fumante y clorato potásico, le ataca y le transforma en una substancia amarillenta llamada *ácido grafítico*; reacción por la cual se reconoce al grafito (reacción de *Brody*).

La industria utiliza el grafito en la fabricación de lápices. Para ello se lava el grafito y se mezcla después con arcilla; la masa resultante se comprime, se moldea en forma de barritas, se deseca y se la somete durante bastante tiempo a temperaratura elevada. De este modo, se hace lo suficientemente dura para poder ser usada en los lápices. La dureza de la *mina* del lápiz depende de la cantidad de arcilla que constituye la mezcla.

También se emplea el grafito para fabricar crisoles, porque resiste muy bien la acción del calor; al estado pulverulento, se le utiliza para recubrir los objetos de hierro y preservarles de la acción de la humedad, y mezclado con sebo, como lubrificante.

Los yacimientos más importantes de grafito son los de Siberia, Rusia, EE. UU., Perú, Chile, Austria. En España los tenemos en Marbella (Málaga), alrededores de Barcelona, Pirineos.

El grafito no es la sola variedad cristalizada del carbono. En India, Montes Urales, Sur de Africa, Brasil y Borneo se halla, generalmente en granos, una variedad de carbono: cristalizada en el sistema regular, con las caras algo curvas; transparente e incolora y que sometida a una temperatura elevadísima arde con brillo muy vivo, produciendo gas carbónico sin dejar cenizas: es carbono puro, llamado *diamante*.

El diamante que se encuentra en la naturaleza tiene materias diversas adheridas a su superficie y es sometido por la industria a una operación, llamada *talla*, que consiste en privarla de esas materias adheridas y en pulimentar las caras de sus cristales. Para ello se utiliza polvo de diamante mezclado con substancias grasas; la mezcla se coloca en discos de acero, con los cuales se frota el diamante imprimiéndoles un rápido movimiento de rotación. Estos diamantes tallados adquieren gran valor en joyería porque producen descomposiciones de luz, que dan al diamante hermoso aspecto.

Suele ser tallado el diamante en las formas *rosa* y *brillante*. Los diamantes rosa son botones de base plana cuya cúpula presenta facetas triangulares e iguales. Los brillantes tienen en su parte superior una ancha cara, generalmente octogonal, rodeada de facetas triangulares o rómbicas, y está terminado en su parte inferior por una pirámida guarnecida de facetas también. Las hermosas coloraciones azul, rosa o negro que dan gran valor al diamante proceden de substancias interpuestas en su masa.

Para pesar los diamantes, suele utilizarse una unidad llamada *quilate*, que equivale próximamente a 205 miligramos.

El diamante es la más dura de todas las substancias conocidas: raya a las demás, y por eso se la utiliza mucho para cortar el vidrio, para perforar rocas en las minas y en los túneles. Para estos últimos usos, suele emplearse diamantes de poco valor por estar cargado de restos orgánicos, que se encuentran en la naturaleza en masas a veces del tamaño del puño, de color negro, y al que se denomina *diamante carbonado*.

Producción artificial del grafito y del diamante.—Como el carbono no se disuelve en ninguna substancia líquida conocida, y como además no se ha podido aún alcanzar una tem-

peratura suficiente para fundirla (funde alrededor de 3.500°), de aquí la dificultad con que nos encontramos para producir su cristalización (págs. 45 y 64). Sin embargo, sometiendo el carbón amorfo a temperatura muy elevada, el carbón se transforma poco a poco en la variedad cristalizada grafito. Industrialmente se obtiene grafito puro, destilando *carborundo* (compuesto de carbono y silicio) en hornos eléctricos: el silicio se volatiliza y el carbono queda en estado de grafito. En el Niágara se fabrica grandes cantidades de grafito poniendo en hornos eléctricos de forma de tubos largos, antracita mezclada con silice o cuarzo.

Moissan obtuvo pequeñas escamas de diamante fundiendo en su horno eléctrico (fig. 24) hierro mezclado con carbón. El hierro fundido disuelve al carbón; y al enfriarlo rápidamente aprisiona escamas de diamante. El diamante se separa atacando la masa por ácidos enérgicos que disuelvan el hierro. Dicha cristalización del carbono en el seno del hierro fundido es una *cristalización por el método piroquímico.*

Constantes.—Tetravalente; a veces bivalente, y hásta trivalente. Peso atómico, 12. Peso molecular desconocido. Densidad del diamante, 3,5; densidad del grafito, 2,2. Punto de fusión, más de 3.500°.

Historia.—Conocida la hulla y otros combustibles minerales desde muy antiguo: los griegos conocieron sus propiedades; pero no las utilizaron. Se extrajo en Europa en los siglos XVI y XVII; pero hasta el XIX no ha sido explotada en gran escala, ni fundadas sus industrias derivadas. El diamante fué conocido también por los antiguos griegos con el nombre de *adamas*, que quiere decir indomable, aludiendo a su dureza y a sus propiedades de resistencia al fuego y otros agentes. En 1694, los académicos de Florencia lograron quemar el diamante (1). En 1775, *Lavoisier* demostraba que el diamante era carbono puro, ya que al arder daba solo gas carbónico, CO_2, sin dejar cenizas.

El diamante mayor del mundo hallado hasta hoy, es el llamado *Cullinan* (nombre del propietario de las minas en donde se halló); pesaba en bruto 3032 quilates, y fué encontrado en el Transwaal en 1905.

---

(1) S. Calderón: *Mineralogía*, págs. 59 y 130.

§ 38. Hidrocarburos o compuestos de carbono e hidrógeno

141. Metano o gas de los pantanos, CH_4.—Obtención. Poniendo en un matraz con tubo de desprendimiento una mezcla de acetato sódico y sosa cáustica, con un poco de cal apagada, al calentar el matraz se desprende un gas que podemos inflamar con las mismas precauciones que con el hidrógeno: arde y da como productos de combustión agua y anhídrido carbónico. Este gas es un compuesto de *hidró*geno y *carb*ono, o un *hidrocarburo* de fórmula CH_4, llamado *metano*. Poniendo en un frasco cerrado con tubo de desprendimiento pasta de papel de filtro mezclada con agua, y un poco de légamo de pantano, al cabo de algún tiempo veremos que la pasta se ha descompuesto, por acción de ciertos microorgánismos existentes en el légamo (en agua pura no se produce la descomposición) y podemos recoger, en probetas o tubos, una mezcla de metano.

Esta descomposición que hemos producido en el laboratorio se verifica constantemente en la naturaleza, ya que en el fondo de las aguas estancadas en lagos y pantanos, entre el légamo, existen microorganismos que, actuando sobre los restos vegetales que en el légamo hay, producen su descomposición con desprendimiento de metano. Por esta causa, en esas aguas se nota, con frecuencia, al remover el légamo, el ascenso de burbujas gaseosas, que pueden recogerse en grandes frascos llenos de agua e invertidos; estos gases resultan ser metano junto con gas carbónico y nitrógeno.

Hé aquí la razón de que también al metano se le conozca con el nombre de *gas de los pantanos*. Científicamente, se le asigna, además, los nombres de *protano* y *formeno*. Y no tan solo en los pantanos, sino en las minas de carbón, abunda esta substancia, acaso engendrada y retenida en inclusiones en la hulla por un proceso de descomposición idéntico al anterior, sufrido por los restos vegetales en las edades geológicas en

que se formaron los yacimientos de carbón mineral. El metano recibe también por esto el nombre de *gas de las minas*; y formando con el aire, como el hidrógeno (pág. 123) mezcla explosiva, *grisú*, es causa de catástrofes producidas en las minas, cuando por imprudencia de algún obrero al manipular lámparas o explosivos se inflama el grisú. Para evitar el peligro, se emplea *explosivos de seguridad* y *lámparas de seguridad*, como las de *Davy*, en las cuales una tela metálica envuelve y corta la llama. Estos incendios pueden ser espontáneos porque el polvo de carbón es piróforico y puede provocarlos, si no hay ventilación.

Propiedades.—Incoloro, insípido, olor aliáceo, inflamable. Si, como hicimos con el hidrógeno, recogemos en un tubo de ensayo las primeras porciones de gas metano (obtenido por el primer procedimiento indicado) que se desprende mezclado con el aire, al acercar al tubo una cerilla notaremos una pequeña explosión: la mezcla, que hemos dicho se produce también en las minas, es detonante.

Es el principal componente del *gas del alumbrado*. En las regiones en donde se desprende en manantiales, el metano se emplea para el alumbrado, calefacción y como combustible en los motores.

Fórmula de estructura del metano.—El carbono no forma con el hidrógeno compuesto alguno en que entren más de cuatro átomos de H por uno de C; es, pues, tetravalente. Como el hidrógeno es monovalente, la fórmula de estructura del metano podrá representarse por C<(H, H, H, H) ó por H—C(—H)—H.

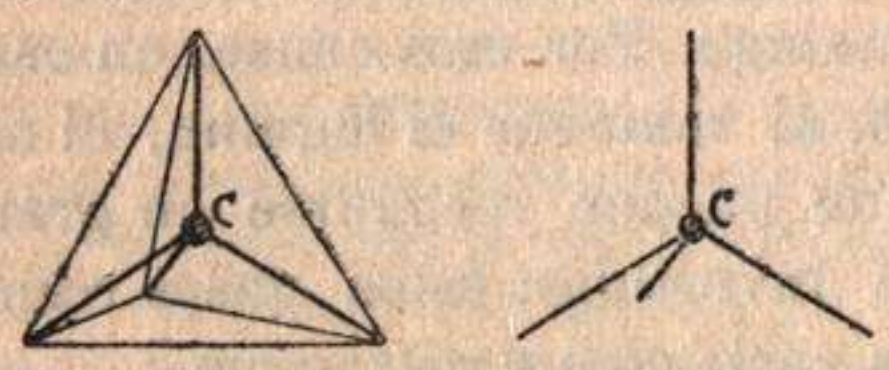


Fig. 64.

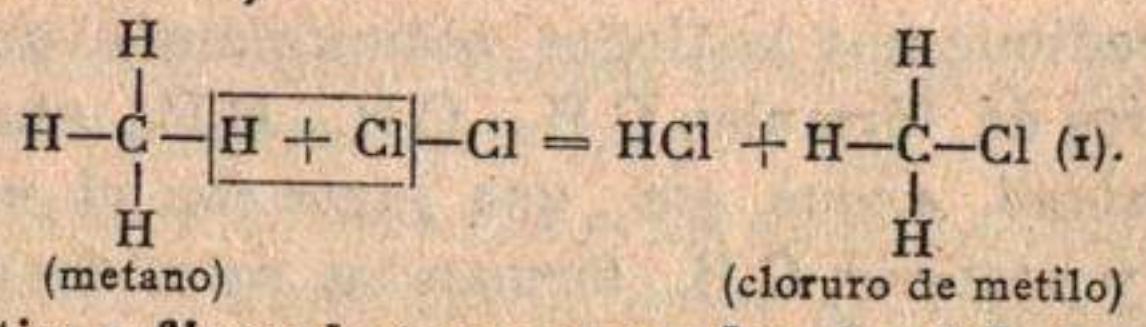
Actualmente se supone, como ideó *Kekulé*, químico alemán (1867), que el carbono ocupa el centro de un tetraedro regular y que sus valencias se dirigen hacia los vértices (Fig. 64).

Otros procedimientos de obtención.—Tratando en un matraz con tubo de desprendimiento *carburo de aluminio*, por agua: es un excelente procedimiento.

Por el método de *Sabatier* y *Senderens:* acción reductora del hidrógeno sobre el óxido de carbono o sobre el gas carbónico, empleando níquel dividido como catalizador.

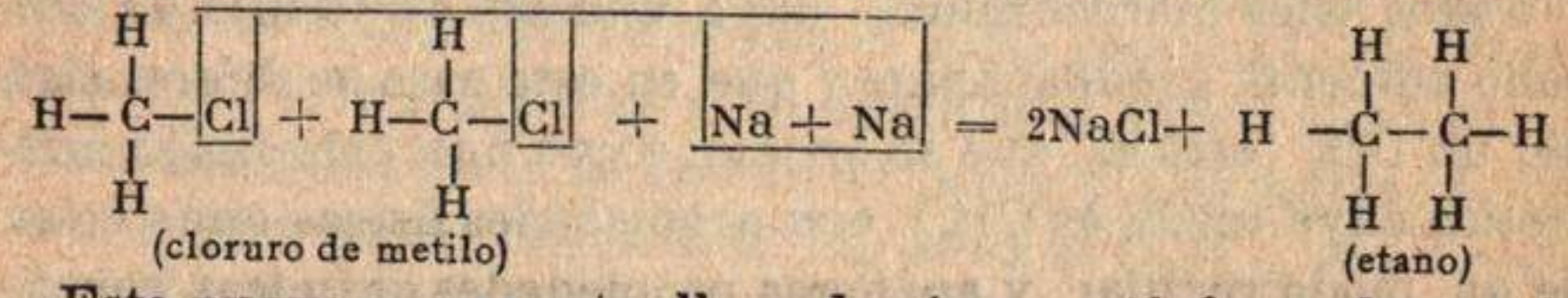
Constantes.—Peso molecular, 16,03. Densidad, 0,559. Punto de liquefacción, — 164°. Punto de solidificación, — 184°.

142. Series homólogas.—Mezclando metano y cloro a volúmenes iguales y sometiéndolo a la acción de la luz, se obtiene otro gas llamado *cloruro de metilo*, según la ecuación siguiente (en la cual hacemos uso de las fórmulas de estructura, cosa que se hace casi siempre en la química de los compuestos del carbono):



En la última fórmula tenemos, además del cloro, un resto H—C(H)(H)— , ó CH_3— ; radical hipotético, esto es, que no existe aislado (en cuyo estado se presenta, p. e., el sulfurilo, página 187); que resulta teóricamente quitando un H al metano. A este radical se le llama *metilo*; y por eso a CH_3Cl, cloruro de metilo.

Tratando al cloruro de metilo disuelto en éter sulfúrico por el sodio, se obtiene un nuevo compuesto, según la reacción:



Este nuevo compuesto, llamado *etano,* está formado, según nos lo indica su fórmula, por la condensación de dos metilos $H_3C—CH_3$ ó C_2H_6, y es otro hidrocarburo, ya que solo contiene carbono e hidrógeno.

Repitiendo con este gas lo hecho con el metano, se obtiene otro compuesto llamado *cloruro de etilo*, C_2H_5Cl, derivado del

(1) Las líneas que encierran los símbolos muestran claramente átomos que se combinan en la reacción.

etano por sustitución de un H por un Cl. Al grupo C_2H_5 ó $CH_3—CH_2—$ es el radical *etilo*.

Por acción del sodio sobre el cloruro de metilo y de etilo disueltos en éter sulfúrico y mezclados, se verifica la siguiente reacción:

$$\begin{array}{r} CH_3— \\ CH_3—CH_2— \end{array}\boxed{\begin{array}{ll} Cl & Na \\ + & \\ Cl & Na \end{array}} = 2NaCl + \underset{\text{(propano)}}{CH_3—CH_2—CH_3}$$

El compuesto de tres átomos de carbono y ocho de hidrógeno, enlazados del modo que se indica, constituye el *propano*, C_3H_8, que con el cloro da *cloruro de propilo*, C_3H_7Cl; en donde $C_3H_7—$, ó $CH_3—CH_2—CH_2—$, constituye el radical *propilo*.

Por procedimientos análogos obtendríamos una serie de hidrocarburos de fórmulas C_4H_{10}, C_5H_{12}, C_6H_{14} etc., llamados *butano*, *pentano*, *exano*, etc., que junto con el *metano* CH_4, *etano* C_2H_6 y *propano*, C_3H_8, forman los primeros términos de una serie de hidrocarburos, que pueden considerarse derivados del metano, CH_4, por substitución sucesiva en cada substancia que se obtiene, de un H por un radical metilo — CH_3; y en los cuales se observa que cada hidrocarburo de la serie posee dos H y un C (o sea CH_2) más que el hidrocarburo que le precede:

metano CH_4	butano C_4H_{10} ó $C_3H_7—CH_3$
etano C_2H_6 ó $CH_3—CH_3$	pentano C_5H_{12} ó $C_4H_9—CH_3$
propano C_2H_8 ó $C_2H_5—CH_3$	exano C_6H_{14} ó $C_5H_{11}—CH_3$
	etc.

Todos estos hidrocarburos, cuyo número de átomos de carbono aumenta gradualmente y que en este caso se diferencian por un CH_2 (esto es, que se forman como una progresión aritmética cuya razón es CH_2), con propiedades físicas que varían de un modo regular, y análogas propiedades químicas constituyen lo que se llama una *serie homóloga* de hidrocarburos. (1)

En la química del carbono, se estudia las substancias por series homólogas, cuyos términos, como las de hidrocarburos, aumentan gradualmente sus átomos en carbono y poseen propiedades semejantes. De este modo se evita estudiar todos los

(1) La *homología*, y el nombre de cuerpos homólogos, fué introducido en la Química hacia 1843 por *Gerhardt*, químico francés.

términos de la serie, ya que del conocimiento de algunos de ellos se deduce las propiedades generales de los demás.

143. Serie del metano o hidrocarburos saturados.—En las fórmulas de composición de los hidrocarburos anteriormente indicados, que hemos derivado del metano, el número de átomos de hidrógeno es igual al doble de los de carbono más 2. Estos hidrocarburos de la serie del metano o saturados, llamada también *serie de las parafinas* o *forménica*, responden a la fórmula general de composición, $C\ H_{2n+2}$; en donde n indica el número de átomos de carbono.

Nomenclatura.—Atendiendo a lo acordado en el *Congreso internacional de Ginebra de 1892* (1), con objeto de evitar que a los compuestos de carbono se les diese nombres arbitrarios, expresar la serie a que pertenecen y el lugar que en ella ocupan, el nombre de los hidrocarburos saturados se forma con la terminación *ano*, postpuesta a numerales griegos, que indican el número de C del compuesto: así tenemos: *prot*ano (*met*ano), CH_4; *deut*ano (*et*ano), C_2H_6; *trit*ano (*prop*ano), C_3H_8; *tetr*ano (*but*ano), C_4H_{10}; *pent*ano, C_5H_{12}; *ex*ano, C_6H_{14}, etc.; al término 15, p. e., *pentadec*ano, $C_{15}H_{32}$; al 60 *exacont*ano, $C_{60}H_{122}$. Por consiguiente, conoceremos que *se nos cita un hidrocarburo saturado en la nomenclatura oficial, cuando el nombre termine en ano.*

Propiedades.—Gaseosos los primeros términos de la serie, CH_4 hasta C_4H_{10}; líquidos desde el C_5H_{12} hasta el $C_{16}H_{34}$, y suelen tener olor a petróleo y su densidad y punto de ebullición aumentan conforme se elevan en la serie. Los restantes, que son las *parafinas*, desde el $C_{17}H_{36}$ hasta el $C_{60}H_{122}$, el último de la serie, obtenido por síntesis, son sólidos e inodoros, y su punto de fusión, de ebullición y densidad aumenta sucesivamente.

Reaccionan difícilmente con las substancias. Y cuando reaccionan dando sus derivados, lo hacen substituyendo átomos de hidrógeno; esto es, todo elemento, p. e., monovalente que se combina con ellos ha de *substituír* un átomo de H, nunca *su-*

(1) En este Congreso se formuló también la nomenclatura de otras series homológas: es la nomenclatura llamada *oficial*.

marse a ellos, ya que cada carbono de dichos compuestos tiene todas *sus cuatro valencias saturadas* o *satisfechas*; y como el carbono es tetravalente, no puede admitir ningún átomo más sin desprenderse de alguno o algunos átomos de hidrógeno. Por esto se le llama, como hemos dicho, a este serie de hidrocarburos, la de los hidrocarburos saturados. (1)

Son generalmente insolubles en el agua; algunos en alcohol, y en su mayoría, solubles en el éter sulfúrico.

Fórmulas de estructura.—Hemos visto al exponer la formación del etano, propano, butano, etc., derivándolos del metano, la constitución de dichos compuestos. Así: $H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$ es la fórmula de estructura del etano; $H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$ será la del propano, y $H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$, la del butano, etc. Si en dichas fórmulas prescindimos de los hidrógenos, quedan restos $-\underset{|}{C}-\underset{|}{C}-$; $-\underset{|}{C}-\underset{|}{C}-\underset{|}{C}-$, etc.: son los *esqueletos* de las fórmulas.

Las fórmulas anteriores, en lugar de presentarse desarrolladas indicando todas sus valencias, suelen reducirse: así, la del etano se reduce a CH_3-CH_3; la del propano, a $CH_3-CH_2-CH_3$; la del butano, $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$, etc.. A estos conjuntos se les denomina *cadenas lineales*, y cada grupo CH_3 o CH_2 es un eslabón de la cadena.

Observemos que en todas las cadenas de las fórmulas de estructura de los hidrocarburos saturados, los carbonos están enlazados por una sola valencia *(enlace sencillo)*.

Isomería.—En la mayoría de los compuestos de carbono, sucede que a una misma fórmula de composición responden varias substancias con propiedades físicas y químicas distintas. P. e., a la fórmula del butano, C_4H_{10}, responden dos subs-

(1) A esta poca actividad de reacción responde el nombre *parafina*, procedente del latín *parum affinis*, que significa poca afinidad (pág. 116).

tancias de tal modo distintas, que una hierve a + 1° y la otra a — 115°. A los *compuestos de idéntica composición química y de propiedades distintas, se les llama isómeros*, y al fenómeno, *isomeria* (1) (que significa las *mismas partes*).

La isomeria se explica por una disposición o agrupación variable de los átomos en la molécula de cada isómero.

La isomeria se hace visible por las fórmulas de estructura. Así, los dos isómeros del butano tienen: el normal, la fórmula del butano expuesta anteriormente: H—C(H)—C(H)—C(H)—C(H)—H, ó $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$; y la del otro isómero la siguiente: H—C(H)—C(H)(H—C(H)—H)—C(H)—H; o sea, reducida, $CH_3—CH(CH_3)—CH_4$. En cuya fórmula observamos que la cadena no es lineal, sino *ramificada* o *arbórea*. Las dos fórmulas de estructura de los dos isómeros del butano, nos dicen que la diferencia entre ellos radica en la *posición* de un metilo CH_3 en la molécula; este metilo ha substituido H en lugares diferentes en la del propano para producir la del butano (pág. 240). En las dos fórmulas adjuntas del propano, se indica con letra negrilla el lugar del H substituido por el metilo, para derivar los dos isómeros del butano: H—C(H)(H)—C(H)—C(H)—**H** para derivar el normal; y H—C(N)—C(**H**)—C(H)—H para derivar el otro isómero.

Por estas razones, a los isómeros, como los dos del butano, se les llama *isómeros de posición*.

El número de isómeros aumenta conforme se asciende en la serie: $C_{12}H_{26}$ tiene 355 isómeros, y el $C_{13}H_{28}$ tiene 802.

Para *nombrar los isómeros* por la nomenclatura oficial, te-

(1) *Wöhler* y *Liebig* fueron los primeros que observaron la isomeria. *Berzelius* la definió y le dió este nombre.

nemos que recordar los grupos o radicales CH_3 (*metilo*); C_2H_5 ó CH_3-CH_2-(*etilo*); C_3H_7 ó $CH_3-CH_2-CH_2-$ (*propilo*), etcétera; llamados *alkilos* o *radicales alcohólicos*, y tener en cuenta la fórmula de estructura de los isómeros. Al butano de cadena lineal se le llama butano normal o *butano. n;* y al anormal, recordando que su fórmula es $\overset{(1)}{CH_3}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{(2)}{CH}}-\overset{(3)}{CH_3}$, se nombra teniendo en cuenta el lugar en que el metilo está enlazado a la cadena principal: *metil 2. propano.* Por su terminación en *ano*, conocemos que el isómero pertenece a los hidrocarburos saturados.

De modo análogo, un isómero del exano, C_6H_{14}, cuya fórmula de estructura es $\overset{(1)}{CH_3}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{(2)}{CH}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{(3)}{CH}}-\overset{(4)}{CH_3}$, se llama *metil* 2. *metil* 3. *butano*, y también *di*metil 2. 3. butano.

Un isómero del octano C_8H_{18}, cuya fórmula de estructura es: $\overset{(1)}{CH_3}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{(2)}{CH}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{(3)}{CH}}-\overset{(4)}{CH_2}-\overset{(5)}{CH_3}$, por tener el etilo ($CH_3-CH_2-$) enlazado al 2.º carbono y el CH_3 al 3.º, se llamará: *etil* 2. *metil 3. pentano.*

Por consiguiente, los hidrocarbonos de cadena arbórea se nombran designando primero los nombres de los radicales enlazados a la cadena principal, luego el número de orden de los carbonos en que se verifican dichos enlaces y, por último, el nombre del hidrocarburo correspondiente a la cadena principal, terminado en ano, si el hidrocarburo es saturado.

En la fórmula anterior observamos a su vez tres grupos hipotéticos que forma el carbono, con el hidrógeno: $-CH_3$, $=CH_2$ y $\equiv CH$, en donde el carbono, por las valencias que el grupo tiene libres, se denomina respectivamente *primario*, *secundario* y *terciario.*

Los hidrocarburos saturados en la Tierra.—El metano se desprende: en las minas de hulla, en la cual está incluído en *bolsas*; del suelo, en Bakú: en Austria, en América del Norte y en Italia, hay manantiales que se emplean para alumbrado y usos industriales; de las aguas estancadas. Existe en el intestino del hombre y de ciertos animales.

Los *petróleos*, que se explotan principalmente en EE. UU., Rusia, Rumania, Galitzia, etc., están constituidos de hidrocarburos gaseosos y sólidos en pequeñas cantidades y todos los líquidos en gran cantidad. Cuando sale de los manantiales o pozos, formando muchas veces surtidores enormes, se le llama también *petróleo bruto*, *nafta* o *aceite mineral*, y son líquidos de densidad 0'79 a 0'95, de color amarillo-pardo, con variedad de tonos hasta el negro, y de olor desagradable (por compuestos de azufre que contienen).

Los petróleos deben su origen, según *Berthelot* y *Mendelief*, químico ruso, a la descomposición que han sufrido los carburos metálicos (compuestos de carbono y un metal), en el interior de la Tierra, por la acción del agua. Pero parece más exacta la hipótesis de que el petróleo tiene origen orgánico, y que ha sido producido por descomposición de animales o de plantas.

Sometiendo el petróleo de Pensilvania a una destilación fraccionada, se obtiene gran parte de los hidrocarburos de la serie del metano: destilan sucesivamente mezclas de ellos, formando los siguientes productos: *éter del petróleo*, *gasolina* y *bencina*, de tan enorme uso en el alumbrado, como combustible en los motores de explosión para automóviles y aeroplanos y usos industriales, y también para quitar manchas de grasa de las telas y extraer las grasas de los cuerpos que las contienen. Luego destila la *ligroina*, de uso en el alumbrado y para quitar manchas; y cuando la temperatura llega a 120°, destila el producto más importante, que es el *petróleo de arder*.

Quedan por último productos que tienen puntos de ebullición superiores a 300°, que son los *aceites pesados* y de *parafina*, de uso como lubrificantes; las *vaselinas*, que se aplican en medicina a la confección de ungüentos, y las *parafinas*, que se emplean, entre otros usos, para hacer bujías y para impermeabilizar los tejidos.

La *parafina* es sólida, blanca, de aspecto de cera, resistente a las substancias corrosivas, y puede ser obtenida fácilmente enfriando con rapidez los productos que destilan del petróleo entre 280° y 380°. Se extrae industrialmente de los petróleos

de Rusia y de Java. También se extrae de la *ozoquerita*, substancia mineral, y de ciertas pizarras bituminosas de Australia y Escocia.

Como que gran parte de los términos de la serie de hidrocarburos que nos ocupa está formada por parafinas, a dicha serie se le ha dado también el nombre de *serie de las parafinas*.

La ozoquerita.—En Galitzia y también en Rusia, Inglaterra y Estados Unidos, se encuentra una especie de cera mineral conocida con el nombre de *ozoquerita* o *parafina natural*; esta ozoquerita es una mezcla de hidrocarburos sólidos, de los cuales el principal compuesto es la *parafina*, y procede del petróleo existente en el interior de los estratos de los terrenos, el cual al evaporase ha dejado la ozoquerita, que purificada y decolorada se llama *ceresina*, a causa de su semejanza con la cera.

Los *asfaltos*, de color negro, sólidos y que se emplean para pavimentos mezclados con arena, proceden de la evaporación y oxidación que en los terrenos ha sufrido el petróleo. Existen en la Isla de Trinidad, Auvernia (Francia), en California, y, flotando, en las aguas del *Mar Muerto* o lago *Asfaltites*, en Judea. El asfalto viscoso se llama *betún*, y se extrae de los terrenos o rocas que impregna, en Escocia, Australia, etc.

Procedimientos generales de obtención de los hidrocarburos saturados.—Tratando por el sodio los *ioduros alcohólicos* correspondientes (compuestos de iodo y radicales alcohólicos) disueltos en éter sulfúrico (análogamente a lo indicado en la pág. 239).

Por acción del agua sobre los correspondientes compuestos *organometálicos* (formados por metales y radicales alcohólicos).

El profesor *Sabatier* (1) y el canónigo *Senderens*, franceses, han obtenido sintéticamente los petróleos haciendo pasar gas acetileno e hidrógeno por hierro o níquel dividido, que actúa como catalizador, a la temperatura de 200°. Por destilación de estos petróleos sintéticos, se obtiene los productos que contienen.

144. Serie del eteno. Eteno, C_2H_4.—*Obtención.* En un matraz con un poco de arena se echa alcohol ordinario o espíritu de vino; luégo unas seis veces más en volumen de

(1) *Sabatier*, químico francés contemporáneo, profesor en Toulouse. Célebre por sus trabajos de síntesis y catalísis. En 1913 se le otorgó el *Premio Nobel*.

ácido sulfúrico concentrádo, despacio y agitando (veáse precauciones indicadas en la pág. 130). Provisto de un buen corcho y tubo de desprendimiento, se calienta el matraz en baño de arena (pág. 53); se recoge el gas que se desprende, en la cuba hidroneumática: es un hidrocarburo cuya fórmula de composición es C_2H_4, llamado *eteno* o *etileno*.

Propiedades.—Es inflamable. Forma mezcla explosiva con el aire; de olor algo dulzaino. Se forma eteno en la destilación de la madera y de la hulla; por esto forma parte del gas del alumbrado.

Fórmula de estructura.—Si hacemos pasar eteno a través de agua de bromo, se obtiene un compuesto, *bromuro de etileno*, de fórmula $C_2H_4Br_2$ ó $\begin{matrix} H \\ H \\ Br \end{matrix}\!\!>C-C<\!\!\begin{matrix} H \\ H \\ Br \end{matrix}$. Este compuesto se ha formado, por consiguiente, por haberse *adicionado* al eteno dos átomos de bromo. No representando los átomos de Br, la fórmula anterior queda transformada en $\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>C-C<\!\!\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}$, ó $= C_2H_4$, que muy bien podriamos creer que es la fórmula de estructura del eteno, con dos valencias libres. No obstante, se acepta que estas dos valencias están unidas de tal modo que resultan los dos carbonos con un enlace doble: $\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>C=C<\!\!\begin{matrix} H \\ H \end{matrix}$ ó $H_2C=CH_2$; y que este enlace doble se rompe, convirtiéndose en sencillo, para formar compuestos como el *bromuro de etileno*, cuya fórmula de estructura antes expuesta nos lo pone de manifiesto.

La posibilidad del eteno de dar compuestos por *adición* de átomos de elementos (lo contrario de lo que sucedia con el metano y toda su serie, que solo pueden darlo por substitución) nos dice que la molécula del eteno no está saturada. El eteno es, pues, un *hidrocarburo no saturado.*

Constantes.—Peso molecular, 28,03. Densidad, 0'97. Punto de liquefacción, — 103°. Punto de solidificación, — 169°.

La serie del eteno u olefinas.—El eteno es el primer término de otra serie homóloga de hidrocarburos, parecidos por sus propiedades a los de la serie del metano. El eteno correspon-

de al etano, y en él, ya que el eteno, C_2H_4, tiene dos H menos que el etano C_2H_6, puede transformarse por adición de hidrógeno, sometiendo la mezcla a 300° ante níquel dividido que actúa como catalizador (método de *Sabatier*). De él, análogamente a cómo hicimos con el metano, podríamos derivar toda la serie.

En la *nomenclatura oficial*, se nombra los hidrocarburos de esta serie, lo mismo que los saturados, pero con la terminación en *eno*: deut*eno* (eteno o etileno), C_2H_4; trit*eno* (propeno o propleno), C_3H_6; tetr*eno* (buteno o butileno), C_4H_8; pent*eno* (amileno), C_5H_{10}; ex*eno* (exileno), C_6H_{12}, etc.. Las mismas fórmulas nos indican que cada término de la serie del eteno tiene doble número de átomos de hidrógeno que de carbono: tiene 2H menos que los correspondientes términos de la del metano: su fórmula general será, pues, C_nH_{2n}.

Las *fórmulas de estructura* hacen visible el doble enlace que poseen siempre dos carbonos próximos, y que es característico de los hidrocarburos eténicos o etilénicos: p. e., propeno, $CH_2 = CH - CH_3$; buteno, $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$; etc.

Propiedades.—Los primeros términos son gaseosos. Los términos del centro (desde el penteno son líquidos) y los restantes, como las parafinas, sólidos. En general, todos son poco solubles en agua; pero solubles en alcohol y en éter sulfúrico.

Como se ha visto con el eteno, son capaces de producir compuestos por adición, rompiendo el doble enlace de los dos carbonos: esto nos indica que el enlace doble es más débil que el sencillo.

Al combinarse con el agua de bromo, la decoloran, carácter que os distingue de los hidrocarburos saturados.

El nombre de *olefinas* que se da a los hidrocarburos de la serie del eteno, se debe a que al reaccionar dichas substancias con los halógenos dan compuestos *oleaginosos*.

Isómeros.--También en estos hidrocarburos, como en los saturados, existen isómeros. Por ejemplo, dos de los isómeros del buteno de la misma fórmula bruta, C_4H_8, uno hierve a $-5°$ y el otro a $+1°$. La causa de esa diferencia radica en que no tienen la misma estructura; la fórmula de estructura del uno es $\overset{(1)}{CH_2}{=}\overset{(2)}{CH}{-}\overset{(3)}{CH_2}{-}\overset{(4)}{CH_3}$; la del otro, $\overset{(1)}{CH_3}{-}\overset{(2)}{CH}{=}\overset{(3)}{CH}{-}\overset{(4)}{CH_3}$. Esas dos substancias serán, por tanto, dos *isómeros de posición* (pág. 243), ya que su diferencia depende del lugar en donde se encuentra el doble enlace, —C=C—. Para distinguir, al nombrarlos (pág. 244), estos hidrocarburos *etilé-*

nicos isómeros hay que indicar los carbonos en los cuales exista doble enlace: por esto al primero se le llama buteno 1 y al otro buteno 2. Como que el enlace doble puede tener más posiciones conforme aumente el número de carbonos, se comprende que el número de isómeros aumente también.

Los hidrocarburos etilénicos en la Tierra **forman gran parte de los petróleos de Birmania; también se encuentran en gran cantidad en los de California; en poca cantidad en los de Pensilvania.**

Procedimientos generales de obtención de los hidrocarburos etilénicos.—Por la acción en caliente, en debidas condiciones, del ácido sulfúrico y otros deshidratantes sobre los alcoholes (así como hay series de hidrocarburos, también hay series de alcoholes, en donde el alcohol ordinario no es más que un término de una serie).

Por la acción en caliente de derivados monohalogenados de los hidrocarburos saturados sobre potasa cáustica disuelta en alcohol ordinario.

Se producen también en la destilación de la hulla (por eso hay hidrocarburos de esta clase en el gas del alumbrado), de la madera, de la parafina.

145. Serie del acetileno. Acetileno, C_2H_2.—*Obtención.* Todos conocemos este gas que se produce en las lámparas de acetileno por la acción del agua sobre una substancia muy tenaz, parduzca, llamada *carburo* de calcio. Podemos obtenerlo en el laboratorio poniendo bajo una campana con tubo de desprendimiento, llena de agua e introducida en un lebrillo o cristalizador con el mismo líquido, un poco de carburo de calcio, C_2Ca; se realiza la siguiente ecuación:

$$\underset{\text{(Carburo de calcio)}}{\begin{matrix} C\equiv C \\ | \quad | \\ \quad Ca \end{matrix}} + \begin{matrix} H-O-H \\ H-O-H \end{matrix} = Ca(OH)_2 + \underset{\text{(acetileno)}}{CH\equiv CH}$$

Propiedades.—El acetileno o *etino* (nombre oficial) incoloro, arde con gran facilidad produciendo agua y gas carbónico; pero hay que tener cuidado en que no se mezcle con el aire, porque con él forma una mezcla explosiva. Inodoro, cuando es puro: mal oliente generalmente por la fosfamina que le acompaña en la producción. Forma con los metales, derivados por sustitución: así, haciéndolo borbotear a través de una sal de cobre, produce el *acetiluro de cobre*, rojo; y con las sales de

plata da *acetiluro de plata*, AgC≡CAg, que es una substancia muy explosiva.

El acetileno comprimido tiene la propiedad de ser explosivo bajo la acción del choque o de una chispa eléctrica; esta propiedad la aprovecha la industria descomponiendo el acetileno comprimido en grandes tubos de acero y utilizando los productos de su descomposición, que son H_2 y 2C. El primero lo emplea para llenar los globos aerostáticos, y el segundo, que es un carbón muy dividido, lo utiliza con el nombre de *negro de acetileno* en la fabricación de pinturas y de *tinta china*.

Análogamente al hidrógeno, se usa el acetileno en el soplete *oxiacetilénico* (pág. 153) para cortar los metales; así como para soldarlos *(soldadura autógena)*.

Por la brillantez y fijeza de su llama, tiene enorme aplicación en el alumbrado doméstico y de los trenes.

Fórmula de estructura.—Se ha representado en la reacción de obtención: H—C≡C—H. Aquí también podría suponerse un enlace más sencillo en lugar del *enlace triple* entre los dos carbonos, quedando varias valencias libres; pero se admite que este enlace triple es el verdadero, ya que el acetileno, al reaccionar con los halógenos análogamente al eteno, da *generalmente* compuestos de adición, prueba que el acetileno es un *hidrocarburo no saturado*.

Otros procedimientos de obtención.—Haciendo saltar el arco voltaico entre dos carbones en un medio de hidrógeno (Síntesis de Berhelot).

Se produce en la combustión de algunos hidrocarburos (p. e., de la mezcla que forma el gas del alumbrado).

Constantes.—Peso molecular, 26,01. Densidad, 0,92. Punto de liquefacción a 83 atmósferas, 18°. Punto de solidificación, — 81°.

La serie del acetileno o etínica.—El acetileno o etino, C_2H_2, constituye el primer término de otra serie homóloga de hidrocarburos. El acetileno o etino corresponde al eteno y al etano, y puede ser obtenido de ellos quitándoles hidrógeno. El acetileno, C_2H_2, tiene, en efecto, 2H menos que el eteno y 4H menos que el etano. Lo mismo ocurre en los demás hidrocarburos de la serie del acetileno con respecto a los de la del metano y del eteno.

En la *nomenclatura oficial* se nombra los hidrocarburos acetilénicos como los hidrocarburos saturados y eténicos, pero terminándolos en *ino*: et*ino* o acetileno, C_2H_2; prop*ino*, C_3H_4; but*ino*, C_4H_6; pent*ino*, C_5H_8; ex*ino* C_6H_{10}; etc..

Cuyas fórmulas nos indican que la de un término general cualquiera de la serie etínica o del acetileno, es $C_n\ H_{2n-2}$.

En sus *fórmulas de estructuras* se observa que uno de sus carbonos tiene con el siguiente saturadas tres de sus valencias, esto es, enlace triple: p. e., propino, $HC{\equiv}C{-}CH_3$; butino, $HC{\equiv}C-CH_2-CH_3$; etc.

Propiedades.—Gaseosos los primeros de la serie, que se desprenden en la destilación de la hulla. Tienen la propiedad, como los etilénicos, de que por la acción de distintas substancias rompen fácilmente su enlace triple, y dan origen a derivados por adición. Decoloran también al agua de bromo.

Entre los hidrocarburos acetilénicos, podemos distinguir dos clases: los que tienen el enlace triple en el extremo de la cadena (el acetileno es, por lo tanto, uno de ellos) y los que lo tienen en carbonos centrales: ambas clases tienen propiedades distintas.

Los pertenecientes a la primera, como el $HC{\equiv}C{-}CH_3$ por ejemplo, presentan cierto carácter semejante a los ácidos: el hidrógeno unido al carbono, en el cual radica el triple enlace, puede ser substituído por los metales. Así, tratando con sodio, $HC{\equiv}C{-}CH_3$, éste desprende hidrógeno al mismo tiempo que se forma un derivado sodado: $2HC{\equiv}C{-}CH_3 + 2Na = H_2 + 2NaC{\equiv}C{-}CH_3$. Estos hidrocarburos se llaman *acetilénicos verdaderos*, mientras los otros, como el $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3$, isómero del butino, son incapaces de esta acción y se les denomina *acetilénicos bisubstituídos*.

Isómeros.—Dependen de que el lugar de la cadena en donde existe el *triple enlace* no es el mismo. Así, el $\underset{(1)}{HC}{\equiv}\underset{(2)}{C}{-}\underset{(3)}{CH_2}{-}\underset{(4)}{CH_3}$ y el $\underset{(1)}{CH_3}{-}\underset{(2)}{C}{\equiv}\underset{(3)}{C}{-}\underset{(4)}{CH_2}$ son dos *butinos* de la misma fórmula bruta C_4H_6; pero la diferencia de sus cualidades depende de que en el primero el triple enlace se verifica entre los carbones 1.º y 2.º, y en el otro, entre los carbones 2.º y 3.º

Por esta razón es preciso, al nombrar estos hidrocarburos, expresar el átomo de carbono en el cual aparece el triple enlace. El primero será el *butino* 1, y el otro, *butino* 2.

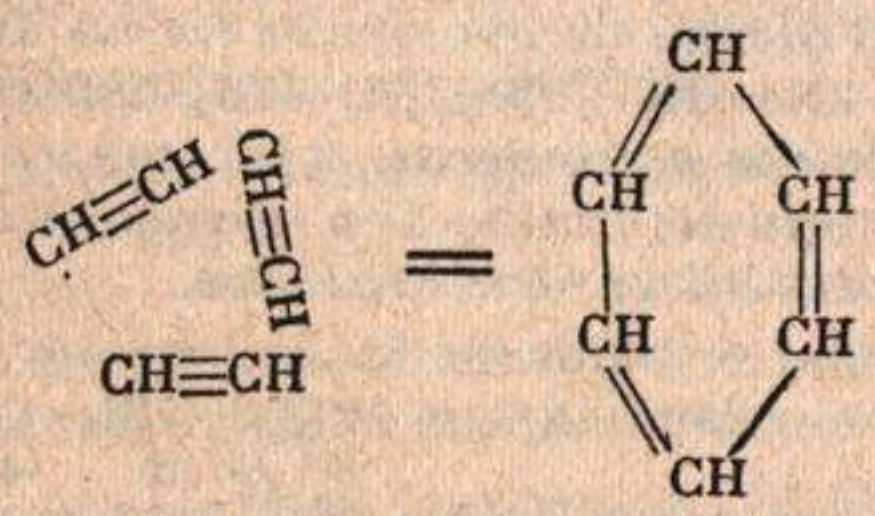
Procedimientos generales de obtención de hidrocarburos acetilénicos.—Por acción de la disolución alcohólica de potasa cáustica sobre los derivados dihalogenados de los hidrocarburos saturados.

Se producen en la destilación de la hulla, de la madera, etc.

146. Serie del benceno. Benceno, C_6H_6.—*Obtención.* En una retorta en comunicación con un refrigerante (análogo fig. 51) se calienta una mezcla de partes iguales de ácido benzoico (1) y cal sodada. En el matraz refrigerante se obtiene un líquido de olor especial: es un hidrocarburo de fórmula C_6H_6 llamado *benceno* o *feno*, y también *benzol* o *bencina de alquitrán.*

Propiedades.—Es un líquido transparente, menos denso que el agua y poco soluble en agua. Inflamable con llama luminosa. Existe en el alquitrán. Gran disolvente de grasas, resinas, caucho, por lo que tiene muchísima aplicación en la industria. También se le emplea en el alumbrado, en los motores como combustible, etc.. No debe confundirse por su nombre con la *bencina* ordinaria de los automóviles, otros vehículos y motores, que se obtiene del petróleo.

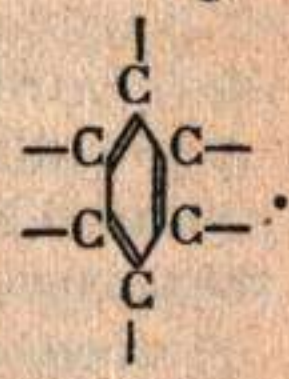
Fórmula de estructura.—Haciendo pasar el acetileno, CH≡CH, por un tubo calentado al rojo, tres moléculas de él se condensan o sueldan y engendran un compuesto con triple número de átomos de carbono y de hidrógeno, C_6H_6: es benceno, ya que posee sus propiedades. Este fenómeno puede representarse por



(Tres moléculas de C_2H_2 dan una molécula de C_6H_6)

Se asigna al benceno la fórmula expuesta, debida a *Kekulé* (1865), llamándosela *exágono de Kekulé.* No es la única fórmula propuesta para el benceno, pero nosotros la utilizaremos y la representaremos por

en donde los átomos de carbono con la valencia libre, no saturada por los H, constituye el *núcleo* o *anillo bencénico:*



Si comparamos la fórmula de estructura del

(1) El ácido benzoico se prepara calentando en una cápsula, en baño de arena y cubierta por un cono de papel, *benjui almendrado* (producto de droguería). En el cono de papel se deposita el ácido benzoico en hermosas agujas aromáticas.

benceno con otra cualquiera de los hidrocarburos vistos hasta ahora, observamos que así como en estos últimos los carbonos forman *cadenas lineales*, *abiertas* o *acíclicas*, ya que tienen carbonos terminales, en el benceno forman los carbonos *cadena cerrada o cíclica*, ya que los carbonos están enlazados entre sí formando una cadena cerrada.

Polimería.—El análisis del benceno y del acetileno nos dice (como nos indican también sus fórmulas C_6H_6 y C_2H_2) que ambas substancias poseen igual composición centésimal; pero por ser la densidad del vapor del benceno triple de la del acetileno, se da al peso molecular del primero triple valor que al del segundo, puesto que *las densidades de los gases y los pesos moleculares están en razón directa* (Igualdad **B** de la pág. 97). A estas substancias de la misma composición centesimal, pero de pesos moleculares múltiples unos de otros, se las llama *polímeros*, y al fenómeno, *polimería* (1).

Hay substancias, como el acetileno y su serie, que poseen cierta tendencia a su transformación en polímeros, esto es a polimerizarse condensando o soldando sus moléculas.

Constantes.—Peso molecular, 78,04. Densidad, 0,87. Punto de ebullición, 80°. Punto de fusión, + 5,4°.

La serie del benceno.—Si en el benceno quitamos un H, obtenemos un radical hipotético, C_6H_5—, llamado *fenilo*. Si esta valencia libre del fenilo la saturamos por radicales alcohólicos o alkilos (pág. 244) (sustitución que puede lograrse, análogamente a como hemos detallado en la serie homóloga del metano, por la acción del sodio sobre los derivados halogenados correspondientes), o bien si en el benceno se substituye unos H por dichos radicales, se obtiene una serie de hidrocarburos llamada *serie del benceno* o *hidrocarburos bencénicos*.

La *nomenclatura* de los hidrocarburos de la serie del benceno se hace atendiendo a su derivación, representada en las fórmulas de estructura. Así las fórmulas de estructura de algunos términos de la serie que siguen al benceno, y de importancia por sus aplicaciones, son: el *tolueno* o *toluol*, C_7H_8 ó

(1) *Faraday* observó por vez primera casos de polimería; *Berzelius* le dió el nombre.

$C_6H_5—CH_3$; por esto se le llama modernamente *metilbenceno*; el *xileno* o *xilol*, C_8H_{10} ó $C_6H_4 < \begin{matrix} CH_3 \\ CH_3 \end{matrix}$; de donde su nombre moderno *dimetilbenceno*.

Los hidrocarburos bencénicos se nombran, pues, con el nombre de los radicales que hán substituído terminado en *benceno*.

Atendiendo a las fórmulas anteriores, deduciremos que la fórmula general de composición de cualquier término de la serie del benceno, es $C_n\ H_{2n-6}$.

Propiedades y términos importantes de la serie.—Los primeros de la serie, entre los cuales están los más importantes por sus aplicaciones, son líquidos. Conocemos ya el *benceno*, C_6H_6. Son de importancia también.

El *tolueno* o *metilbenceno*, C_7H_8, que se obtiene en la destilación del *bálsamo de Tolú*, de resinas y del alquitrán obtenido en la fabricación del gas del alumbrado. Hierve a 110° y solidifica a — 93°. Se le emplea en la fabricación de productos farmacéuticos, materias colorantes y perfumes.

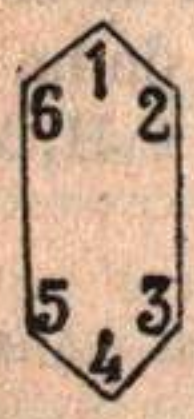
El *xilol* o *dimetilbenceno*, C_8H_{10}, se emplea en las fábricas de materias colorantes: tiene tres isómeros con sus puntos de ebullición a 142°, 139° y 138°.

El *cimeno* es un isómero del *tetrametilbenceno*, $C_{10}H_{14}$, y se halla en los aceites del tomillo, orégano y saldorija y en las secreciones olorosas de muchos frutos de plantas umbeláceas, como el comino, la cicuta; también se encuentran en el eucalipto y en la nuez moscada. Hierve a 176°.

Los términos superiores de la serie por encima del $C_{11}H_{16}$, son generalmente sólidos, y no tienen por sus aplicaciones gran importancia.

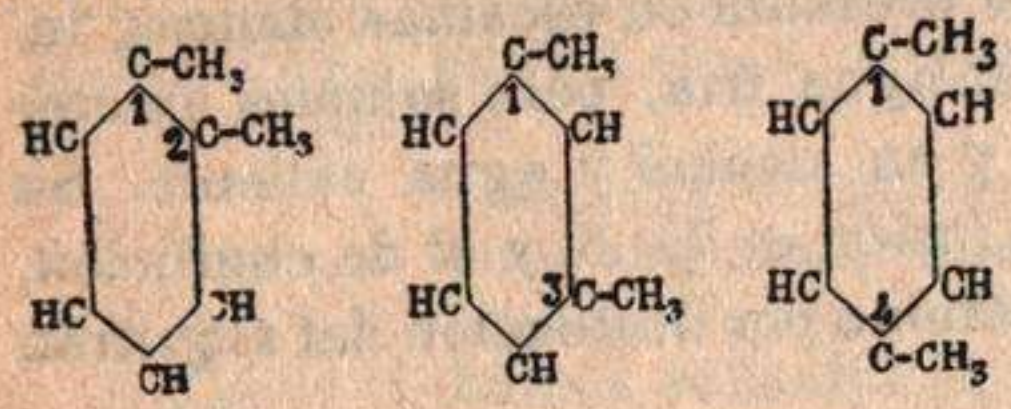
En general son todos estos compuestos insolubles en agua, pero solubles en alcohol.

Isómeros.—Cuando se substituye para la formación de los hidrocarburos bencénicos, a partir del benceno, más de un radical por los hidrógenos, esta substitución puede hacerse en vértices que guardan una posición mútua distinta: por esto suele asignarse en el núcleo bencino, su lugar a cada vértice. Así:



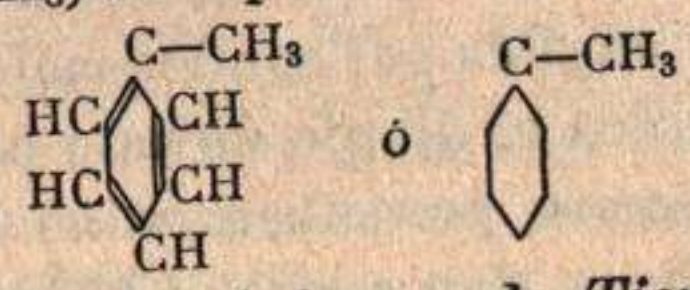
Y según los vértices substituídos, se obtiene unos u otros isómeros de posición: p. e., en el xilol o dimetilbenceno, por ser dos los H del benceno substituídos por dos metilos, como esta substitución puede hacerse en posición mútua diferente, posee el dimentilbenceno tres fórmulas de estructura distintas: en las

cuales observamos que los metilos se han substituído en la primera, en los vértices 1 y 2; en la segunda, en los 1 y 3, y en la tercera, en los 1 y 4. Dichas fórmulas representan efectivamente a tres isómeros de posición del xilol o dimetilbenceno, C_8H_{10}. Estos isómeros se leen, respectivamente:



*Orto*dimetilbenceno (posición 1 y 2, ó 1 y 6); *meta*dimetilbenceno (1 y 3, ó 1 y 5), y *para*dimetilbenceno (1 y 4), y se escriben abreviadamente *o*—, *m*—, *p*— dimetilbenceno. Análogamente a lo expuesto en los isómeros de los hidrocarburos de las otras series, también se nombran: dimetil 1 - 2 - benceno, dimetil 1 - 3 - benceno y dimetil 1 - 4 - benceno.

En las fórmulas de los compuestos en que entra el núcleo bencénico, suele representarse solo el exágono sin carbonos, excepto en los vértices substituídos: así, la fórmula del toluol o metilbenceno, C_7H_8, se representa por



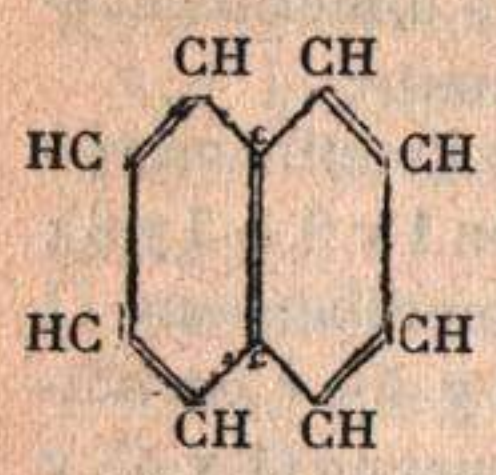
Los hidrocarburos bencénicos en la Tierra. Existen en los petróleos de Bakú y Galitzia, de los cuales constituyen aproximadamente el 10 %. También se encuentran en los aceites aromáticos y bálsamos de ciertas plántas, y en muchas resinas.

Procedimientos generales de obtención de los hidrocarburos de la serie del benceno.—Por acción del sodio sobre una mezcla de benceno bromado y de un compuesto halogenado de los hidrocarburos saturados (bromuro o ioduro). Es el procedimiento *síntesis de Fittig*.

Se producen en la destilación del alquitrán de hulla: los productos obtenidos con el nombre de aceites ligeros constan principalmente de benceno, y de xilol, toluol y otros, que se separan por destilación fraccionada de dicho producto.

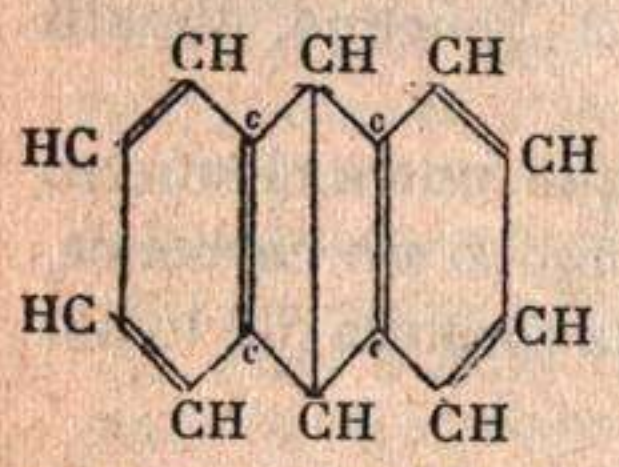
147. Hidrocarburos con núcleos bencénicos condensados. Naftalina o nafteno.—*La Naftalina o nafteno* es un hidrocarburo de fórmula $C_{10}H_8$, y su constitución

se representa por la soldadura de dos núcleos bencénicos (según fórmula propuesta por *Erlenmeyer*, químico alemán, en 1866):



La naftalina tiene mucho uso como insecticida y en la fabricación de materias colorantes. Se presenta en escamas blancas, insolubles en agua fría, pero solubles en éter sulfúrico y en alcohol y agua caliente. Su punto de fusión es 79°,6, y el de ebullición, 218°. Se obtiene por destilación del alquitrán de hulla.

Antraceno.—También se encuentra, aunque en muy pequeña cantidad, en el alquitrán de hulla. Se presenta, como la naftalina, en escamas muy blancas que funden a 213° y hierven a 360; es soluble en el benceno caliente, y muy poco en el éter sulfúrico y en el alcohol. Tiene aplicación en la preparación de materias colorantes. Su fórmula es $C_{14}H_{10}$, y su constitución se explica por condensación de tres núcleos bencénicos, como indica el dibujo de este párrafo.



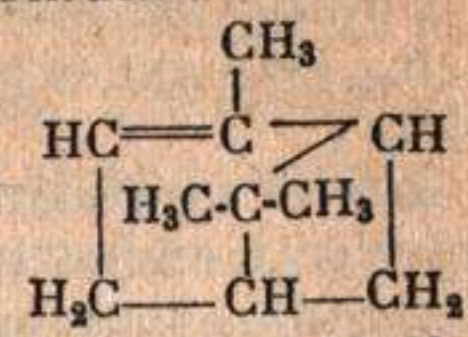
El nafteno y antraceno, por substitución de sus hidrógenos por radicales alcohólicos, dan *series de hidrocarburos nafténicos* y *antracénicos*.

Los hidrocarburos nafténicos forman la parte principal de los petróleos de Bakú y de Galitzia.

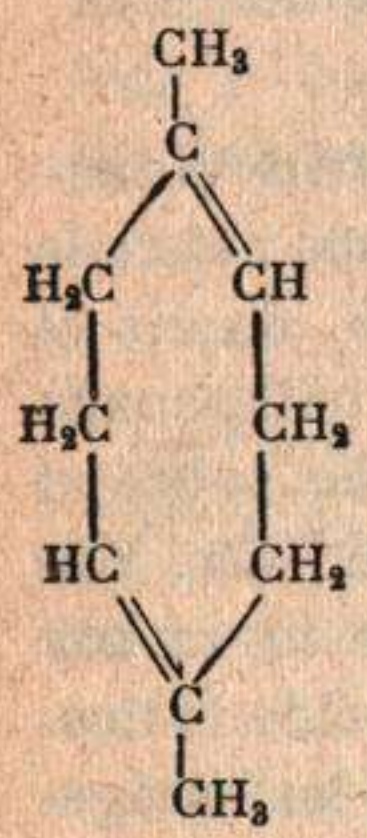
148. Terpenos.—De las secreciones de las plantas (resinas, bálsamos, aceites, latex) se extrae hidrocarburos de fórmula $(C_5H_8)_n$, que pueden considerarse, químicamente, derivados hidrogenados del cimeno.

El más importante es el *pineno* ($C_{10}H_{16}$), que forma la parte principal de la *trementina*. La trementina es una especie de bálsamo que se extrae mediante incisiones en ciertos pinos, alerces y abetos; destilada con vapor de agua, da una substancia líquida: el *aguarrás o esencia de trementina*, y otra substancia sólida: *colofonia*. El aguarrás se emplea en la preparación de barnices, pinturas, etc.; la *colofonia* o *pez griega* tiene aplicación en la preparación del lacre, en la fabricación de jabones, barnices; para encolar papel, etc..

La constitución del pineno se explica por la fórmula de estructura, en la cual existe una doble unión cíclica:



También se encuentran terpenos en las esencias de azahar, limón, naranjo, enebro, etc. Y pueden ser considerados como isómeros del pineno.

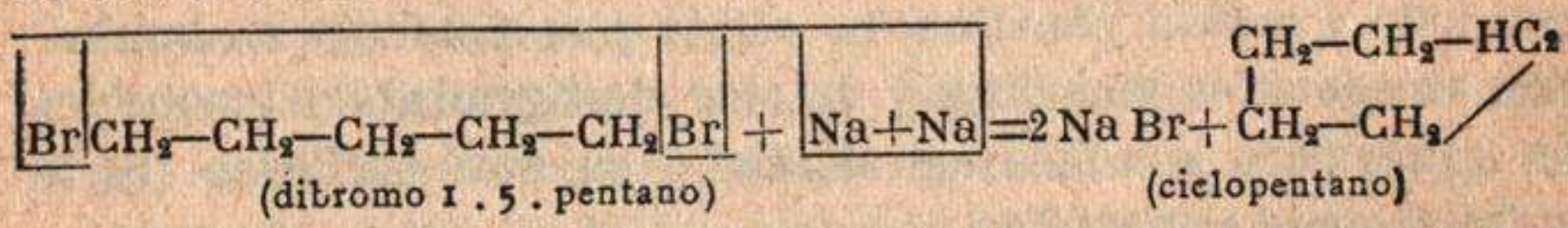


Caucho.—El *caucho* o *goma elástica* procede del latex de plantas tropicales, de las que viven principalmente en el Brasil: se deseca por acción de humos calientes el latex, que se va colocando en capas. El caucho está constituído principalmente de un hidrocarburo de fórmula $C_{10}H_{16}$, pero en su estructura (según *Harries*, 1905), se supone existe un núcleo de ocho átomos de carbono.

El caucho se prepara ya actualmente por síntesis.

El caucho por sus propiedades elásticas y resistente a muchos reactivos, condiciones que adquiere por un procedimiento especial llamado *vulcanización*, tiene grandes aplicaciones, sobre todo mezclado con otras substancias. Mezclado con azufre triturado y comprimido, constituye la *ebonita*. El caucho se emplea en la confección de tubos impermeables, neumáticos, objetos de cirugía, de adorno, juguetes, etc..

149. Cicloparafinas.—Existen una clase de hidrocarburos isómeros de los etilénicos (y respondiendo, por tanto, a la fórmula general C_nH_{2n}), pero de propiedades parecidas a los hidrocarburos saturados, o parafinas. Su constitución se explica por una cadena cerrada o anillo, cuyo número de carbonos es variable: si tratamos los derivados *di*halogenados de los hidrocarburos saturados, con sus halógenos en los extremos de la cadena, por el sodio, éste, apoderándose de los halógenos, deja libres valencias que se sueldan formando cadena cerrada. Así, el dibromo 1. 5. pentano da con el sodio:



(dibromo 1 . 5 . pentano) (ciclopentano)

El hidrocarburo obtenido de fórmula bruta C_5H_{10}, isómero, del penteno, se llama, pues, *ciclopentano*. Los demás hidrocarburos de esta clase se denominan, análogamente, anteponiendo al nombre del hidrocarburo saturado correspondiente, la palabra *ciclo*.

Uno de los más importantes científicamente es el *cicloexano*, C_6H_{12}, del cual se puede obtener por deshidrogenación el benceno, C_6H_6.

Ambos hidrocarburos, el ciclopentano y el cicloexano, se encuentran en los petróleos de Bakú.

También se llama *derivados polimetilénicos* a dichos hidrocarburos, nombre que deben a que contienen grupos $=CH_2$, radical hipotético, que no se ha podido aislar y que constituiría, por su composición, en la serie del etileno el término correspondiente al metano en la de las parafinas; de donde su nombre *met*ileno.

150. Derivados halogenados de los hidrocarburos.—Al hablar de las series homológas, hemos indicado que el cloro reacciona directamente con el metano, dando el *cloruro de metilo*, CH_3Cl: este gas es un derivado halogenado del metano. De igual modo, por acción del metano sobre el agua de bromo, obtendríamos *bromuro de metilo*, CH_3Br. Más difícil es obtener el *ioduro de metilo*, CH_3I: ello se logra con la reacción del metano y el iodo, en presencia del ácido iódico. Análogamente se forman los otros compuestos de los halógenos con los radicales alcohólicos: p. e., *cloruro de etilo*, *ioduro de propilo*, etc.. En todos estos casos, el número de átomos de hidrógeno substituídos en el hidrocarburo correspondiente es solo uno: son derivados *monohalogenados*.

También pueden ser substituídos dos *(derivados dihalogenados)*, y tres *(derivados trihalogenados)*. Entre estos últimos, son importantes por su uso en medicina el *cloroformo*, $CHCl_3$, y el *iodoformo*, CHI_3.

El *cloroformo* se obtiene calentando alcohol ordinario con cloruro de cal y agua: es un líquido dulzaino y olor agradable, que hierve a 61°; tiene aplicación como anestésico, pero hay que tener mucho cuidado en aplicarlo.

El *iodoformo*, que se obtiene calentando alcohol ordinario con iodo y potasa cáustica: es sólido y se presenta en laminillas exagonales amarillas y de olor desagradable, insolubles en agua, pero solubles en alcohol y en éter sulfúrico. Se le emplea como antiséptico.

Por substitución de H en los hidrocarburos eténicos, etínicos y bencénicos, se obtiene derivados halogenados de estos hidrocarburos.

Todos estos derivados halogenados que forman *series* con sus correspondientes isómeros, se nombran modernamente atendiendo al número de H substituídos en el hidrocarburo y al lugar en donde se han hecho las substituciones: cloruro de metilo, CH_3Cl, ó *clorometano*; cloroformo, $CHCl_3$ ó *triclorometano*; cloruro de etilo o *cloretano*; iodoformo o *triiodometano*. Los isómeros se nombran teniendo en cuenta el nombre del halógeno y el lugar de la cadena con H substituídos: así el *iodo 1 - butano* y el *metil 2 - iodo 2 - propano* son dos isómeros del *ioduro de butilo*, cuyas fórmulas son:

$$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2I \quad y \quad \begin{array}{l} H_3C-CI-CH_3 \\ \quad\;\; | \\ \quad\;\; CH_3 \end{array}$$

Derivado tetrahalogenado del metano es el *tetracloruro de carbono*, CCl_4, o *tetraclorometano*, líquido de olor análogo al cloroformo y que por disolver las grasas, la parafina y ciertas resinas, tiene varias aplicaciones.

151. El gas del alumbrado y el alquitrán de hulla.—Obtención. En una retorta de arcilla o en una vasija de barro, la cual se ha provisto de un tubo de desprendimiento bien sujeto a su boca con yeso amasado, se coloca fragmentos de hulla grasa. El tubo de desprendimiento se pone en comunicación con un recipiente enfriado provisto de tubo de desprendimiento afilado (Fig. 64). Caliéntese la vasija en un hornillo con carbón de leña. Al cabo de cierto tiempo, cuando la vasija esté al rojo, podremos encender por el extremo del tubo de desprendimiento afilado un gas, *gás del alumbrado;* mientras que en el recipiente enfriado se deposita una substancia obscura: *alquitrán de hulla,* amoniaco y otros productos. En el interior de la vasija, queda un carbón poroso: *cok*.

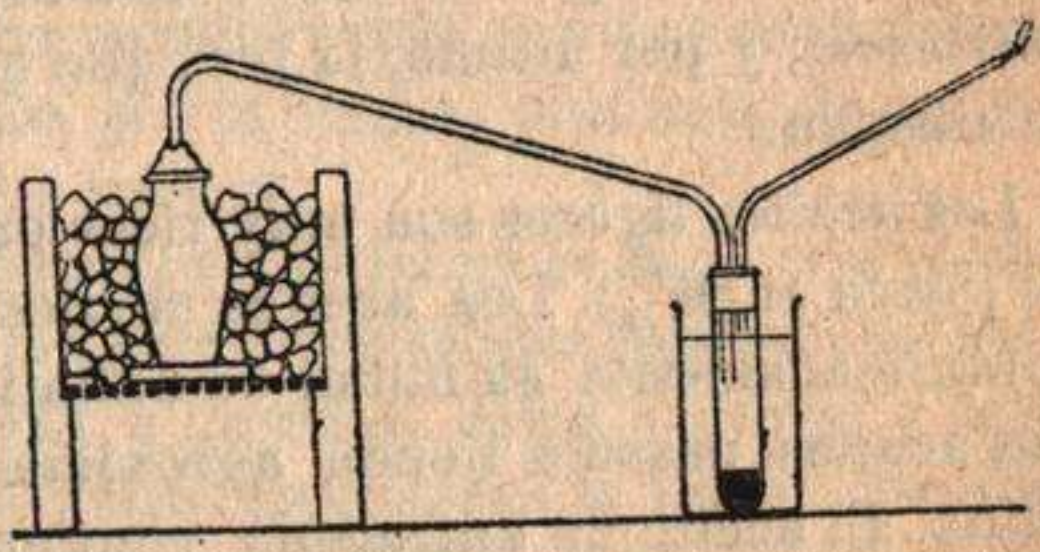


Fig. 64.

La industria realiza esta operación en *retortas* en forma de tubos, generalmente en posición inclinada o vertical, de unos

cuatro metros de longitud. Las retortas son calentadas con humos calientes procedentes del horno. Los productos gaseosos que se desprenden en la destilación de la hulla son conducidos por tubos a un recipiente llamado *barrilete*, con agua, en donde se recogen productos líquidos que constituyen el *alquitrán*, amoniaco y otras substancias. El gas, después de pasar por el barrilete, es lavado para desprenderle del *amoniaco*, de la *naftalina, ácido sulfhídrico*, *anhídrido carbónico* y otras substancias que lo impurifican; algunas de estas substancias son preciosas por su valor en la industria y en el comercio. Por último, se conduce a los *gasómetros*, enormes campanas construídas con láminas de hierro, invertidas sobre un depósito de agua y que se elevan guiadas por unos carriles verticales. En los gasómetros está dispuesto para ser distribuído.

Composición del gas del alumbrado.—El gas del alumbrado obtenido por destilación de la hulla es una mezcla compleja: hidrógeno, 12—55%; metano, 32—38%; etileno y otros hidrocarburos no saturados, como el propileno, acetileno y otros, 2—3%; benceno y otros hidrocarburos bencénicos, 0'80—1,40%; gas carbónico, 1,25—3,20%; óxido de carbono, 4'50—9%. El gas carbónico, y el amoniaco, ácido sulfhídrico, nitrógeno, sulfuro de carbono, etc., que se encuentran en él en pequeñísimas cantidades, lo impurifican.

Destilación del alquitrán.—Sometido el alquitrán de hulla a destilación fraccionada, suministra sucesivamente cinco productos: *aceites ligeros*, *aceites medios*, *aceite pesado*, *aceite de antraceno*, y por último, la *pez*, que queda como residuo de la destilación.

Los aceites ligeros son muy ricos en benceno, tolueno y xilol (hasta el 36%). Los aceites medios o de *creosota* contienen apróximadamente su mitad de naftalina, y también benceno. Los aceites pesados tienen aproximadamente un 28% de naftalina. El aceite de antraceno contiene antraceno sólido. Por último, la pez constituye el 55% del alquitrán destilado.

Los aceites se emplean para extraer los hidrocarburos que los forman y otras substancias; para el alumbrado e impregnación de maderas, conservándolas; para combustibles en ciertos motores. La pez, mezclada con arena, se emplea en la pavimentación de las calles, para fabricar telas alquitranadas, barnices, etc..

La llama.—El gas del alumbrado, el acetileno, el metano y otros gases, tienen la propiedad de arder en el aire. Cuando se pone incandescente un sólido (un alambre de platino por ejemplo), no se observa en él más que una intensa emisión de luz; cuando arde una substancia gaseosa, se engendra una *llama*.

De las llamas ya estudiadas, hemos visto que la del *hidrógeno* no tiene casi potencia luminosa; pero si en ella introducimos un cuerpo sólido, como un cilindro de cal viva, entonces su brillo aumenta *(luz Drumond)*, crece su luminiscencia: se debe a que partículas sólidas de cal se desprenden del cilindro y son puestas al rojo, aumentando con esto la luminiscencia de la llama.

Este hecho explica porque las luces de los hidrocarburos son brillantes: estos hidrocarburos se descomponen en hidrógeno que se quema, y en carbono que, por ser sólido, al ponerse al rojo, da a la llama su brillo. Toda substancia gaseosa que por descomposición no puede dar un cuerpo sólido, arde con luz opaca.

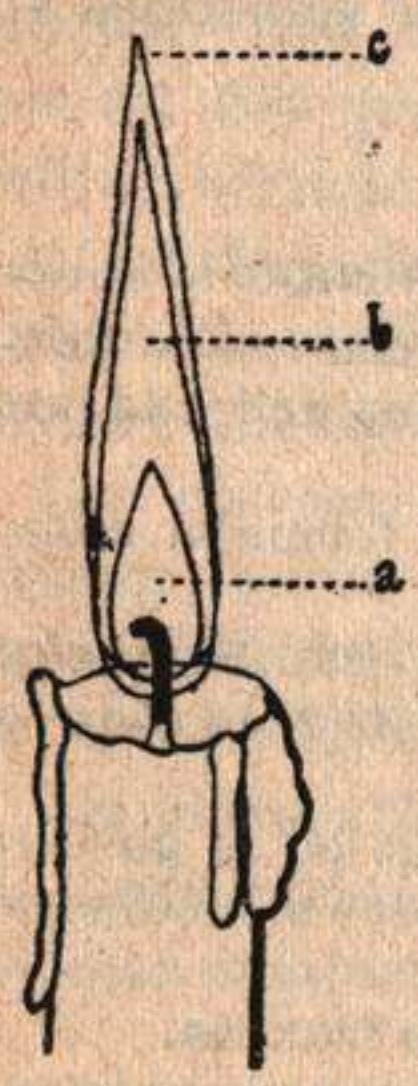


Fig. 65.

En lo dicho se fundan los *manguitos de incandescencia* para gas, aplicados a las llamas que se pretende tengan gran poder calorífico. El manguito está constituido (una vez incinerado y dispuesto para el uso) de óxidos de metales raros, que se ponen incandescentes por la llama, produciendo un foco de luz potente.

El tipo clásico de llama es la de una bujía: en ella los productos sólidos fácilmente fusibles pasan a líquidos, éstos a gases; y esos gases al arder engendran la llama. En ella podemos (Fig. 65) distinguir perfectamente tres zonas: una *a* interior obscura (azul en la base), en la cual existe tan poco poder calorífico, que si introducimos en ella una cerilla tarda bastante en encenderse: esta porción de la llama está formada de los productos gaseosos procedentes de la descomposición de las substancias de la bujía; otra *b* que rodea a la anterior, en la cual existe gran nú-

mero de partículas de carbono puestas al rojo, por lo cual tiene gran poder luminoso y ejerce acción *reductora* sobre las substancias. Otra *c*, en la cual el carbono en contacto con el oxígeno del aire se quema, debido a que la potencia calorífica de la zona es muy elevada y mayor que la de las demás. Esta zona tiene efectos *oxidantes*.

El *mechero Bunsen* (Fig. 22) tiene por objeto la formación de una llama sumamente calorífica, para lo cual evita que se desprendan las partículas de carbono, proporcionando por su parte inferior una corriente de aire al gas que sale por su boca, quemándose las partículas de carbono que se hayan desprendido.

Al enfriar la llama, las partículas de carbono y los productos gaseosos no descompuestos se ponen de manifiesto; esto es lo que ocurre al cortar la llama con un cuerpo frío o con una tupida malla metálica; apoderándose la malla del calor de la llama, se observa la producción, por la parte superior, de humos negruzcos que son la mezcla de los productos no descompuestos y de las partículas carbonosas. En esta propiedad se funda el hecho de poner los matraces sometidos al calor, sobre mallas metálicas (Nota pág. 51).

152. Historia de los hidrocarburos.—El *metano* lo conoció ya, quizás, *Plinio*, y *Basilio Valentin* en 1500. Pero hasta *Berthollet* (1785) no se supo su composición, que fué bien definida por *Henry*, *Berzelius* y *Davy*.

El *eteno* lo estudió *Dumas*, quien observó que formaba compuestos de adición.

El *acetileno* lo obtuvo, aunque impuro, *Davy* (1839). *Berthelot* (1859) lo preparó puro y le dió el nombre. *Wöhler* (1862) lo obtuvo por acción del agua sobre el carburo de calcio.

El *benceno* fué descubierto por *Faraday* en 1825 en el gas del alumbrado. Su serie data de los estudios realizados a mediados del siglo pasado.

La *naftalina* fué estudiada por *Laurent*, químico francés.

Las primeras noticias sobre el *caucho* (1) se deben a un naturalista español, *Gonzalo Fernández de Oviedo y Valdés*, que lo aprendió a conocer de los indios de América del Sur (1736).

---

(1) C. Brugués: *Química popular*, 1911, pág. 401.

El *cloroformo* fué descubierto por *Liebig*, y debe su nombre a *Dumas* (1835), quien definió su constitución.

También *Dumas* estableció la constitución del *iodoformo*.

En Inglaterra nacieron los primeros ensayos de obtención del *gas del alumbrado*, que datan de 1739. *Lebon*, ingeniero francés, patentaba un proyecto de obtención del gas en 1799. En 1805 adoptaba definitivamente Inglaterra el alumbrado por el gas de hulla. La primera instalación española se hizo en Barcelona (1826).

La destilación industrial del *alquitrán de hulla* se implantó por vez primera en Inglaterra en 1834.

El *petróleo bruto* fué usado ya por los egipcios para preparar los cadáveres. Mezclado con gases inflamables (metano y otros) constituía los *fuegos sagrados* de los templos antiguos.

En el siglo XIII, *Marco Polo* describe los manantiales de petróleo de Bakú, que fueron explotados en gran escala desde 1820. En 1850 se construyó en Bakú la primera fábrica para destilación del petróleo. En 1859 se perforó en Pensilvania el primer pozo. La *vaselina* se preparó por vez primera en 1871. La *parafina* se descubrió en 1809 en el petróleo. En 1897, *Sabatier* y *Senderens* obtuvieron, por síntesis, hidrocarburos.

La Biblia cita (*Génesis*, cap. XI, vers. 3) el empleo de *betunes*, como mortero en la construcción de la torre de Babel.

153. Dos grupos en los compuestos de carbono.—Los hidrocarburos que hemos estudiado se agrupan en dos grupos: los de cadena abierta o acíclica y los de cadena cerrada o cíclica. Como, por substitución de hidrógenos, pueden derivarse de los hidrocarburos los demás compuestos de carbono, se ha distinguido entre los compuestos de carbono dos grandes grupos:

Los hidrocarburos saturados, etilénicos y acetilénicos de cadena abierta y sus derivados forman la llamada serie *acíclica* o *alifática* (nombre derivado del griego, y significa *grasa*) por comprender las grasas.

Los hidrocarburos bencénicos, cíclicos y sus derivados forman otra serie llamada *cíclica* o *aromática* por comprender muchos compuestos aromáticos.

§ 39. Compuestos oxigenados del carbono

154. Anhídrido carbónico, CO_2.—Obtención. Al dejar caer sobre un pedazo de mármol o de piedra de cal unas

gotas de un ácido cualquiera, clorhídrico o nítrico, p. e., se produce efervescencia rápida y se desprende un gas a consecuencia de la reacción. Si los trocitos de mármol los ponemos en un frasco como el que nos sirvió para obtener hidrógeno y echamos el ácido por el tubo de seguridad, el gas desprendido no podemos recogerlo en agua porque se disuelve en ella. Es el gas que dijimos (pág. 209) existe en el aire atmosférico y al cual se llama *gas carbónico*, *bióxido de carbono* o *anhídrido carbónico*, de fórmula CO_2.

Y la reacción que ha determinado su producción es la siguiente:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

(mármol o carbonato cálcico)

Lo recogeremos en la cuba hidrargironeumática, o simplemente haciendo llegar el tubo de desprendimiento a tubos de ensayo o probetas vacías y con la abertura *hacia arriba*.

Propiedades.—La razón del modo de recoger el gas carbónico, es que este gas es más denso que el aire, y si los recipientes fuesen colocados con la abertura hacia abajo, el gas *caería* de ellos y no podríamos, por tanto, captarlo.

Siendo mucho más denso que el aire, se le puede traspasar como si fuese un líquido: tomemos dos probetas, una de pié, llena de aire y con una luz en su interior, otra con gas carbónico; al invertir ésta sobre aquélla, la luz se extingue, lo cual nos indica que se ha llenado del gas que ha caído de la probeta superior.

Fundado en la gran densidad del anhídrido carbónico, y para delatar su presencia en las bodegas o en los sitios en que se sospecha su existencia, sitios en los cuales es peligroso entrar porque, como hemos visto, el carbónico detiene las combustiones y es también irrespirable, *Ansell* ha construído un aparato sencillo: consta de un tubo acodado que contiene mercurio en una de sus ramas, que está abierta; entra en el mercurio un alambre puesto en comunicación con uno de los polos de una pila eléctrica, y en la otra, cerrada con un tapón, un alambre que la atraviesa y que *no toca al mercurio*, comunica con un timbre y éste a su vez con el otro polo de la pila.

Introduciendo el aparato en una habitación en que existe gas carbónico, éste por su gran peso hace descender el mercurio de la rama abierta, que se eleva en la otra, y al ponerse ese mercurio en contacto con el alambre, se cierra el circuíto y el timbre suena.

La presencia del anhídrido carbónico en el aire se comprueba por su reacción con el *agua de cal* (1) haciendo pasar por medio de un aspirador (Aparato D de la fig. 61) aire a través de agua de cal contenida en un frasco: ésta se enturbia: esta reacción es característica del gas carbónico, y nos indica que la atmósfera contiene anhídrido carbónico.

El anhídrido carbónico de la atmósfera se debe principalmente a las combustiones que sufren las substancias carbonadas. Que, efectivamente, en la combustión del carbón se produce gas carbónico, se comprueba de la manera siguiente: se quema trocitos de carbón debajo de un embudo y se hace pasar, por medio de un aspirador, los gases producidos a través de agua de cal: ésta se enturbia, delatando la presencia del gas carbónico. Lo mismo ocurre si soplamos con un tubo o con una paja a través de agua de cal: esto nos prueba que en la respiración se engendra gas carbónico.

Si en el fondo de una de las probetas que llenamos de gas introducimos una bujía encendida, ésta se apaga: el gas carbónico impide, pues, las combustiones.

El gas carbónico sometido a la presión de 38 atmósferas y a la temperatura de 0°, se líquida fácilmente. Al estado líquido se expende en el mercado, como otros gases, en grandes tubos de acero (Fig. 66) muy usados en las cervecerías: porque puestos éstos en comunicación con los barriles de cerveza, al evaporarse, el gas comprime a la cerveza y la hace ascender, mezclada con él, a los sitios de despacho.

Fig. 66.

Comunica a sus disoluciones acuosas *(agua de Seltz)* un sabor ácido refrescante, así como a los vinos que la contienen (vinos espumosos, como el Champagne) cualidad que los hace muy apreciables en la industria. Se emplea en las fábricas de azúcar.

Liquidado y sólido, se le usa mucho como refrigerante, porque, al evaporarse, produce frío intenso. Con el éter sulfúrico

(1) Se obtiene mezclando cal viva con agua, dejando reposar el líquido y decantando luego la disolución (agua de cal), que es incolora y transparente.

forma el anhídrido sólido una papilla blanca que hace descender la temperatura a — 140°.

Con objeto de facilitar el transporte, suele a veces solidificarse, y en este estado, comprimido por medio de cortos cilindros de hierro y luego envuelto en papel, se le expende en el comercio.

El gas carbónico y la vida.—Los animales mueren si lo respiran en abundancia; en una atmósfera de gas carbónico, el hombre sufre vértigos, somnolencia y una especie de embriaguez peligrosa. La causa de este envenenamiento por carbónico, que puede producir la muerte, no radica en que este gas sea un veneno, sino en que impide que el oxígeno actúe en la respiración. La sangre venosa, que en los tejidos se carga de anhídrido carbónico procedente de las combustiones internas (como interpretó *Lavcisier* en 1794), al llegar al pulmón no puede desprender dicho gas y tomar oxígeno, que llevado a los tejidos los vivifique, y por esta razón aparecen los síntomas de asfixia dichos, que desaparecen al respirar de nuevo aire puro.

El gas carbónico tiene, a pesar de lo expuesto, una definida acción fisiológica, ya que llega a producir enrojecimientos en la piel y aun anestesia.

Este poder excitante y anestesiante que determina, sobre todo en las mucosas, ha hecho que se emplee a veces en terapéutica, y que estén tan en boga las bebidas cargadas de este gas.

Aunque el gas carbónico detiene las combustiones y es, por tanto, perjudicial para la vida animal, su existencia es la base del desarrollo de las plantas. Estas, por medio de la materia verde que poseen, la *clorofila*, (1) y bajo la acción de la luz, descomponen el anhídrido carbónico atmosférico, fijan el carbono en sus tejidos y dejan libre el oxígeno. Este carbono absorbido es la base de la alimentación de la planta. Ahora bien,

(1) Se obtiene disolución de clorofila del modo siguiente: en un vaso con alcohol se echa hojas verdes (p. e., de espinaca, ortiga): el líquido se colorea. Parte de este líquido se mezcla con bencina en un tubo de ensayo, y se agita: el líquido se separa en dos capas al dejarlo reposar. Se decanta la superior, formada de una disolución de clorofila en bencina.

como para que se produzca esta función, llamada función clorofílica, precisa la existencia de los dos factores, luz y clorofila, se comprende que las partes no verdes de los vegetales no serán capaces de determinarla y que las plantas verdes, colocadas en la obscuridad completa, tampoco fijarán carbono, ni desprenderàn oxígeno. Por esta razón, los vegetales que nacen en lugares obscuros tienen desarrollo pobre. El proceso indicado es en cierto modo contrario a la respiración vegetal, que, como ya observó el botánico francés *Saussure* (1822), consiste en la expulsión de anhídrido carbónico y absorción del oxígeno, lo mismo que en la respiración animal.

Ciclo del carbono.—El carbono, como se deduce de lo que acabamos de indicar, pasa continuamente de los tejidos animales a los vegetales y recíprocamente. Por la luz solar el carbono es extraido por las plantas del anhídrido carbónico del aire, el cual a su vez procede de las combustiones (principalmente animales) que en la Tierra se verifican; y los animales, por otra parte, directa o indirectamente se alimentan de plantas que contienen carbono en sus tejidos. Y como en dichas combustiones se desprende energía, juntamente a la circulación del carbono hay una contínua transformación de energías, que mantienen la vida. Por consiguiente, en último término, la energía solar es el alimento de la vida.

El gas carbónico en la tierra.—Es muy abundante en la naturaleza: existe en grandes cantidades en el aire, procedente de la respiración de los seres vivos, de las combustiones y de las putrefacciones y fermentaciones, como la que se produce en el mosto al transformarse en vino: por eso se desprende en los lagares.

Se produce entre los gases de los volcanes y en las *mofetás*, que son fisuras del terreno por donde sale gas carbónico. En las cavernas de Nápoles: en la «Gruta del perro» (llamada así porque en ella existe una capa de gas carbónico que tiene próximamente la altura de este animal, al cual asfixia si entra en ella), se desprende gas carbónico en abundancia. Lo mismo ocurre en el «Valle de la muerte», de Java, donde la cantidad de gas carbónico es tan grande, que los animales que en él entran mueren asfixiados.

En Gerona hay también producciones naturales de gas carbónico.

Disuelto en las aguas naturales, abunda también el carbónico. Estas aguas carbonatadas, de gran poder medicinal, se llaman *acídulas*.

Otros procedimientos de obtención.—Por la reacción de los ácidos sobre los carbonatos, se obtiene en los laboratorios el anhídrido carbónico. Pero la industria utiliza principalmente la combustión del carbón, o la descomposición del carbonato cálcico por acción del calor en las *caleras* u hornos de cal. En estos últimos casos, la abundancia del anhídrido carbónico producido es muy grande, y se necesita para los múltiples usos que hoy tiene este gas en las fábricas de azúcar y en la fabricación de bebidas.

Constantes.—Peso molecular, 44. Punto de liquefacción, — 78°,2. Punto de solidificación, — 57°. Temperatura crítica, + 31°. Presión crítica, 77 atmósferas. Densidad, 1'529.

Historia.—Fué preparado por vez primera por *Black*, a mediados del siglo XVIII, y fué llamado *aire fijo* puro.

155. Acidos carbónicos.—Hemos dicho que el gas anhídrido carbónico es muy soluble en agua, sobre todo cuando se encuentra sometido a grandes presiones.

El gas anhídrido carbónico, al disolverse, sigue exactamente la llamada *ley de Henry* (1803): *la cantidad en peso de un gas que se disuelve en un líquido es directamente proporcional a la presión a que el gas se someta.*

La disolución carbónica tiene todos los caracteres de un ácido débil: posee un sabor levemente agrio, y enrojece de un modo ténue el papel azul de tornasol. El ácido engendrado en estas condiciones por el gas carbónico, es el *ácido carbónico*, H_2CO_3, que se supone existe en la disolución, ya que no se ha podido aislar. Por esto, el gas carbónico productor de dicho ácido es un anhídrido.

El ácido carbónico, por tener los dos átomos de hidrógeno substituibles por metales, es un ácido bibásico y engendra, por tanto, dos clases de sales, ambas llamadas *carbonatos*.

Si la substitución del hidrógeno es tan solo parcial, los carbonatos producidos son sales ácidas (tales como el $NaHCO_3$) a las cuales se conoce con el nombre de *bicarbonatos;* si la substitución es total, se obtiene los carbonatos normales (página 185). El ácido carbónico es poco estable, y en el momento de producirse se descompone en anhídrido carbónico y agua,

$CO_2 + H_2O$; descomposición que se produce siempre al tratar un carbonato por un ácido, como pudimos ver al comenzar este estudio.

Además de este ácido carbónico, se supone existen otros dos: el H_4CO_4, llamado *ácido ortocarbónico*, que engendra los *ortocarbonatos*, y el HCO_3, *ácido percarbónico*, capaz de producir los *percarbonatos*.

Reconocimiento de carbonatos.—Con los ácidos desprenden un gas (anhídrido carbónico) que vuelve lechosa al agua de cal.

156. Oxido de carbono, CO.—Obtención. Cuando el carbón arde incompletamente, como sucede a veces en los braseros, se desprende un gas producto de esa combustión, que es muy tóxico, ya que al ser respirado determina cefalalgias y convulsiones y aun la muerte si la cantidad absorbida es muy grande. Ese gas, llamado vulgarmente *tufo de los braseros*, es, como el gas carbónico, un compuesto de carbono y oxígeno, conocido en química con el nombre de *óxido de carbono* y que tiene por fórmula CO. Se le puede obtener fácilmente en el laboratorio poniendo en una retorta o en un matraz una mezcla de carbonato cálcico (creta o tiza) y polvo de zinc. Calentando esa mezcla, se desprende óxido de carbono, que puede recogerse en la cuba hidroneumática, porque este gas no es casi soluble en agua. La reacción producida es la siguiente:

$$CaCO_3 + Zn = CaO + ZnO + CO \text{ (óxido de carbono)}$$

Propiedades.—Es incoloro e inodoro. Acercando una cerilla a un tubo de ensayo lleno de óxido de carbono, se observa que el gas arde con hermosa llama azul, dando anhídrido carbónico; si se encuentra mezclado con aire, puede, como el hidrógeno, producir al arder una pequeña explosión.

Siendo el carbono tetravalente y el oxígeno bivalente, uno de los dos elementos tiene que entrar en el óxido de carbono con una valencia distinta de la normal. Se le puede, por tanto, asignar dos fórmulas desarrolladas según que el C y el O estén enlazados por cuatro valencias, $C{\equiv}O$, o solo dos, $C{=}O$. Parece que la segunda es la que más conviene a sus propie-

dades, y como al combinarse con ciertos elementos lo hace como si tuviese dos valencias libres, $=C=O$, el óxido de carbono funciona como un radical; por lo que se le llama también *carbonilo*. Este carbonilo u óxido de carbono, mezclado con cloro y expuesta la mezcla a la luz del sol, produce un compuesto, Cl_2CO ó $\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}\!\!>C=O$, que es el *cloruro de carbonilo* o *gas fosgeno*, de olor sofocante y que excita el lacrimeo.

La propiedad de pasar a través de placas de fundición al rojo, hace que este gas salga a veces de las estufas muy encendidas donde se produce, y haga tóxica la atmósfera de las habitaciones determinando siniestros, por desgracia demasiado frecuentes.

La causa de su toxicidad es que se une a la *hemoglobina* de la sangre, e incapacita a ésta para transportar oxígeno a los tejidos y tomar su gas carbónico; no puede verificar, por tanto, la eliminación de los productos que ellos segregan, y esos productos, acumulándose en el organismo, son causa de la intoxicacion.

El óxido de carbono forma parte principal de una mezcla gaseosa denominada *gas pobre* o *gas de agua*, de gran aplicación, por su economía, como combustible en los motores para la industria. También interviene el óxido de carbono por su acción reductora en metalurgia: el óxido de carbono procede de la combustión del carbón.

Gas pobre o gas de agua.—Cuando al carbón de cok calentado a altas temperaturas se conduce una corriente de vapor de agua, se verifica: $C + 2H_2O = 2H_2 + CO_2$; y $C + H_2O = H_2 + CO$, según que la temperatura sea de unos 600°, ó pase de 900°. Esta mezcla de óxido de carbono e hidrógeno constituye el gas pobre o *gas de agua;* llamado así por el procedimiento seguido en su obtención. Son las reacciones anteriores endotérmicas (pág 114) y, por tanto, se les debe proporcionar calor continuamente: por esto se calienta bien el carbón en retortas alimentadas con una corriente de aire, antes de introducir la del vapor de agua. Esta operación se repite sucesivamente a fin de que se mantenga siempre la temperatura necesaria para que se verifique la segunda ecuación, que es

la conveniente. Se le emplea para el alumbrado, y principalmente como combustible en los motores.

Principio de Hess o segunda ley de termoquímica.—La combustión del carbón para formar anhídrido carbónico es una reacción exotérmica (pág. 114) en la cual se desprenden 97 grandes calorías. En la combnstión del óxido de carbono, con formación de anhídrido carbónico se desprende tan solo 67,850. En el proceso de la combinación del carbono con el oxígeno, con formación primero del estado intermedio óxido de carbono y del final anhídrido carbónico, no podemos determinar directamente el calor de formación del óxido de carbono. Podemos hallar indirectamente el calor de formación de los estados intermedios (óxido de carbono en este caso) basándonos en el *principio de Hess*, que dice: *el calor desprendido es una reacción complicada depende solo de los estados inicial y final, no de los estados intermedios.*

Aplicando este principio al caso que nos ocupa, deducimos que la suma de los calores desprendidos al reaccionar C con O con formación sucesiva de CO y CO_2, debe ser la que nos ha dado la combustión del C, estado inicial, para llegar a CO_2, estado final, o sea 97 calorias; y si llamamos x al desconocido calor de formación del CO, siendo 67,850 las calorias desprendidas en la transformación del CO en CO_2 tendremos: $x + 67{,}850 = 97$; de donde, $x = 97 - 67{,}850 = 29{,}150$. El calor de formación del óxido de carbono será, pues, 29,150 calorias.

Reconocimiento del óxido de carbono.—Se descubre residuos de óxido de carbono porque ennegrecen el papel embebido con cloruro de paladio. Esta reacción es muy útil para reconocer sus fugas en las habitaciones en donde se obtiene industrialmente, de modo principal en la producción del gas pobre.

El óxido de carbono en la tierra.—Existe en muy pequeña cantidad en la atmósfera.

Otros procedimientos de obtención.—Mejor que el expuesto al comienzo de su estudio, es el basado en la reacción del ácido sulfúrico sobre el *ácido oxálico*. Calentando ambos en un matraz, se desprende el óxido de carbono.

Haciendo saltar el arco voltáico entre dos cilindros de carbón sumergidos en agua, se produce óxido de carbono por acción del carbono de los electrodos sobre el agua (se obtiene gas pobre).

Constantes.—Peso molecular, 28. Densidad, 0,967. Punto de liquefacción, — 190°. Punto de solidificación, — 212°.

Historia.—*Priestley* lo obtuvo en 1796.

157. Sulfuro de carbono, CS_2.—**Propiedades.** Lo hemos empleado muchas veces como disolvente. Es un líquido incoloro cuando es puro; amarillento ordinariamente; olor especial; inflamable, ardiendo con llama azul.

Tiene enorme aplicación como disolvente de las grasas, empleándose por esta propiedad en la extracción del aceite del orujo, en el desengrasado de materias, residuos textiles, pieles, etcétera. Disuelve al azufre, iodo, fósforo, caucho.

Se emplea para combatir la *filoxera* en las vides, inyectándolo en el terreno aunque este procedimiento es muy caro, y solo puede emplearse cuando empieza la enfermedad.

Obtención.—Se obtiene por la acción de vapores de azufre sobre el carbón de leña al rojo. Esta operación se realiza industrialmente en un cilindro de hierro de algo más de metro y medio de altura, recubierto por materia refractaria: se llena de carbón de leña o de cok y se calienta con humos del horno. A este cilindro se conduce de cuando en cuando vapores de azufre fundido en una caldera. Los vapores desprendidos en la reacción se enfrían, y se obtiene, una vez purificados, sulfuro de carbono.

Constantes.—Peso molecular, 76,12. Densidad, 1,26. Punto de ebullición, 46°,5.

§ 40. Compuestos oxhidrogenados del carbono

158. Alcoholes y fenoles.—Alcohol etílico o espíritu de vino, $C_2H_5.OH$.—*Preparación.* De todos conocido es el *espíritu de vino* que se vende en los comercios para infinidad de usos. Podemos prepararlo por destilaciones sucesivas y fraccionadas del vino, esto es: destilándolo en una retorta, o mejor en un balón como el representado en la fig. 31, provisto de termómetro atravesado en el corcho y en comunicación con un refrigerante: destilada aproximadamente la mitad del líquido, se destila de nuevo con fragmentos de cal el destilado obtenido: las primeras porciones destiladas (mientras no exceda la temperatura de 82°) son de alcohol con algo de agua.

El *espíritu de vino* que se ha separado del vino, se ha formado por la acción que sobre el mosto ejerce un hongo microscópico la *levadura*. El mosto que se obtiene por estrujamiento y prensado de la uva, es un líquido azucarado, y su azúcar es el que se transforma por dicha acción en espíritu de vino y en anhídrido carbónico: proceso conocido con el nombre de *fermentación* (véase *azúcares*).

Propiedades.—Líquido incoloro, de olor característico, que arde con luz pálida, pero con gran potencia calorífica: por lo que se le utiliza mucho en los laboratorios; muy buen disolvente. Se mezcla con el agua en todas proporciones, con contracción de volumen. Se aplica también como antiséptico. Con él se fabrica las *bebidas alcohólicas;* o en ellas está contenido.

Fórmula.—Podríamos obtener el alcohol etílico partiendo del ioduro de etilo, C_2H_5I, por la acción del hidrato de plata (oxido de plata húmedo) según la siguiente ecuación:

$$\underset{\text{(ioduro de etilo)}}{CH_3-CH_2\boxed{I + Ag}OH} = AgI + \underset{\text{(alcohol etílico)}}{CH_3-CH_2.OH}$$

En donde vemos que el alcohol etílico, $CH_3-CH_2.OH$ ó $C_2H_5.OH$ es el etano, C_2H_6, con un H substituído por el oxhídrilo; su fórmula $C_2H_5.OH$ es análoga a la de los hidratos: el alcohol etílico puede considerarse como un hidrato de etilo; tiene algunas propiedades de los hidróxidos: forma sales con los ácidos; pero tiene reacción neutra. (1)

Constantes.—Peso molecular, 46. Densidad, 0,80. Punto de ebullición, 78°,3. Punto de fusión, — 111°,8.

Alcoholes y fenoles. *(Fórmula general, R — OH)* (2).—Si en los hidrocarburos substituímos un H por un OH, se obtiene series de substancias parecidas por su constitución al alcohol etílico: son los llamados *alcoholes;* y los alcoholes derivados de los hidrocarburos cíclicos por substitución de hidrógenos

(1) En *hidratos de carbono* se expone el proceso de la fabricación industrial del alcohol.

(2) R representa un radical alcohólico (pág. 244).

unidos al C de los *vértices* del anillo, reciben el nombre de *fenoles*. P. e: el $CH_3.OH$, que se deriva del metano, es un *alcohol;* el $C_6H_5.OH$, derivado del benceno o feno, es un *fenol.*

La *nomenclatura oficial*, para designar los alcoholes (y con ello los fenoles), termina en *ol* el nombre de los hidrocarburos correspondientes. Así, entre los derivados de los hidrocarburos saturados: al $CH_3.OH$ se le llama metan*ol* (álcohol metílico); $C_2H_5.OH$, etan*ol* (alcohol etílico); $C_3H_7.OH$ propan*ol;* etc.. Al $C_6H_5.OH$, fen*ol;* $C_7H_7.OH$, metifen*ol* (por ser derivado del metilbenceno o metilfeno, C_7H_8.), etc.

Cuando conviene designar el lugar del átomo de carbono al cual está unido el grupo OH, se nombra la cadena como se indicó en los hidrocarburos (pág. 244) y se designa dicho lugar, así: $\overset{(4)}{CH_3}-\overset{(3)}{CH_2}-\overset{(2)}{CH_2}-\overset{(1)}{CH_2}.OH$ es el *butanol 1;* $\overset{(4)}{CH_3}-\overset{(3)}{CH_2}-\overset{(2)}{CH}.OH-\overset{(1)}{CH_3}$, es el *butanol 2*.

Otros ejemplos podrían citarse para los derivados de los hidrocarburos no saturados y del benceno.

Las *fórmulas de los alcoholes*, como hemos visto en el alcohol etílico o etanol, son las de los hidrocarburos correspondientes con un átomo de hidrógeno substituído por el OH. Hé aquí las fórmulas principales con la de los hidrocarburos de que derivan:

Alcoholes	*Hidrocarburos*
$C_n H_{2n+1}.OH$	$C_n H_{2n+2}$ (del metano)
$C_n H_{2n-1}.OH$	$C_n H_{2n}$ (del eteno)
$C_n H_{2n-3}.OH$	$C_n H_{2n-2}$ (del etino)
$C_n H_{2n-7}.OH$	$C_n H_{2n-6}$ (del benceno)

Propiedades y algunos términos importantes de las series de alcoholes.—De las series de alcoholes cuyas fórmulas generales se acaba de indicar, la más importante es la derivada de los hidrocarburos de la serie del metano.

El primer término de la serie es el *metanol* o *alcohol metílico*, $CH_3.OH$, llamado también *espíritu de madera* por obtenerse de la destilación seca de la madera. Es un líquido incoloro y combustible. De aplicaciones industriales análogas a las del espíritu de vino; se le emplea en la preparación de ma-

terias colorantes y para impurificar *(desnaturalizar)* el alcohol etílico no destinado a las bebidas.

El segundo término de la serie, el más importante, es el *etanol, alcohol etílico* o *espíritu de vino*, que conocemos ya.

Siguen luego los demás términos con sus isómeros, los cuales, análogamente a la serie del metano, son aceitosos los medios y sólidos los situados por encima del $C_{10}H_{21}.OH$. Todos tienen densidad menor a la del agua y solubles en ella, aunque poco, a partir del butanol. Los alcoholes tienen reacción neutra.

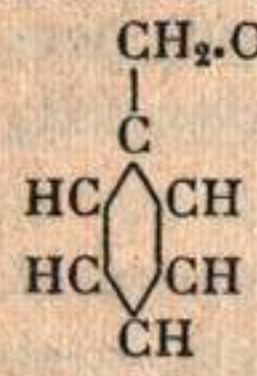
Entre los alcoholes de las series del eteno y del etino tienen importancia:

El *propenol* o *alcohol alílico*, $CH_2{=}CH{-}CH_2.OH$, que se forma en la destilación de la madera y es un líquido de olor picante.

El *propinol* o *alcohol propargílico*, $CH{\equiv}C{-}CH_2.OH$, líquido de olor agradable.

Hay también alcoholes aromáticos, esto es, derivados de los hidrocarburos bencénicos por substitución de H situados en cadenas laterales (si estuviesen unidos al C de los vértices, resultarían fenoles): uno de ellos es el

Alcohol bencílico, $C_6H_5{-}CH_2.OH$, líquido algo aromático. Su fórmula de estructura (derivada del tolueno, pág. 254) es



en la cual se observa que el OH no está unido directamente al C del vértice, como sucede con los fenoles.

Alcoholatos.—Los alcoholes en general actúan como hidratos en presencia de los ácidos, ya que dan con ellos sales (véase *esteres*). Además, su hidrógeno puede substituírse por los metales: echando en etanol pedacitos de sodio, se observa desprendimiento de hidrógeno, con formación de un compuesto nuevo, sólido blanco, de fórmula C_2H_5ONa, llamado, por derivarse del etanol, *etanolato sódico*: los compuestos obtenidos por procedimientos análogos, que se llaman *alcoholatos*, tienen gran importancia por utilizarse en síntesis de gran interés.

Propiedades y algunos términos importantes de las series de fenoles.—El más importante es el llamado *fenol* (vulgarmente *ácido fénico*, aunque no es un ácido), derivado del benceno o feno.

El *fenol* o *ácido fénico*, $C_6H_5.OH$, que se obtiene del alquitrán de hulla y es una substancia sólida incolora cristalizada en agujas, muy poco solubles en agua, pero muy solubles en

alcohol y éter, que funden a 42° y hierven a 180°. Por sus propiedades antisépticas, se emplea en medicina. Es venenoso y se descubre por su olor característico, muy intenso. Su fórmula de estructura es la indicada a continuación:

Importante es el término 10° de la serie: el *timol*, $C_{10}H_{13}.OH$ derivado del cimeno (pág. 254). Se presenta en cristales que funden a 44°.

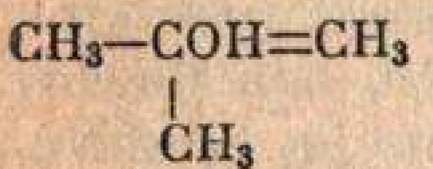
La naftalina tiene su fenol, el *naftol*, de fórmula $CH_{10}H_7.OH$, ó

También los demás hidrocarburos tienen sus fenoles, aunque no son de importancia.

También los fenoles pueden substituír, como los alcoholes, su hidrógeno por metales, formando *fenatos*: el fenol produce con el sodio el *fenato sódico*.

Los fenoles tienen ciertas propiedades análogas a los alcoholes. Son sólidos, excepto algún isómero de algunos términos, que son líquidos.

Alcoholes primarios, secundarios y *terciarios*.—Como las propiedades de los alcoholes están íntimamente unidas a la clase de eslabón de la cadena en el cual existe el grupo OH, se ha clasificado los alcoholes en tres grupos: *primarios*, *secundarios* y *terciarios*, según que el hidrógeno substituído pertenezca a un carbono primario $-CH_3$, a un secundario $=CH_2$ o a un terciario $\equiv CH$.



El $CH_3—CH_2OH$, o sea el *etanol*, es un alcohol primario; el $CH_3—CH\,OH—CH_3$, *propanol 2*, es un alcohol secundario, y el $CH_3—\underset{\overset{|}{CH_3}}{C}OH=CH_3$ *metil 2. propanol 2*, es un alcohol terciario. Los fenoles siempre tienen el OH unido a un $\equiv C$; son, pues, alcoholes terciarios.

Procedimientos generales de obtención de alcoholes.—Por la acción del hidrato de plata o del oxido de plata húmedo, sobre los derivados halogenados de los correspondientes hidrocarburos.

Por acción de la sosa cáustica sobre las esteres correspondientes (véase esteres): reacción conocida con el nombre de *saponificación*.

Se producen por fermentacion de jugos azucarados procedentes de los frutos, y por análogo proceso sufrido por residuos orgánicos.

Polialcoholes y polifenoles.—Si en los hidrocarburos, en vez de substituírse el H por el OH en un solo carbono, se hace en

dos, tres o cuatro, etc., se obtiene alcoholes y fenoles que poseen varias veces el grupo OH, que caracteriza en los compuestos del carbono a los alcoholes y fenoles: se les llama polialcoholes (y polifenoles) o alcoholes polivalentes. Los alcoholes vistos hasta ahora poseen solo un OH: son monovalentes.

La *nomenclatura oficial* nombra los polialcoholes y polifenoles acabando en *diol*, *triol*, *tetrol*, etc. el nombre del hidrocarburo correspondiente, según el número de oxhidrilos.

Forman también sus series. Términos importantes de ellas son la *glicerina* o *propanotriol* y el pirogalol o *fenotriol* 1.2.3.

La *glicerina* o *propanotriol*, $C_3H_5 \begin{cases} OH \\ OH \\ OH \end{cases}$, es un líquido espeso, dulzaino, inodoro, que se emplea en medicina, en la preparación de jabones, tinta, y en la *nitroglicerina*. Se obtiene la glicerina por acción de la sosa o potasa cáusticas sobre el aceite y otras substancias grasas (se produce por esto en la preparación del jabón).

La *nitroglicerina*, potente explosivo, se obtiene tratando la glicerina con la mezcla nitrosulfúrica (pág. 205): estalla con mucha facilidad, y por esto no se podía aplicar sin peligro. *Alfredo Nobel* (1) evitó este peligro mezclando la nitroglicerina con tierra silícea o *kieselgur*, que está formado por restos de caparazones silíceos de diatomáceas y resíduos de seres vivos y hierro: de este modo obtuvo la *dinamita*, de tán enorme aplicación hoy dia en las minas, canteras, construcción de vías, caminos, etc..

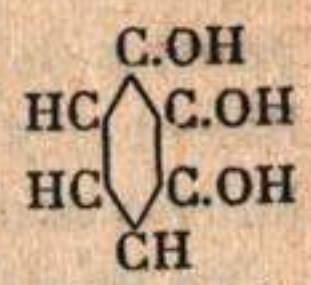
La *glicerina* da con el ácido metafosfórico (pág. 220) *ácido*

---

(1) *Alfredo Nobel* (1833-1896), ingeniero y químico sueco, fundador del premio que lleva su nombre: destinó a él tal capital, que con sus intereses fundó *cinco* premios anuales de 208 000 francos cada uno: tres para los investigadores químicos, físicos, médicos y fisiólogos merecedores de él por sus trabajos. Otro al autor de obras literarias, y otro llamado de la *paz* a la persona que más contribuya a tal fin. España solo tiene la fortuna de poseer dos *premios Nobel*: uno otorgado al dramaturgo *José Echegaray*; otro al insigne histólogo, honra de España, *Santiago Ramón y Cajal*. No carguemos a desconocimiento de nuestra labor, el que tan poco hayan favorecido a España las instituciones suecas encargadas de otorgar el Premio. Solo a nuestra pobreza en trabajos científicos debemos achacarlo. El *Premio Nobel* es actualmente la más elevada recompensa a los hombres de ciencia.

glicerofosfórico, cuyas sales son los *glicerofosfatos*, de aplicaciones medicinales.

El *pirogalol* o *fenotriol 1.2.3*, tiene por fórmula



Se extrae de las agallas, del corcho, y con el nombre de *ácido pirogálico* lo emplean los fotógrafos. Absorbe el oxígeno (pág. 210).

Los alcoholes y fenoles en la tierra.—El alcohol *metílico* o *metanol* se halla libre en los frutos no maduros de alguna umbelácea y en las raices del cálamo aromático. El *etílico* o *etanol*, también en frutos no maduros de ciertas umbeláceas y en las hojas verdes. El *bencílico* se encuentra en el aceite de las flores de jazmín.

El *fenol* existe en las ramitas y piñas jóvenes del pino. El *timol*, en muchos aceites aromáticos, principalmente en las babiadas y en las umbeláceas.

La *glicerina* en forma de sales llamadas *glicéridos* (véase *seteres*) se encuentra en las grasas de los animales y plantas.

Historia de los alcoholes y fenoles.—El *alcohol metílico* fué obtenido del alquitrán de la madera por *Boyle* en 1661. *Dumas* y *Péligot*, químicos franceses, definieron su composición en 1834.

El *alcohol etílico*: conocido de muy antiguo. En el siglo VIII se destilaban ya las bebidas alcohólicas. *Berthelot* en 1855 lo preparó sintéticamente. El nombre alcohol, en su sentido actual, comenzó a usarse en el siglo XVI. En la Edad Media, *alcohol* significaba cuerpo reducido a polvo fino.

El *fenol* lo descubrió *Runge* (1834) en el alquitrán.

La *glicerina* la descubrió *Scheele* en 1779. *Berthelot* y *Wurtz*, químicos franceses, hallaron su constitución.

159. Función química y grupo funcional.—Del estudio de los *alcoholes* se deduce que *todos* ellos tienen un modo semejante de intervenir en las reacciones; son engendrados por métodos parecidos; son capáces de producir alcoholátos; por deshidratación engendran hidrocarburos etilénicos; etc..

Lo mismo hemos podido observar en los grupos de los hi-

drocarburos estudiados, y lo mismo observaremos en las substancias que hemos de estudiar.

A ese papel determinado, a ese idéntico modo de reaccionar que tienen ciertas substancias o grupos de substancias, se le llama función química. Cuando decimos, según esto, que una substancia tiene función *alcohol*, queremos decir que se comporta en las reacciones como el grupo de substancias llamadas alcoholes. (1)

Y como los alcoholes difieren de las demás substancias en que tienen en su molécula el grupo oxhídrilo —OH unido a un radical alcohólico, a ese grupo, que es la causa de la existencia de la función, se le llama *grupo funcional.*

Si ese grupo funcional existe en un carbono primario, la función recibe el nombre *primaria;* si en un secundario, *secundaria,* y si en un terciario, *terciaria.*

Por esta razón, en los alcoholes, según hemos dicho, existen tres clases diferentes de *funciones alcohólicas*: función *alcohol primario, secundario* y *terciario,* según la clase de carbonos en donde exista el grupo funcional.

160. Eteres óxidos. Eter sulfúrico, $C_2H_5—O—C_2H_5$.— *Obtención.* En un matraz se coloca una mezcla de alcohol ordinario y ácido sulfúrico: doble aproximadamente, en peso, de ácido que de alcohol; el tubo de desprendimiento de que se le provee se pone en comunicación con un refrigerante (Fig. 32), y éste, con un balón pequeño. Calentando el matraz al baño de arena, se condensa en el balón un líquido: el *éter ordinario, éter etílico* o *éter sulfúrico.*

Propiedades.—Olor agradable, volátil: sus vapores forman con el aire mezcla explosiva, que se incendia fácilmente, por lo cual debe tenerse mucho cuidado al obtenerlo y manipularlo. Es poderoso disolvente, y en medicina se emplea como anestésico. (2)

---

(1) El concepto de función química fué establecido por *Dumas* y *Péligot* en 1835.

(2) El nombre *éter* le fué asignado en el siglo XVIII y lo debe a su volatilidad, análogamente a como el éter cósmico lo debe a lo sutil que se le considera. Se le llama *éter sulfúrico* porque se creyó que contenía azufre.

Fórmula.—El éter se ha obtenido anteriormente a causa de haber sido deshidratadas por el ácido sulfúrico dos moléculas de alcohol ordinario, según la igualdad:

$$\begin{matrix} CH_3-CH_2-\boxed{OH} \\ CH_3-CH_2-O\boxed{H} \end{matrix} = \begin{matrix} CH_3-CH_2 \\ CH_3-CH_2 \end{matrix}\!\!>O + H_2O$$

(éter sulfúrico)

En donde se observa que el éter sulfúrico está constituído de dos etilos unidos al oxígeno.

Constantes.—Peso molecular, 74. Densidad, 0,719. Punto de ebullición, 34°,9. Punto de solidificación, 129°.

Eteres óxidos.—(*Fórmula general, R-O-R*).—Tratando otros alcoholes monovalentes (págs. 272-276) o mezclas de ellos con ácido sulfúrico u otras materias deshidratantes, como cloruro de zinc, $Zn\,Cl_2$, o pentóxido de fósforo, $P_2\,O_5$, se obtiene substancias de estructura análoga al éter sulfúrico. Estas substancias reciben el nombre de *éteres óxidos*.

Se *nombra oficialmente* a los éteres óxidos poniendo la palabra *oxi* entre los nombres de los dos hidrocarburos a que pertenecen los radicales alcohólicos unidos al oxígeno. Por esto, al éter sulfúrico se le llama también *etano-oxi-etano;* al éter metilico, que es gaseoso y es el primero de la serie principal, CH_3-O-CH_3, *metano-oxi-metano;* al $CH_3-O-CH_2-CH_3$, *metano-oxi-etano*. Análogamente se nombra a los éteres derivados de los fenoles; p. e., el $C_6H_5-O-C_6H_5$ es el *benceno-oxi-benceno*, o éter bencílico.

Isomería de compensación.—Si comparamos las fórmulas brutas de los éteres con las de los alcoholes, observamos igualdad de composición: p. e., el etano-oxi-etano, $C_4H_{10}O$, el butanol $C_4H_{10}O$; el metano-oxi-metano, C_2H_6O, el etanol C_2H_6O; etc.. Son, pues, substancias isómeras (pág. 242). Además, estas substancias son de distinta función química: unas función alcohol, otras función éter. A esta isomeria en substancias de función distinta, se le llama *isomería de compensación*. Hay en la química del carbono muchísimos casos análogos.

Procedimientos generales de obtención de éteres-óxidos.—Por deshidratación de los alcoholes monovalentes (pérdida de una molécula de agua de dos moléculas de alcohol).

Por acción del *alcoholato sódico* (pág. 275) sobre los correspondientes derivados halogenados de los hidrocarburos saturados, *(síntesis de Williamson)*.

Por acción de ciertos óxidos metálicos, p. e., de aluminio, sobre vapores de alcoholes monovalentes, recalentados a 250°—253° *(método de Sabatier* y *Senderens).*

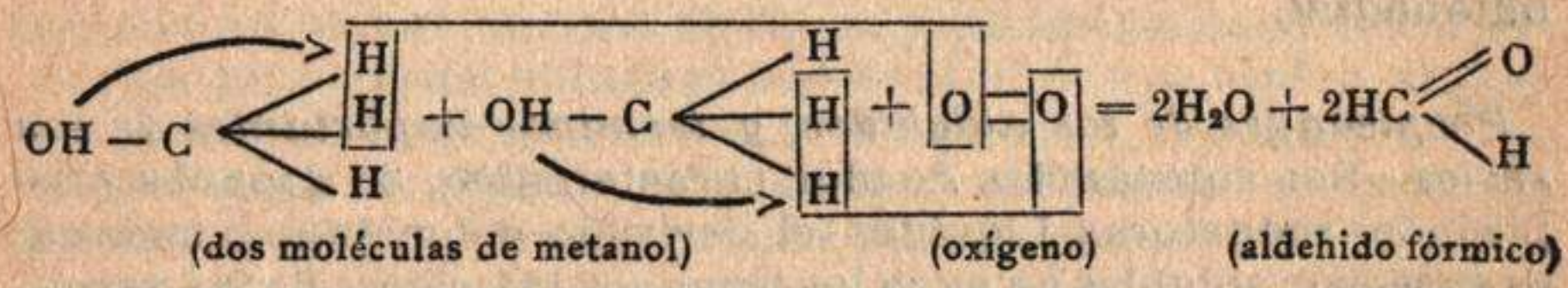
Historia de los éteres óxidos.—El éter sulfúrico lo preparó en el siglo XVI *Valerius Cordus*, botánico alemán. *Gay-Lussac* y *Saussure* hacia 1810 hallaron su composición. *Laurent* y *Gerhardt* sentaron su constitución, *Williamson*, químico inglés, en 1850, y *Chancel* algunos meses después, obtuvieron también sintéticamente el éter sulfúrico, comprobando su constitución.

En 1909, *Sabatier* y *Senderens* obtenían, por síntesis, éteres.

161. Aldehidos. Aldehido fórmico, $HC\begin{cases}O\\H\end{cases}$.—*Obtención.* Este gas, que disuelto en agua constituye el *formol* o la *formalina* del comercio, podemos obtenerlo del modo siguiente: en un matraz se echa poca cantidad de alcohol metílico o metanol; calentado un poco, se introduce en el matraz un alambre de cobre en espiral y calentado. Por el olor a formol, notamos que se desprende el gas.

Propiedades.—Olor picante característico; muy soluble en alcohol y en agua. Si a una disolución de una sal de plata (nitrato de plata, p. e.) añadimos un poco de amoniaco, luégo disolución de aldehido fórmico y calentamos en un tubo de ensayo, sobre las paredes de éste se deposita la plata: es, pues, el aldehido fórmico un enérgico reductor. Esta propiedad no la tienen los alcoholes: nos dice ya que el aldehido fórmico es una substancia diferente de ellos.

Fórmula.—La reacción de formación de aldehido fórmico es:



Por su fórmula observamos que el aldehido fórmico procede de la deshidrogenación del metanol: éste ha perdido 2H. Además, en la constitución de ella existe el grupo $-C\begin{cases}O\\H\end{cases}$, en el cual el O y el H no forman oxhidrilo, como sucede con los alcoholes.

Constantes.—Peso molecular, 30. Punto de liquefacción, — 20°.

Aldehidos. *Fórmula general*, $R-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$.—Deshidrogenando los alcoholes *primarios* (pág. 276), quitándoles 2H, obtendremos series de substancias de propiedades generales análogas al aldehido fórmico, llamadas *aldehidos*. En todos estos compuestos existe en su fórmula de estructura el' grupo funcional $-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, que conocemos ya; pueden suponerse originados por substitución en un carbono primario (pág. 244) de un hidrocarburo (no es posible que sea en un carbono secundario o terciario) de dos átomos de hidrógeno por uno de O: así, del CH_3-CH_3 o etano se deriva el $CH_3-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, aldehido acético.

La *nomenclatura oficial* nombra a los aldehidos terminando en *al* el hidrocarburo de que derivan: por esto, al $HC\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$ o aldehido fórmico se le llama metan*al*; al $CH_3-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, etan*al*; al $C_2H_5-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, propan*al*; al $C_3H_7-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, butan*al*, etc..

Cuando la función aldehido existe en dos carbonos primarios, el nombre del hidrocarburo correspondiente se termina en *dial*. P. e.: al $\begin{matrix}O \\ H\end{matrix}\!\!>C-CH_2-CH_2-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown H\end{matrix}$, se le llama butano*dial*.

Propiedades de los aldehidos, y términos importantes de sus series.—Son substancias de olor característico, de grandes propiedades reductoras. Líquidos (el derivado del metano o metanal es gaseoso); solubles en agua los términos inferiores de las series. Sólidos los términos superiores. Algunos se polimerizan (pág. 253) por acción de ciertas substancias (HCl, p. e.): a este fenómeno en este caso se le llama *aldol*ización, porque en él se producen substancias que a la vez son alcoholes y aldehidos.

El primer término de la serie derivada de los hidrocarburos saturados es el *metanal*, que hemos estudiado ya.

El segundo es el *etanal* CH_3-CHO o *aldehido acético*, líquido antiséptico que se obtiene en la destilación para fabricar espíritu de vino. Derivado halogenado suyo es el cloral, CCl_3-CHO, o *triclo-*

retanal, que produce con el agua el *hidrato de cloral*, substancia cristalina, incolora, de olor agradable y antiséptica.

Entre los aldehidos aromáticos o derivados del benceno, está el *bencenometilal*, C_6H_5—CHO, o *aldehido benzoico*, líquido de olor a almendras amargas; por lo que se le llama esencia de almendras amargas.

Los aldehidos en la tierra.—Parece que el *metanal* o aldehido fórmico se forma en las plantas. (Nota 2, pág. 291).

El *bencenometilal* o aldehido benzoico existe en las flores de la falsa acacia.

Otros aldehidos aromáticos se encuentran en el aceite del tallo del cinamomo y en los frutos de la cicuta virosa.

Procedimientos generales de obtención de aldehidos.—Por acción de la *mezcla crómica* (mezcla de ácido sulfúrico y bicromato potásico) sobre los correspondientes alcoholes primarios; o bien por la acción que sobre estos últimos ejercen substancias catalizadoras (como esponja de platino, negro de humo, cobre al rojo) en presencia del aire

Historia de los aldehidos.—El nombre *aldehido* es debido a *Liebig*, y lo formó de «*al*kohol *dehyd*rogenatus».

El *metanal* o aldehido fórmico lo descubrió *Hofman* en 1868.

El *etanal* o aldehido acético fué descubierlo en 1821 por *Döbereiner*, alemán, quien le dió el nombre de *éter ligero de oxígeno*. Fué definida su composición por *Liebig*, en 1835.

162. Cetonas. Acetona ordinaria, CH_3—CO—CH_3.—*Obtención.* Tomemos el *propanol - 2*, CH_3—CH-OH—CH_3, y puesto en un matraz, hagamos pasar por él una corriente de aire (con un aspirador) que se mezclará con los vapores del propanol - 2 al calentarlo débilmente en bañomaría. Dichos vapores mezclados con aire pasan por un tubo de vidrio poco fusible doblado un poco, y en cuyo ángulo obtuso se ha introducido una espiral de platino, que se pone al rojo con mechero Bunsen (1). A la salida del tubo se recoge un líquido: es la *acetona ordinaria* ó *propanona*, que se supone ha sido engendrada por la siguiente reacción:

$$\begin{matrix} CH_3-C\boxed{H}\boxed{O}\boxed{H}-CH_3 \\ CH_3-C\boxed{H}\boxed{O}\boxed{H}-CH_3 \end{matrix} + \boxed{\begin{matrix} O \\ || \\ O \end{matrix}} = 2H_2O + 2CH_3-CO-CH_3$$

(dos moléculas de propanol 2) (propanona)

Propiedades.—Líquido incoloro aromático, soluble en agua y en alcohol. Tiene grandes aplicaciones por ser poderoso di-

(1) Estas operaciones deben hacerse con rapidez.

solvente de las grasas y de las resinas; disuelve también al algodón pólvora. Se forma en la destilación seca de la madera.

En su *fórmula* observamos el grupo —CO— ó carbonilo, entre dos radicales alcohólicos. Además, por ella podemos considerar derivada la acetona del *propanol* 2, alcohol *secundario*, por disminución de 2H.

Constantes.—Peso molecular, 58. Densidad, 0,792. Punto de ebullición, 56°. Punto de solidificación, — 94°.

Cetonas. (*Fórmula general*, *R*—**CO**—*R*).—Haciendo análogas operaciones a las realizadas para obtener la acetona, esto es, oxidando (quitando 2H) los alcoholes *secundarios*, obtendríamos series de substancias que poseen el grupo funcional —CO—: son las *cetonas*. (1)

La *nomenclatura oficial* nombra a las cetonas acabando en *ona* el nombre del hidrocarburo de que proceden: por eso a la C_3H_6O ó $CH_3—CO—CH_3$ se le llama propan*ona*; butan*ona* a la $CH_3—CO—CH_3—CH_2$, etc..

Si el grupo —CO—, en vez de existir una vez tan solo en la molécula de una cetona, existiera repetida 2 veces, se terminaría el nombre del hidrocarburo en *diona*:

La $CH_3—CO—CH_2—CO—CH_3$ será la *pentanodiona* 2.4.

Propiedades de las cetonas y términos importantes de sus series.—Tienen algunas propiedades comunes con las de los aldehidos; pero no son capaces de polimerizarse. Líquidos los primeros términos; sólidos los superiores: menos densidad que el agua todos.

El término más importante es la *propanona* o *acetona ordinaria*, que conocemos ya.

Término importante es el *alcanfor*, $C_9H_{16}CO$, de todos conocido por su olor especial y por emplearlo como insecticida contra la polilla: es una substancia cristalina, incolora, que se volatiliza o sublima espontáneamente. Disuelta en alcohol, constituye el *alcohol alcanforado*, de usos medicinales. Es insoluble en el agua. Se le extrae del árbol del alcanfor, que vive en el Japón. También se prepara sintéticamente. Es un derivado de un alcohol secundario, cíclico, del *borneol* o *alcohol canfólico* o *alcanfor de Borneo*, $C_{10}H_{17}OH$.

Las cetonas en la tierra.—Algunas en el aceite de ruda; en

(1) Nombre derivado de *acetona*, que es el del primer término de la serie (propanona).

las hojas del limero, planta asiática; en alguna rubiácea. La acetona se halla en pequeñas cantidades en el hombre.

El *alcanfor del Japón* existe en la madera y en las hojas del árbol del alcanfor del Japón y China, y en pequeñas cantidades en los aceites de romero, espliego, salvia, raíz de canela y en otras plantas.

Procedimientos generales de obtención de cetonas.—Por oxidación de alcoholes secundarios. Por destilación de sales (de calcio o de bario) de ácidos orgánicos.

Se producen también por destilación de la madera.

Historia de las cetonas.—Los alquimistas, con el nombre de *espíritu secreto de vino* usaron la acetona como medicinal. Su composición fué hallada por *Dumas* y *Liebig*.

163. Quinonas.—Son substancias que proceden de *fenodioles*, *naftodioles* y *antranodioles*, por deshidrogenación. La más importante es la *alizarina*, colorante de gran importancia, que se extraía de una planta: la *rubia*.

164. Acidos. Acido acético o del vinagre, $CH_3.COOH$.—*Obtención.* El vinagre que se obtiene del vino contiene en disolución una substancia a la cual debe el vinagre su acidez y su olor característico: es el *ácido acético.* (1) Dicho ácido se ha formado del alcohol etílico o etanol que contiene el vino, por acción de una bacteria, *mycoderma aceti* o madre del vinagre, la cual, oxidando al alcohol fuertemente con el oxígeno del aire, lo ha transformado en dicho ácido.

Esta oxidación puede realizarse en el laboratorio destilando en un matraz la mezcla crómica *poderosa* (5 gr. de bicromato potásico y 10 gr. de ácido sulfúrico concentrado), sobre la cual cae etanol gota a gota (por medio de un tubo de bromo p. e., pág. 144). Se ha verificado la siguiente reacción:

$$C\boxed{H_3}-CH_2.OH + \boxed{O} = O = H_2O + CH_3.COOH$$

(ácido acético)

Propiedades.—Líquido de fuerte olor a vinagre; soluble en el agua en todas proporciones. A 16° el ácido acético despro-

(1) Nombre derivado del latín *acetum*, vinagre. La palabra ácido, en general, deriva del latín *acidus*, que significa picante, punzante.

visto completamente de agua se solidifica y tiene el aspecto del hielo (de donde su nombre *ácido acético glacial*). Sus vapores se inflaman con llama azulina. Mezclándolo, p. e., con cal apagada (un hidrato) da, como los ácidos estudiados hasta ahora *(ácidos minerales)*, una sal llamada *acetato de calcio*, $(CH_3.COO)_2Ca$.

Por pérdida de una molécula de agua entre dos moléculas de ácido acético, se obtiene, como ocurría con los ácidos minerales, un anhídrido: *el anhídrido acético*, según la igualdad:

$$\begin{matrix} CH_3-CO\boxed{OH} \\ CH_3-COO\boxed{H} \end{matrix} = \underset{\text{(anhídrido acético)}}{\begin{matrix} CH_3-CO \\ CH_3-CO \end{matrix}\!\!>O} + H_2O$$

En la *fórmula* del ácido acético se observa el grupo —COOH, llamado *carboxilo*, nombre derivado de *carbo*nilo y *ox*hidrilo. El H del carboxilo es el que se substituye en la formación del *acetato de calcio*: el ácido acético, por tener un hidrógeno substituible, es un ácido monobásico (página 184).

Otros procedimientos de obtención.—Puede obtenerse en el laboratorio fácilmente mezclando 25 gr. de *acetato sódico* (1) y unos 12 gr. de ácido sulfúrico, que introduciremos en la retorta por medio de un tubo con embudo. Dispuesto el aparato como en la fig. 51, se calienta; en el matraz refrigerado, se obtiene ácido acético con un poco de agua.

Industrialmente se obtiene el vinagre por el *método de Orleans*, que consiste en añadir sucesivamente al vino, vinagre ya formado, con lo cual aquél se acidifica: se va sacando vinagre y se añade de nuevo vino; o por medio de un tonel dividido en tres compartimientos: en el superior se echa vino; en el intermedio virutas de haya con la madre del vinagre, y en el inferior se recoge el vinagre producido. También se obtiene por destilación seca de la madera (en la cual se producen metanol y propanona): es el procedimiento de las grandes industrias: al ácido bruto obtenido, se le llama *ácido piroleñoso*; se trata con cal y forma acetato cálcico; luégo, de éste se saca, por el ácido sulfúrico, el ácido acético.

Constantes.—Peso molecular, 60. Densidad (temperatura de fusión), 1,053. Punto de solidificación, 16°. Punto de ebullición, 118°.

Acidos. (*Fórmula general*, *R*—**COOH**).—Con otros alcoho-

(1) Conviene fundirlo antes en una cápsula, agitándola continuamente: así se deseca.

les *primarios* oxidados de un modo semejante a como hemos hecho para el ácido acético, podríamos obtener series de substancias parecidas al ácido acético y que poseen siempre el grupo —COOH ó carboxilo, radical monovalente. Todos los compuestos con el radical carboxilo se llaman *ácidos orgánicos*, y pueden suponerse derivados de hidrocarburos, en los cuales dos H de un carbono *primario* están substituídos por un oxígeno, y el otro, por un oxhidrilo en la forma $-C\begin{matrix}\diagup\!\!\!\!= O \\ \diagdown OH\end{matrix}$.

La *nomenclatura oficial* nombra a los ácidos acabándo en *oico* el nombre del hidrocarburo de que proceden. Por esto al H—COOH se llama *metanoico*; al CH_3—COOH o ácido acético, *etanoico;* al CH_3—CH_2—COOH, *propanoico*, etc..

Si en vez de existir un solo grupo *carboxilo* en la molécula del compuesto existen *dos*, entonces se terminaría el hidrocarburo correspondiente en *dioico*. Así, el HOOC—COOH es el etano*dioico*; el HOOC—CH_2—COOH, propano*dioico*, etc..

Propiedades de los ácidos, y términos importantes de sus series.—Estos ácidos, por substitución de su hidrógeno por los metales, producen *sales* (p. e., el ácido acético da los acetatos cálcico, sódico, etc.), y por pérdida de una molécula de agua entre dos grupos carboxilos, engendran *anhídridos*, como ocurría con los ácidos minerales.

Tienen reacción ácida con el tornasol. Los hay líquidos y sólidos, solubles e insolubles en agua.

Su basicidad está representada por el número de carboxilos que poseen, ya que los H de los carboxilos son substituibles por metales.

Si comparamos la oxidación de los ácidos, aldehidos y alcoholes, observamos que los alcoholes constituyen el 1.er grado de oxidación de los hidrocarburos, los aldehidos el 2.º grado y los ácidos el 3.º, ó término de la oxidación de los hidrocarburos. Puede representarse estas relaciones (caso del etano) por:

hidrocarburo	⟶	alcohol	⟶	aldehido	⟶	ácido
C_2H_6 (etano)		C_2H_6O (etanol)		C_2H_4O (etanal)		$C_2H_4O_2$ (etanoico)

cuyas fórmulas, de composición, ponen bien de manifiesto su oxidación progresiva.

Metanoico, H.COOH.—Es el primer ácido de la serie; se llama también *ácido fórmico* a causa de hallarse libre en algunas hormigas; a él se debe que las mordeduras de esos insectos sean dolorosas; es incoloro, olor picante, y reductor. Se le obtiene calentando en un matraz una mezcla de *ácido oxático* y glicerina.

Sus sales reciben el nombre de *metanoatos* o *formiatos*.

Etanoico, CH_3.COOH. Llamado también *ácido acético*, que hemos estudiado ya; es el segundo término de la serie.

Entre los términos más elevados de los ácidos de dicha serie, están los *ácidos butírico* o *butanoico*. Entre los superiores, que se obtienen de las *grasas naturales*, hay el *ácido palmítico*, $C_{15}H_{31}$.COOH, ó *exadecanoico; ácido margárico*, $C_{16}H_{33}$.COOH, ó *eptadecanoico; ácido esteárico*, $C_{17}H_{35}$.COOH u *octodecanoico*: son sólidos, blancos, lustrosos, insolubles en agua; solubles en éter sulfúrico y en alcohol. Tienen sus sales: *butiratos*, *palmitatos*, *estearatos*, etc..

Entre los de la serie derivada de los hidrocarburos eténicos se halla el *ácido oleico*, $C_{17}H_{33}$.COOH, u *octodequenoico*, que se encuentra en los aceites vegetales y animales en forma de sales: *oleatos*.

Entre los derivados de la serie cíclica de hidrocarburos bencénicos, en los cuales solo puede existir la función ácido en las cadenas laterales, porque para que ésta se produzca es preciso un carbono primario, tiene importancia:

El *benzoico* ó *bencenometiloico*, C_6H_5—COOH, primer término de la serie. Es un ácido sólido que cristaliza en agujas, soluble en agua y que abunda en el *benjuí*. Se sublima fácilmente, como puede demostrarse poniéndole en una cápsula recubierta con un cono de cartón; calentando el ácido en baño de arena, se llena la superficie interna del cono de finas agujas blancas. (Véase su ob-tención en la nota de la pág. 252).

Todos estos ácidos son monobásicos, por poseer un solo carboxilo.

Entre los *bibásicos*, son de importancia: el *ácido oxálico*, COOH—COOH, o *etanodioico*: sus sales son los *oxalatos*. El *oxalato de calcio* se encuentra en forma de cristales estrellados o prismáticos en las células de las hojas de ajo, peciolo de hiedra, hojas de naranjo, etc.. Lo mismo que los ácidos minerales, por ser bibásico, puede dar sales neutras y ácidas: de estas últimas es la *sal de acederas* u *oxalato ácido de potasio*, que se usa para quitar manchas de tinta.

Los ácidos orgánicos en la tierra.—El *ácido fórmico* se encuentra en las hormigas y en los pelos urticantes de la ortiga, y en muchos frutos, latex y raíces, aunque en menor canti-

dad. El *ácido acético* se halla en algunos frutos y en el aceite de eucalipto. El *ácido butírico* se halla en el sudor, y combinado en la manteca. Los ácidos *palmítico, margárico, esteárico, oleico*, combinados, forman parte de las grasas vegetales y animales. El *benzoico* se halla en las hojas del cinamomo; combinado en resinas y bálsamos. El *ácido oxálico*, en forma de sus sales, en las plantas.

Procedimientos generales de obtención de ácidos orgánicos.—Por descomposición de sus sales, o de sus *ésteres* (pág. 290).

Por *intensa* oxidación de los alcoholes primarios.

Historia de los ácidos orgánicos.—El fórmico se conoce desde el siglo XVII. El acético, desde tiempo muy antiguo; y *Berzelius* en 1814 halló su constitución. El oleico, descubierto a comienzos del siglo XIX. El benzoico fué descubierto por *Cannizzaro*, italiano, en 1853. El oxálico se conoce desde muy antiguo.

Isomería en el espacio o estereoisomería.—Entre los ácidos de la serie eténica hay los *butenodioicos*, cuyos isómeros (como pasa con otras substancias) no se pueden representar con las fórmulas desarrolladas en un plano, que son las que generalmente se usan, y únicas que nosotros hemos usado.

Pasteur, eminente bacteriólogo francés, en 1861, por estudios fundados en investigaciones ópticas de cristales de ciertos ácidos (de los tartáricos), dedujo que la constitución de algunos isómeros solo podía representarse en el espacio de tres dimensiones. (Más tarde, en 1867, *Kekulé* imaginaba el carbono tetraédrico, página 238). Hasta que *Van't Hoff* y *Le Bel*, químico francés, por separado, emitieron en 1874 la hipótesis del *carbono asimétrico*, no se pudo explicar la estructura de esta clase de isómeros. Esta hipótesis supone el carbono, que ocupa el centro del tetraedro (fig. página 238) unido a átomos o grupos de átomos, *todos diferentes*. Para que un compuesto presente isómeros de esta clase, basta que su molécula contenga un átomo de carbono asimétrico. (Figura 67).

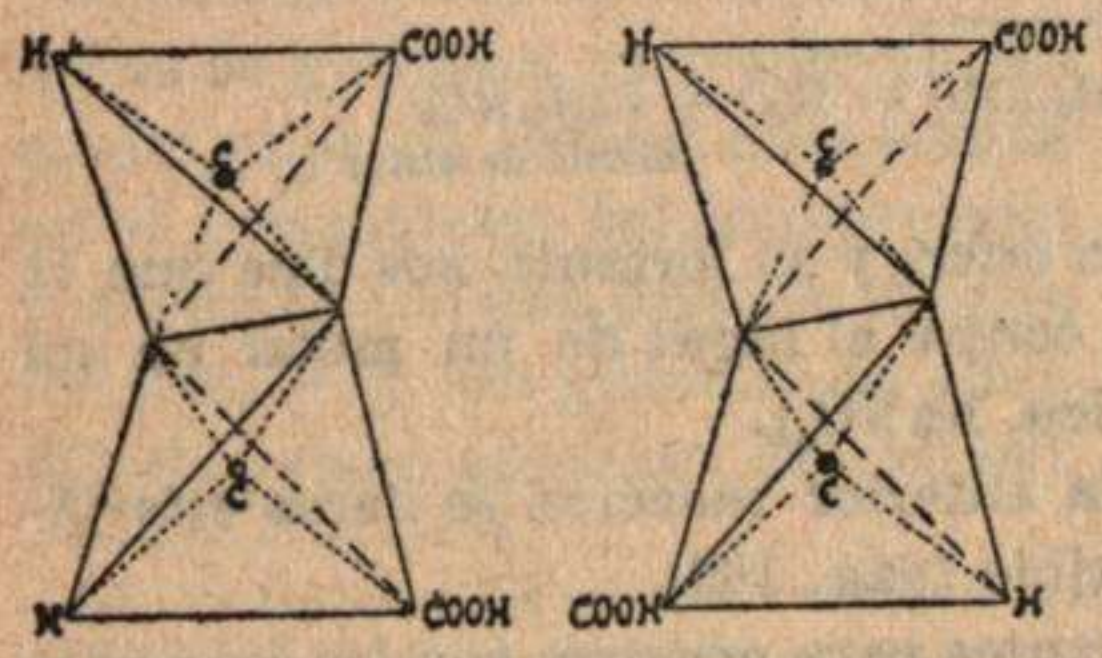


Fig. 67.

Así, dos isómeros del *butenodioico* (llamados maleico y fumárico) tienen sus fórmulas COOH—CH=CH—COOH; y su isomería, haciendo uso del carbono asimétrico, podemos representarla por dos tetraedros unidos por una arista (ya que los carbonos centrales deben tener dos en-

laces, y éstos se hacen con las valencias, que se dirigen hacia los vértices) y en cuyos vértices libres están los demás átomos o grupos de átomos de la molécula, del modo indicado en la fig. 67 (las líneas de puntos representan las valencias de los carbonos centrales).

A estas fórmulas en el espacio se les llama *estereoquímicas,* y a la isomería que las hace necesarias, *estereoisomería.*

Los compuestos con enlace sencillo entre carbonos se representarían por tetraedros unidos por un vértice. Los de enlace triple, por tetraedos unidos por una cara.

Y téngase en cuenta que en realidad todas las moléculas debieran representarse con fórmulas estereoquímicas, ya que están sus átomos en el espacio; pero, para abreviar, se representan sobre un plano, de igual modo que un mapa representa el relieve del terreno, y éste solo se concibe en el espacio.

Y no solo pueden representarse de este modo los compuestos del carbono: se cree hoy que la forma tetraédrica es la de todos los elementos tetravalentes; y también pueden representarse en el espacio ciertos compuestos de nitrógeno, aunque no con formas tetraédricas.

165. Esteres.—Por la acción de un ácido orgánico sobre una base, se engendran, como con los ácidos minerales, *sales* (p. e., acetató de calcio). Por acción de los ácidos, sean orgánicos o minerales, sobre los alcoholes, se obtiene series de compuestos llamados *ésteres,* que son sales de radicales alcohólicos. Los ácidos bibásicos pueden dar ésteres neutros y ácidos, análogamente a lo que sucede cuando dan sales.

Ejemplo de formación de un éster:

$$\boxed{H}NO_3 + C_2H_5.\boxed{OH} = H_2O + \underset{\text{(nitrilo de etilo)}}{C_2H_5.NO_3}$$

El nitrilo de etilo es un *éster,* y su fórmula nos dice que el radical alcohólico C_2H_5— ocupa el lugar de un metal en un nitrato (p. e., nitrato sódico, $NaNO_3$).

Al proceso que indica la anterior reacción se llama *esterificación*: es reacción reversible (pág. 169).

Los ésteres más importantes para nosotros son los formados por acción de los ácidos orgánicos sobre la glicerina (página 277): los *glicéridos*, constituyentes de las grasas.

Por un proceso contrario a la esterificación, la *saponificación*, se obtiene el *jabón*. Las grasas (compuestos con ésteres)

tratadas por una base (p. e. sosa cáustica) regeneran la glicerina y dan *jabones* o *sales de los ácidos grasos*.

Esta operación se realiza en cazos de hierro a propósito, añadiendo disolución de sosa (lejía) a aceite de olivas (p. e.), mientras se hierve la mezcla de aceite y lejía. Al terminarse el aceite, se procede a la *saladura*, echando sal en disolución concentrada, con lo cual se desprende el jabón. Usando sosa cáustica se obtienen jabones duros; la potasa da jabones blandos.

El *agua dura* (pág. 172) no disuelve al jabón porque con el jabón ordinario de sosa o potasa, descomponiéndole, forma jabones de magnesio y calcio insolubles en el agua.

Las *ceras* producidas por las abejas y por ciertas plantas son ésteres de alcoholes superiores y ácidos grasos elevados en las series. Las primeras nociones sobre los ésteres provienen de *Scheele*.

166. Hidratos de carbono. Almidón. $(C_6H_{10}O_5)n$.— *Preparación.* El almidón se forma en las plantas mediante la función clorofílica (absorción de anhídrido carbónico del aire, con desprendimiento de oxígeno) y el agua de la savia, que llega a las partes verdes. Por la acción de la luz (1) el agua y el anhídrido carbónico dan origen al almidón, producto de alimentación de las plantas, que luego es repartido por toda ella, depositándose especialmente en raíces, tallos y semillas. (2)

Podemos observar el almidón en forma de gránulos, raspando un poco de pulpa de patata, colocándola en el portaobjetos del microscopio; y tiñéndola con una solución diluida de iodo. (Fig. 68: gránulos de almidón de patata; aumento, 315 veces).

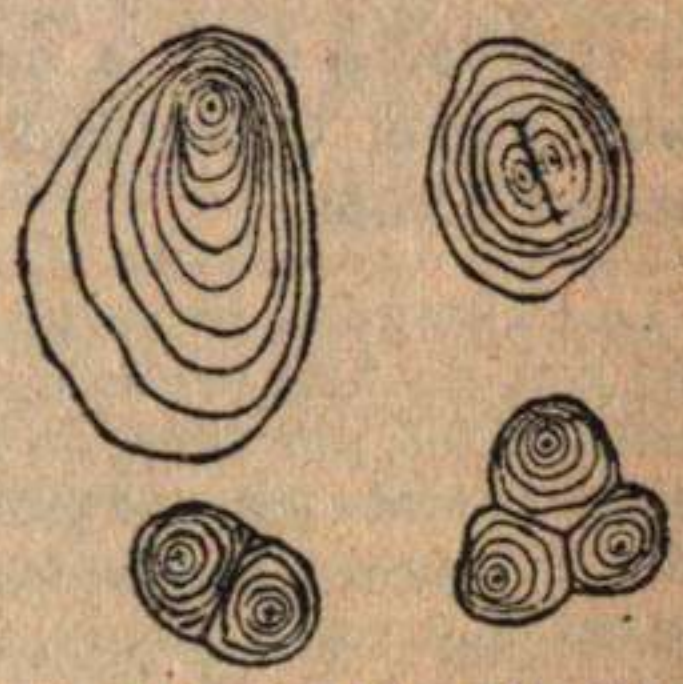


Fig. 68. Según *Strasburger*. (Das botanische Praktikum, 1913, pág. 106).

(1) En la obscuridad no se forma almidón: recubriendo durante unos días una porción de una hoja de una planta con dos cartulinas, que sujetan la hoja, tapándola por una misma parte de sus dos caras, no se forma almidón en la parte guardada de la luz; en efecto: el almidón se torna violado obscuro con disolucion de iodo: tratando la hoja, después de haberla tenido en alcohol, con disolución de iodo, solo se torna obscura la parte expuesta a la luz.

(2) El proceso de la formación del almidón, llamado *organización del almidón*

Podemos preparar el almidón raspando una patata después de mondada, y colocando la pasta en un tamiz fino apoyado en un vaso: echando luego suavemente agua sobre el tamiz y agitando, el líquido recoge el almidón, sedimentándose en el fondo del vaso. Se repite la operación de nuevo con el almidón sedimentado, y por último se deja secar por sí solo.

Propiedades.—Polvo blanco que no se disuelve en frío en el agua; con agua caliente da el *engrudo de almidón*; se colorea de violado obscuro con disolución de iodo. Tiene muchísimos usos: las *harinas* son, en su mayor parte, almidón de diversas plantas, y con ellas se fabrica el pan y las pastas para sopa. Además, se emplea el almidón en el planchado de la ropa y el engrudo como aglutinante y, muy diluído, como reactivo.

La *fórmula* del almidón no ha sido definida, aunque es un múltiplo de $C_6H_{10}O_5$, en la cual *el O y el H entran en la misma proporción que en el agua*; por esto se llama, a las substancias como el almidón, *hidratos de carbono* (aunque no tienen relación con los hidratos, pág. 170). A continuación se indica otros hidratos de carbono.

Azúcares. *Azúcar de caña o sacarosa*, $C_{12}H_{22}O_{11}$.—Es el azúcar que usan las familias, y que se extrae principalmente de la remolacha o de la caña de azúcar. Es soluble en agua y muy dulce. Cristalizado en grandes cristales, constituye el *azúcar cande.*

La extracción se verifica industrialmente por compresión de las remolachas, principalmente: se exprime y se trata sus jugos azucarados, por agua, en la cual se disuelven. La disolución caliente se trata con cal para separar impurezas e impedir fermentaciones; luego, con anhídrido carbónico, para robar un exceso de cal que sería perjudicial; se filtra la disolución y se evapora, para concentrar la disolución; luégo, se sigue calentando o cociendo en otras calderas en que se verifica la cristalización del azúcar: así se obtiene azúcar bruto o moreno, que se refina y decolora con carbón animal, en las llamadas *refinerías de azúcar.*

---

según *Baeyer* (químico alemán, discípulo de Bunsen, y al cual se otorgó en 1905 el *Premio Nobel*) es el siguiente: el anhídrido carbónico del aire y el vapor de agua, por acción de la luz y en presencia de la clorofila, dan aldehído fórmico o metanal y desprenden oxígeno, según la igualdad general: $CO_2 + H_2O = CH_2O + O_2$; el metanal, polimerizándose (pág. 253), da origen al almidón (formándose antes *sacarosa* o azúcar de caña).

Tratando el azúcar de caña en disolución acuosa con unas gotas de ácido sulfúrico y calentando al bañomaría, se *hidrata*, proceso llamado *inversión de la sacarosa:* según la igualdad:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

Las dos substancias del segundo miembro, de idéntica fórmula de composición, no son las mismas: son dos clases de azúcares isómeros: *azúcar de uva* o *glucosa* o *dextrosa*, y *azúcar de fruta* o *fructosa* o *levulosa.*

Azúcar de uva o glucosa ($C_6H_{12}O_6$).—Cristaliza en láminas exagonales. Menos dulce que el de caña. Se encuentra en las uvas y demás frutos dulces; en el organismo humano, en la sangre, en el hígado, y en la orina algunas veces, por la enfermedad denominada diabetes.

Es reductora de las sales de cobre y plata: basado en esta propiedad, se le reconoce por el *líquido de Fehling* (mezcla de disoluciones de sulfato cúprico, ácido tartárico, hidrato potásico): la glucosa precipita óxido cuproso, de color amarillo rojizo, al calentarla con dicho líquido.

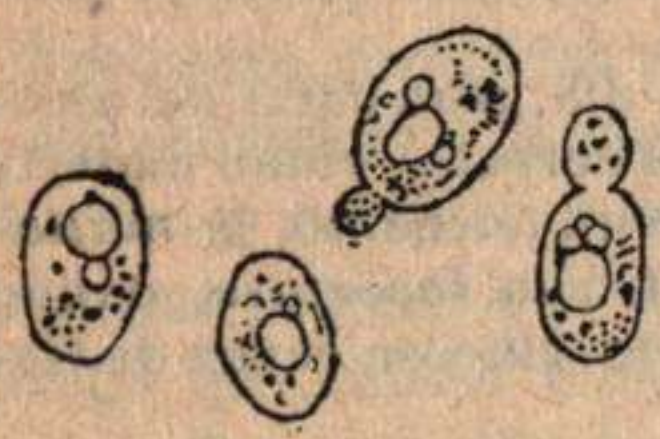


Fig. 69.
Según *Strasburger.*
(Praktikum; p. 523). 1000 vec.s

Se puede obtener glucosa del almidón, haciéndole hervir con un poco de ácido sulfúrico. *E. Fischer* (1) ha obtenido por síntesis la glucosa.

Fermentación alcohólica.—La glucosa, por acción de hongos microscópicos, levaduras (*saccharomyces ellipsoideus* y *cerevisiae,* fig. 69) que producen una substancia llamada *zimasa*, que obra como catalizador (o fermento), se convierte en alcohol etílico y anhídrido carbónico:

$$C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5.OH + 2CO_2$$

Esta fermentación se observa en la formación del *vino* del mosto. Podemos también observarla en un líquido azucarado

(1) *Emilio Fischer*, eminente químico alemán contemporáneo célebre por sus trabajos sobre síntesis orgánica. Ha publicado: *Investigaciones sobre hidratos de carbono y fermentos; Investigaciones sobre aminoácidos, polipéptidos y proteínas; Investigaciones en el grupo de la purina; Síntesis orgánica y Biología; Nuevas conquistas y problemas de la Química*. En 1902 se le otorgó el *Premio Nobel.*

(agua con miel, p. e.,) introduciendo en ellos levaduras de cerveza; líquido que por destilación nos dará, al cabo de algunos días, una solución alcohólica.

La fermentación del malte o sea granos de cebada germinados en remojo y luego desecados, verificada en contacto con las piñas de una planta llamada lúpulo, produce la *cerveza*.

Por fermentación del jugo de las manzanas, se obtiene la *sidra*.

El *champagne*, vino espumoso, procede del mosto fermentado en botellas cerradas: debe su espuma al CO_2 que contiene.

El *pan* en la panificación sufre también la fermentación alcohólica: la harina de trigo y de otros cereales consta de almidón y de otra substancia llamada *gluten* (véase *albuminoides*). El almidón de la pasta del pan, por acción del gluten modificado que obra como catalizador o fermento, se transforma en glucosa y *dextrina* (otro hidrato de carbono). Parte de la glucosa, por la levadura que se ha añadido a la pasta y que procede generalmente de pasta agria del dia anterior, sufre la fermentación alcohólica y se transforma en alcohol y anhidrido carbónico; éste vuelve esponjosa la masa; con la cocción se detiene la fermentación y se impide que se acidifique la masa, ya que el alcohol pasaría a ácido. Por la cocción también, los granos de almidón se hinchan, rompen sus cubiertas, y con agua producen engrudo; en este estado es la pasta más digerible.

En la *industria del espíritu de vino*, hoy día, gran parte del alcohol se obtiene partiendo de la patata y de cereales como materia prima: el almidón que poseen se trata por un fermento, la *maltasa*, y luego, el producto obtenido, por otro, la *invertasa*, dando por resultado la conversión del almidón en glucosa capaz de fermentar con la levadura y dar alcohol.

Azúcar de frutos o fructosa ($C_6H_{12}O_6$, isómero de la glucosa).—Se encuentra, como la glucosa, en los frutos.

Celulosa $(C_6H_{10}O_5)n$. El papel de filtro con el cual se construye los filtros para el laboratorio (pág. 36) es celulosa casi pura: esta substancia forma la parte esencial de las paredes de las células de las plantas. Por esto, las plantas son fuente preciosa para la fabricación del papel. Los hilos de algodón y de lino proceden de las plantas respectivas y son casi exclusivamente de celulosa.

Por descomposición, la celulosa de las plantas sepultadas en el interior de los estratos del terreno se transformó en *hulla*, metano, gas carbónico y agua (pág. 231).

La celulosa es atacada por los ácidos y bases enérgicos; es

disuelta por una disolución de óxido cúprico en amoniaco *(reactivo de Schweitzer)*. Tratado con la mezcla nitrosulfúrica, se obtiene la nitrocelulosa o *algodón pólvora*; y mezclando éste con el alcanfor, se obtiene el *celuloide*.

En la *fabricación del papel* se emplea la celulosa de los trapos viejos o bien la que proporcionan la tala de los bosques, el esparto, paja, cáñamo, etc.. Se tritura las maderas o desmenuza los trapos después de desengrasados, y la *pasta de papel*, quitada la resina, se refina, blanquea, encola y se tiñe, según los casos; luego se mezcla con agua y se la echa en un tamiz formado por una malla metálica poseída de un movimiento de vaivén: en ella se escurre la pasta, que pasa a unos rodillos recubiertos de fieltro, que la comprimen, y de ellos sale el papel en láminas largas.

Gomas $(C_6H_{10}O_5)_n$.—**Substancias producidas por transformaciones de las paredes de las células de las plantas, mediante un proceso poco conocido. Son solubles o se hinchan en el agua; insolubles en alcohol y éter sultúrico.**

La *goma arábiga* procede de acacias que viven principalmente en Egipto. La *goma adraganto* procede de los *astrágalus* (Persia, Serbia).

Producen gomas los cerezos, albaricoqueros, etc.. (1)

Agrupaciones y nombres de los hidratos de carbono.—**Se los clasifica y nombra atendiendo al número de átomos de carbono que poseen: a la terminación *osa* se antepone el numeral griego que indica dicho número; cuando los carbonos que poseen forman múltiplos de seis, se les llaman *poliosas* y se les designa colocando el mineral que indica la multiplicidad entre *exa* y *osa*. Así, los azúcares de uva y de frutos son *exosas*; el de caña, una exa*bi*osa; el almidón, la celulosa y las gomas son poliosas elevadas.**

Historia de los hidratos de carbono.—El *azúcar* de caña fué conocido yá en la antigüedad por indios y chinos, introducido en Europa en tiempos de Alejandro Magno. Su uso se generalizó desde el siglo XV. *Gay-Lussac, Thénard, Prout* y *Berzelius* han definido la composición de la sacarosa.

---

(1) Para el reconocimiento y estudio elemental de los hidratos de carbono y demás substancias de las plantas, véase H. Coupin: *Technique microscopique appliquée à l'étude des végétaux*, 1909; A. Meyer: *Prácticas de Botánica*, 1913 (Trad. de J. M.ª Castellarnáu).

La inversión de la sacarosa fué observada en 1806 por *Clément* y *Désormes*.

La *fermentación* fué observada ya por los antiguos: su nombre procede del latin *fervere*, que significa hervir. Fué definido su proceso por *Lavoisier*, e interpretadas sus causas principalmente por *Liebig* y por *Pasteur* (1859); éste último, en su verdadero sentido.

El *almidón* se extraia en la antigüedad, principalmente en Egipto y Creta. Lo han estudiado modernamente *Naegeli*, *Meyer* y *Bütschli*, alemanes, y principalmente *Maquenne*, francés.

La *fabricación del pan* data de tiempos antiquísimos: en monumentos de más de 4000 a. a. J., hay pinturas sobre su fabricación. En las tumbas antiguas del Egipto, se encuentra frecuentemente restos de granos de trigo y pedazos de masa de pan.

La *celulosa* ha sido estudiada modernamente por *Gaucher*, *Mangin*, *Gilson*, franceses; *Schulze*, alemán.

El *papel* fué fabricado primeramente por los egipcios con las hojas de una planta llamada *papyrus*, que crece a orillas del Nilo; fué el único empleado hasta el siglo IX, en que se hizo papel de otras plantas. A mediados del siglo XIV, aparecieron los primeros manuscritos sobre papel de trapo. En Europa, anteriormente se escribía sobre pergamino (piel de carnero), o sobre papel vitela (piel de becerro). El papel contínuo fué ideado por *Robert* en 1803. En 1843 se empezó a aprovechar la madera para papel.

Las *gomas* han sido estudiadas principalmente por *Lutz* y *Mangin*, franceses.

§ 41. Compuestos de carbono con nitrógeno

167. Nitrilos.—Acido cianhídrico, HCN.—*Obtención.* Tratando, en una cápsula, pequeñísimas porciones de *cianuro mercúrico* por unas gotas de ácido clorhídrico, se produce un líquido muy volátil, de olor característico a almendras amargas: es el *ácido cianhídrico*, llamado también *ácido prúsico*, *nitrilo fórmico* y *metanonitrilo* (nombre oficial); de composición HCN. La reacción producida es:

$$\underset{\text{(cianuro mercúrico)}}{Hg(CN)_2} + 2HCl = HgCl_2 + \underset{\text{(ácido cianhídrico)}}{2HCN}$$

Para obtenerle en cantidad mayor, se coloca ferrocianuro potásico y ácido sulfúrico en un balón con tubo de desprendimiento en comunicación con un tubo acodado introducido en una mezcla frigorífica de hielo y sal común. Calentando el balón, el ácido cianhídrico desprendido se condensa en el tubo acodado.

Propiedades.—Tiene caracteres francamente ácidos. Sus sales son los *cianuros,* semejantes a las sales de los halógenos. *Es muy venenoso, por lo cual debe manejarse con gran cuidado.* (Reconocimiento de un cianuro en la pág. 309).

El ácido cianhídrico se produce en algunos vegetales, principalmente en los huesos de los frutos y almendras amargas; éstas, pues, no deben mascarse ni comerse.

La *fórmula* del ácido cianhídrico, teniendo en cuenta su formación a partir del cloroformo, se representa por H—C≡N.

Cianógeno.—Los radicales —C≡N, ó —CN, condensándose, forman el compuesto N≡C—C≡N, ó C_2N_2, *cianógeno*, gas muy venenoso, de olor a almendras amargas. Se obtiene calentando cianuro de mercurio. También combinando directamente el carbono y el nitrógeno, por acción del arco eléctrico.

Los nitrilos. (*Fórmula general, R*—**C≡N**).—Con ácido cianhídrico se produce *cianuro potásico*, KCN, recogiéndo el ácido, al obtenerle, en una solución de potasa cáustica. Tratado este cianuro por derivados monohalogenados de hidrocarburos saturados, se obtiene una serie de compuestos con el grupo—C≡N; son los *nitrilos*. Hé aquí un ejemplo de estas reacciones:

$$CH_3—CH_2\boxed{I \quad + \quad K}CN = KI + CH_3—CH_2—CN$$

(ioduro de etilo) (propanonitrilo)

La fórmula del propanonitrilo, es la del propano con tres H de un carbono primario —CH_3, substituídos por N. Por consiguiente:

Los nitrilos pueden suponerse derivados de los hidrocarburos saturados, por substitución de tres H en un carbono primario (pág. 244) por un átomo de N.

Según esto, el ácido cianhídrico es el nitrilo del metano CH_4, ya que su fórmula, HCN, se deriva de la de este hidrocarburo por substitución de 3H por N.

La *nomenclatura oficial* nombra a los nitrilos anteponiendo a la palabra *nitrilo* el nombre del hidrocarburo de que derivan: HCN es el metano*nitrilo*; C_2H_5—CN, el propano*nitrilo*, etc..

Los nitrilos tratados con agua engendran ácidos: el ácido cianhídrico (o *nitrilo fórmico*) produce el ácido fórmico o me-

tanoico. El cianógeno con agua da ácido oxálico (pág. 288); por eso se considera al cianógeno como el nitrilo del ácido oxálico y se llama también *oxalonitrilo*.

168. Otros compuestos ciánicos.—Calentando en un pequeño crisol un poco de cianuro potásico, ácido sulfúrico diluído y sulfuro amónico, $(NH_4)_2S$, se produce una sal de fórmula $(NH_4)CSN$, que corresponde a un ácido, HCSN, llamado *sulfociánico*, y sus sales, *sulfocianuros*. Este ácido tiene relativa importancia porque es un reactivo característico de las sales de hierro.

En la destilación seca de la *urea* (pág. 300) se producen dos ácidos: el *cianúrico*, $(NCNO)_3$, polímero del *ciánico*, HCNO; éste da los *cianatos*. Isómero de él es el *ácido fulminico*; sus sales son los *fulminatos:* entre ellas las de mercurio y de plata son muy explosivas, y se emplean para hacer estallar las pólvoras.

Isonitrilos o carbilaminas.—El ácido cianhídrico H—C≡N, en la formación de ciertos compuestos isómeros de los nitrilos, llamados *isonitrilos* o *carbilaminas*, se comporta de tal modo que el N de trivalente pasa a pentavalente y toma la estructura H—N≡C. Las fórmulas H—C≡N y H—N≡C representan dos verdaderos isómeros: se trata de dos *tautómeros:* su isomería se llama *tautomería*.

169. Derivados nitrados de los hidrocarburos.—Tratando el benceno por ácido nítrico concentrado, se obtiene un líquido, casi incoloro, de olor a almendras amargas, insoluble en agua, soluble en alcohol, éter y benceno: es el *nitrobenceno*:

$$C_6H_5—\boxed{H + OH}—NO_2 = H_2O + C_6H_5—NO_2$$

(benceno) (ácido nítrico) (nitrobenceno)

Por procedimientos análogos, de los demás hidrocarburos, tanto de los de cadena abierta como de los de cadena cerrada, se obtiene substancias con el grupo $—NO_2$: son los *derivados nitrados de los hidrocarburos*, o *compuestos nitrados*.

Tratando el tolueno (pág. 254) o metilbenceno por la mezcla nitrosulfúrica (pág. 205), y repitiendo la operación con los productos resultantes, aumentando cada vez la concentración de la mezcla nitrosulfúrica, se obtiene la *trilita* (trinitrometilbenceno), explosivo sólido, insoluble en el agua, que se emplea para la carga de granadas, torpedos, petardos, etc..

170. Aminas y amidas. Aminas.—Tratando compuestos nitrados, o también nitrilos, por hidrógeno naciente se verifica la siguiente reacción (caso del etanonitrilo):

$$CH_3—CN + 2H_2 = CH_3—CH_2—NH_2 \text{ (etilamina)}$$

La etilamina es una amina. Substancias análogas se obtiene tratando el amoniaco en disolución, por un derivado monohalo-

genado de los hidrocarburos: hé aquí la reacción que nos produce en este caso la etilamina:

$$CH_3—CH_2—\boxed{Cl + H}—NH_2 = CH_3—CH_2—NH_2 + HCl$$

(cloruro de etilo) (amoniaco) (etilamina)

En cuya reacción se verifica la substitución de un H del NH_3 por el radical alcohólico $CH_3—CH_2—$. Por esto:

Las aminas son substancias derivadas del amoniaco por substitución de sus hidrógenos por radicales alcohólicos. Según que sean uno, dos o tres el número de H substituídos, las aminas son *primarias, secundarias* o *terciarias*.

Se les *nombra* anteponiendo a la palabra *amina* el nombre del radical alcohólico: así $CH_3—NH_2$ se llama *metil*amina, y es una amina primaria; el $(C_2H_5)_2$ NH es la *dietil*amina (amina secundaria); el $\begin{matrix} C_2H_5 \\ CH_3 \\ CH_3 \end{matrix}\!\!>$ N es la *etildimetil*amina (amina terciaria).

La más importante es la amina del benceno: la *anilina* o *fenilamina*, $C_6H_5—NH_2$, de mucha aplicación en la fabricación de materias colorantes.

Antes se obtenía por destilación seca del añil o índigo. Hoy se obtiene industrialmente por síntesis, por acción del ácido clorhídrico sobre el hierro en mezcla con nitrobenceno, según la reacción:

$$C_6H_5NO_2 + 3Fe + 6HCl = C_6H_5NH_2 + 3FeCl_2 + 2H_2O$$

(nitrobenceno) (fenilamina)

La anilina es un líquido incoloro que con el tiempo se vuelve amarillento; es venenosa. Con el hipoclorito de calcio, toma color violado: reacción que la reconoce.

Las aminas primarias, tratadas con cloroformo, dan isonitrilos.

Amidas.—La destilación de las sales amónicas de los ácidos orgánicos puede representarse por la siguiente ecuación (caso del acetato amónico): $CH_3.COO.NH_4 = H_2O + CH_3.CO—NH_2$ (etanamida).

La etanamida es una *amida*.

Esta substancia y otras semejantes pueden obtenerse del amoniaco, tratando a éste por los correspondientes *anhidridos de los ácidos* (págs. 286 y 287).

Caso del anhídrido acético:

$$\begin{matrix} CH_3-CO \\ CH_3-CO \end{matrix}\Big\rangle \boxed{O + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}} \begin{matrix} -NH_2 \\ -NH_2 \end{matrix} = H_2O + 2CH_3-CO-NH_2$$

(anhídrico acético) (amoniaco) (etanamida)

En esta reacción se ha substituído un H del amoniaco por un residuo ácido $CH_3.CO-$. De donde:

Las amidas son derivados del amoniaco por substitución de sus hidrógenos por residuos ácidos: se agrupan y nombran análogamente a las aminas. P. e., la amida del ácido acético, o etanoico, es $CH_3.CO-NH_2$ y se llama *etanamida:* es una amida primaria.

Los nombres amina y amida no solo comprenden las substancias derivadas del amoniaco por substitución de H por radicales o residuos alcohólicos y ácidos, sino también a los formados por substitución de H en el amoniaco por elementos o radicales metálicos que obran como cationes (aminas), y residuos de ácidos minerales, que actúan de aniones (amidas). Así NH_2K, NHK_2 y NK_3 son las aminas potásicas, y se llaman *mono*, *di* y *tripotasioamina*.

La *fosforosamida* $P(NH_2)_3$ es la amida del ácido fosforoso H_3PO_3, (pág. 221).

Importante es la substancia llamada *carbamida* o *urea* $CO(NH_2)_2$: debe su último nombre a su origen, ya que existe en la orina. El hombre produce diariamente unos 300 gr. de urea. La urea cristaliza en prismas rómbicos; se disuelve en agua y en alcohol.

Ha sido la primera substancia producida por seres organizados, obtenida por síntesis en el laboratorio: *Wöhler* la preparó en 1828.

La urea se considera como la *amida del ácido carbónico*, ya que la fórmula de éste es H_2CO_3, ó $CO\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix}$ (pág. 268).

La urea, por el calor desprende amoniaco y se transforma en una substancia llamada *biuret*.

Por substitución de los H de la urea por los radicales alcohólicos, se obtiene compuestos como la *metilurea*, $CO\begin{matrix}NH-CH_3.\\NH_2\end{matrix}$

Si los H se substituyen por residuos ácidos, se obtiene los *ureidos*. Así: el $CO\begin{matrix}NH_2\\NH-CO.CH_3\end{matrix}$ es el *etanoilureido*.

La amida del ácido cianico $N{\equiv}C{-}OH$, o sea la cianamida, $N{\equiv}C{-}NH_2$, da por substitución de H por el calcio una sal, la *calciocianamida*, $N{\equiv}C{-}N{=}Ca$, compuesto muy importante, (pág. 215).

171. Compuestos diazoicos y azoicos. Diazoicos.—Por acción del ácido nitroso (pág. 208) sobre aminas de hidrocarburos cíclicos, o sobre sus sales, tiene efecto la reacción siguiente (caso del nitrato de fenilamina $C_6H_5{-}NH_2.HNO_3$, sal de la fenilamina, (página 299):

$$C_6H_5{-}N\boxed{H_2}\cdot\boxed{H}\,NO_3 + \boxed{H}\,\boxed{N}\,\boxed{O_2} = C_6H_5.\underset{\underset{N}{\|}}{N}.NO_3 + 2H_2O$$

(nitrato de fenilamina) (nitrato de diazobenceno)

A los compuestos como el nitrato de diazobenceno, con el grupo $=N{\equiv}N$ (según *Hantzsch*) (1) enlazado a un residuo ácido y a un radical alcohólico de la serie cíclica, se les llama *diazoicos*. El grupo $C_6H_5.N_2{-}$ funciona en este caso como radical metálico, y se le llama *diazonio*.

Los *compuestos diazoicos* son explosivos. Tienen importancia por sus aplicaciones a la fabricación de materias colorantes.

Azoicos.—Tratando el nitrobenceno junto con disolución de potasa cáustica en ebullición, por el *cloruro estannoso*, se obtiene el compuesto $C_6H_5{-}N{=}N{-}C_6H_5$.

A los compuestos de esta clase, con el grupo $-N{=}N-$ unido a dos radicales cíclicos, se les llama *azoicos*. Se les nombra colocando la palabra *azo* entre los nombres de los hidrocarburos correspondientes a los radicales. El compuesto anterior será, pues, el *bencenoazobenceno*.

172. Compuestos de función mixta.—Hay substancias que por su constitución y propiedades pertenecen a más de una de las funciones estudiadas:

El llamado conmunmente *ácido láctico*, que se forma al agriarse la leche por acción del *bacilo láctico*, tiene de alcohol y de ácido: $C_2H_4(OH){-}(COOH)$; de ahí su nombre oficial propan*oloico*.

Se encuentran en caso análogo el *ácido cítrico* y el *ácido tartárico*, cuyas sales son los *citratos* y los *tartratos*. Dichos ácí-

(1) Otros creen, como *Kekulé*, que el enlace de los dos N es $-N{=}N-$.

dos o sus sales se encuentran en los jugos de los frutos: el cítrico, especialmente en los limones y naranjas, y los tartratos en las uvas.

Los llamados *ácido gálico* y *ácido tánico* o *tanino*, que existen en las *nueces de agallas* y en frutos y cortezas de las plantas, de uso en la preparación de tintes y en el curtido de pieles, son substancias que poseen función mixta ácido-fenol:

El *azúcar de uva* o *glucosa*, por su fórmula de estructura $CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-CHOH-C\begin{cases}O\\H\end{cases}$ es un alcohol-aldehido: por lo que es el exanopent*olal*. El *azúcar de frutos* o *levulosa*, por su estructura es un alcohol-cetona: $CH_2OH-CHOH-CHOH-CHOH-CO-CH_2OH$: es la exanopent*olona* 2.

El *ácido pícrico*, cuyas sales, los picratos, son explosivas, es un derivado nitrado-fenol.

Hay también: aminoácidos o sea substancias con el grupo funcional de los ácidos COOH y el grupo NH_2, o amidógeno (visto en las amidas y aminas); cetona-ácidos, etc..

173. Compuestos heterocíclicos. Piridina, C_5H_5N.— Por acción del ácido sulfúrico sobre el aceite ligero del alquitrán de hulla (pág. 260), y añadiendo luego a la disolución carbonato de sodio, se sedimenta un líquido aceitoso, parduzco; de él se obtiene, por destilación fraccionada, *piridina* y otras substancias de su serie homóloga.

La piridina es un líquido incoloro, de cierto olor a humo de tabaco, característico; de reacción alcalina, aunque débil; hierve a 115°.

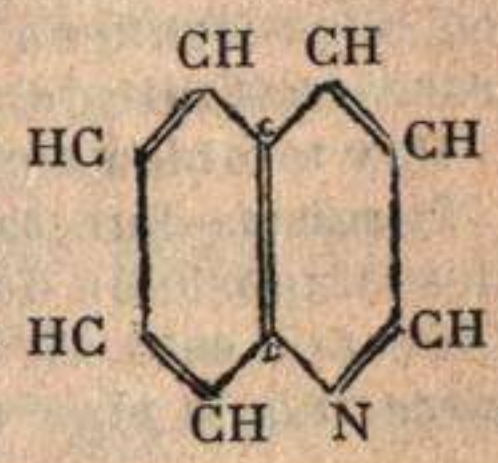
Su composición es C_5H_5N, y su constitución, por su analogía con la del benceno, se representa por 

, fórmula derivada de la del benceno por substitución de un grupo ≡CH por N≡. Este compuesto se diferencia de los nitrogenados cíclicos estudiados hasta ahora, en que *tiene el N en un vértice* del exágono, mientras que en aquéllos substituían los H que van unidos a los C de los vértices del exágono. A los com-

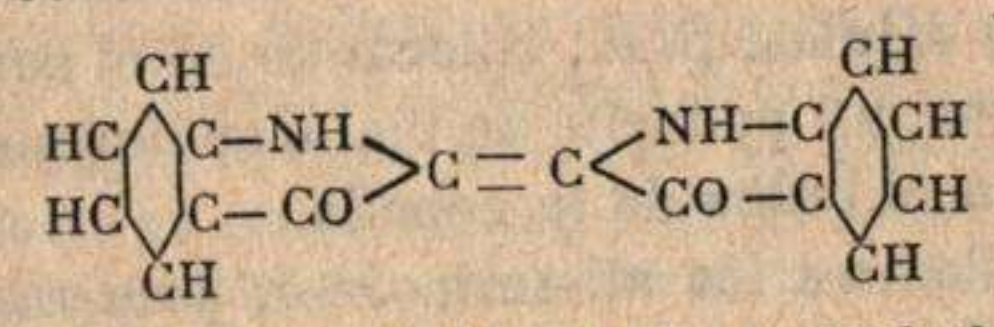
puestos con núcleos en cuyos vértices solo entran C, se llaman *isocíclicos:* son todos los compuestos cíclicos estudiados hasta ahora. A los compuestos con núcleos con N u otros elementos en los vértices, se les llama *compuestos heterocíclicos:* la piridina, es, pues, uno de ellos.

La piridina tiene aplicaciones en la desnaturalización del alcohol (pág. 275) y en medicina. Se encuentra también en el *aceite animal de Dippel*, líquido que se obtiene por la destilación de los huesos no desengrasados.

Quinolina, C_9H_7N.—Se encuentra también en el alquitrán y en el aceite animal de Dippel. Su punto de ebullición y densidad son más elevados que los de la piridina. Su composición es C_9H_7N; y su constitución se representa, derivándola de la del nafteno (pág. 256)



Indigo, $C_{16}H_{10}N_2O_2$.—De color azul obscuro, pulverulenta; produce prismas al sublimarla. Procedente de plantas papilionáceas del género *Indigofera*, que se cultivan en la India, China, Java, etcétera. Está en ellas en un compuesto: el *indican*. Hoy se obtiene también el índigo por síntesis química. Su composición es $C_{16}H_{10}N_2O_2$, y su constitución está representada por



El índigo o *añil* es insoluble en el agua, alcohol, éter sulfúrico, ácidos y otros disolventes ordinarios; algo soluble en anilina caliente y parafina fundida. Tiene reacción débilmente ácida. El ácido clohídrico le da color rojo.

Alcaloides.—Substancias consideradas como *bases vegetales orgánicas*. La constitución de algunos de ellos no está aun bien definida.

Entre los de constitución conocida, los hay que derivan de la piridina y de la quinolina, y algunos del amoniaco. Son importantes:

Quinina $C_{20}H_{24}N_2O_2$.—Procede de la corteza del árbol de la quina. Se presenta en agujas amargas. El *sulfato de quinina*, se usa para combatir las calenturas y las fiebres.

Nicotina, $C_{10}H_{14}H_2$.—Procede del tabaco. Líquido oleaginoso y mal oliente. Intenso veneno: unas pocas gotas bastan para matar un caballo; 10 ó 20 miligramos paralizan el organismo humano. Tiene aplicaciones en las enfermedades del corazón.

Cafeina o teína, $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$.—Se encuentra en los granos del

café y en las hojas del te. Se presenta en agujas débilmente amargas. Es excitante, tónica y diurética. No pertenece a los compuestos heterocíclicos, ni cíclicos.

Cocaina, $C_{17}H_{21}NO_4$.—Se halla en las hojas del árbol de la coca. Sólida. El *clorhidrato de cocaina* se emplea como anestésico.

Morfina, $NC_{17}H_{19}O_3$.—Procede del latex coagulado u *opio*, de los frutos de la adormidera. Sólido inodoro. Es narcótico.

Atropina, $NC_{17}H_{23}O_3$.—Procede de las raíces de la belladona y de las semillas del estramonio. Se presenta en agujas, muy venenosas.

Se le emplea, muy diluída, para dilatar la pupila.

Estricnina, $C_{21}N_{22}N_2O_2$.—Se halla en las semillas de la nuez vómica. Se presenta en prismas. Muy venenosa. Se emplea como poderoso excitante del sistema nervioso.

Hay también alcaloides de origen animal.

Ptomaínas:—Substancias de naturaleza alcaloide producidas por descomposición de las substancias albuminoides; se forman también, por esto, en los cadáveres: las más importantes son la *cadaverina*, la *piperidina* y la *putrescina*.

174. Substancias albuminoides.—La clara de huevo es una substancia albuminoide. Las células de los seres vivos encierran substancias albuminoides que constituyen el *protoplasma*. Podemos observar con el microscopio el protoplasma de las células: p. e., colocando en el portaobjetos, en una gota de agua, un pedacito de piel o epidermis de las hojas que constituyen el bulbo de la cebolla.

También se llama a los albuminoides, *proteínas* o *substancias proteicas*. Se encuentran en estado coloide. Algunas se disuelven en el agua. Por la acción del calor se alteran y carbonizan, despidiendo olor a cabello quemado. El alcohol concentrado las coagula. El alcohol no concentrado precipita los albuminoides de sus disoluciones acuosas. Hirviendo los albuminoides con HNO_3 toman coloración amarilla *(reacción xantoproteica)*. (1) Les ataca la potasa cáustica. Su composición se reduce a cinco elementos (algunas tienen además fósforo) que se hallan en ellas en las proporciones siguientes: carbono, 50-55 %; hidrógeno, 6,5-7,3 %; nitrógeno, 15-19 %; oxígeno, 19-24 %; azufre, 0,3-2,5 %. La constitución y mag-

(1) De ahí que sean amarillas las manchas de ácido nítrico que se producen en nuestra piel al descuidarnos en el manejo de dicho ácido.

nitud de sus moléculas, excepto algunas sencillas, es desconocida. *Gautier*, químico francés, asigna a la ovoalbúmina la fórmula $C_{250}H_{409}N_{67}O_{81}S_3$. La constitución de los albuminoides se supone muy complicada, ya que se les asigna pesos moleculares que llegan a 17.000 y hasta a 30.000. *E. Fischer*, en estos últimos años, ha obtenido sintéticamente algunas substancias parecidas a las peptonas: los *polipéptidos*.

No se sabe de un modo definido el camino que siguen las materias alimenticias primeras (hidratos de carbono) para formar las substancias albuminoides. Por descomposición, los albuminoides dan origen a alcaloides, ptomaínas, amoniaco, gas carbónico, ácido sulfhídrico, otros ácidos, etc..

Substancias proteicas importantes son: las *albúminas*, la *gelatina*, la *fibrina*, las *caseínas* y las *peptonas*.

Albúminas.—Existen en la clara del huevo, en el suero de la leche, en los músculos, en las células vegetales, etc.. Se disuelven en agua fria; y coagulan con el calor.

Gelatina.—Se extrae de los huesos, cartílagos, tendones, pieles, etc.. tratándolos con agua hirviendo. La *cola* que se emplea para encolar se extrae de despojos de dichas substancias. La *cola de pescado* procede de la vejiga natatoria de los esturiones.

Fibrina.—Filamentosa blanca; se extrae de la sangre reciente, agitándola con un agitador en el cual se deposita.

Caseína.—Constituye la capa media de las tres en que se separa la leche al dejarla en reposo: la capa superior constituye la *crema* o *nata*; la media la *caseína*, y la inferior, o sea el *suero*, con agua, azúcar de leche o *lactosa*, albúmina, ácido láctico, sales. También hay caseínas vegetales.

La *hemoglobina*, que colora los glóbulos rojos de la sangre, es una combinación de un albuminoide con una materia colorante; se convierte en *oxihemoglobina* al pasar por los pulmones, en donde se combina con el oxígeno del aire.

Gluten.—Conjunto de albuminoides que se encuentran en las harinas de trigo, arroz, etc.. Con él, separado de las harinas de trigo, se confecciona pastas y pan especial, pan de gluten, para los enfermos de diabetes.

Peptonas o albuminosas.—Substancias solubles en que se transforma la albúmina y otros albuminoides por acción del jugo gástrico, que posee un fermento: la *pepsina*.

175. Origen de la substancia viva u organizada.—En el bosquejo que tenemos hecho de las substancias orgánicas, hemos llegado, como último término, a las albuminoides, cumbre

de la complejidad molecular. Se ha indicado que los albuminoides (entre ellos las albúminas) son componentes primordiales de los seres vivos, esto es, de la *substancia viva u organizada*, poseída de tal estructura, que construye la célula. Se presenta por ahora muy lejano, (y aun hay quien lo ve imposible) el día en que en el laboratorio pueda obtenerse albúmina, viva; esto es, substancias capaces de vivir: crecer, reproducirse, etc.. No obstante, el negar que pueda llegarse a dicho objeto cae más dentro del terreno filosófico y religioso, que del químico-físico. Nosotros trataremos solo de exponer las distintas posiciones capitales, y la índole de algunos trabajos hechos para explicarse la relación entre la materia organizada y la muerta. Se comprende que el problema capital está en la formación de la substancia viva, ya que de ésta, por procesos de diferenciación evolutivo, se han formado los seres vivos.

Tratemos, ya que no podemos resolverlo, de plantear el problema (1). Unos suponen que la vida en la materia, es debida a una *fuerza vital* especial (pág. 228), independiente de los fenómenos físicos y químicos. Otros afirman que la vida es un resultado de fenómenos debidos a fuerzas químico-físicas. Hasta que pueda obtenerse por síntesis substancia viva, no podrá excluirse la hipótesis de la fuerza vital.

En el supuesto de que exista una fuerza o principio vital, puede éste tener *existencia eterna* o bien *existencia limitada*. El desarrollo o transformación del Universo, que hace imposible la vida en sus primeras edades, nos conduce a que la vida, esto es, la substancia viva no es fácil que haya existido siempre: de modo que la vida en la Tierra debe haber nacido en un campo inerte, muerto, inorgánico. Y este nacimiento, según unos tiene un *Principio creador supremo;* según otros, no es más que *la cumbre del desarrollo ascencional de la substancia*, que continuamente por fenómenos puramente físicos y químicos, se ha vuelto más compleja. Y otros creen que la vida a la Tierra ha llegado de otros astros, y tal vez dicen algunos, por la presión de la luz; aunque esta posición no nos dice nada sobre el origen primitivo de la vida: en todo caso, solo contribuye a concebir su eternidad. Si la admisión de un Principio creador, no es universal, tampoco hay fundamentos seguros para admitir que la substancia viva es el último eslabón de una cadena de substancias de creciente complejidad.

---

(1) Para intensificar mas en dicho asunto consúltense las obras, que se ha tenido a la vista, de A. de Gregorio Rocasolano: *Estudios químico físicos sobre la materia viva*. 2.ª edición, 1917, págs. 13-25; y de H. Euler: *Grundlagen und Ergebnisse der Pflanzenchemie*, 3.ª parte, 1909, cap. XII, y pág. 253. En E. Vitoria S. J.: *La Catálisis Química*, 1912, págs. 40-43, se defiende y se cita trabajos a favor del principio vital. Véase A. Pi Suñer: *La Unidad funcional*, págs. 23-50, con rica bibliografía.

Se ha tratado de explicar por *Pflüger*, la formación de la substancia viva por una síntesis *extravital* de las albúminas, fundándose en las analogias de la albúmina viva y el ácido ciánico (página 298): en su conducta al polimerizarse y en los productos en que se descompone: en presencia del agua, ambas substancias se descomponen espontáneamente en anhídrido carbónico y amoniaco: además, ambas dan urea, sin oxidación directa. Pflüger dice que la albúmina viviente encierra el radical —CN (pág. 297); y el problema se reduce según él, a cómo se formó el cianógeno, C_2N_2 en la Tierra: y como éste se obtiene en el calor del arco eléctrico por combinación del carbono con el nitrógeno, «no hay nada tan claro, dice, Pflüger como la posibilidad de la formación de compuestos ciánicos, cuando el mundo estaba a enorme temperatura o en ignición total o parcialmente. La vida nació, por tanto, en el fuego, y fué establecida en sus propiedades esenciales cuando la Tierra era aun una esfera ígnea». Y en el largo período de enfriamiento, por mútuas combinaciones y condensaciones de los compuestos ciánicos y de los hidrocarburos, por influjo del vapor de agua o del agua, se han originado substancias orgánicas, (etileno, acetileno, etc.; véase origen de los petróleos) de las cuales, añade Pflüger, «ha salido aquella albúmina antodescomponible, esto es, la materia viva». Y ésta, por su capacidad regeneradora, se ha mantenido y aumentado en el curso de los tiempos, dividiéndose ampliamente en ramas diversas.

Trabajos se ha hecho sobre las relaciones de la substancia viva con los cristales líquidos (pág. 25): *Lehmann* considera algunas formas de los cristales líquidos de cierta substancia como *cristales aparentemente vivos*, ya que dos de ellos, de formas esféricas, se juntan dando uno solo con dos o más aplanamientos, en los cuales se forman yemas, que acaban por separarse, análogamente a la gemacion en los seres vivos inferiores. En algunas formas se observa una especie de crecimiento de dentro hacia fuera, análogamente a la intususcepción de los seres vivos.

Por último, las substancias de los seres vivos, en su mayoria, presentan el estado coloide, y los fenómenos vitales necesitan para realizarse que la materia viva conserve dicho estado. Por esto los biólogos dirigen sus pasos hoy día, hacia la química de los coloides, para explicarse el difícil y debatido problema de relacionar la vida (substancia organizada) con lo inorgánico.

176. Análisis de las substancias orgánicas. Reconocimiento del carbono.—Hecho ya el estudio de los compuestos de carbono, es necesario indicar qué medios puede emplearse para averiguar si una substancia es orgánica o no, y su composición cualitativa. Para ello, se coloca una porción de dicha substancia sobre una lámina de platino, se calienta

al rojo y entonces, como la mayoría de los compuestos orgánicos son combustibles, aquella arderá o dejará en la lámina un residuo carbonoso. Pero, es preferible utilizar para la investigación el óxido de cobre, CuO.

Si la substancia es orgánica, mezclada con el óxido de cobre y calentada, producirá una acción específica: el carbono de la substancia se une al oxígeno del óxido y produce anhídrido carbónico. La operación se practica del modo siguiente: se introduce en un tubo de ensayo 0'10 gramos, aproximadamente, de la substancia, mezclados con 2 gr. de óxido de cobre. Obturado el tubo de ensayo con un tapón atravesado por un tubo de desprendimiento, que se introduce en agua de cal, se calienta al rojo sombra la mezcla: si la substancia en cuestión *(el problema)* es orgánica, aparecerá el agua de cal enturbiada por el gas carbónico producido.

Reconocimiento del hidrógeno.—Si la substancia que analizamos tiene hidrógeno, además de carbono, su reacción con el óxido de cobre sirve también para demostrarnos la presencia de ese metaloide. En efecto: pongamos, como antes, la mezcla de la substancia y el óxido de cobre en un tubo bien seco; si calentamos la mezcla al rojo sombra veremos aparecer en la parte fría del tubo gotas de agua: hecho que nos prueba que la substancia orgánica es hidrogenada, ya que su hidrógeno, por sus propiedades reductoras, se ha apoderado del oxígeno del óxido, formando el agua que aparece en la reacción.

Reconocimiento del nitrógeno.—El nitrógeno puede encontrarse en las substancias orgánicas en dos estados: o al estado amoniacal, esto es formando el radical NH_4, o al estado nítrico.

La investigación del nitrógeno en el primer caso es fácil, porque reconociendo el amoniaco podemos inferir lá existencia del nitrógeno. Para ello, basta (pág. 200) que una cierta porción de la substancia sea colocada en un tubo con un poco de potasa y calentada; si contiene el radical amonio, se desprenderá amoniaco, que se reconoce porque torna azul un papel rojo de tornasol humedecido. (Véase, además, página 202).

Si el nitrógeno se halla en estado nítrico, mezclada la subs-

tancia con un poco de sodio y calentada, su nitrógeno con el carbono y el sodio forma cianuro sódico, que puede reconocerse. Pára practicar la operación, se coloca la substancia en un tubo con un trocito de sodio; se calienta al rojo y luego se echa agua sobre la mezcla con objeto de hacer desaparecer el sodio excedente. El cianuro sódico formado, si la substancia tiene N nítrico, queda disuelto en el agua, en donde se le reconoce del modo siguiente: se añade unas gotas de sulfuro amónico y se calienta para que se combine con el cianuro sódico, NaCN, y se transforme en sulfocianuro, que se destruye con un poco de ácido clorhídrico y pone en libertad el ácido sulfociánico, HSCN, que da color rojo de sangre con las sales de hierro.

Reconocimiento de los halógenos.—Las substancias orgánicas tienen a veces en su molécula átomos de elementos halógenos, como hemos podido ver, p. e., en el cloruro de metilo, cloroformo y bromoformo.

Pudiera creerse que los halógenos de estos compuestos se reconocen fácilmente por el procedimiento indicado en la página 150. Pongamos, p. e., unas gotas de *bromuro de etileno* disuelto en alcohol, en un tubo de ensayo; añadamos una porción de nitrato de plata disuelto, y observaremos que en este caso no se produce lo expuesto en la pág. 150, que sirvió para indicarnos la presencia del bromo en los bromuros minerales. La causa de ello es que el *bromuro de etileno* no sufre proceso de descomposición en iones, que es la base del reconocimiento del halógeno.

Por esto se emplea otros procedimientos que destruyen la molécula para que el halógeno quede en estado de reconocimiento fácil. Para ello, puede emplearse varios métodos: el mejor es el que se basa en el empleo de la cal viva, que mezclada con la substancia y calentada al rojo reacciona con los átomos de los halógenos y los transforma en cloruro, bromuro, ioduro o fluoruro de calcio, que se reconocen por los procedimientos que indicamos en la pág. 150. Se practica la operación en un tubito cerrado por uno de sus extremos, y en él se echa la mezcla de 0'10 gr. de la substancia y 1 gr. de cal.

Reconocimiento del azufre.—El azufre de las substancias

orgánicas suele reconocerse transformándole en sulfuro por su acción sobre un metal. El metal que suele emplearse es el sodio o el potasio. Una porción de la substancia se mezcla con un trocito de sodio; la mezcla en un tubo se somete a temperatura elevada; si la substancia tiene azufre, éste se combina con el sodio, y da un sulfuro (sulfuro de sodio) que reconoceremos (pág. 186) tratándole por un ácido: produce H_2S que huele a huevos podridos, y ennegrece un papel de filtro humedecido con una disolución de acetato de plomo.

Reconocimiento del fósforo.—Una porción de la substancia en cuestión se mezcla con HNO_3 concentrado, y se calienta a 200°—300° en un tubo cerrado. Si hay P pasa a ácido fosfórico, que tratado con molibdato amónico y calentado, da un precipitado amarillo.

Investigación del oxígeno.—Este no se investiga, cualitativamente. Se reconoce por el análisis cuantitativo: representa la diferencia entre los pesos de todos los demás elementos investigados, y el peso total del compuesto.

§ 42. Silicio

177. Silicio, Si. **Propiedades.**—Por su valencia se le incluye en el grupo del carbono, aunque por las demás propiedades es semejante al boro. Se presenta en tres formas: polvo amorfo de color pardo verdoso; de esta variedad amorfa, disolviéndola en zinc o aluminio fundidos, se obtiene otras dos cristalizadas: en láminas u otras formas, de color negro lustroso, y en prismas grises. La variedad amorfa no conduce la electricidad; las cristalizadas sí.

El silicio se combina con los halógenos: con el flúor ya a la temperatura ordinaria. Forma, combinándose a elevadas temperaturas con algunos metales, los *siliciuros*.

No existe libre en la Tierra; en cambio, combinado constituye el 25,30 % del peso de la Tierra.

Se *obtiene* el silicio amorfo por acción del potasio caliente sobre el fluoruro o cloruro silícicos. Industrialmente por la acción reductora del carbón sobre el cuarzo (anhídrido silícico) en hornos eléctricos.

Constantes.—Tetravalente. Peso atómico, 28,3. Densidad del cristalizado, 2,49. Punto de fusión del cristalizado, más de 1500°.

Historia.—Fué preparado el amorfo por *Berzelius* en 1823. *Deville* lo obtuvo más tarde cristalizado.

178. Compuestos de silicio con el hidrógeno y con los halógenos. Hidrógeno siliciado, SiH_4.—Gas incoloro, que se obtiene por acción del ácido clorhídrico sobre el siliciuro de magnesio. Hay *hidrógeno siliciado sólido*, Si_2H_6. A estos dos compuestos también se les llama *siliciometano* y *silicioetano*, por la analogía de fórmulas con el metano y el etano.

Fluoruro de silicio. SiF_4.—Por la acción del ácido sulfúrico sobre una mezcla de fluorita y arena y vidrio molido, calentando se obtiene dicho gas, de olor penetrante y molesto.

Acido fluosilícico. H_2SiF_6.—Haciendo reaccionar con agua el fluoruro de silicio, se obtiene una disolución de ácido fluosilícico, según la ecuación $3SiF_4 + 4H_2O = SiO_4H_4 + 2H_2SiF_6$ (ác. fluosilícico).

Para obtener dicho ácido, se parte de la obtención del fluoruro de silicio, y se realiza la operación del modo siguiente: (Fig. 49; en lugar del bocal una probeta con un poco de mercurio, de modo que en él pueda sumergirse el tubo de desprendimiento). En el matraz se coloca una mezcla de pesos iguales (unos 50 gr.) de vidrio y de fluorita, molidos. Se echa, por el tubo de seguridad ácido sulfúrico concentrado, agitando al mismo tiempo el balón. Sumergido el tubo de desprendimiento en el mercurio, se echa agua en la probeta. Al calentar el matraz (conviene que sea al baño de arena) se obtiene el ácido fluosilícico disuelto en el agua de la probeta. Además, se obtiene una substancia blanca gelatinosa, que podemos recoger filtrando la solución de ácido fluosilícico.

El ácido fluosilícico se emplea para endurecer el cemento y el yeso; conservar la madera; además tiene aplicación en medicina como antiséptico.

179. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del silicio. Anhídrido silícico o sílice, SiO_2.—Es el cuarzo, que abunda en variedad de formas: puro en hermosos prismas exagonales apuntados, incoloros y diáfanos, constituye el *cristal de roca*, abundante en el Guadarrama, Pirineos y en Andalucia. Algunos de estos prismas alcanzan gran tamaño. Coloreados sus cristales por materias extrañas, constituye: la *amatista* (color morado; las hay en Cataluña y Murcia); el *falso topacio*, (amarillo); el *jacinto de Compostela* (rojo); el *cuarzo ahumado*.

De sílice es la *arena cuarzosa*. La sílice es un componente de multitud de rocas: cuarcitas, areniscas, granitos, gneis, pizarras, etc..

Sílice, aunque no cristalizada, es el *silex*, que se presenta en forma de *pedernal* o *piedra de chispa* y de *piedra de mo-*

lino; el *jaspe*, muy compacto y de bonitos colores; el *ágata* y la *calcedonia*.

Propiedades.—Podremos observarlas en el cristal de roca: cristalización en prismas exagonales apuntados. Es insoluble en agua, inatacable por los ácidos, excepto el fluorhídrico. Funde a temperatura muy elevada: a la del soplete oxhídrico.

Por su resistencia a los ácidos, al fuego y a los cambios de temperatura, se emplea el cuarzo, fundido en hornos eléctricos, para construír utensilios de laboratorio.

Por su dureza y relativa facilidad de tallarse en aristas cortantes, se empleó ya el pedernal en los tiempos prehistóricos para confeccionar hachas, cuchillos, puntas de flecha, que sujetaban a maderos adecuados.

Se *obtiene* artificialmente anhídrido silícico amorfo, calentando en el aire o en el oxígeno, silicio amorfo, y también desecando y calentando hasta el rojo el ácido silícico.

Acidos silícicos.—El nombre ácido silícico comprende una serie de ácidos que se les puede considerar derivados del anhídrido silícico por su combinación con el agua, en determinada proporción.

Acido metasilícico, H_2SiO_3.—Gelatinoso, coloide (que se forma junto con el ácido fluosilícico al obtener éste). Puede obtenerse por la acción del ácido clorhídrico sobre una disolución acuosa de silicato de sodio. Se supone que antes de formarse el ácido metasilícico, H_2SiO_3 se forma el *ortosilícico*, H_4SiO_4. Además de estos dos ácidos, hay otros varios *ácidos polisilícicos*, que se les considera derivados del metasilícico por condensación de moléculas de él y pérdida, de otra o más de agua. No se conocen aislados, pero sí sus sales. Los minerales naturales llamados *silicatos*, son sales de los ácidos silícicos: muchos mezclas de ellas.

Reconocimiento de silicatos.—Los solubles, tratados con ácido clorhídrico y evaporada a sequedad la disolución dan, un polvo blanco amorfo de anhídrido silícico. Los insolubles calentados con sal de fósforo (fosfato sodoamónico) dan sílice en medio de la masa fundida: *esqueleto silíceo*.

CAPITULO XIII

METALES ALCALINOS

§ 43. Sodio y potasio

180. Sodio, Na; **potasio,** K.—En la naturaleza, existen libres en pequeñísimos cristales incluídos en minerales (El Na en la sal gema azul; el K en la silvina azul). Combinados, se encuentran en multitud de minerales: el sodio en la *sal común*, en el *nitro de Chile*, en la *sal de Glauber*, etc.; el potasio en la *silvina*, en la *carnalita* y en la *kainita (sales de Stassfurth)* (1) en el *salitre*, en el *feldespato*, etc.; ambos en las aguas del mar y en las cenizas de los vegetales (el sodio en los marinos, el potasio en los terrestres) y también en la sangre de los animales. Por el espectro solar se ha descubierto el sodio en la atmósfera del sol.

Propiedades.—Son metales sólidos, blandos, de color de plata brillante recién cortados, pero se ennegrecen en contacto con el aire; algo menos densos que el agua. Por alterarse en el aire, se les conserva en los laboratorios en frascos con petróleo, y para usos industriales, se les encierra herméticamente en cilindros o cajas de hojalata. Ambos metales no tienen gran aplicación.

Si echamos un pedacito de sodio o potasio (del tamaño de un guisante) en un vaso con agua, rápidamente salta de un

(1) Actualmente se trata de explotar enormes yacimientos de sales potásicas descubiertos hace algunos años en la parte central de Cataluña.

lugar a otro produciendo un chirrido especial: en el potasio se produce incendio. Si con un papel rojo de tornasol probamos luego el agua, por tornarse éste azul descubrimos que debe haberse producido una base. En efecto: se han formado *sosa* o *potasa cáusticas* (pág 128).

Obtención.—Se logra sometiendo algunos de sus compuestos, disueltos o fundidos, a la acción de la corriente eléctrica: ésta origina la descomposición de la molécula del compuesto y sobre el cátodo se deposita, metálico, el sodio o el potasio. Para obtener el sodio, puede emplearse la sosa cáustica, fundida; y para el potasio, la potasa. En la industria se emplea actualmente el cloruro de sodio (sal común) y el cloruro de potasio (silvina) fundidos. (1)

Industrialmente se obtienen, además, tratando los carbonatos de sodio o de potasio por el carbón al rojo: caso del sodio: $Na_2CO_3 + 2C = 3CO + 2Na$.

El sodio y el potasio obtenido en este caso vaporizados, se condensan en depósitos llenos de substancias, como el petróleo, que no les atacan.

Constantes. *Sodio.*—Monovalente. Peso atómico, 23. Peso molecular, 23. Densidad, 0,974. Punto de fusión, 97°. Punto de ebullición, 742°.

Potasio.—Monovalente. Peso atómico, 39,10. Peso molecular, 39,10. Densidad, 8,865. Punto de fusión, 62°,5. Punto de ebullición, 667°.

Historia.—*Davy* en 1807 los descubrió por electrólisis de la sosa y potasa cáustica fundidas, y les dió el nombre. *Thénard* y *Gay-Lussac* obtuvieron el *sodio* (1808) calentando una mezcla de sosa cáustica y hierro en polvo.

§ 44. Compuestos principales de sodio y de potasio

181. Cloruro de sodio o sal común, NaCl.—La sal común se presenta como mineral en enormes masas *(sal gema)*: tal sucede en Cardona, provincia de Barcelona, en don-

(1) Este procedimiento, que se emplea de un modo general para obtener metales puros, o tiene un valor puramente científico y solo se sigue generalmente en los laboratorios de altas investigaciones, o un valor industrial.

de forma un cerro de 180 m. de altura; en minas se le extrae en Minglanilla (Cuenca); Wieliczka (Polonia), Stassfurth (Alemania). Disuelta se halla en las aguas del mar y en lagos y manantiales salados en Logroño, en Imon y La Olmeda (Guadalajara), Poza de la Sal (Burgos), Fuentetoba (Soria).

Se extrae la sal del mar en las salinas de S. Fernando (Cádiz), Torrevieja (Alicante) y San Carlos de la Rápita (Tarragona). Las salinas son grandes lagos naturales o depósitos alimentados por el agua del mar, que por evaporación deposita la sal. (1)

Es soluble en el agua y su solubilidad no aumenta casi con la temperatura. Al evaporarse, la disolución cristaliza en cubos.

Si se enfria por debajo de los — 10° una disolución saturada de sal, no se desprende hielo sólido, como parece debería obtenerse según lo dicho al hablar de las disoluciones página 63); lo que se obtiene son cristales de sal y agua, que pueden representarse por $NaCl + H_2O$. A los cristales mixtos, mezclas de una substancia y agua, producidos por enfriamento, se les llama *criohidratos*.

Además de los usos domésticos, tiene la sal muchísimas aplicaciones: en la fabricación del cloro y del ácido clorhídrico, de la sosa cáustica y de la sosa del comercio, en la sálazón de carnes y pescados, etc..

Cloruro de potasio (KCl).—Constituye el mineral llamado *silvina*, y unido al cloruro de magnesio, forma la *carnalita*: ambos minerales, abundantes en Stassfurth, son preciosos abonos. Es muy soluble en el agua.

Bromuros de sodio (NaBr), y **de potasio** (KBr).—**Ioduros de sodio** (NaI) y **de potasio** (KI), y **fluoruro de potasio** (KF).—Tienen aplicaciones en Medicina y en las investigaciones químicas.

Hidrato sódico o sosa cáustica, NaOH; **hidrato potásico o potasa cáustica,** KOH.—Ambas son substancias blancas y tenaces, que en los laboratorios se emplean en barritas o placas. Delicuescentes, esto es, absorben, disolviéndose en él, el va-

(1) Las localidades españolas de los minerales que se indican en el curso del texto están tomadas de la hermosa obra de Salvador Calderón: *Los minerales de España*, 2 tomos. 1910.

por de agua del aire, principalmente la potasa. Absorben también el gas carbónico (pág. 198); a sus disoluciones acuosas se les llama *lejías*. Son bases muy fuertes, y encuentran muchas aplicaciones en la Industria, principalmente en el lavado, y en la fabricación de jabones (pág. 291).

Se forman al disolverse sodio o potasio en agua (pág. 314), y se preparan tratando una mezcla de cal apagada en agua (lechada de cal) en caliente, por una disolución de carbonato de sodio o de potasio. Ej.: $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + 2NaOH$.

Industrialmente se fabrica hoy sosa y potasa cáusticas por electrólisis del cloruro de sodio, o del cloruro de potasio disueltos en agua o fundidos. Al mismo tiempo se obtiene cloro (el cloro de los cloruros) e hidrógeno (procedente del agua de la disolución de cloruro; o en el caso de emplear cloruro fundido, de la que se mezcla, para obtener el hidrato, con el metal que se aísla en la electrólisis).

Alcalimetría y acidimetría.—Fundándonos en el hecho de que las bases azulean la tintura de tornasol, mientras los ácidos la enrojecen, y de que los ácidos al actuar sobre las bases producen sales (página 190) que en general no tienen acción sobre dicha tintura, se puede medir la cantidad de ácidos y bases que hay en una disolución (o sea, se puede *valorar*) por el procedimiento siguiente:

Acidimetría.—Supongamos que queremos determinar la cantidad de un ácido existente en una disolución: ácido nítrico, por ejemplo. Tomemos una cantidad determinada de esa disolución: 10cc, y pongámosla en un vaso de precipitados; añadámosle luégo unas gotas de tintura de tornasol (nota 2, pág. 133): esta tintura en presencia del ácido se torna roja. Pesemos después una determinada cantidad de base, sosa o potasa cáusticas: 5 g., p. e., y disolvámosla en agua hasta hacer un volumen preciso: 100cc p. e.; coloquemos parte de esa disolución en una *bureta* graduada en cc. (fig. 70) sostenida en un soporte, y luego despacio dejémosla caer gota a gota sobre el ácido, agitando éste con un agitador. Cuando la disolución del ácido tome un color vinoso, en cuyo caso no queda ya ninguna partícula de ácido libre que enrojezca el tornasol, se suspende la caída de la disolución de base. (1)

Fig. 70.

Por el número de centímetros cúbicos de la disolución de base gastada, se puede calcular la cantidad de ácido existente en la disolución. En efecto: utilizando en la anterior experiencia 5 gra-

(1) Por indicar el tornasol el momento en que todo el ácido ha sido neutralizado, recibe, así como otras substancias de análogo uso, el nombre de *indicador*.

mos de sosa disueltos en agua hasta 100cc, se ha gastado para obtener el tono vinoso 8,5 cc. Por consiguiente, si en 100 cc. hay 5 gr. de sosa, en 8,5 habrá $\frac{5 \times 8.5}{100} = 0,42$ gramos.

Luego estableciendo la reacción que se produce entre las molécula-gramos del ácido nítrico y de la sosa cáustica, podremos calcular qué cantidad de ácido nítrico se une a 0,42 gr. de sosa. Esta reacción es:

$$HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O$$
$$63g. + 40\,g. = 85\,g. + 18\,g.$$

Si con 40 g. de sosa se unen 63 g. de ácido nítrico, con 0'42 se unirá $\frac{63 \times 0,42}{40} = 0,66$. Es decir que en los diez centímetros cúbicos de la disolución hay 0,66 gr. de ácido nítrico. En ciento habrá 6.6; luego, es una disolución de ácido nítrico al 6.6 %.

Alcalimetría.—Si en vez de determinar la riqueza en ácido de una disolución, queremos hacer la determinación de base, el método que se emplea es semejante. En el vaso de precipitados se pone los 10 cc. de la disolución alcalina, que se tornará azul con unas gotas de tornasol; en la bureta se coloca una disolución *valorada* de ácido (5 gr. de H_2SO_4 en el agua necesaria para hacer un volumen total de 100cc.) y luego se deja caer gota a gota el ácido sobre la base hasta que como antes se haga vinoso el tono. El cálculo de las cantidades se verifica de un modo semejante.

Frecuentemente las disoluciones empleadas para la valoración son las soluciones llamadas *normales*, que contienen las moléculagramos de las substancias disueltas en el agua necesaria para hacer un volumen total de 1000 cc. Si la cantidad disuelta en los 1000 cc. de volumen total es la décima parte de la *molécula-gramo*, se llaman *decinormales;* si la céntesima parte, *centinormales*.

Clorato potásico, $KClO_3$**; clorato sódico,** $NaClO_3$.—El clorato potásico, por su grán riqueza en oxígeno, se emplea para obtener oxígeno (pág. 158); como oxidante, principalmente en tintorería; y en la fabricación de explosivos y fuegos de artificio; también se emplea para combatir inflamaciones de la garganta. El *clorato sódico* tiene análogas aplicaciones.

Perclorato de potasio, $KClO_4$.—Si en una cápsula calentamos clorato potásico a la temperatura del desprendimiento del oxígeno, hasta que se haga pastoso, y echamos enseguida agua en ella, queda una substancia sólida sin disolverse: es el perclorato potásico. Tiene aplicaciones en la medicina y en la fabricación de explosivos y fuegos artificiales.

Hipoclorito de sodio, NaClO, cuya solución acuosa se prepara industrialmente, por sus aplicaciones como oxidante, decolorante y

desinfectante, y se le conoce con el nombre de *agua de Labarraque.*

Hipoclorito de potasio, KClO.—Conocida su disolución acuosa con el nombre de *agua de Javel*, que se emplea como decolorante.

Sulfato de sodio, $Na_2SO_4 + 10H_2O$.—Es la *sal de Glauber*, que se presenta en cristales de sabor amargo cubiertos de un polvillo blanco (eflorescencias) producido por la evaporación del agua que poseen. A esta agua que contienen los cristales, se la llama *agua de cristalización.* Los cristales de yeso, sulfato de cobre, sulfato de hierro, etc., poseen agua de cristalización; al desprenderse ésta, quedan los cristales *anhidros*, o sea sin agua. (1)

Se obtiene calentando sal común con ácido sulfúrico concentrado (pág. 137). La sal de Glauber da fácilmente disoluciones sobresaturadas.

La sal de Glauber se aplica en medicina como laxante; en la industria, para preparar la *sosa del comercio* y el vidrio.

El sulfato de sodio constituye en la naturaleza el mineral llamado *mirabilita.* Se encuentra también en la *glauberita*, que se explota en las provincias de Zaragoza, Valladolid, Burgos y sobre todo en Ciempozuelos (Madrid).

Sulfato potásico, K_2SO_4.—Se encuentra unido a otras substancias en forma de sulfatos dobles (pág. 185) en la *kainita* de Stassfurth. Tiene aplicaciones como abono; en la preparación del sodio y de la sosa del comercio.

Sulfato ácido de sodio, $NaHSO_4$.—Si la obtención del ácido clorhídrico (pág. 137) o la del ácido nítrico (pág. 204) se realiza a temperatura baja, en lugar de obtenerse *sulfato de sodio*, se obtiene sal de composición, $NaHSO_4$, llamada *sulfato ácido de sodio* y *bisulfato de sodio.*

Hiposulfito sódico, $Na_2S_2O_3 + 5H_2O$.—Tiene mucho uso en fotografía como fijador (Véase *fotografía*). También se le llama *tiosul-*

---

(1) La *eflorescencia* de los cristales se debe a que los cristales, al ser expuestos al aire, abandonan el agua de cristalización y se vuelven anhidros. Es propiedad inversa a la *delicuescencia:* en ésta, la substancia absorbe el agua del aire. La eflorescencia se verifica, naturalmente, cuando la tensión del vapor del agua de cristalización es mayor a la tensión del vapor de agua de la atmósfera.

Calentando trocitos de sulfato de cobre (caparrosa azul), yeso cristalizado, etc., en un tubo de ensayo, se desprende vapor de agua, que se condensa en el extremo frio del tubo.

fato de sodio (pág. 196). Con dicha sal puede observarse buenas sobrefusiones.

El hiposulfito sódico y el *sulfito sódico* (Na_2SO_3) se emplean como *anticloros*, esto es, para separar los residuos del cloro que se produce al decolorar los tejidos por ciertas substancias (hipocloritos alcalinos). Si el cloro no se separara después de ejercida su acción decolorante, destruiría los tejidos.

Nitrato sódico, $NaNO_3$.—Es el *nitro de Chile*, que se emplea muchísimo como abono. Los países que más producen son Chile, Perú y Bolivia. Asciende a 3.000.000 de toneladas la producción anual de dichos yacimientos, que están amenazados de agotamiento en un espacio de 50 años según unos, y de 150 según otros.

Las tierras de que se le extrae, llamadas *caliche*, se las tritura y trata con agua caliente: operación llamada *lexiviar*. Luego, calentando, se evapora la disolución en grandes depósitos; y por último se deja evaporar espontáneamente al aire libre, quedando cristalizado el nitrato sódico; aunque impuro, utilizable para abonos. Como es muy soluble en agua, se le purifica por nuevas cristalizaciones (pág. 64), en las cuales abandona el clorato sódico que algunas veces contiene.

Además de ser un abono precioso (1), tiene empleo en la fabricación de los ácidos sulfúrico, nítrico; nitratos, etc..

Nitrato potásico, KNO_3.—Es el *nitro* o *salitre*, que en eflorescencias blancas recubre ciertas regiones esteparias de la Mancha, Aragón y Cataluña, reconocido por su sabor salado fresco. El salitre procede de la transformación, debida a bacterias nitrificantes, que sufren substancias originarias de seres vivos (restos y deyecciones) que contienen nitrógeno, al estar en contacto con el carbonato potásico. Análogamente se ha formado el nitrato sódico, reaccionando con el carbonato sódico. En enorme cantidad lo hay en Bengala, Bombay y Ceylán.

Por su gran solubilidad en agua caliente (pág. 62), se le separa fácilmente puro por cristalización.

---

(1) Su poder de abonar lo debe a que, al contacto con el carbonato de calcio del suelo, se transforma en *nitrato cálcico*, que es la substancia que absorbe la planta. Por su gran solubilidad en agua y para que no sea arrastrado por ella, debe echarse el nitro de Chile en los cultivos cuando el suelo está seco; aunque, investigaciones recientes prueban que permanece mucho tiempo en el suelo.

Se usa para fabricar la pólvora común de caza y para la conservación de las carnes.

Pólvora.—Tómese: 78 partes, en peso, de nitrato potásico pulverizado, 10 de carbón en polvo y 12 de azufre pulverizado. Humedecidas un poco, mézclense en un mortero y déjense secar. Aplicando una cerilla a una pequeña cantidad de mezcla, la mezcla se inflama: es la *pólvora* común de caza.

El empleo de la pólvora como explosivo lo debe a que, inflamándose el azufre y el carbón, se descompone el nitrato potásico y se desprende gases (nitrógeno, gas carbónico) que, como están sometidos a temperatura enorme, se dilatan y forman un volumen apróximadamente 1500 veces mayor que el que ocupaba la pólvora: esta expansión hace salir el proyectil del cañón de la escopeta. Hé aquí un caso de transformación de la energía química en energía de movimiento. Otro hemos citado en la pág. 124.

Fosfatos de sodio.—*Fosfato trisódico*, Na_3PO_4; *fosfato bisódico*, Na_2HPO_4; *fosfato monosódico*, NaH_2PO_4. Se emplean en análisis químicos y en medicina.

Tetraborato sódico, $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$.—Con el nombre de *borax* se emplea para soldar metales, para la preparación de barnices y en el análisis químico. El *perborato sódico*, $NaBO_3 + 4H_2O$, se emplea como antiséptico y dentífrico por desprender en solución acuosa agua oxigenada.

Silicato sódico, $Na_2Si_4O_9$ (1).—Se obtiene fundiendo, pulverizados en un crisol, cuarzo, carbón vegetal y sulfato bisódico. La masa que se obtiene, disuelta en agua, se conoce con el nombre de *vidrio soluble*, lo mismo que el *silicato potásico*. Ambos silicatos son solubles en agua, cosa que no sucede con la mayoría de los silicatos. El vidrio soluble se emplea en tintorería para impregnar tejidos u otros objetos que hayan de resistir el fuego; para amasar ciertos colores; como aglutinante para el vidrio y barros.

Carbonato sódico, Na_2CO_3.—Es la *sosa del comercio* o *sal sosa*, de gran aplicación en la fabricación de jabones, del vidrio, en tintorería y en el lavado. Disuelta tiene reacción de base. Este hecho se explica por la hidrólisis (pág. 191) que sufre la sal. La disolución caliente, al enfriarse, cristaliza dando cristales con agua de cristalización, que eflorescen fácilmente.

Como mineral llamado *natron*, se halla en la naturaleza.

(1) Esta fórmula no es fija.

(En España lo hay en La Mancha y en Almería). Disuelto por las aguas, forma manantiales de los cuales puede extraerse la sosa, por cristalización (Egipto, Colombia). También la contienen disuelta algunos lagos de California; y de España, en Valladolid.

La sosa natural no es suficiente para satisfacer sus aplicaciones. Pára extraerla, se acudió a las cenizas de las plantas marinas. Hoy este método está industrialmente en desuso: se emplea los *procedimientos de Leblanc* y de *Solvay*.

Procedimiento Leblanc.—Casi el único empleado durante el pasado siglo: transforma la sal común en sulfato de sodio por la acción del ácido sulfúrico. El sulfato producido se calcina con carbón y piedra de cal (carbonato cálcico) en hornos: en la reacción se produce sulfuro de sodio y se desprende gas carbónico; el sulfuro de sodio actúa sobre el carbonato cálcico, dando *carbonato sódico* o *sosa* y sulfuro de calcio. De este modo se obtiene como productos finales una mezcla de sosa, carbonato cálcico, sulfuro de calcio y cal viva (procedente de la descomposición de cierta parte del carbonato cálcico, pág. 325). La mezcla se purifica lexiviándola y evaporándola. El producto secundario, HCl, que acompaña a la producción del sulfato de sodio, se aprovecha. También se extrae por un proceso complicado, el azufre del sulfuro de calcio de los *residuos de la sosa*.

La sosa al amoniaco.—Procedimiento seguido ya en 1865 por los hermanos *Solvay*, belgas. Ha substituído actualmente al de *Leblanc*. Consiste en la descomposición *indirecta* de la sal común por el carbonato cálcico: $CaCO_3 + 2NaCl = Na_2CO_3 + CaCl_2$.

Pero esta reacción solo puede llevarse a cabo indirectamente y empleando una substancia que obra como catalítica: el amoniaco. Los catalizadores no se gastan en la reacción (pág. 174): todo e amoniaco circula, en efecto, indefinidamente por la instalación. El proceso es el siguiente: a una disolución acuosa de sal (aguas saladas de manantiales, muchas veces) se conduce amoniaco húmedo y gas carbónico procedente de la calcinación de piedra de cal y de la del bicarbonato sódico que se produce en la fabricación:

$$NaCl + H_2O + NH_3 + CO_2 = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

La substancia $NaHCO_3$ es *bicarbonato sódico*; NH_4Cl es sal amoniaco o cloruro amónico. Por ser el bicarbonato sódico poco soluble en agua, se desprende en la disolución, y se separa de ella por filtración; luégo, se calcina en hornos, dando *carbonato sódico* o *sosa del comercio*, gas carbónico y agua.

El factor principal en esta industria consiste en no perder el amoniaco que ha de circular indefinidamente por la instalación: para ello, el cloruro amónico disuelto, después de haberle sepa-

rado del bicarbonato sódico, se trata con cal viva (que se obtiene en la calcinación del carbonato cálcico, al mismo tiempo que el gas carbónico) y se calienta: $2NH_4Cl + CaO = 2NH_3 + H_2O + CaCl_2$.

Y ya tenemos de nuevo el amoniaco libre, dispuesto para empezar otra vez el ciclo de la fabricación. (1)

Carbonato potásico, K_2CO_3.—Es la *potasa del comercio*, de propiedades y usos análogos a la sosa del comercio; se le obtiene de las cenizas de los vegetales, y también (con lo cual no hay necesidad de talar los bosques) de los residuos de la remolacha procedentes de la extracción del azúcar (pág. 292), así como del lavado de la lana de las ovejas. También se la obtiene de las sales potásicas de Stassfurth, siguiendo el método Leblanc, expuesto para la sosa. (2)

Bicarbonato sódico, $NaHCO_3$.—Tiene aplicación al lavado de la seda, en la fabricación de bebidas espumosas y en medicina.

Acetato sódico, $C_2O_2H_3Na + 3H_2O$.—Sal del ácido acético, de uso en los laboratorios, y muy adecuada para observar sobrefusiones.

Cianuro potásico, KCN.—Sal del ácido cianhídrico, de fuerte reacción alcalina, que se emplea en la extracción del oro y en galvanoplastia (Véase sales de cobre).

Reconocimiento de las sales de sodio y de potasio.—Las de *sodio* dan color amarillo intenso a la llama del mechero Bunsen y del soplete: basta coger un poco de ellas con un hilo de platino mojado en ácido clorhídrico, y someterlas a la llama. Con *piroantimoniato ácido de potasio*, las soluciones neutras dan precipitado blanco, cristalino, insoluble en frio (piroantimoniato ácido de sodio).

Las de *potasio* dan a la llama del Bunsen y del soplete color rojo-violado, bien perceptible a través de un vidrio azul grueso. Las disoluciones concentradas dan, con el *ácido cloroplatínico*, precipitado amarillo que no se disuelve en alcohol y muy poco en agua.

---

(1) Para la interpretación química de los principales procesos industriales, véase Albert Colson: *L'Essor de la Chimie appliquée*, 1914.

(2) El carbonato potásico y el sódico, por sus propiedades análogas, fueron confundidos hasta el siglo XVII: entonces, al nombre de *álcali* dado a ambas substancias se agregó el calificativo *mineral* para la sosa, y *vegetal* para la potasa. El nombre potasa procede del germano y significa *cenizas en pote*, por el procedimiento seguido en su obtención.

182. El amonio, —NH_4.—Ya hemos hablado de este radical al tratar del amoniaco (pág. 202).

Todos los esfuerzos hechos para aislar el amonio no han dado resultado satisfactorio; pero se ha observado que al verificar la electrólisis de una sal de amonio fundida o disuelta (p. e. sulfato de amonio) con el cátodo formado por mercurio, se convierte éste en una masa esponjosa, análoga a la que forma el mercurio al disolver el sodio y el potasio, esto es al *amalgamarse* con dichos metales. Por esto se considera, pues, que en la electrólisis antedicha se obtiene una *amalgama de amonio*, o sea una disolución del «metal» amonio en mercurio.

183. Compuestos de amonio. Cloruro amónico, NH_4Cl.—Es la *sal amoniaco*, sal blanca, muy soluble en agua, de uso en el entretenimiento de las pilas eléctricas de los timbres de nuestras casas, en medicina y para soldar con estaño. Se sublima con facilidad. Se obtiene tratando disolución de HCl por gas NH_3.

Sulfato amónico, $(NH_4)_2SO_4$.—Sal muy empleada en Agricultura. Con los sulfatos de magnesio y de aluminio forma sales dobles.

Nitrato amónico, NH_4NO_3.—Se aplica a la fabricación de los llamados *explosivos de seguridad*, porque se inflaman con dificultad. Para ello se le mezcla con carbón en polvo, o explosivos, como la nitroglicerina y otros. También tiene aplicación en las mezclas frigoríficas (pág. 67).

Sulfuro amónico, $(NH_4)_2S$; **sulfhidrato amónico,** NH_4SH, o sulfuro ácido; **fosfato sodoamónico,** $NaHNH_4PO_4$, o *sal de fósforo*.—Tienen mucha aplicación en análisis químico.

Reconocimiento de las sales de amonio.—Sus disoluciones, calientes, tratadas por la sosa o potasa cáusticas, o cal apagada, desprenden amoniaco, que se conoce por su olor. Sus disoluciones precipitan en una substancia amarilla, cristalina, con el ácido cloroplatínico.

184. Rubidio, Rb; **cesio,** Cs; **litio,** Li.—Se incluye en el grupo de los metales alcalinos, los metales *rubidio*, *cesio* y *litio* bastante raros en la naturaleza. El *litio* es el elemento menos denso de todos los sólidos (densidad = 0'6).

CAPITULO XIV

METALES ALCALINOTÉRREOS

§ 45. Calcio

185. Calcio, Ca.—No existe libre. En cambio, combinado abunda constituyendo el 3,44 %, en peso, de la corteza terrestre. Son sus compuestos principales, la *piedra de cal* o el *mármol* y el *yeso*. También se encuentra en la *fluorita* o *espato flúor*. (1) Sus sales se forman también en los seres vivos. Existe también el calcio en el Sol.

Propiedades.—Metal blanco, algo amarillo, bastante duro; se conserva bien en el aire seco: en el aire húmedo se destruye oxidándose. Echado en agua, ocasiona desprendimiento de hidrógeno. Absorbe los gases. Arde con luz brillante, de color anaranjado. Solo tiene aplicaciones en la elaboración de ciertos metales. En el laboratorio se emplea como reductor.

Obtención.—Se obtiene por electrólisis del compuesto que forma con el cloro; y aun más puro, tratando *ioduro cálcico* por el sodio, a elevada temperatura.

En la Industria se obtiene por electrólisis a la temperatura de 800° de una mezcla de cloruro cálcico y fluoruro cálcico.

Constantes.—Divalente. Peso atómico, 40,07. Peso molecular, 40,07. Densidad, 1,85. Punto de fusión, 805°.

---

(1) El nombre espato flúor se debe al empleo de dicho mineral para hacer fluidas ciertas substancias. De este nombre procede el de *flúor*.

Historia.—Descubierto por *Davy* en 1808 por electrólisis. *Bunsen* lo preparó puro en 1855. *Moissan* lo obtuvo por el sodio y el ioduro cálcico.

186. Compuestos de calcio. **Hidruro de calcio,** CaH_2.—Es un polvo obscuro que se emplea para la obtención rápida del hidrógeno, tratándolo por agua: se le llama también *hidrolita*.

Cloruro de calcio, $CaCl_2$.—Anhidro se emplea para desecar y para preparar mezclas frigoríficas.

Oxido de calcio, CaO.—Es la *cal viva* que se obtiene en los *hornos de cal* o *caleras,* por calcinación de la piedra de cal. La piedra de cal permanece en el horno casi un par de días: se transforma en una masa blanca, blanda (cal viva) que se diluye, calentándose, en el agua.

Antes, para la cocción o calcinación de la piedra de cal, se empleaba únicamente los hornos intermitentes, que se llenan por la boca superior, y acabada la cocción, después de enfriada la cal, se vacían por su boca inferior. Hoy día, en las grandes explotaciones se emplea hornos continuos, que permiten añadir piedra de cal y sacar cal viva continuamente.

Según la cantidad de arcilla que contenga la piedra de cal y la temperatura de cocción a que se someta, se obtiene *cales* de distintas clases: la piedra de cal con menos de un 5 % de arcilla, da *cal grasa* que produce un buen *mortero* (véase *hidrato de calcio*) con 5-12 %, *cal magra*, que da mortero de clase inferior; con 12-20 %, da *cal hidráulica*, que en lugar de diluírse como las otras en el agua, se endurece. Las piedras de cal con 25-30 % de arcilla, o bien mezclas artificiales, sometidas a temperatura intensísima (la del reblandecimiento) dan el *cemento Portland*, nombre que lo debe a su semejanza con la piedra de construcción de Portland; estos cementos se endurecen lentamente y adquieren enorme endurecimiento. Si la proporción de la arcilla en la piedra de cal llega al 28-36 %, y se somete ésta a temperaturas menos intensas que en el caso anterior, se obtiene el *cemento de fraguado rápido*, que se endurece con mucha rapidez.

La cal viva, además de su aplicación a la preparación del mortero o argamasa, se emplea en la fabricación de la sosa al amoniaco; para construir hornos y crisoles resistentes a temperaturas elevadas (la cal viva pura comienza a fundirse a unos 3000°); en la preparación de vidrios; para obtener la lla-

mada *luz Drumond*, producida por la acción de la llama del soplete oxhídrico (pág. 261) sobre un pedazo de cal viva.

Hidrato de calcio, $Ca(OH)_2$.—Rociando cal viva con agua (operación que se llama *apagar la cal*), se obtiene un compuesto pulverulento de reacción fuertemente alcalina: es la *cal apagada*, o sea el *hidrato de calcio:* $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. En esta reacción exotérmica se desprende gran cantidad de calor, que ocasiona la ebullición del agua en que disuelven los albañiles la cal viva para obtener la pasta que, amasada con arena, constituye el *mortero* o *argamasa*.

La cal apagada se disuelve muy poco en el agua (fig. 39, curva de solubilidad). El *agua de cal* (pág. 265, nota) que se emplea en medicina y en los análisis químicos, contiene 1,3 gr. de cal apagada por litro, y es una disolución saturada.

Reacciona con el anhídrido carbónico (pág. 265) según la ecuación $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$; y el carbonato de calcio, $CaCO_3$, que se forma, como es insoluble en el agua, se separa del agua de cal, enturbiándola.

La reacción anterior nos explica el uso de la cal apagada para el mortero: la cal apagada, mezclada con arena para hacer la masa más suelta, se convierte por la acción del anhídrido carbónico del aire (esto es, por el *fraguado*) en carbonato de calcio, cuyos cristales, al formarse, penetran por los poros de los ladrillos y unen los ladrillos entresí. Además, nos explica la humedad que desprenden las paredes recién construídas, ya que junto con el carbonato de calcio se forma agua.

Hipoclorito de calcio, $Ca(ClO)_2$.—Polvo blanco de olor a cloro que, mezclado con cloruro de calcio, con el nombre de *cloruro de cal* o *polvos de gas*, se emplea como decolorante, desinfectante y oxidante. Es fácil de descomponer por los ácidos, aun por los débiles: atacado por ellos, desprende cloro. De ahí la ventaja del cloruro de cal para obtener cloro libre: es más conveniente que el mismo cloro por ser el hipoclorito mucho más fácil y menos peligroso de transportar que el cloro. Se obtiene tratando cal apagada con cloro.

Sulfato de calcio, $CaSO_4 + 2H_2O$.—Es el *yeso*, tán abundante en la naturaleza: puro, es blanco y cristalizado en cristales

laminares (*espejuelo*), fibrosos; o bien cristalino (yeso sacaroideo, o *alabastro yesoso*). Abundan los yesos de colores rojizos, y grises. Se raya con la uña. No le disuelven los ácidos; muy poco el agua.

El yeso, para aplicarlo a sus distintos usos, se calcina (a unos 130°) en hornos; en esta operación pierde casi toda ($^3/_4$) su agua de cristalización, y se obtiene el *yeso calcinado*.

El yeso calcinado pulverulento, al mezclarlo con el agua, se endurece de nuevo, esto es, *fragua* o *se duerme:* combinándose el yeso anhidro con el agua, se hidrata y cristaliza de nuevo en fibras. De ahí su aplicación para revocar muros y, análogamente a la cal, para unir ladrillos.

El yeso puro mezclado con cola y calentado, es el *estuco*, que se emplea en el revoque de muros y que puede pulimentarse o bruñirse. La *escayola* con que se prepara los vaciados y modelados, se obtiene pulverizando el yeso de las canteras y cociéndolo en calderas de hierro, abiertas, en las cuales se agita continuamente la masa. El yeso, además, tiene aplicaciones en Agricultura para enmendar los terrenos. Y el sacaroideo o alabastro yesoso se emplea, también, para modelar figuritas y otros adornos.

Calentado el yeso a unos 300°, pierde toda su agua de cristalización, transformándose en *yeso anhidro*, que también existe en la naturaleza constituyendo la *anhidrita*. Tanto el yeso anhidro como la anhidrita, no se combinan con el agua: no fraguan.

Nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$.—Es un abono. Se forma en el suelo por acción de las bacterias nitrificantes. Hoy día se obtiene industrialmente en grande escala (Utilización del nitrógeno atmosférico, pág. 214).

Fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$.—Constituye en la naturaleza el mineral llamado *fosforita* cuando está en masas, y *apatito* si cristalizado. La fosforita (1) abunda en las provincias de Cáceres y Badajoz. Es el fosfato tricálcico (pág. 218), que se encuentra también en los huesos de los animales. El ácido sulfúrico lo transforma en una mezcla de yeso y fosfato monocálci-

(1) Debe su nombre a que, calentándola intensamente, da fosforescencia verdosa en la obscuridad.

co, que con el nombre de *superfosfato* tiene gran aplicación como abono. El fosfato tricálcico, por ser insoluble en agua, no puede ser absorbido por las plantas, mientras que el monocálcico sí.

Como abono fosfatado se emplea también los *coprolitos*, de fosfato de calcio, impuro, de forma de nódulos: son excrementos fosilizados de animales carnívoros: se encuentran en Inglaterra y en los Estados Unidos.

También por su contenido de fosfato de calcio y sales de amonio es un abono, el *guano*, formado de los excrementos de ciertas aves y de los restos de los animales que éstas han conducido. Son tan énormes los depósitos, que en algunas islas de las costas del Perú y Patagonia alcanzan hasta 10 m. de espesor.

Silicato de calcio, $CaSiO_3$.—Puro, en la naturaleza constituye el mineral llamado *vollastonita* (en España lo hay en el Pirineo, Nuria); hidratado y en combinación se halla en otros minerales. Solo tiene importancia por su intervención en la fabricación del vidrio.

El vidrio.—El vidrio es una disolución sólida (pág. 65) de silicatos de sodio y de calcio, y a veces, además, de silicató de potasio, obtenidos fundiendo una mezcla de arena cuarzosa, carbonato sódico o potásico o sulfato sódico, y piedra de cal. El *cristal* posee, además, óxido de plomo que al fundirse en la mezcla se convierte en silicato de plomo. El cristal llamado *flintglass* tiene mucho plomo, y además bismuto y ácido bórico. El *crownglass* no tiene plomo, predominando el silicato de potasio en su constitución. Ambos cristales se emplean en los aparatos de óptica. El *vidrio de Bohemia* tiene principalmente silicatos de potasio y de calcio; por ser poco fusible, es muy utilizable en la construcción de matraces y otros aparatos de laboratorio.

Las mezclas que se utilizan, según sea la clase de vidrio o cristal que se desea obtener, molidas, se funden en crisoles de tierra refractaria que se someten a enorme temperatura (unos 1200°) en hornos: la mezcla se funde, y luego se le mantiene a una temperatura inferior, en la cual su plasticidad permite modelarlo introduciéndolo en moldes, o *soplarlo:* el vidrio se sopla con unos tubos largos (*cañas*) a cuyo extremo se adhiere la masa plástica de vidrio; el obrero sopla por la caña, y la masa hinchándose adquiere la forma del molde en que se ha colocado, si se quiere obtener botellas; o bien libremente y girando la caña se logra un cilindro, que luego cortado y aplanado forman los vidrios planos. Modelados los objetos de vidrios, se les enfria lentamente en hornos; ya que si se les dejara enfriar espontáneamente, por el cambio brusco de temperatura se romperían.

Como las substancias mezcladas en la fabricación del vidrio contienen impurezas coloreadas, para obtener vidrio blanco hay que tratar la mezcla con oxidantes (agua oxigenada, pirolusita; de cuya aplicación proviene el nombre de *jabón de vidrieros* que también se da a la pirolusita que convierten a dichas impurezas en substancias más claras.

Carburo de calcio, CaC_2.—Con el nombre vulgar de *carburo* se emplea en la obtención del acetileno (pág. 249). Puro, es cristalizado y blanco. En la industria se obtiene sometiendo una mezcla de cal viva y carbón a la temperatura del horno eléctrico; y resulta una substancia muy tenaz, parda, mal oliente por la fosfamina (página 218) que le acompaña. Como le ataca el airé húmedo, se guarda en bidones, recipientes cerrados herméticamente.

Carbonato de calcio, $CaCO_3$.—Constituye en la naturaleza la *calcita*, que cristalizada en formas romboédricas se llama *espato de Islandia*, y en masas enormes, compactas o granudas de variados colores, *piedra de cal*, que tánta aplicación tiene en la obtención de la cal viva y en la construcción. La piedra de cal compacta, de color amarillento, es la *piedra litográfica*. Cristalina, se presenta en *formas concrecionadas*, como en las estalactitas y estalagmitas de las cuevas, y en los *mármoles*, que cuando son compactos forman el *alabastro*. España es muy rica en mármoles, aunque los más célebres son los mármoles estatuarios de Pazos y Carrara. Por sus estalactitas son hermosísimas las Cuevas de Artá (Isla de Mallorca).

El carbonato de calcio se encuentra también en las cenizas de las plantas, en las cáscaras de los huevos, en las conchas de los moluscos, caparazones de ciertos crustáceos y en los esqueletos y armazones de animales marinos inferiores. Los restos de estos caparazones, esqueletos, etc., al morirse sus habitantes, se han depositado en el fondo de los mares y han formado la *creta* o *tiza*, tierra blanca que tizna los dedos, y que los levantamientos que ha sufrido el fondo del mar han puesto al descubierto. Estos organismos han adquirido el carbonato de calcio, transformando el sulfato de calcio que se encuentra en las aguas del mar. En España, hay creta en Oviedo y en la provincia de Toledo.

Otro mineral de carbonato de calcio, que se encuentra generalmente en cristales o en formas coraloideas, y también en las conchas de los moluscos, es el *aragonito*, que es otra forma cristalizada y de propiedades algo diferentes a la calcita, de tal modo

que es un caso de polimorfismo (pág. 23) del carbonato de calcio: dicha substancia es, pues, *dimorfa*, ya que puede presentarse en forma de calcita y en forma de aragonito. (1)

Los cristales prismáticos de aragonito (fig. 71) no pertenecen, como a primera vista parece, al sistema exagonal: en realidad no es un solo cristal en forma de un prisma exagonal, sino la unión de tres prismas rómbicos, según indica la figura. Estos cristales que no pertenecen al sistema que su aspecto muestra, se llaman *seudomórficos*, que significa de falsas formas.

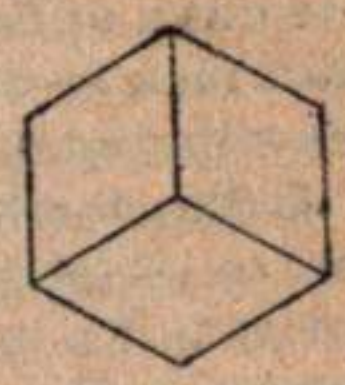


Fig. 71.

Dejando evaporar agua de mar saturada de carbonato de calcio (que es poco soluble en el agua) a baja temperatura, se produce calcita, y a temperatura de unos 20°, aragonito.

El carbonato de calcio es casi insoluble en el agua. Los ácidos le descomponen y desprende anhídrido carbónico (página 264). El calor le disocia en cal viva y anhídrido carbónico (pág. 325).

Bicarbonato de calcio, $CaH_2(CO_3)_2$.—El carbonato de calcio, por ser casi insoluble en el agua, se disuelve poca cantidad en ella (unos 20 mgr. en 1 l. de agua); pero en agua en la cual hagamos pasar una corriente de anhídrido carbónico (en el agua se produce entonces ácido carbónico) se disuelve mayor cantidad de carbonato de calcio, 0'38 gr.: el cambio se debe a que por la acción del ácido carbónico disuelto en el agua, el carbonato de calcio se ha transformado en otra substancia soluble en agua: *bicarbonato de calcio*, $CaH_2(CO_3)_2$, según la ecuación $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = CaH_2(CO_3)_2$.

La solubilidad del carbonato de calcio en el agua cargada de ácido carbónico (con formación de bicarbonato) es causa de la destrucción contínua *(erosión)* de las montañas calizas por las aguas de las lluvias y manantiales. El agua carbónica de las lluvias o manantiales disuelve la caliza de la superficie de la Tierra, o bien atravesando el suelo, disuelve la de su interior, dejando huecos o *cuevas*. El bicarbonato desprende con facilidad el anhídrido carbónico y se transforma de nuevo en carbonato: tal sucede al aumentar la temperatura del bicarbo-

(1) El aragonito debe su nombre al haber sido encontrado por vez primera en cristales sueltos de aspecto exagonal en Molina de Aragón (prov. de Guadalajara) en donde abundan dichos cristales.

nato disuelto en las aguas. Por este proceso, al filtrar gota a gota el agua con bicarbonato disuelto por las cuevas, se descompone el bicarbonato y se desprende, concrecionado (estalactitas y estalagmitas), carbonato de calcio, y también anhidrido carbónico.

§ 46. Bario, estroncio y radio

187. Bario, Ba, **y estroncio,** Sr.—El bario se encuentra en el mineral *baritina* o espato pesado; y el estroncio en la *celestina*. Son elementos de propiedades análogas a las del calcio; no muy abundantes, sobre todo el estroncio, y de pocas aplicaciones. Se obtienen por electrólisis de sus cloruros fundidos.

Compuestos de bario. *Oxido de bario*, BaO.—Se emplea en la obtención del peróxido de bario.

Bióxido de bario, BaO_2.—Calentando el óxido de bario en corriente de oxígeno, se produce *bióxido* o *peróxido de bario*, polvo blanco que hemos empleado para la obtención del agua oxigenada (pág. 173).

Hidrato de bario, $Ca(HO)_2$.—Disuelto en agua da el *agua de barita*, de aplicación en análisis químicos y en la Industria. Para dicho uso se la obtiene partiendo del sulfato de bario o baritina.

Sulfato de bario, $BaSO_4$.—Es la *baritina* o espato pesado, blanco, denso, que como mineral suele acompañar a filones metalíferos. El sulfato de bario artificial se emplea en la preparación de pinturas.

Otras sales de bario, como el *cloruro bárico*, se emplean como reactivo, y el *nitrato bárico* para la confección de fuegos artificiales. Del *carbonato de bario* natural, llamado *witerita*, se obtiene sales y otros compuestos de bario, de aplicaciones en el laboratorio o en la Industria.

Compuestos de estroncio.—Se usan principalmente en la industria del azúcar (el hidrato), y en la confección de fuegos de artificio (el nitrato). El sulfato se presenta en la naturaleza con el nombre de *celestina*, y el carbonato con el de *estroncianita*.

188. Reconocimiento de las sales de calcio, de bario y de estroncio.—Con el hilo de platino mojado en ácido clorhídrico, dan a la llama del Bunsen coloración anaranjada las de calcio; verde las de bario, y carmesí las de estroncio. Tratadas sus disoluciones por el oxalato amónico, dan precipitados blancos: el de calcio no se disuelve en el ácido

do acético; el de bario se disuelve; el de estroncio solo se disuelve algo.

189. El radio (Ra) **y las substancias radioactivas.**—Es un hecho conocido que los rayos X impresionan las placas fotográficas puestas en su presencia; iontizan el aire del ambiente descargando, por tanto (pág. 126), los cuerpos electrizados que se encuentran bajo su acción; y, por último, excitan la fluorescencia de algunas substancias, como el *platinocianuro de bario.*

Este último hecho hizo sospechar a *H. Poincaré* que acaso, inversamente, las substancias fluorescentes fueran capaces de emitir rayos semejantes a los X, y en este camino comenzó *Becquerel*, físico y químico francés, a verificar estudios (1896) con el *sulfato doble de uranio y potasio.* Pudo observar que, en efecto, esta substancia emitia unas *radiaciones* que atravesando el papel, la madera, el aluminio en láminas delgadas, producian impresión en las placas fotográficas y que además descargaban los cuerpos electrizados. Esta propiedad que al comienzo creyó que poseía solo el sulfato doble de uranio y potasio, vió luégo que era general para todos los compuestos de uranio. *Schmidt* y *Mme. Curie* descubrieron (1898) que el *torio* tenía también radiaciones semejantes, y por esta razón, al uranio, torio, etc., los denominaron *substancias radioactivas.*

Basándose en el hecho de que la *pecblenda* de Joachimsthal (Bohemia) era tres veces más radioactiva que el metal uranio, sospechó madame Curie que éste mineral tenía interpuesto una substancia de gran poder radioactivo, y se propuso verificar su separación. Para ello, junta con su esposo *Pedro Curie*, trató una tonelada de residuos de dicho mineral con carbonato potásico; luego disolvió con ácido clorhídrico los carbonatos formados, y por último, añadió ácido sulfúrico, que produjo precipitados 10 veces más radioactivos que el uranio. Volvió a tratar los sulfatos precipitados por carbonato potásico y ácido clorhídrico, e hizo pasar a través de la disolución una corriente de ácido sulfhídrico que precipitó el hierro, el aluminio, etcétera; trató después la disolución con amoniaco, con objeto de producir una precipitación completa, y pudo observar que el residuo activo quedaba disuelto en el líquido. De esta disolución lo precipitó al estado de carbonato, y transformándolo luego en cloruro pudo, por cristalizaciones sucesivas, separar el cloruro de un elemento nuevo, el cual producia un espectro característico y al que llamó *radio.*

Observando que el precipitado producido por el ácido sulfhídrico, sobre todo si en él existía bismuto, era radioactivo, le disolvió en ácido nítrico concentrado, y tratándolo luego con agua, pudo recoger un depósito más activo que la disolución. Como que el bismuto no es radioactivo, tenía que acompañarle forzosamen-

te una substancia a la cual debiera esa actividad; a esa substancia, Mme. Curie la llamó *polonio*.

Y por último, de las aguas madres procedentes de la precipitación del bismuto obtuvo *Debierne*, por medio del amoniaco, un depósito (óxidos radioactivos) activo en el que halló una nueva substancia: el *actinio*. (1)

Preparación del radio.—El metal ha sido preparado puro por Mme. Curie y Debierne en 1910, sometiendo a electrólisis una solución de cloruro de radio, con cátodo de mercurio. Se obtuvo por este método una amalgama de radio que, destilada en corriente de hidrógeno, dió radio libre.

Propiedades del radio y de sus compuestos.—El radio es un metal blanco muy parecido al bario, que funde a 700°. Le ataca el aire; descompone intensamente el agua, produciéndose hidrato de radio, $Ra(OH)_2$, a consecuencia de la reacción.

Con el estudio del cloruro de radio obtenido por Mme. Curie, se puede observar que, químicamente, el radio tiene caracteres muy semejantes a los de bario y calcio; pero que por otra parte goza de propiedades especiales.

El cloruro de radio, lo mismo que las demás sales de este metal, ennegrece el platinocianuro de bario, descompone el agua produciendo ozono, desprende helio en el vacío y además tiene siempre una temperatura algo superior a la temperatura del ambiente.

Produciendo las sales de radio, lo mismo que los demás cuerpos radioactivos, emisión de unas radiaciones que impresionan placas fotográficas, descargan cuerpos electrizados y excitan la luminiscencia de los cuerpos fluorescentes, se ha procurado hacer un estudio detenido de estas radiaciones; para ello se ha colocado la sal de radio en una caja de plomo con una abertura a través de la cual las radiaciones pasan; se ha puesto delante de ese haz de radiaciones una placa fotográfica, y al acercar a las radiaciones un imán, se ha podido observar que se descomponen en tres haces distintos: las α, las β y las γ (las *alfa*, las *beta* y las *gamma*).

Los *rayos* α son rayos poco penetrantes (una hoja de aluminio de 0,1 mm de espesor los detiene) poco desviables por los imanes y están formados por partículas cargadas de electricidad positiva.

Los *rayos* β son muy desviados por el imán y tienen un poder de penetración mayor que los X, están cargados de electricidad negativa y formados por electrones libres.

Los *rayos* γ son muy semejantes a los X. No se desvian por los imanes y forman una pequeña parte de la radiación total.

Además, toda substancia colocada en presencia de una sal de

(1) Véase: *Histoire du développement de la Chimie*, de Ladenburg. Suplemento de A. Colson, Cap. VI. 1911. El *polonio* y el *actinio* no se incluyen en la lista oficial de elementos (pág. 79) por no estar perfectamente definida aún su composición como tales.

radio disuelta adquiere una *radioactividad temporal* o *inducida* esto es, emite las mismas radiaciones que el radio. Este hecho se explica porque las substancias radioactivas emiten continuamente un efluvio llamado *emanación*. Esta emanación se comporta como gas, obedece a la ley de Mariotte y se condensa en el aire líquido. No ejerce ninguna acción química y su carácter es semejante al de los gases raros como el argo. *Ramsay* ha denominado *nito* a esta emanación y ha podido observar que al cabo de cierto tiempo produce helio (pág. 213), ya que esa emanación encerrada en un tubo da al cabo de unos días el espectro de dicho gas.

Todos estos hechos se explican suponiendo que los fenómenos radioactivos se deben a que los átomos de los elementos que los producen se encuentran en un proceso de *desintegración*. Esta hipótesis tiene gran número de hechos que la justifican. Si nos fijamos en el peso atómico del radio, veremos que es 226 la suma del peso atómico del helio, 4, y el de la emanación, 222.4. Parece, según se deduce del estudio de estos números, que el átomo de radio se desdobla en emanación y en helio. Este helio formaría los rayos X, según *Rutherford*. Si además nos fijamos en el peso atómico del uranio, que es 238.2, y en el del radio, 226, veremos que su diferencia es 12, esto es, tres veces el peso atómico del helio, hechos que hacen sospechar la licitud de la anterior hipótesis.

En esta desintegración lenta, el átomo de radio desprende contínuamente calor: de tal manera que eleva en un grado la temperatura del recipiente en que se realiza. El tiempo que se supone emplearía el radio en esta desintegración es enorme: oscila entre 2600 y 1658 años, según distintas opiniones. Estos trabajos nos conducen, pues, a una verdadera *transmutación* de elementos (véase pág. 95.)

Sales de radio. *Cloruro de radio*, $RaCl_2 + 2H_2O$.—Compuesto menos soluble que el cloruro bárico, con el cual es isomorfo.

Sulfato de radio, $RaSO_4$.—Compuesto sólido, blanco e insoluble.

Los compuestos de radio y las aguas radioactivas tienen aplicaciones medicinales, principalmente en la curación de los tumores cancerosos y en ciertas enfermedades de los ojos.

CAPITULO XV

GRUPOS DEL MAGNESIO Y DE LOS METALES TÉRREOS

§ 47. Grupo del magnesio: magnesio

190. Magnesio, Mg.—No se encuentra libre este metal en la naturaleza. Combinado, en muchos minerales y en las plantas.

Propiedades.—Es de color blanco de plata, dúctil y maleable. Calentado en el aire, arde con luz viva y rica en acciones químicas; a esta propiedad debe su uso en fotografía para impresionar placas en lugares de poca luz.

Es poco atacable por el agua, porque en el aire se cubre de una película de óxido que le defiende. Calentando en un matraz limaduras de magnesio con un poco de iodo, se destruye esa película; y entonces el *magnesio activo* reacciona fácilmente con agua. Al rojo se combina con el nitrógeno. Es atacado por los ácidos (pág. 137.)

Obtención.—Por electrólisis de su cloruro fundido: el cloruro colocado en un crisol de tierra refractaria, se hace atravesar por una corriente eléctrica: de ánodo puede servir un carbón de una lámpara de arco voltáico; el cátodo es un alambre de hierro. Industrialmente se obtiene de la *carnalita* fundida.

Constantes.—Divalente. Peso atómico, 24,32. Densidad, 1,75. Punto de fusión, 651°, Punto de ebullición, 1120°.

Historia.—*Liebig* lo obtuvo por vez primera. *Bunsen*, en 1852, lo preparó por electrólisis.

191. Compuestos de magnesio. **Cloruro de magnesio,** $MgCl_2$.—Lo contiene el agua del mar. Junto con el cloruro potásico, constituye la sal doble llamada *carnalita*, de Stassfurth.

Oxido de magnesio, MgO.—Es la *magnesia calcinada*, que se emplea como purgante y como antídoto para los envenenamientos con el fósforo y el arsénico. Se obtiene al arder el magnesio en el aire. Industrialmente por calcinación del carbonato magnésico. Con el agua produce *hidrato magnésico*, $Mg(OH)_2$, poco soluble en dicho líquido.

Sulfato magnésico, $MgSO_4 + 7H_2O$.—Es la *sal de la Higuera, de Epsom, amarga*, y que se emplea como purgante. Disuelta, se encuentra en aguas purgantes naturales. El sulfato magnésico, con una molécula de agua, $MgSO_4 + H_2O$, forma el mineral *kieserita*, que se descompone en el aire dando la sal de Epsom *(epsomita)*. Unido al cloruro de potasa, forma una sal doble, $KCl.MgSO_4 + 3H_2O$: el mineral *kainita* de Stassfurth, que se emplea como abono.

Carbonato magnésico, $MgCO_3$.—Constituye la *giobertita*, que existe en Silesia, Moravia, Hungría. Unido al carbonato cálcico forma una sal doble llamada *dolomita*, $MgCO_3CaCO_3$, que se presenta sobre todo en los *Alpes dolomíticos*. Se aplica como fundente en la industria del hierro; también como enmienda de terrenos.

Fosfato amónicomagnésico, $Mg.(NH_4).PO_4 + 6H_2O$.—Se encuentra en la orina. Algunas veces forma *cálculos urinarios*. Se encuentra también en ciertos guanos (pág. 328).

Silicatos de magnesio.—Muchos minerales: la *serpentina*, la *espuma de mar* o *sepiolita* o *magnesita*, el *talco* o *esteatita*, son silicatos de magnesio. Hay serpentina en Sierra Nevada y Galicia; sepiolita en el cerro de Vallecas (Madrid), Toledo; y talco en Gerona, Barcelona, Galicia, Sierra Nevada.

El *amianto* o *asbesto*, de estructura fibrosa, sedosa y flexible, es un silicato de magnesio y calcio. Por ser inatacable por muchos reactivos, se le emplea, tejido, para filtrar ciertas substancias. Con él se teje telas para protegerse de los incendios.

Reconocimiento de las sales de magnesio.—Sus disoluciones en cloruro amónico y amoniaco en exceso, producen tratadas por el fosfato sódico, un precipitado cristalino blanco de fosfato amónicomagnésico.

§ 48. Zinc

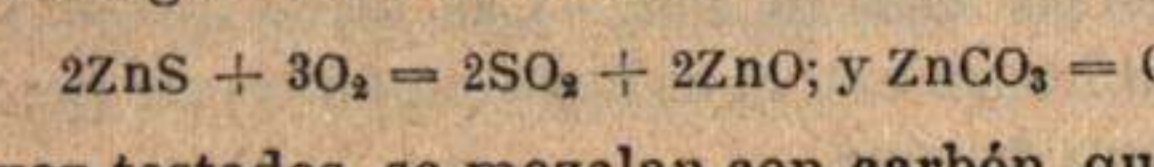
192. Zinc. Zn.—Libre, solamente en Australia se ha hallado pequeñas cantidades. Combinado se encuentra: al estado de sulfuro y constituye la *blenda*, que existe en Asturias y Picos de Europa; al de carbonato y forma la *smithsonita* y la *hidrozincita* (se encuentra en Asturias, Santander, Sierra de Cartagena); al de silicato y es la *calamina*, y se encuentra también en ciertos vegetales y moluscos.

Propiedades.—Metal blanco brillante, azulino. Calentado a 918°, arde con llama blanca. En el aire pierde su brillo oxidándose superficialmente. Con los metales forma aleaciones (página 65): los *latones* son aleaciones de zinc y cobre principalmente; la *argentana* de zinc, cobre y niquel. La *alpaca* es argentana recubierta de una pequeña capa de plata.

El zinc es fácilmente atacado por gran número de metaloides, y sobre todo por los ácidos (pág. 120).

Sus planchas, barritas y sus aleaciones tienen muchas aplicaciones.

Obtención.—Los minerales de los cuales industrialmente se extrae el zinc, son principalmente la blenda y los carbonatos naturales. La calamina (silicato de zinc) es una mala fuente. Estos minerales se tuestan al aire, transformándose en óxido de zinc según las reacciones:



$$2ZnS + 3O_2 = 2SO_2 + 2ZnO; \text{ y } ZnCO_3 = CO_2 + ZnO$$

Una vez tostados, se mezclan con carbón, que reduce al óxido y deja en libertad el zinc: $ZnO + C = CO + Zn$. Esta operación se practica en retortas de barro colocadas en un horno y puestas en comunicación con unas alargaderas de hierro colado; en ellas se condensan los vapores de zinc procedentes de las retortas, dando primeramente el *zinc en polvo* (junto con óxido de zinc) y luego el zinc líquido, que se recoge en la parte inferior de las alargaderas.

Se obtiene zinc completamente puro disolviendo en H_2SO_4 el zinc obtenido por el procedimiento anterior, y sometiendo la disolución a electrólisis. Por último, se redestila el zinc en el vacío.

Constantes.—Divalente. Peso atómico, 65,37. Peso molecular, 65,37. Densidad, 7,13. Punto de fusión, 418°,2. Punto de ebullición, 918°.

Historia.—Conocido puro desde el siglo XVII. A últimos del XVIII, se estableció su extracción industrial. El «bronce» de la edad del bronce es una mezcla de varios metales: cobre, plomo, zinc, obtenida por fusión de minerales.

193. Compuestos de zinc. Además de sus menas: blenda, smithsonita, hidrozincita y calamina, son importantes:

Cloruro de zinc, $ZnCl_2$. Su obtención está indicada en la pág. 127. Se utiliza para protejer las maderas contra la putrefacción; para reconocer la seda: una disolución de este cloruro, en ebulición, disuelve la seda, pero no las lanas y fibras vegetales

Oxido de zinc, ZnO.—Llamado también *flores de zinc* o *lana filosófica*. Es el polvo blanco que se forma al arder el zinc en el aire. Por este procedimiento se le obtiene industrialmente. Tiene grandes aplicaciones en la fabricación de pinturas blancas y para dar color al vidrio y a la porcelana. En la naturaleza constituye el mineral llamado *zincita*.

Hidrato de zinc, $Zn(OH)_2$.—Tratando una solución acuosa de una sal de zinc por NaOH ó KOH, precipita, blanco gelatinoso, el hidrato de zinc.

Sulfato de zinc, $ZnSO_4 + 7H_2O$.—Obtenida en la pág. 121. Llamada también *vitriolo blanco*, *vitriolo de zinc*. Tiene sabor marcadamente astringente. Muy soluble en el agua. Se aplica en las enfermedades de los ojos, en la fabricación del estuco, en la industria textil y para conservar las maderas.

Reconocimiento de las sales de zinc.—Las sales disueltas dan con el ácido sulfhídrico o con el sulfuro amónico un precipitado *blanco* de sulfuro de zinc.

Con los álcalis dan hidrato de zinc, que se redisuelve en exceso de reactivo.

194. Cadmio, Cd.—Metal raro que acompaña a los minerales de zinc. Propiedades análogas a las del zinc; más blanco y más pesado. Se aplica en algunas aleaciones.

§ 49. Mercurio

195. Mercurio, Hg.—Libre, en gotas y *bolsadas*, en las minas de minerales de mercurio; entre éstos, el más im-

portante es el *cinabrio* (sulfuro de mercurio) que abunda en España en Almadén y anejos (Ciudad-Real), cuyas minas se explotan desde muy antiguo; también lo hay en Asturias, Granada y Almería; en los EE. UU., Austria e Italia.

Propiedades.—El único metal líquido a la temperatura ordinaria; aspecto de plata, muy denso. Bien limpio y puro *no moja* el vidrio; pero impuro o cubierto de polvo, se agarra a él, formando delgada capa. Para limpiarle, se le mezcla con H_2SO_4 diluído y se añade algunas gotas de disolución de bicromato potásico; se lava repetidas veces con agua y se seca por último a calor suave. A 357° desprende vapores venenosos. Reacciona, ya en frío, con el S y los halógenos y HNO_3. El H_2SO_4 le ataca en caliente; el HCl no. Disuelve muchos metales produciendo *amalgamas*. En el aire solo se oxida calentándolo.

Tiene muchas aplicaciones en la confección de instrumentos (termómetros, barómetros, etc.), en el laboratorio, en la extracción del oro y de la plata. En estado coloide se usa en medicina.

Obtención.—Por tostación del cinabrio en hornos en presencia del aire: HgS (cinabrio) $+ O_2 = SO_2 + Hg$. El mercurio se recoge condensado en cámaras de piso inclinado, por el cual corre el mercurio.

Constantes.—Monovalente y bivalente. Peso atómico, 200,6. Peso molecular, 200,6. Densidad, 13,55. Punto de ebullición, 357°. Punto de solidificación, — 39°.

Historia.—*Aristóteles* cita por vez primera al mercurio. El mercurio nativo fué recogido por vez primera en España, según Plinio; quien también descubrió su obtención artificial, partiendo del cinabrio. Al mercurio obtenido del cinabrio le llamaron los latinos *Hydrargyrium*. Los alquimistas le consideraron como la madre de los metales, como *oro vivo*.

Fué llamado *Mercurio* por los alquimistas, por haberlo dedicado a dicho planeta; ya los caldeos nombraron a otros metales con el nombre de ciertas divinidades celestes (Saturno, al plomo; Júpiter, al estaño, etc.,) por creer que eran producidos por sus efluvios.

196. Compuestos de mercurio.—En la estructura de los compuestos de mercurio, aparece el mercurio en

unos compuestos en un solo átomo bivalente (*serie mercúrica*), y en otros entra en un ión doble, —Hg—Hg—, que resulta divalente también (*serie mercuriosa*).

Cloruro mercurioso, Hg_2Cl_2.—Son los *calomelanos*, que se usan en medicina. Pulverulento y blanco, insoluble, puede decirse, en agua.

Cloruro mercúrico, $HgCl_2$—Es el *sublimado corrosivo*, poderoso antiséptico, incoloro, cristalino y venenoso. Su antidoto es la clara de huevo. Muy soluble en agua. Sus disoluciones, bien diluídas son las que se emplean. Se le emplea también para preservar de la putrefacción a las piezas anatómicas, colecciones científicas, y hasta postes telegráficos.

Ioduro mercurioso, Hg_2I_2, y **ioduro mercúrico**, HgI_2. Intervienen en análisis químicos.

Oxido mercúrico, HgO.—Color rojo intenso o amarillo, según el tamaño de sus partículas pulverulentas. Se aplica en medicina, y en la coloración de la porcelana.

Fulminato mercúrico, $Hg(CNO)_2$.—De enorme importancia en la industria de explosivos. Estalla por el choque o por el calor, con gran potencia (pág. 298).

Reconocimiento de las sales de mercurio.—Sus disoluciones precipitan mercurio sobre un alambre de cobre. Las *mercúricas* no precipitan con el ácido clorhídrico, dan precipitado blanco con el amoniaco, y rojo con ioduro potásico, precipitado que se disuelve en exceso de KI. Las *mercuriosas* dan precipitado blanco con HCl, negro con NH_3, y verde con KI.

197. Berilio, Be, ó **glucinio**, Gl.—Se presenta combinado en minerales: entre ellos la *esmeralda*.

§ 50. Metales térreos

198. Aluminio, Al.—No existe libre en la tierra. Combinado constituye el 7'90 % en peso de su corteza.

Propiedades.—Blanco de plata, azulino, dúctil y maleable, ligero; conduce bien la electricidad y el calor, tenaz. Puede cristalizar en octaedros. En el aire se cubre de una capa de hidrato, que le resguarda de oxidaciones posteriores, pero

destruída esta capa *(aluminio activo)* reacciona fuertemente con el agua. Reducido a alambres delgados, calentados, arde en el aire. Es atacado por los halógenos y las bases concentradas. El HNO_3 concentrado no le ataca; el diluído le ataca con lentitud.

Por su inalterabilidad, tenacidad y ligereza, tiene mucha aplicación en la construcción de utensilios de cocina, aeroplanos, dirigibles y calderas. Aleado con el magnesio, constituye el *magnalio*, de aplicaciones industriales (p. e., balanzas de precisión), más ligero aun que el aluminio. Reducido a polvo, mezclado con nitrato de amonio, es un explosivo. Fundido, tiene potente acción reductora.

El polvo de aluminio mezclado con óxido de hierro en polvo, constituye la *termita*, mezcla que encendida con un alambre de magnesio, produce enorme desprendimiento de calor, que se utiliza para la soldadura autógena (pág. 250) de piezas de hierro. También se emplea la termita para reducir óxidos metálicos.

Obtención.—Por electrólisis en un gran crisol de carbón rodeado de una armadura de hierro, de una mezcla fundida de *criolita* (fluoruro de aluminio y sodio) con adición contínua de arcilla; de cátodo hace el crisol, y de ánodo unas placas de carbón.

Constantes.—Trivalente. Peso atómico, 27,1. Densidad, 2,58. Punto de fusión, 657°,3.

Historia.—Fué aislado por *Wöhler* en 1827. En 1857, *Bunsen* lo obtuvo por electrólisis.

199. Compuestos de aluminio. **Cloruro de aluminio,** $AlCl_3$.—Obtenido al tratar, en caliente, aluminio en corriente de HCl. Cristalino, blanco; volatilizable con facilidad; muy soluble en agua. Tiene aplicaciones en síntesis orgánicas.

Oxido de aluminio *(sesquióxido)*, Al_2O_3.—Es la *alúmina*, que se presenta en la naturaleza cristalizada en el *corindon:* cuya variedad amarilla constituye el *topacio;* la verde, la *esmeralda oriental;* la azul, el *zafiro;* la roja, el *rubí*. En polvo cristalino constituye el esmeril, de aplicación para pulir. Muy duro.

Hidrato de aluminio, $Al(OH)_3$.—Precipita gelatinoso al tratar

una solución acuosa de $AlCl_3$ por otra de NaOH ó KOH, evitando exceso de dichas bases. Es un polvo blanco, muy ávido del agua, aunque no se disuelve en ella. Constituye el mineral *bauxita:* en España lo hay en el límite de las provincias de Barcelona y Tarragona. Se le emplea en la fabricación de *lacas* (combinaciones insolubles de colores). También en la impermeabilización de tejidos.

Aluminatos.—El hidrato de aluminio precipitado, funciona como ácido (pág. 226, hidrato de antimonio) dando sales: los *aluminatos*. Tratándole, p. e., por disolución de NaOH, y evaporando, se obtiene aluminato sódico.

Sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3 + 18H_2O$.—Es un abono por su acción catalítica. En la naturaleza se halla constituído en la forma $Al_2SO_4(OH)_4$ ó *aluminita*.

Sulfato de aluminio y potasio, $Al_2(SO_4)_3.K_2SO_4 + 24H_2O$.—Es el *alumbre*, que cristaliza en hermosos octaedros regulares. De análogas aplicaciones al sulfato de aluminio. Se le obtiene de la *alunitá* mineral que abunda en la región de Roma. El alumbre, mezclado, en pizarras (pizarras alumbríferas) se encuentra en Teruel. En Mazarrón (Murcia) se explotaron yacimientos de piedra de alumbre muy importantes.

El nombre *alumbre* es general a todos los sulfatos dobles, isomorfos (pág. 23) del de aluminio y potasio por substitución en éste último del aluminio por otros metales trivalentes y del potasio por otros monovalentes. No hay alumbre en que entre el sodio. Todos los alumbres cristalizan con gran facilidad.

Silicatos de aluminio.—Las rocas primitivas están constituídas en su mayoría de silicatos de sodio, potasio y aluminio: también las tierras que de ellas proceden. La *arcilla* de nuestros campos procede de la descomposición de ciertos minerales, principalmente del *feldespato*, silicato de aluminio y potasio, $KAlSi_3O_8$; éste por acción del agua auxiliada por el ácido carbónico, ha sufrido hidrólisis (pág. 191), descomponiéndose y produciendo silicato de aluminio. El *silicato de aluminio* puro constituye el *caolin*, muy blanco; y el impuro, teñido por óxidos de hierro, la *arcilla* ordinaria. Unas arcillas, lo mismo que el *caolin*, pueden modelarse amasándolas con agua *(arcillas plásticas);* otras no son plásticas, pero absorben las grasas *(ar-*

cillas esmécticas) y se usán para desengrasar lanas. Las arcillas plásticas son refractarias. Las mezclas naturales de arcilla e hidrato férrico, constituyen el *almagre* u *ocre*, de empleo en pinturas bastas. Mezcladas con el carbonato de calcio, forman las *margas;* y si además tienen arena, las *gredas*, que se emplean para enmendar las tierras.

Los *granates* son silicatos de aluminio, calcio, magnesio, hierro, manganeso, etc. y se presentan en granos de formas regulares, que abundan en España en el Cabo de Gata.

La *turquesa*, piedra preciosa, azul celeste, es un fosfato de aluminio, con residuos de cobre.

Industria de la porcelana y barros.—El caolin se lava y se mezcla con cuarzo y feldespato pulverizado. Modeladas las piezas de dicha mezcla amasada con agua, se secan y cuecen un poco; se barnizan sumergiéndolas en una mezcla finamente pulverizada de feldespato, cuarzo, yeso o caliza, caolin, restos de porcelanas y agua. Desecadas las piezas se someten a cocción intensa, con lo cual el barniz embebe la masa, dándole aspecto traslúcido.

Con las arcillas plásticas amasadas con agua, se confecciona pucheros u otros utensilios de alfarería; modelados y desecados sufren débil cocción, y son barnizados con mezclas de cuarzo y galena. (El uso de estos barnices debiera prohibirse en los utensilios de cocina, ya que con los alimentos pueden formar sales de plomo, venenosas). Por último, se les cuece intensamente. Para ladrillos y tejas, se les modela, se les seca al sol y se les cuece.

La *loza* se obtiene empleando arcillas buenas, arena y marga.

El *gres* se obtiene de caolin bastante impuro, y utilizando como barniz, sal común humedecida que se introduce en el horno. Las piezas de gres tienen muchas aplicaciones en los laboratorios y otros servicios: depósitos, tuberías, etc..

Reconocimiento de las sales de aluminio.—Dan precipitado blanco de hidrato de aluminio, con sulfuro amónico y con carbonato de sodio o de potasio, desprendiendo respectivamente ácido sulfhídrico y anhídrico carbónico. Con la potasa cáustica dan también hidrato, que se disuelve en exceso de potasa.

200. Otros metales térreos.—Poco abundantes, la mayoría raros, son el *galio*, Ga; *indio*, In; *talio*, Tl; *escandio*, Sc; *iterbio*, Yb; *lantano*, La; *itrio*, Yt; *titanio*, Ti; *zirconio*, Zr; *cerio*, Ce; *torio*, Th; *praseodimio*, Pr; *neodimio*, Nd; *samario*, Sa; *vanadio*, V; *niobio* o *columbio*, Nb; *tantalio*, Ta; y otros. No poseen grandes aplicaciones; pero con el cerio y el óxido de torio, se fabrica manguitos de incandescencia.

CAPITULO XVI

GRUPO DEL HIERRO

§ 51. Hierro

201. Hierro, Fe.—Libre, se encuentra junto con níquel en los *meteoritos;* en grandes masas en los basaltos de la isla Disko (Groenlandia); en pequeñas cantidades lo hay en los basaltos de la provincia de Gerona; junto con el platino en las serpentinas de los Urales. (1) Combinado en multitud de compuestos: *oligisto*, *hematites* roja y *limonita* (óxidos) que abundan en España: Vizcaya, Asturias, Santander, Sevilla, etcétera; *pirita* (sulfuro); *magnetita* (óxido); *siderita* (carbonato). Son ricas en minerales de hierro: Inglaterra, Francia, EE. UU., Alemania, Suecia, etc.. Sus sales, disueltas en manantiales o pozos, constituyen las aguas ferruginosas.

Propiedades.—El hierro de uso ordinario no es puro, y sus propiedades no son exactamente las mismas que las del hierro puro. Se obtiene éste en el laboratorio haciendo pasar en caliente una corriente de hidrógeno por óxido férrico puro, o bien (y es procedimiento industrial) por electrólisis de una sal de hierro fundida (hierro electrolítico).

El hierro puro (el hierro ordinario que más se asemeja a él

(1) Se supone que la parte central del globo terrestre está constituída de un núcleo de unos 5000 kms. de radio, en el cual predomina el hierro nativo: dicha hipótesis se basa en la densidad de la Tierra (5,69), en la rigidez de su parte central (superior a la del acero) y en la composición de los meteoritos.

es el *hierro dulce*), es de color argentino; no le ataca el aire seco; no se disuelve en ácido nítrico concentrado, y al solidificarse aumenta de volumen. Se imanta y desimanta con rapidez. Tiene pocas aplicaciones: únicamente casi en los electroimanes. Para nosotros, tienen mayor importancia los *hierros de fundición*, *hierro dulce* y *acero*, ya que éstos son los empleados en múltiples usos.

Extracción del hierro.— La extracción industrial del hierro es una reducción, con carbón de cok o carbón de leña (éste en regiones de grandes bosques), de los óxidos de hierro naturales (hematites, limonita, etc.), y al mismo tiempo una separación, por fusión, de las materias de poco valer (*ganga*) que acompañan a los minerales; fusión que se auxilia con adición de *fundentes* adecuados (materias calcáreas, silíceas, etc., según sea la ganga). (1)

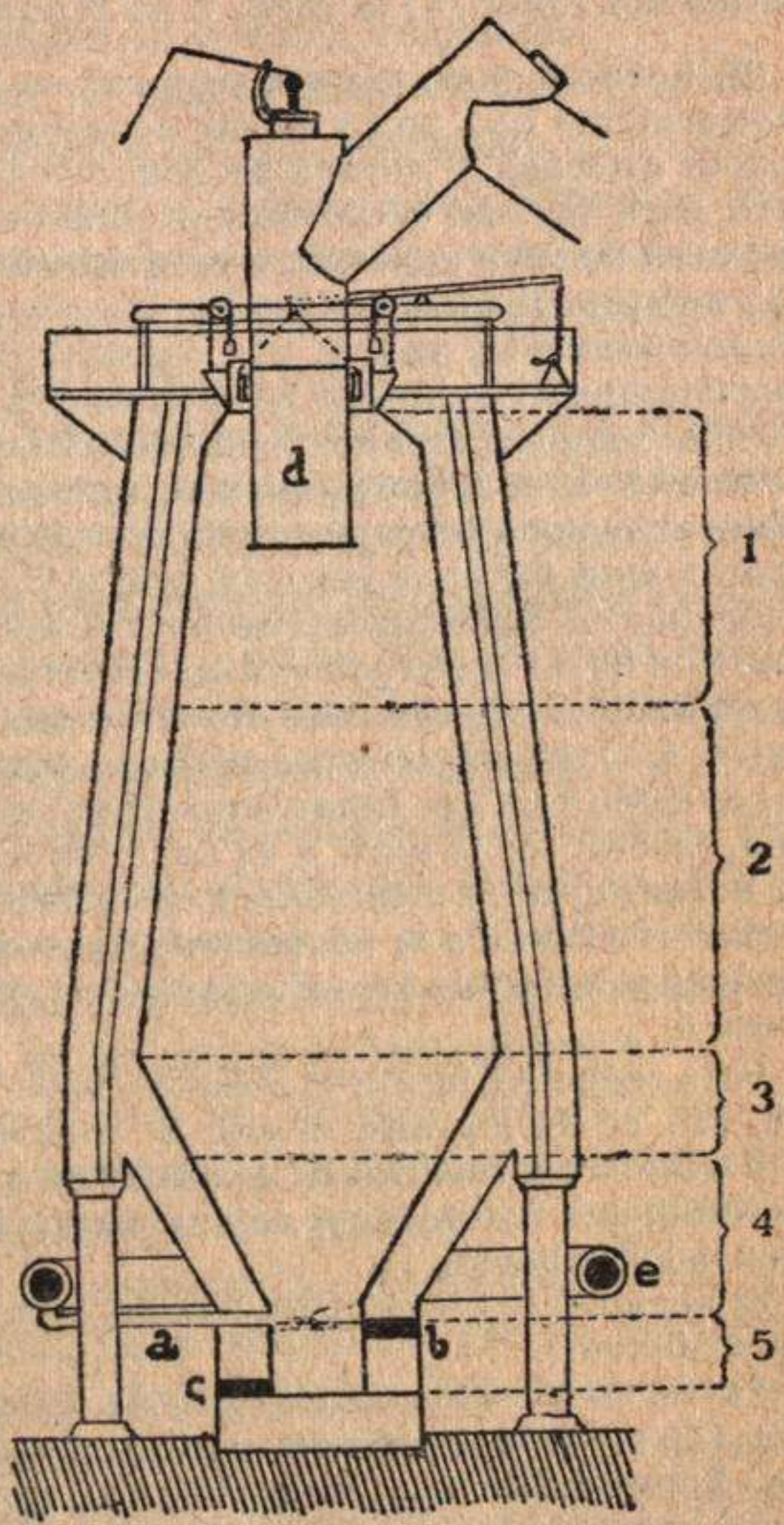


Fig. 72.

La operación se hace actualmente en *altos hornos* (fig. 72), de hasta más de 30 m. de altura, cuyas paredes son de material refractario, relativamente delgadas

(1) Cuando los minerales no son óxidos, se les transforma en óxidos tostándolos en el aire, y luégo se opera de la manera indicada con los productos obtenidos.

y recubiertas por planchas y aros metálicos. La cavidad del horno está constituída por dos troncos de cono: su boca es el *tragante;* el cono superior (1 y 2) es la *cuba*, y su base mayor el *vientre;* el cono inferior (3 y 4) los *atalajes;* la cavidad cilíndrica del fondo (5) la *obra*, y su fondo el *crisol*.

El horno se pone por vez primera en marcha calentándole interiormente con cok y luégo depositando en él por el tragante capas alternas de carbón de cok (o de leña) y de mineral de hierro, para lo cual se levanta un poco el tubo *d*. Poco a poco se pone en marcha el horno; y ya contínuamente funciona durante un máximo de unas dos docenas de años, sin que pueda parar su funcionamiento, ya que ello ocasionaría, por el enfriamiento, el agrietamiento de la capa refractaria. Puesto en marcha el horno, lo cual requiere algunas semanas, el mineral sufre una *desecación* en la zona 1, que posee una temperatura de unos 400°; se *reduce* en la zona 2 (temperatura: unos 1000° a 1200° en su parte superior, y unos 400° en la inferior) por el CO procedente de la reducción, por las capas medias de carbón, del CO_2 producido en la combustión de las capas inferiores; el hierro que queda libre empieza a reblandecerse en la base de esta zona, en el vientre; en los atalajes, 3, el hierro absorbe carbono (*carbonación;* temperatura, unos 1600°); y en 4 se *funde* (unos 1800°); siendo recogido, por último, fundido, en la obra, 5, de cuyo fondo, crisol, se le extrae cada 12 horas por unos orificios *c*, y cae sobre surcos de arena. Encima del hierro fundido se encuentran las *escorias* procedentes de las gangas y de los fundentes empleados; éstos se descargan por la boca *b*.

Para reducir y fundir el mineral, hace falta enorme temperatura, que no se lograría si por la zona de fusión, por tubos como *a* llamados *toberas*, no se insuflara una corriente de aire, que actualmente se introduce calentado por los gases que se desprenden del alto horno.

El horno se carga contínuamente, a medida que se va obteniendo el hierro.

Antes, los gases calientes que se desprenden por el tragante, CO , CO_2 y O principalmente, no se aprovechaban y ardían en la boca. Actualmente son recogidos por un tubo *d* y conducidos a unos aparatos llamados *recuperadores*, en donde son inflamados por el aire, calentando con ello el aire que se hace atravesar por unos tubos de que constan los recuperadores; dicho aire calentado es insuflado hacia un tubo circular, *e*, que rodea la base del alto horno desde el cual va a las toberas. Las máquinas que insuflan el aire, los aparatos para cargar el horno y hasta para otros usos anejos a la instalación, son movidos por motores alimentados por los mismos gases del horno, ya que son combustibles por la rica cantidad de óxido de carbono que contienen.

Hierro de fundición.—El hierro que de los altos hornos se obtiene (en *lingotes* modelados por los surcos arenosos a donde se le ha hecho fluír) no es hierro puro: es una mezcla de hierro y de una combinación de éste con el carbono: *carburo de hierro*; y también de otras substancias (manganeso, silicio, fósforo, azufre, etc.) procedentes de la mena empleada.

Los lingotes se funden de nuevo mezclándolos generalmente con un poco de carbón y cal. Así se obtiene, al enfriarse la masa, la *fundición blanca* o la *gris:* esta última si el enfriamiento ha sido rápido. La gris se destina a la confección de piezas de hierro colado, y es la fundición más usual. La fundición contiene un 3 a 4 % de carbono.

Hierro dulce.—Es más blando que la fundición. Por el calor se reblandece antes de fundirse, lo que permite modelarle con el martillo, esto es, *forjarle* y soldarle también consigo mismo; por esto se le emplea para multitud de utensilios y piezas. Es el hierro industrial más puro, ya que solo contiene 0,5 % de carbono. Se le obtiene quitando carbono a la fundición, preferentemente blanca: operación que se realiza por la *pudelación*, o sea agitación en hornos de la masa de fundición, fundida y mezclada con fundentes: el aire del horno quita a la fundición gran parte de su carbono y la convierte en hierro dulce. También se verifica esta transformación por medio de *convertidores Bessemer*, de los cuales se hablará luego.

Aceros.—El acero, con el cual se confecciona infinidad de piezas, desde planchas, alambres y resortes a cañones, debe sus múltiples aplicaciones a la variedad de propiedades que adquiere según sea su constitución. Esencialmente se diferencia del hierro dulce y de la fundición por su contenido en carbono: de 0,6 a 1,5 %; además de los elementos que suele contener la fundición, se le alea (en disolución sólida) con otros muchos: manganeso, cobre, tungstenio, cromo, níquel, molibdeno, etc., que le comunican propiedades especiales.

La propiedad fundamental del acero es la dureza y elasticidad que adquiere por el *temple* (1), esto es, por enfriamiento

(1) El *temple* se interpreta de la manera siguiente: el carburo de hierro del acero se disocia en carbono y hierro a temperatura de 800°. Por el enfriamiento rápido, continúan estas dos substancias *disociadas*, en forma de disolución sólida; esto

rápido en agua u otros líquidos, después de haberlo calentado hasta un máximo de unos 900°.

El acero, como el hierro dulce, se suelda también consigo mismo; funde antes que el hierro. Y su dureza por temple varía según el grado de calor a que se le someta, que se hace perceptible por las distintas coloraciones que toma: desde el azul al amarillo.

El acero templado, con el calor (o sea por el *recocido*) disminuye en dureza.

Por su contenido en carbono, se comprende que el acero ordinario podrá obtenerse de la fundición quitándole carbono, o del hierro dulce añadiéndoselo. También se le obtiene por fusión de una mezcla de fundición y de hierro dulce. Estos tres procedimientos se siguen respectivamente en la obtención de los aceros *Bessemer*, de *cementación*, y *Martín*.

Acero Bessemer.—La fundición al salir del alto horno, o bien de su nueva fusión, se conduce a un gran recipiente de forma de pera, de hierro y revestido en su interior de substancia refractaria: es el *convertidor* (fig. 73). La masa de hierro fundida se mantiene a enorme temperatura por inyección de aire, el cual oxida al carbono (y al silicio) de la masa, quitando (*descarburar*) del hierro una cantidad determinada de carbono, según el acero que quiera obtenerse. Acabada la operación, se vierte la masa inclinando el convertidor. Si la cantidad de carbono que queda en la masa es de 0,5 %, se obtiene un hierro (*hierro homogéneo*) análogo al dulce.

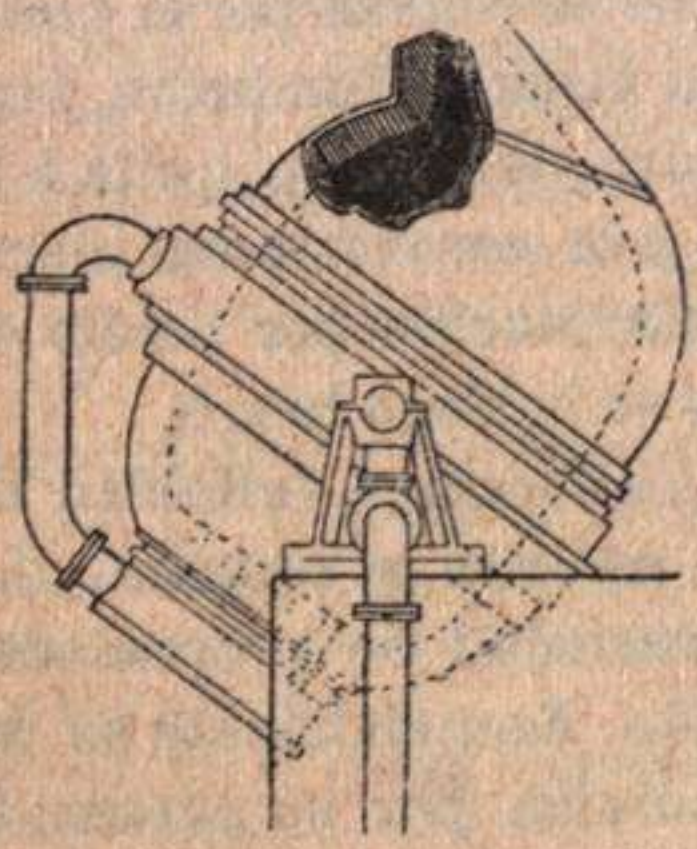


Fig 73.

Se observó que con este convertidor ideado por *Bessemer*, inglés, en 1856, no podían tratarse las fundiciones ricas en fósforo, ya que éste quedaba en la masa sin formar escoria que permitiese separarla. *Thomas* y *Gilchrist*, ingleses, propusieron (1875) para

---

unido a que el hierro se transforma en cierto estado alotrópico (según *Le Châtelier* y otros, existen por lo menos tres variedades alotrópicas del hierro: la estable hacia 900° es el *hierro* β) proporciona al acero templado sus propiedades especiales: influyen, pues, en las condiciones de los aceros templados, no solo su constitución, sí que también el estado alotrópico del hierro en el momento del temple.

evitar este defecto, substituír el revestimiento de arcilla del convertidor por otro de magnesia y cal: éste forma, combinándose con el fósforo de la masa de hierro fundida, unas escorias que flotan sobre ella, llamadas *escorias Thomas* o *de defosforación*. Dichas escorias, al mismo tiempo que quitan el fósforo al hierro, son de gran utilidad como abonos.

Acero de cementación.—Se obtiene calentando hierro dulce, cubierto de polvo de carbón, en un horno durante 8 ó 10 días. El carbón se introduce poco a poco en la masa de hierro.

Acero Martin.—Se funde hierro dulce y fundición en un horno de tierra refractaria con revestimiento de cal y magnesia (para obtener escorias Thomas). Puede emplearse toda clase de desperdicios de hierro viejo. Aunque más costoso este procedimiento que el de Bessemer, es más conveniente para obtener buenos aceros y aceros especiales; los cuales en su mayoría no se puede obtener con el de Bessemer. El procedimiento Martín fué fundado en 1865 por los hermanos *Martin*, franceses.

Acero fundido.—Se le obtiene por fusión de aceros obtenidos por los procedimientos anteriores, o de sus mezclas. Con él se fabrica cañones, ejes, planchas, etc., de *acero fundido*.

También se obtiene acero haciendo saltar el arco eléctrico por medio de electrodos de carbón, a través de la masa de fundición fundida: la energía eléctrica necesaria para el horno la producen motores alimentados por los gases de los altos hornos.

Análogamente, se obtiene hierro haciendo saltar el arco entre capas de mineral y carbón.

Constantes.—Divalente y trivalente. Peso atómico, 55,84. Densidad, 7,86. Punto de fusión, 1600°. Punto de ebullición, 2450°.

Historia.—Conocido desde muy antiguo: primeramente se empleó el hierro nativo de los meteoritos (unos 5000 a.a. J.). Llamado *Ferrum* por los latinos. Luego se extrajo reduciendo los minerales en hornos, con carbón de leña. Son célebres los hierros forjados de Toledo. Se empleó últimamente en su extracción el *método catalán*, tratando los minerales con carbón de madera y con corriente de aire; el hierro (hierro dulce) algo reblandecido se recogía en el fondo de una cavidad refractaria. Los primeros *altos hornos* aparecieron en Prusia a principios del siglo XIII, y eran de pequeño tamaño y de mampostería; el aire se insuflaba por medio de fuelles: se empleaba en ellos el carbón de leña: se obtuvo ya, por consiguiente, *fundición*. Los altos hornos modernos, ya con cok, se instalaron definitivamente en Inglaterra hacia 1800. Poco antes se instalaron los primeros hornos de pudelar.

El acero se obtuvo ya en la antigüedad. Pero hasta *Agricola* (siglo XVI) no se describe la obtención segura del acero, por una especie de cementación; se perfecciona dicho procedimiento en el siglo XVIII.

202. Compuestos de hierro.—Constituyen dos series, según que el hierro entre en el compuesto como divalente o como trivalente: son, respectivamente, las series *ferrosa* y *férrica*.

Cloruro férrico, $FeCl_3$.—Tiene aplicación en química y en medicina. Venenoso.

Oxido ferroso, FeO.—Es el *hierro pirofórico*. Se obtiene sometiendo el óxido férrico a corriente de hidrógeno.

Oxido férrico o sesquióxido de hierro, Fe_2O_3.—En la naturaleza constituye el *oligisto*, *hematites roja*, *hierro especular*. Se le obtiene en un polvo rojo, *colcótar*, calcinando el sulfato de hierro; tiene aplicaciones en pintura y para pulir el cristal. (1)

Oxido ferrosoférrico, Fe_3O_4.—Es la piedra imán o hierro magnético.

Hidrato férrico, $Fe(OH)_3$.—Es la *herrumbre* u *orín*, que se forma por la acción del aire húmedo sobre el hierro. Se obtiene precipitado y coloide, rojo, tratando una disolución de una sal férrica por un álcali. En la naturaleza constituye la *limonita*. (2)

Sulfuro ferroso, FeS.—Obtenido en la pág. 82. De él hemos obtenido el ácido sulfhídrico (pág. 183).

La *pirita de hierro*, mineral de color de latón, que se presenta en cristales, a veces muy hermosos, y que se suele emplear para la obtención industrial del H_2SO_4, es el *bisulfuro de hierro*, FeS_2.

Sulfato ferroso, $FeSO_4 + 7H_2O$.—Es el *vitriolo* o *caparrosa verdes*, cristalizado en cristales de color verde. Se usa como mordiente de la lana; en las fábricas de pinturas; para desinfección económica; para fabricar la tinta negra ordinaria; pa-

---

(1) La coloración rojiza de nuestros suelos arcillosos (de las tierras rojas mediterráneas) se debe a la formación de óxido férrico, a expensas del hierro de las calizas primitivas. Para los suelos de España, véase J. Dantín: *Dry-farming ibérico*, 1916, págs. 57-72.

(2) Delgadas películas de hidrato férrico, de tonos pardo-rojizos, cubriendo las costras calizas y la superficie de las arcillas expuestas al aire libre, son frecuentes en los suelos áridos de España. (J. Dantín: *Sobre las películas férricas en los suelos áridos de España*. Boletín de la Real Sociedad española de Historia Natural. Tomo XVII, 1917, págs. 245-248.)

ra tratar ciertas enfermedades de las plantas, como la clorosis y el oidium.

El sulfato ferroso se obtiene tostando la pirita de hierro y dejando luégo el producto, humedecido, a la acción del aire.

La *tinta ordinaria* se obtiene tratando la disolución acuosa de ácido gálico o de tanino (pág. 202) por una solución de sulfato ferroso con un poco de ácido clorhídrico o acético, y agregando disolución de carmin de indigo y un poco de goma.

Acidos del hierro.—Calentando limaduras de hierro con nitrato potásico, después de una fuerte reacción, se obtiene un producto que, enfriado y disuelto en agua, da a ésta color rojo obscuro: es una sal de fórmula K_2FeO_4, llamada *ferrato potásico*, que corresponde a un supuesto *ácido férrico*, H_2FeO_4.

Mezclando una disolución concentrada de cianuro potásico con otra de ácido clorhídrico, precipita cristalino blanco, el $(CN)_6FeH_4$, o *ácido ferrocianhídrico*.

Ferrocianuro de potasio, $K_4Fe(CN)_6 + 3H_2O$.—Sal del ácido ferrocianhídrico, llamada también *prusiato amarillo*. Grandes cristales amarillos. Se le emplea en la obtención del *azul de Prusia*. También se emplea en la fabricación de explosivos. No es venenoso.

Ferricianuro de potasio, $K_3Fe(CN)$.—Es el *prusiato rojo*. Grandes cristales rojos. Obtenido de la sal anterior, tratándola por el cloro. Se le emplea en la confección del *azul de Turnbull*. Es venenoso. A esta sal corresponde el *ácido ferricianhídrico*, sólido, que se presenta en agujas parduzcas.

Reconocimiento de las sales de hierro.—Las *ferrosas* dan precipitado verdoso (que se enrojece) por KOH ó NaOH; blanco (que se azulea) por ferrocianuro de potasio; azul con ferricianuro de potasio; nada con H_2S; nada con sulfocianuro potásico. Decoloran el permanganato potásico. Las *férricas* precipitan en rojo, por KOH ó NaOH; en azul con ferrocianuro de potasio; se colorean de verde con el ferricianuro de potasio; de rojo sangre con el sulfocianuro de potasio; con el H_2S, precipitan azufre; nada con el permanganato de potasio.

§ 52. Níquel y cobalto

203. Níquel, Ni.—Ligado con el hierro, en los meteoritos y en el núcleo central de la Tierra. Combinado, en la *niquelina* o

arseniuro de níquel, que la hay en los Pirineos aragoneses y en *Carratraca* (Málaga); también, con otros metales, en óxidos, y en un sulfoantimoniuro, etc..

Los principales yacimientos son los del Canadá, Nueva Caledonia y Noruega.

Propiedades.—Metal blanco, duro, tenaz, magnético. Se le emplea en el *niquelado* del hierro y del latón; para confeccionar crisoles y cápsulas de laboratorio; para el acero al níquel; para monedas; para obtener la argentana (pág. 337). Como el hierro y el cobalto, dividido es un catalizador.

Obtención.—Se le obtiene por electrólisis, o reduciendo su óxido.

Constantes.—Divalente y trivalente. Peso atómico, 58,69. Densidad, 8,68. Punto de fusión, 1452°.

Historia.—Aislado por *Cronstedt* y *Bergmann* en 1751. Los chinos lo utilizaron desde muy antiguo ligado con otros metales.

204. Cobalto, Co.—Ligado con el hierro y el níquel, en los meteoritos. Combinado con azufre, arsénico y hierro (*cobaltina*), lo hay en los Pirineos aragoneses y prov. de Tarragona; en la *esmaltina* (combinado con el arsénico, hierro y níquel), que la hay en Asturias y Aragón. Los principales yacimientos de cobalto son los del Canadá.

Propiedades.—Metal de color gris de acero; magnético. Algunos de sus compuestos se emplean en la coloración de vidrios y porcelanas; en la fabricación de pinturas y de *tintas simpáticas*: escribiendo con dichas tintas sobre papel color de rosa, no son perceptibles en frio los caracteres, pero sí en caliente.

Constantes.—Divalente y trivalente. Peso atómico, 58,97. — Densidad, 8,71. Punto de fusión, 1489,°8.

Historia.—Fué obtenido por *Brand* en 1733.

§ 53. Manganeso

205. Manganeso, Mn.—Libre, en pequeñas cantidades, en los meteoritos. Combinado (bióxido), en la *pirolusita* o *jabón de vidrieros,* cuyos yacimientos de Asturias, Teruel y Huelva son muy importantes. Se explota también yacimientos de pirolusita en Francia, Alemania y en Transcaucasia. Se encuentra, además, el manganeso en otros minerales, aguas minerales y en los animales y plantas.

Propiedades.—Metal gris, brillante, rojizo, muy duro, no magnético. Tiene aplicaciones en sus mezclas con el hierro de fundición y en la fabricación de bronces.

Obtención.—Tratando pirolusita por aluminio en polvo (pág. 341).

Constantes.—Di-, tri-, tetra-, exa-, epta-, y octovalente. Peso atómico, 54,93. Densidad, 7,39. Punto de fusión, 1203°. Punto de ebullición, 1900°.

Historia.—Aislado por *Bergmann* hacia 1774.

206. Compuestos de manganeso.—En sus compuestos, el manganeso se nos muestra con gran variabilidad de valencia, y forma, según su valor y sus iones, combinaciones manganosas, mangánicas; grupos de los manganatos, permanganatos, y del bióxido de manganeso. (1)

Cloruro manganoso, $MnCl_2 + 4H_2O$, y **sulfato manganoso,** $MnSO_4 + 7H_2O$, se aplican en tintorería.

Bióxido de manganeso (peróxido), MnO_2.—Es la pirolusita. Cristales grises obscuros, que dan polvo negro. Se le emplea en la decoloración del vidrio, fabricación del cloro, en ciertas pilas eléctricas, como barniz en la industria de barros.

Los compuestos de manganeso se emplean como abonos, por su acción catalítica.

Acidos del manganeso.—Calentando pirolusita con potasa cáustica y nitro, se produce una substancia verde: *manganato potásico,* K_2MnO_4, que corresponde a un ácido que no se ha podido aislar: *ácido mangánico*, H_2MnO_4.

El manganato potásico disuelto en agua, expuesto al aire toma distintas coloraciones, acabando después de algunos días en violeta intenso (toma rápidamente este color tratándola por un ácido) por haberse transformado en otra sal: *permanganato potásico.* Por dichos cambios de color, se llama también al manganato potásico *camaleón mineral.* Al permanganato potásico, corresponde el *ácido permangánico*, $HMnO_4$, que solo se conoce en disolución.

Permanganato potásico, $KMnO_4$.—Obtenido en el proceso anterior. Es la sal más importante del manganeso: se presenta en cristales obscuros de aspecto metálico: tiene mucha aplicación en análisis químico, para el blanqueo, como poderoso desinfectante, etc..

Industrialmente se le obtiene evaporando una mezcla de disolución de KOH, con MnO_2 y $KClO_3$. El residuo de la evaporación se funde, y se hierve con exceso de agua haciendo pasar por ella una corriente de Cl ó de CO_2.

Reconocimiento de sales manganosas (derivadas del ion manganoso $Mn^{\cdot\cdot}$).—Con KOH ó NaOH, dan precipitado blanco rosa, que se ennegrece en el aire. Con sulfuro amónico, dan precipitado de color carne.

---

(1) Véase para los distintos iones de los metales: W. Ostwald: *Química inorgánica fundamental y descriptiva.* Tomo 2.°, 1918 (Trad. de A. García Banús).

§ 54. Cromo y otros metales

207. Cromo, Cr.—No se encuentra libre en la naturaleza. Combinado en pequeñas cantidades en los meteoritos. Se le extrae de la *cromita* (cromato ferroso), que se encuentra principalmente en Noruega y en América del Norte: en España la hay en Carratraca y en Istán (Andalucía).

Propiedades.—Metal blanco de plata, duro y frágil. Cristalizado en el sistema regular. Se le emplea en la fabricación de aceros al cromo.

Obtención.—Por reducción de su óxido por aluminio en polvo.

Constantes.—Di-, tri-, y exavalente. Peso atómico, 52. Densidad, 6,92. Punto de fusión, más de 1505°. Punto de ebullición, 2.200°.

Historia.—Aislado por *Moissan* en 1894.

208. Compuestos de cromo.—Los más importantes, además del *óxido crómico*, Cr_2O_3, del cual se obtiene un colorante, *verde de Guignet*, son las sales de sus ácidos *crómico*, *bicrómico*, *percrómico*, no aislados. Entre ellas:

Bicromato potásico, $K_2Cr_2O_7$.—De color rojo amarillo; de uso en pilas eléctricas, y como oxidante (pág. 283).

Reconocimiento de las sales de cromo.—Las sales de cromo fundidas con una mezcla de nitrato potásico y carbonato sódico, se transforman en *cromatos*: éstos se reconocen con el agua oxigenada (página 175).

209. Volframio, W, ó **tungstenio,** Tg.—No se encuentra libre. Combinado en sales (*volframiatos* o *tungstatos*), en la *wolframita*, que se encuentra en América del Norte. En España hay wolframita en Linares, Montoro (Córdoba), Ciudad-Rodrigo y Navasfrias (Salamanca) y en algunos puntos de la Sierra del Guadarrama.

Es un metal raro, del aspecto del acero; muy duro, muy pesado (19,13) y de punto de fusión muy elevado: 2974° (pág. 43) (1). Se le emplea en la fabricación de aceros al wolframio y para filamentos de lámparas eléctricas.

210. Molibdeno, Mo, **y uranio,** U.—Entran también en el grupo del hierro estos dos metales raros poco importantes. El primero solo interesante por algunos de sus compuestos, como el *molibdato amónico* $(NH_4)_2MoO_4$, que se emplean en análisis químicos; el segundo, por el empleo de algunas de sus sales en la coloración del vidrio, y principalmente por sus propiedades radioactivas (pág. 332).

---

(1) El tungstenio fué aislado por vez primera en 1783, en España, en el laboratorio del Real Seminario de Vergara, por los hermanos *Lhuyart*.

CAPITULO XVII

GRUPOS DEL ESTAÑO Y DE LOS METALES NOBLES

§ 55. Grupo del estaño: estaño

211. Estaño, Sn.—Libre, junto con el oro, en Siberia, Bolivia y en las Guayanas. Combinado en su mena principal, la *casiterita* (bióxido de estaño), lo hay en Sajonia, Bohemia, Cornwall (Inglaterra), Bolivia, Méjico, Brasil, EE. UU; en España, en las provincias de Orense, Zamora y Salamanca.

Propiedades.—Metal blanco azulino, frágil, poco dúctil, maleable. Cristaliza en el sistema tetragonal. Al romperle produce un crujido especial: «grito del estaño». Presenta, además, otras dos variedades alotrópicas: por debajo de + 20° es más estable una variedad gris, pulverulenta, metaloidea, que puede obtenerse rápidamente de la blanca o tetragonal enfriando a — 15° ó, mejor, a — 48°, dicha variedad reducida a polvo; entre 170° y 231°,5 se transforma la tetragonal en otra variedad rómbica. (1)

No se altera en el aire a la temperatura ordinária; por el calor intenso, arde con llama blanca dando bióxido de estaño, SnO_2 *(cenizas de estaño)*. Los ácidos fuertes le atacan lentamente; los débiles, lo mismo que las bases débiles, no le atacan.

(1) Según Cohen: *Zeitschrift für physikalische Chemie*, 30, 33, 35, 36, 48, 50; 1904.

Se le emplea en el estañado de utensilios de cocina, y de láminas de hierro, constituyendo la *hojalata*. Así se evita que dichas materias sean atacadas por el aire húmedo, por bases y ácidos débiles. Se emplea también en la fabricación de espejos, en forma de amalgama. Ligado con el plomo, constituye las barritas para soldar. Ligado principalmente con el cobre, entra en los *bronces*. Reducido a láminas muy delgadas *(papel de estaño)*, se le emplea para cubrir dulces y otras substancias alimenticias.

Obtención.—Por reducción de su óxido, por el carbón, sufriendo luégo varias fusiones para purificarlo.

Constantes.—Divalente y tetravalente. Peso atómico, 118,7. Densidad (variedad blanca), 7,29. Punto de fusión (v. b.), 231°,5. Punto de ebullición (v. b.), 2270°.

Historia.—Muy conocido de los antiguos; tal vez ligado con el plomo. Llamado *Stannum* por los latinos.

212. Compuestos de estaño.—Forman dos series: en la una entra el estaño como divalente: serie *estannosa*; en la otra, como tetravalente: serie *estánnica*.

Cloruro estannoso, $SnCl_2 + 2H_2O$.—Es la *sal de estaño* del comercio. Se obtiene disolviendo el estaño en HCl caliente. Es un potente reductor (pág. 301). Se le emplea como mordiente.

Cloruro estánnico, $SnCl_4$.—Se le obtiene tratando el estaño o el cloruro estannoso por el cloro. Líquido fumante, pesado. Disuelto en un poco de agua, se semisolidifica en una masa cristalina mantecosa, $SnCl_4, + 3H_2O$, llamada *manteca de estaño*. Se le emplea en la confección de mordientes.

Acido estánnico, H_2SnO_3.—Tratando disolución acuosa de cloruro estánnico por amoniaco, se obtiene un precipitado blanco, coloide de reacción ácida: es el *ácido estánnico*; sus sales son los *estannatos*. El *estannato sódico* es un mordiente.

Sulfuro estánnico, SnS_2.—Obtenido por precipitación de disolución de $SnCl_4$ por H_2S. Amarillo. Calentando amalgama de estaño con S y NH_4Cl, queda, en una masa cristalizada, el SnS_2, y se le llama *oro musivo*, que se aplica en dorados baratos o falsos.

Reconocimiento de las sales de estaño.—Las *estannosas* dan precipitado pardo con ácido sulfhídrico y con sulfuro amónico; blanco o gris con cloruro mercúrico; púrpura con cloruro áurico con pequeña cantidad de ácido nítrico; rojo con nitrato de plata.

Las *estánnicas*, precipitado amarillo con H_2S y con $(NH_4)_2S$; nada con $HgCl_2$, $AuCl_3$, $AgNO_3$.

§ 56. Plomo

213. Plomo, Pb.—Libre, solo en pequeñísimas cantidades y raras veces, en Suecia; en España se cita en la provincia de Tarragona, Ciudad-Real, Badajoz, y en Cartagena. Abunda combinado principalmente con la *galena* (PbS), que existe en enormes yacimientos en España: Linares y La Carolina (Jaén) y Cartagena, son los primeros del mundo; Sierra de Gador (Almería); prov. de Badajoz; Horcajo (Ciudad-Real); Bellmunt (Tarragona). También se encuentra en la *cerusita, piromorfita*, etc..

Propiedades.—Metal blanco azulino, de gran brillo recientemente cortado. El aire le vuelve gris obscuro por cubrirle de una capa de subóxido, Pb_2O. Cristaliza en octaedros. Muy blando: se corta con facilidad; maleable.

Es atacado por HNO_3 y por los aceites y esencias. El H_2SO_4 no le ataca más que en caliente. El HCl le ataca lentamente. No le ataca el agua destilada y hervida para privarla del aire. Tampoco le destruyen las aguas de fuentes, porque las sales que éstas contienen forman con el plomo una película de sulfato de plomo y de carbonato que le proteje contra ataque posterior; pero le atacan las aguas con CO_2 (p. e.: agua de lluvia). Por esto, se emplea tubos de plomo para conducir el agua potable de los manantiales. Le atacan también el S y los halógenos. En estado muy dividido, es pirofórico (pág. 154).

Por estas propiedades tiene muchas aplicaciones: para tuberías; en la fabricación del H_2SO_4 (en las cámaras de plomo pág. 194); en los acumuladores eléctricos; ligado, en la aleación de los caracteres de imprenta, en las barritas de soldar; junto con el arsénico, en los perdigones de caza.

El plomo y sus sales son venenos: los empleados en industrias a base de plomo suelen sufrir unos cólicos, *cólicos saturninos*, que pueden combatirse por ioduros de sodio y potasio, y por opio. Este envenenamiento es lento, pero conduce a la muerte.

Extracción del plomo.—Se le extrae de la galena (PbS) principalmente: se tuesta ésta en el aire, con lo cual se oxida

el plomo y se produce sulfato de plomo. El óxido y el sulfato obtenidos se reducen fundiéndolos con la misma galena sin tostar. Hé aquí las reacciones que se producen:

$$2PbO + PbS = 3Pb + SO_2, \text{ y } PbSO_4 + PbS = 2Pb + 2SO_2$$

De este modo se obtiene un plomo *(plomo de obra)* bastante impuro. Si la galena contiene plata (galena argentífera), ésta permanece en el plomo de obra, y conviene por su valor separarla de él (Véase plata).

También se obtiene plomo por electrólisis de galena pulverizada contenida en recipientes de plomo con H_2SO_4 diluído.

Constantes.—Divalente y tetravalente. Peso atómico, 207,20. Densidad, 11,35. Punto de fusión, 326°,9. Punto de ebullición, 1525°.

Historia.—Conocido en la antigüedad. *Plinio* le llamó *Plumbum nigrum.* Los griegos y romanos lo sacaron de España y de las Galias. Los alquimistas le llamaron *mercurio de los filósofos* y también *Saturno*; ya los caldeos consideraron el plomo como producido por los efluvios de dicha divinidad.

214. Compuestos de plomo.—En la mayoría de ellos se muestra el plomo divalente; en algunos, tetravalente.

Cloruro de plomo, $PbCl_2$, y **ioduro de plomo,** PbI_2.—(Véase reconocimiento de sales de plomo).

Oxido de plomo, PbO.—Pulverulento, amorfo, amarillo se obtiene calentando el plomo en el aire, y se le llama *masicot.* Fundido éste y enfriado rápidamente, se obtiene de un color amarillo rojizo: es el *litargirio.* Es la base para obtener muchos compuestos de plomo. Se le emplea en la confección de barnices, vidrios, cerámica.

Minio, Pb_3O_4.—Polvo rojo intenso que se obtiene calentando cuidadosamente en el aire óxido de plomo. Se le emplea como pintura, en la fabricación del cristal y en la preparación de másticos.

Sulfuro de plomo, PbS.—Constituye la *galena,* la principal mena del plomo, conocida también por *alcohol de alfareros:* los alfareros la emplean pulverizada como barniz (pág. 343).

Sulfato de plomo, $PbSO_4$—En la naturaleza constituye la *anglesita.* Se obtiene precipitado, cristalino, blanco, tratando una disolución de sal de plomo por H_2SO_4.

Nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$.—Obtenido por evaporación de una disolución de plomo o de óxido de plomo en HNO_3, diluído. Por el calor se descompone en óxido de plomo, oxígeno y peróxido de nitrógeno. Se le emplea en pirotecnia; en la fabricación de fósforos.

Carbonato de plomo, $PbCO_3$.—En la naturaleza forma la *cerusita*. Se le obtiene precipitado, blanco, tratando una disolución de sal de plomo con carbonato amónico. Importante por sus aplicaciones es el *carbonato básico de plomo* (sales básicas, pág. 191), que se le emplea como colorante blanco (*blanco de plomo* ó *albayalde*) más ventajoso, por su gran poder protector, que otras pinturas blancas. Pero al albayalde le ataca el H_2S comunicándole color obscuro, y además es venenoso (produce saturnismo); por lo cual debiera evitarse su uso, substituyéndolo por otros colorantes blancos, inofesivos, como son los de zinc y los de bario.

Industrialmente se obtiene el albayalde por varios procedimientos: entre ellos el llamado *holandés,* que consiste en tratar láminas de plomo arrolladas en espiral por ácido acético. Los botes en que se realiza la operación se mantienen luégo, cerrados con una lámina de plomo, entre estiércol de cuadra: el calor que se produce en la putrefacción del estiércol transforma el plomo en acetato básico de plomo, y éste, por el gas carbónico desprendido en la misma putrefacción, es transformado en albayalde.

En el laboratorio, podemos obtener el carbonato de plomo tratando el acetato de plomo en disolución al 10 %, por una solución concentrada de carbonato sódico; se produce un precipitado, que se lava varias veces y se decanta. Luégo el precipitado se hierve con lejia de sosa cáustica, muy diluída, en una cápsula. Se lava y se deseca calentándolo.

Acetato de plomo, $Pb(C_2H_3O_2) + 3H_2O$.—Es *el azúcar de Saturno*, dulzaino, de aplicaciones en medicina. Soluble en agua, y utilizable como tal para obtener gran número de compuestos de plomo Se le obtiene tratando el óxido de plomo por el ácido acético.

Reconocimiento de las sales de plomo.—Con ácido clorhídrico, precipitan $PbCl_2$ blanco. Con ioduro potásico, precipita PbI,

amarillo. Con sulfuro amónico o con ácido sulfhídrico, PbS negro e insoluble en ácidos diluídos y en sulfuro amónico. Con bicromato potásico, precipitado amarillo de cromato de plomo.

215. Bismuto, Bi.—Metal poco abundante, que se encuentra libre principalmente en Bolivia y EE. UU., y en España, provincias de Córdoba y Gerona, en muy pequeña cantidad.

Propiedades.—Blanco, con reflejos rojizos, frágil y no muy duro. Buen conductor de la corriente eléctrica. Se le emplea aleado con el estaño y el plomo en la soldadura al bismuto, y en la confección de clichés para el grabado. (1) Sus sales se emplean en medicina.

Obtención.—Se le obtiene por fusión de los minerales con que está mezclado.

Constantes.—Trivalente y pentavalente. Peso atómico, 208. Punto de fusión, 269,°2. Punto de ebullición, 1440°.

Historia.—Citado ya por *Basilio Valentín.*

§ 57. Plata

216. Plata, Ag.—Libre, cristalizada en el sistema regular o en pequeñas masas y en alambres, se encuentra principalmente en Chile, Noruega, Perú, Michigan (EE. UU.). En España la hay en Hiendelaencina (Guadalajara), Horcajo (Ciudad-Real) y Las Herrerías (Almería); también en Sierra Albarracín (Aragón); Vimbodí, Selva del Campo y Bellmunt (Tarragona); Guadalcanal y Cazalla de la Sierra (Sevilla), Sierra Morena, Cartagena. Combinado, se encuentra en multitud de minerales: *argentita*, AgS, que abunda en Chile, Méjico, Perú y Bolivia; también la hay en Sajonia, Hungría y Bohemia; *freislebenita* o *plata estriada,* $Sb_4S_{11}(Pb,Ag_2)_5$, o sulfoantimoniuro de plata y plomo, que abundó en Hiendelaen-

(1) Produce *aleaciones muy fusibles.* En general, las aleaciones presentan puntos de fusión más bajos a la media de las temperaturas de fusión de los componentes (pág. 65). Y hay una relación entre las cantidades de componentes, que determina un punto mínimo de fusión de la aleación: entonces, ésta es una *aleación eutéctica*: el bismuto, el plomo y el estaño forman aleación eutéctica en esta relación: 100 gramos de estaño, 100 gr. de plomo y 200 gr. de bismuto, y funde la aleación a 94°. (Puntos de fusión de los componentes: Sn = 231°,5; Pb = 326°,9; Bi = 269°,2).

cina; la *pirargirita* o *argiritrosa*, SbS_3Ag_3, o *plata roja*, mena principal de Hiendelaencina y que abunda en Chile; *querargirita*, AgCl, o *plata córnea*, que existe en las localidades españolas citadas para la plata nativa.

También el agua del mar contiene compuestos de plata. Frecuentemente acompañan también a los minerales de plomo.

Propiedades.—Metal de hermoso color blanco, tipo de tal clase de color; blando, dúctil y maleable; muy tenaz, sonoro. Inatacable, hasta en caliente, por el oxígeno del aire, alcalis cáusticos y nitratos alcalinos. Le atacan el HNO_3 (con desprendimiento de vapores rutilantes), H_2S y los vapores de S. El H_2SO_4 también le ataca, en caliente. Le atacan a la temperatura ordinaria el Cl, Br y I. Se amalgama: en la naturaleza se encuentra dicha amalgama. Es el metal que mejor conduce el calor y la electricidad.

Se le aplica, ligado con otros metales, a multitud de usos: con el cobre, para endurecerlo, a objetos de adorno, cubiertos, monedas.

En éstas entra en la proporción de 900 (u 835) gr. de plata por 100 gr. de cobre: estas relaciones son la *ley de la moneda* de plata.

Puro, se emplea en la confección de cápsulas para el laboratorio; en el plateado. En estado coloide, se le aplica en medicina.

Extracción de la plata.—Suele hacerse industrialmente por distintos procedimientos, según se parta de menas predominantes en plata, o de menas de plomo argentíferas.

Para los minerales de plata.—Se tuesta en hornos, ligeramente, el mineral en polvo mezclado con cloruro sódico, y se forma cloruro de plata; luego, se trata con agua y con fragmentos de hierro y se agita la mezcla durante algunas horas. Tiene efecto la reacción: $2AgCl + Fe = FeCl_2 + 2Ag$. La plata que queda libre se recoge disolviéndola en mercurio; se filtra la amalgama resultante y se destila.

Hoy dia se trata directamente el mineral (Ag_2S) pulverizado, con cianuro de sodio, NaCN, en solución diluída: $Ag_2S + 4NaCN = 2AgNa(CN)_2 + Na_2S$. La plata queda libre disolviéndola en zinc o sometiendo la sal a electrólisis (véase procedimiento siguiente).

Para los minerales plumboargentíferos.—La extracción de la plata que contiene el plomo de obra (pág. 358) procedente de minerales plumboargentíferos se hacía antes por *copelación:* el plomo de obra se fundía en un horno circular de mampostería, cubierto de un casquete esférico de hierro revestido de arcilla en su interior (*horno de copela*). A él se conducía una corriente de aire: al fundirse el plomo de obra, el plomo que contenía se transformaba en litargirio, PbO, que ascendía a la superficie, mientras que la plata permanecía en el fondo, fundida también. Por unos conductos laterales se separaba el plomo de la plata.

Actualmente se suele hacer dicha extracción por el zinc: el zinc fundido, mezclado con plomo de obra en fusión, caza la plata disolviéndola, y sube con ella a la superficie, en la cual se le recoge. La plata se desprende luego tratando la disolución zinc-plata por vapor de agua: el zinc se oxida y deja en libertad a la plata.

Plata completamente pura se obtiene por electrólisis de sus sales, o bien como la obtuvo por vez primera *Stas*, disolviendo la plata en bruto con ácido nítrico; precipitando la disolución con ácido clohídrico; hirviendo el precipitado de cloruro de plata con lejía de potasa, diluída, y glucosa; y destilando por último en recipiente refractario de cal, sometido a la llama oxhídrica. Industrialmente, se obtiene principalmente por electrólisis: el plomo bruto, en láminas, constituye el ánodo sumergido en una solución de nitrato de plata: al pasar la corriente, se deposita la plata del ánodo sobre una fina lámina de plata que hace de cátodo.

Constantes.—Monovalente. Peso atómico, 107,88. Densidad, 10,5. Punto de fusión, 960°. Punto de ebullición, unos 1955°.

Historia.—Conocida desde muy antiguo: se usaba ya en la India, China, Persia, Asiria, y por los antiguos peruanos y mejicanos, para armas e instrumentos agrícolas; más tarde, para adornos; luego, como objetos de cambio; por último, como moneda. Las minas de Potosí fueron descubiertas en el siglo XVI. Y en Méjico se empezó la amalgamación de la plata desde 1566. Fué llamada *Argentum* por los latinos.

217. Compuestos de plata. Cloruro de plata, AgCl.—Se obtiene como precipitado blanco, cuajoso, tratando una solución acuosa de sal de plata (p. e., $AgNO_3$) por ácido clorhídrico o un cloruro (p. e., NaCl). En la naturaleza constituye la *plata*

córnea. Se disuelve en amoniaco y en hiposulfito sódico. Se descompone lentamente por la acción de la luz.

Bromuro de plata, AgBr, **y ioduro de plata,** AgI.—Se obtienen precipitados y amarillentos tratando disolución de nitrato de plata, respectivamente, por bromuro y por ioduro de potasio. El bromuro de plata es algo soluble en amoniaco: el ioduro, insoluble. Ambos, solubles en hiposulfito sódico. Les ataca la luz. Ambos se encuentran en Méjico, en los minerales de plata.

Fotografía.—Por la acción que sobre ellos ejerce la luz, se emplea el cloruro y el ioduro de plata, y sobre todo el bromuro, para la confección de placas fotográficas. Estas placas al *gelatinobromuro* son obtenidas por el proceso siguiente: se añade bromuro amónico a una disolución de gelatina blanca, y luego nitrato de plata disuelto: el bromuro de plata formado precipita muy dividido; se calienta la masa; enfriada, se lava para separar el nitrato amónico producido y el bromuro amónico sobrante; fundida, después de nuevo lavado, se extiende la masa sobre láminas de vidrio. Estas se conservan en la obscuridad, y en la obscuridad también se hace todas estas operaciones.

Una vez impresionadas las placas (que se vende en los comercios) en la cámara fotográfica, se procede al *revelado de la imagen*: se trata la placa por el revelador (compuesto de distintas substancias, que producen acción reductora). Este reduce a plata metálica el compuesto (subioduro de plata, Ag_2I), que se supone formado en los puntos atacados pór la luz: y esta plata, según sea mayor o menor su cantidad, forma los claros y obscuros de la placa, cuya imagen se *fija* con un fijador (hiposulfito sódico) que disuelve el exceso de bromuro de plata: después de estas operaciones, se obtiene la imagen *negativa*, invertida en tonos. Para obtener la *positiva*, se mantiene la negativa a la luz en íntimo contacto, por medio de prensas adecuadas, con papeles preparados industrialmente, análogamente a las placas, aunque menos sensibles. Cuando las positivas tienen el tono debido, se tratan por líquidos que *viran* o cambian el tono de la imagen: estos líquidos son a base de compuestos de oro que, reducidos por la sal de plata, depositan oro en granos finísimos sobre el papel. Por último se fija la positiva con hiposulfito sódico.

Oxido de plata, Ag_2O.—Se obtiene precipitado en polvo pardo amorfo tratando una solución de nitrato de plata por sosa cáustica. Poco soluble en el agua: al disolverse en ella, forma probablemente *hidrato de plata*, AgOH, que no se conoce libre. Disuelto el Ag_2O en amoniaco, da, al evaporar la disolución, cristales negros, muy explosivos.

Nitrato de plata, $AgNO_3$.—Es la *piedra infernal* de los alquimistas. Se prepara tratando la plata (1) con ácido nítrico, y evaporando para lograr su cristalización en cristales incoloros. Se le emplea en medicina como cauterizante. Tiene muchas aplicaciones, como hemos visto ya, en el análisis químico. Se le emplea también en el plateado. (2)

Reconocimiento de las sales de plata.—Sus disoluciones acuosas precipitan cloruro, bromuro, ioduro de plata, tratadas con cloruro, ioduro o bromuro sódicos o con HCl, HI, HBr. Con fosfatos solubles dan precipitado amarillo (Ag_3PO_4) insoluble en agua, soluble en amoniaco y en ácido nítrico y atacable por la luz. Con potasa o sosa cáusticas, dan óxido de plata. Con cianuro potásico, dan precipitado blanco.

§ 58. Cobre

218. Cobre, Cu.—Nativo en los EE. UU.; también en Cornwall (Inglaterra); Chile; en España, Río-Tinto (Huelva), Linares (Jaén), Sierra Almagrera, Pirineos Aragoneses, León y otras pocas localidades, aunque en escasa cantidad. Combinado, en la *pirita de cobre* o *calcopirita*, que se encuentra en España, aunque en yacimientos de poca importancia, en Linares, provincia de Córdoba, y Rio-Tinto. Esta última localidad explota principalmente el cobre asociado a la pirita de hierro, y es el principal yacimiento de cobre de Europa. También contienen cobre la *calcosina* (Cu_2S), la *covelina* (CuS), la *cuprita* (Cu_2O), que se encuentran en cantidades pequeñas en España en las regiones cupríferas. También se encuentra el cobre, combinado, en ciertos animales y vegetales.

---

(1) Puede partirse de la plata de las monedas tratando (en un matraz pequeño) la moneda con HNO_3, calentando un poco. Puesto el líquido en otro matraz, se evapora lo debido para que cristalice el $AgNO_3$: se recoge los cristales, y puede repetirse las operaciones. Los cristales obtenidos se tratan con agua con un poco de HNO_3.

(2) El plateado de los espejos se funda en la precipitación de la plata dividida en un estado alotrópico, y de color rojizo, al tratar sobre el cristal $AgNO_3$ por substancias reductoras (sosa cáustica mezclada con tartrato sódico); luego se cubre la plata con minio (pág. 358).

Propiedades.—Color rosado característico, tenaz, maleable y dúctil: adquiere buen pulimento. Fundido, absorbe H, CO, SO_2. Poco alterable al aire seco; en el húmedo se cubre de *pátina* (o sea del llamado también *verdete* o *cardenillo*) que es carbonato básico de cobre. Sometido al calor, se cubre de una costra obscura de óxido cúprico (pág. 155). Le atacan en caliente el H_2SO_4 y el HNO_3; este último, hasta en frío; poco el HCl diluido. Descompone el agua solo algo a la temperatura del rojo blanco. Se combina, por el calor, con Cl y S. Conduce bien el calor y la electricidad.

Se le emplea puro en la confección de cables eléctricos, utensilios de cocina, para planchas para el grabado, etc.; aleado, en multitud de objetos. Forma el *bronce* ligado con el estaño y algo de plomo y zinc. Ligado con el aluminio, constituye el *bronce de aluminio*, de aplicaciones en aparatos de astronomía, geodesia, cubiertos, etc.. Entra en las monedas de cobre (junto con Zn y Sn).

Extracción.—Se tuesta los minerales sulfurados al aire libre (cuando no se desea aprovechar el azufre que contienen) de una manera incompleta. Se tratan con carbón y con fundentes; así se obtiene cobre metálico y sulfuro de cobre, que junto con óxido y sulfuro de hierro y de otros metales que le acompañan, constituye la *mata bruta:* se purifica ésta tostándola y fundiéndola, por el mismo procedimiento, varias veces (también puede emplearse los convertidores Bessemer, página 348). Por último, se afina el cobre sometiéndolo, modelado en láminas, a electrólisis.

Constantes.—Mono y divalente. Peso atómico, 63,57. Densidad, 8,93. Punto de fusión, 1082°,6. Punto de ebullición, 2100° ó 2310°.

Historia.—Conocido desde la antigüedad. Los romanos le llamaron *Cuprum*, por explotarse nativo ricos yacimientos en la isla de Chipre. Los alquimistas le llamaron *Venus*, por consagrarse a Venus la isla de Chipre. Fué estudiado por *Proust*.

219. Compuestos de cobre.—Forman dos series: en los compuestos cuprosos entra el cobre como ion doble, —Cu—Cu—, que resulta divalente; en la cúprica, entra en un átomo, divalente.

Cloruro cúprico, $CuCl_2$.—Color verdoso: se obtiene disolviendo el óxido de cobre en HCl. Sus cristales poseen dos moléculas de agua. Es una tinta simpática (pág. 352).

Cloruro cuproso, Cu_2Cl_2.—Se obtiene tratando cloruro cúprico por HCl hirviendo.

Oxido cúprico, CuO.—Se obtiene calentando el cobre en el aire. Es oxidante.

Oxido cuproso (*protóxido de cobre*), Cu_2O.—Constituye la *cuprita,* en la naturaleza. Rojo.

Sulfuro cúprico, CuS.—Se obtiene haciendo pasar H_2S por una solución acuosa de una sal de cobre. Negro, insoluble. Pasa a sulfato, expuesto al aire. En la naturaleza constituye la *covelina.*

Sulfato cúprico, $CuSO_4 + 5H_2O$.—Es la sal más importante de cobre: la *caparrosa azul* ó *vitriolo azul.* Cristalizada en prismas de hermoso color azul, que pierden al deshidratarse (página 318). Se obtiene tratando, en caliente, el cobre con H_2SO_4. También se le encuentra en las minas de cobre formado por oxidación del sulfuro: análogamente, en la Industria se le obtiene tostando los sulfuros naturales y oxidándolos exponiéndolos al aire. Tiene múltiples aplicaciones: como desinfectante para combatir enfermedades de las plantas (mildiu) (1) y para preservar las semillas de insectos y gérmenes dañinos; además, en tintorería, en el cobreado, etc..

Tratando sulfato de cobre (u otra sal de cobre) por solución de amoniaco, en exceso, se obtiene hermosa coloración azul, debida a la formación de una nueva substancia, que puede precipitarse añadiendo alcohol a la solución: esta substancia contiene el radical $Cu(NH_3)_4$, o *ión cupramonio.*

Ley de Faraday.—Si hacemos pasar una misma corriente por varios electrólitos (pág. 139) a la vez: sulfato de cobre, nitrato de plata, etc., se depositan sobre el cátado cantidades de metal proporcionales a sus equivalentes electroquímicos; llamándose *equivalente electroquímico* al cociente de los pesos atómicos de los elementos, o la suma del de los átomos que constituyen un radical, por la valencia del elemento o del radical. P. e.: el sulfato cúprico, al ser atravesado por la corriente, se disocia en $Cu^{\cdot\cdot}$ que va al cátodo y SO_4'' que va al ánodo: el equivalente electroquímico del

(1) La acción del sulfato cúprico sobre los parásitos es completamente preventiva. Su causa, a pesar de los estudios realizados, es desconocida (Véase para éstas y análogas cuestiones, G. Delacroix: *Maladies des plantes cultivées*, 1916.)

cobre en las sales cúpricas (ion $Cu^{\cdot\cdot}$) será $\frac{63,57}{2} = 31,78$, y el del grupo SO_4'' (ión sulfato), $\frac{32,06 + (16 \times 4)}{2} = 48'03$. El cloruro cuproso se disocia en $Cu_2^{\cdot\cdot}$ y $Cl'Cl'$; por tanto, el equivalente electroquimico del cobre en las sales cuprosas será $\frac{2 \times 63,57}{2} = 63'57$. Por consiguiente, el equivalente electroquímico varia con los iones y sus valencias.

Fundado en estos hechos estableció, *Faraday* con su ley: *al atravesar una misma corriente varios electrólitos, se depositan o se ponen en libertad pesos de elementos o de grupos atómicos, proporcionales a sus equivalentes electroquímicos.*

Galvanoplastia.—El depósito de metales por electrólisis se emplea para cubrir los objetos de una capa más o menos delgada de níquel, oro, plata, estaño, etc., empleando disoluciones de sales de estos metales y colocando como cátodo el objeto que se desea niquelar, dorar, etc.. (1). Estas operaciones y otras análogas de modelado por la corriente eléctrica, constituyen la *galvanoplastia.*

Pila eléctrica.—Si en una disolución de sulfato de cobre introducimos una lámina o alambre de zinc o de hierro bien limpios, éstos se cubren inmediatamente de una capa de Cu metálico, cuyo grosor aumenta manteniéndolos sumergidos en la disolución; al mismo tiempo, el Zn o el Fe se desgastan. (2) En estos fenómenos el zinc, p. e., *tiende* a formar sal con el cobre del sulfato; de tal manera que va reemplazando al cobre, al cual roba su carga eléctrica y le convierte de ion, $Cu^{\cdot\cdot}$, en cobre metálico, Cu. Podemos representar este fenómeno por: $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$; e indicando las disociaciones que tiene lugar: $Zn + Cu^{\cdot\cdot} + SO''_4 = Cu + Zn^{\cdot\cdot} + SO_4''$. El ión sulfato SO_4'' permanece, pues, invariable en estas reacciones. Esta última igualdad nos dice que hay una conducción de carga eléctrica por el ión cobre de la disolución al zinc, y otra por parte del zinc, que toma la carga del cobre y la conduce con el ión zinc de nuevo al líquido. Observamos, por tanto, que por acciones mútuas de metales y soluciones, esto es, por reacciones químicas se produce corriente eléctrica (como sentaron *Becque-*

---

(1) Esta operación también se realiza mecánicamente, por medio de delgadísimas capas de oro, estaño, etc., o por medios químicos por precipitación (p. e., plateado de los espejos, (pág. 364).

(2) Basándose en esto, *Berzelius* formó la *serie electroquímica de los elementos.*

Au	Cu	Co	Al
Pt	Bi	Fe	Mg
Pd	Pb	Cd	Na
Ag	Sn	Zn	K
Hg	Ni	Mn	

En esta serie cada elemento es catión respecto del anterior, y anión con el siguiente: de tal modo que un metal puede separar a otros de sus sales, siempre que éste último esté antes] en la serie. Aquí se indica los términos principales de la serie de metales, con los cambios verificados según las modernas investigaciones.

rel y *Ritter*, alemán); inversamente a la electrólisis, en donde la electricidad verifica un fenómeno químico.

La energía eléctrica producida en el fenómeno anterior no puede recogerse y ser empleada porque se difunde por el líquido; pero puede lograrse separando los dos campos del zinc y del cobre o de otras substancias. Esto se realiza en las *pilas eléctricas*, entre ellas la de *Daniell*: en ésta la disolución de cobre, en la cual se introduce una lámina de cobre, está separada por un tabique de porcelana porosa, de otra disolución de sulfato de zinc, con una lámina del mismo metal. La reacción química que ocasiona la corriente es la misma que la del caso anterior: pero, para que empiece la reacción, debe unirse con un conductor metálico, las dos láminas; entonces, *cerrado el circuito*, el $Cu^{\cdot\cdot}$ de la disolución precipita sobre la lámina de cobre, convirtiéndose en cobre metálico, Cu, y al mismo tiempo parte de la lámina de zinc, Zn, se disuelve en la disolución de zinc, transformándose en $Zn^{\cdot\cdot}$, esto es, la carga del $Cu^{\cdot\cdot}$ *circula* por el conductor hacia el zinc.

Todos los estudios que relacionan las reacciones químicas con la corriente eléctrica, de gran importancia científica e industrial, como hemos podido notar al hablar de la extracción de los metales, son objeto de una rama de la química: la *electroquímica*.

Teoría dualista de Berzelius.—*Berzelius* (como antes *Lavoisier* fundado en las reacciones entre ácidos y bases para dar sales) basándose en trabajos electroquímicos de Davy, supuso que todas las substancias estaban compuestas de *dos partes* con carga eléctrica contraria, que guardaban su *individualidad* dentro de la molécula. Así, p. e.: el sulfato de cobre, $CuSO_4$, estaría constituído de $CuO{\cdot}SO_3$; y el ácido sulfúrico, H_2SO_4, de $H_2O{\cdot}SO_3$; éste conserva los grupos H_2O y SO_3 que son las substancias productoras del H_2SO_4 (pág. 195). Esta teoría *dualista*, no se admite hoy, ya que principalmente está en pugna con los trabajos sobre iones.

Concepto iónico de ácido base y sal.—La disociación en iones nos da un concepto definido y propio de ácido, base y sal: *los ácidos en solución acuosa dan iones hidrógeno; las bases dan iones oxhidrilo, y las sales neutras no dan ni unos ni otros.* Y la fuerza de reacción de un ácido o de una base en disolución dependerá del número de $H^{\cdot}$ o de $OH^{\prime}$ que están libres en un momento determinado; porque las reacciones de ácidos, bases y sales, en disolución acuosa, son reacciones entre iones.

Nitrato de cobre, $Cu(NO_3)_2$.—Se obtiene tratando el cobre por el HNO_3 y cristalizando la solución.

Carbonatos básicos de cobre.—Se encuentra en la naturaleza en la *malaquita* y en la *azurita*, de las cuales se extrae cobre. Puede obtenerse tratando una solución caliente de sal de cobre, por carbonato sódico o potásico: tiene entonces co-

lor verde y se le emplea en la pintura. La azurita se emplea como color con el nombre de *azul de montaña.*

Acetato cúprico, $Cu(C_2H_3O_2)_2 + H_2O$.—Obtenido por la acción del ácido acético sobre el óxido de cobre. Es el verdadero *verdete* o *cardenillo.*

Reconocimiento de las sales de cobre.—Con el amoniaco (menos el sulfuro de cobre) dan precipitado verde, que se disuelve por exceso de reactivo con hermoso color azul, que pierden añadiendo cianuro potásico. Precipitan cobre metálico sobre una lámina de hierro bien limpia. Con KOH, precipitan las cúpricas hidrato cúprico azul gelatinoso, insoluble por exceso de reactivo, soluble en NH_3; las cuprosas dan hidrato cuproso, amarillo. Las cúpricas con ferrocianuro potásico, dan coloración o precipitado pardo rojizo.

§ 59. Metales nobles: oro

220. Oro, Au.—Se encuentra nativo principalmente: en los yacimientos del Transwaal, Austria, Siberia y Montes Urales; Oriente de Asia, Alaska, California, América del Sur. En España lo hay en pequeñas cantidades, diseminado en las arenas del Sil, Darro, Genil y otros ríos. En La Nava de Jadraque (Guadalajara), Peñaflor y otros pueblos de Sierra Morena; provincias de León, Asturias y otras muchas localidades de escasa importancia. También se encuentra ligado y combinado con otros metales; y disuelto en el agua del mar.

Propiedades.—Amarillo característico, brillante, blando, muy dúctil, el más maleable de todos los metales [1], inatacable por la mayoría de los ácidos y por el aire: por esto es un metal noble. Es atacado por el agua regia (pág. 205). Le atacan el Cl y el Br. Le disuelve el Hg. Fundido y enfriado lentamente, cristaliza en octaedros y en cubos. Puede obtenerse en estado coloide (nota, pág. 71).

Se emplea para fabricar monedas, ligado para hacerle más resistente con el cobre, en la proporción de 900 miligramos

---

(1) Puede reducirse a hojas de 0,1 μ que dejan atravesar la luz verde.

de oro por 100 miligramos de cobre: esta relación constituye la ley de la moneda de oro. Para valorar el oro de las joyas se emplea el quilate: el oro de joyas más apreciable es el de 18 quilates, que quiere decir que en 24 partes hay 18 de oro y 6 de cobre, ya que el oro puro tiene 24 quilates. Se emplea también el oro para dorar objetos.

Extracción.—Los minerales con que está mezclado el oro se trituran y lavan; se tratan por mercurio (amalgamación) o por cianuro potásico (cianuración). En el primer caso, se destila la amalgama; en el segundo, se somete la disolución resultante a electrólisis, o se precipita el oro, tratándola por el zinc.

Constantes. — Monovalente y trivalente. Peso atómico, 197,2. Densidad, 19,27. Punto de fusión, 1065°,6.

Historia.—Se ha encontrado en sepulturas muy antiguas y en las ruinas de Troya griega. Citado ya en los textos caldeos. Los chinos (2500 a.a. J.) fabricaron monedas de oro.

Los romanos lo extrajeron de yacimientos de España, yá agotados (principalmente Asturias y León): *Plinio* llama a estas provincias, principalmente, *país del oro*.

Los alquimistas griegos, creyendo que las propiedades podían separarse y ser aplicadas a los cuerpos trataron de convertir en oro metales vulgares, buscando un artificio para darles las propiedades del oro. Los alquimistas árabes y sus sucesores, con la piedra filosofal (pág. 95), aunque con criterio distinto al de los griegos, se esforzaron en lograr esta misma transformación.

221. Compuestos de oro.—En sus compuestos, el oro puede funcionar como monovalente y como trivalente, aunque no se sabe de manera definida los iones que forma.

Tricloruro de oro o cloruro áurico, $AuCl_3$.—Se obtiene tratando oro en polvo por cloro, a 200°. Comunica a sus disoluciones en agua, alcohol y éter, color amarillo rojizo.

Por evaporación de la disolución de oro en agua regia, se forma unos cristales amarillos de fórmula $HAuCl_4 + 4H_2O$: es el *ácido cloroáurico;* sus sales son las que se emplean en fotografía para el viraje: al tratar las positivas, a base de sales de plata por las disoluciones cloroáuricas, el oro de éstas se deposita ocupando el lugar de la plata, dando el debido tono y resistencia química a la imagen.

Reconocimiento de las sales de oro.—Tratadas con cloruro estannoso, dan coloración o precipitado morado púrpura (*púrpura de Cassio*): conviene agregar lentamente el cloruro estannoso.

Para reconocer la riqueza de las aleaciones de oro, se raya con ellas una piedra negra de cuarzo (piedra de toque), cuya raya se trata luego por ácido nítrico o agua regia; de cuya reacción se deduce la riqueza de la aleación.

§ 60. Platino

222. Platino, Pt.—Se encuentra nativo, generalmente unido a otros metales de su mismo grupo: osmio, iridio, paladio, rodio y rutenio, y algunas veces, con el hierro y el cobre, principalmente en los Montes Urales, California, Colombia, Brasil y Borneo; también en Australia y Santo Domingo. En España se ha hecho recientemente sondajes en la Serranía de Ronda, que han dado buenos resultados.

Pepitas de platino, más o menos mezcladas con oro, las hay en Galicia (en el Sil). (1)

Propiedades.—Color blanco, algo azulino, brillante. Muy maleable, puede forjarse y soldarse. No le atacan los ácidos; pero sí el agua regia. También le atacan la sosa y potasa cáusticas en caliente, y S, P, As y C, a temperaturas elevadas. Por

---

(1) En otras localidades españolas ha sido citado el platino; pero no se ha comprobado su existencia.

Las rocas de la Serranía de Ronda fueron examinadas por el eminente geólogo español *Macpherson;* y Calderón observó su analogía con otras descritas por *Daubrée*, procedentes de los Urales, y que sirven de matriz al platino (Calderón: *Los minerales de España*, t. I, pág. 53).

Sobre los yacimientos de Ronda, nos comunica, a nuestra instancia, *D. Santiago Piña de Rubies* (carta particular, 11 junio 1919) lo siguiente:

«Los yacimientos de Ronda, pertenecen al tipo general (pues casi la totalidad de los yacimientos de platino son peridóticos). La dunita de Ronda en parte contiene piroxeno, siendo restringidos los afloramientos de dunita idéntica a la de los Urales.

»El platino de Ronda tiene una composición igual al platino ruso, según comprobé espectrográficamente. El estudio industrial de estos yacimientos demuestra que podrían beneficiarse.

»Datos de orden geológico más amplios se encuentran en la memoria *Estudio geológico y petrográfico de la Serranía de Ronda*, por Domingo de Orueta, Instituto Geológico, 1917.»

Datos analíticos e históricos sobre el platino de España, se encuentran en: Piña de Rubies: *La presencia del platino en España,* «Anales de la Sociedad Española de Física y Química», t. XIII, pág. 420, 1915; o en «Trabajos del Laboratorio de investigaciones físicas», nos. 20 y 26, 1916.

esto no se debe usar cápsulas y crisoles de platino en contacto con llamas ricas en partículas carbonosas, reductoras (página 262). Se alea con la mayoría de los metales. Puede obtenerse coloidal. El hidrógeno atraviesa con facilidad el platino al rojo; los otros gases no le atraviesan.

Se le emplea para multitud de utensilios de laboratorio; en electroquímica, para electrodos. Como catalizador. Como conductor eléctrico. Para puntas de pararrayos, etc..

Extracción.—Lavando las gravas y arenas que lo contienen, puede recogerse la parte más densa, que es la que contiene el platino y otros metales de su grupo.

Para separar de ellos el platino, se la trata con agua regia, disolviéndose en ella principalmente el platino: solo en pequeña cantidad se disuelven los demás. El platino se separa de la disolución por acción del cloruro amónico: se forma precipitado amarillo de *cloroplatinato amónico*, $(NH_4)_2PtCl_6$; se deseca, se somete a elevada temperatura y el platino se separa en forma de *esponja de platino* (pág. 203). Esta se funde luego en crisoles de cal viva sometidos a la llama oxhídrica.

Constantes.—Divalente y tetravalente. Peso atómico, 195,2. Densidad, 21,4. Punto de fusión, 1750°.

Historia.—Conocido por los indígenas de la América del Sur, mucho antes que *Wood*, español, lo trajese, a Europa en 1741, y que *Antonio de Ulloa* lo citase por vez primera en 1748. En el Ural descúbrese a principios del siglo XIX.

Hay motivos para creer que el descubrimiento del platino se hizo en España en el siglo I, ya que Plinio menciona un *plomo blanco* procedente de Galicia y Lusitania y ha sido comprobada, aun hoy, la existencia de platino en estos lugares (Piña de Rubies).

223. Compuestos de platino.—Forman dos series según que entre en ellos como ión divalente o tetravalente: *platinosa* y *platínica*.

Cloruro platínico, $PtCl_4$.—Se obtiene calentando el platino a 360° en corriente de cloro. Soluble en agua. (1)

Acido cloroplatínico, H_2PtCl_6.—Es el compuesto más conocido. Se ob-

(1) Tratando disolución de cloruro platínico por disoluciones de aldehído fórmico y de sosa cáustica, el platino se deposita; filtrando y lavando el líquido se obtiene el platino, una vez desecado, en un polvo negro: *negro de platino*. Calentándolo, éste, se transforma en *esponja de platino*. Son formas alotrópicas del platino.

tiene disolviendo oro en agua regia y evaporando la disolución. Sus sales son los *cloroplatinatos.*

Reconocimiento de las sales de platino.—Con las sales de potasio y de amonio (págs. 322 y 323).

224. Teorías de Werner, Abegg y J. J. Thomson sobre la valencia.—El platino, el cobalto y otros muchos metales forman compuestos de gran complejidad con radicales ácidos (p. e., SO_4) y con el amoniaco: son *compuestos metalamónicos.* Entre ellos hay, p. e., dos que responden a la misma fórmula, $Pt(NH_3)_4 \cdot SO_4(OH)_2$; pero son de tal modo distintos, que uno se comporta como una base y otro como una sal neutra. Atendiendo a los estudios de *Werner*, la isomería de estos dos compuestos se explica por las siguientes fórmulas, que muestran claramente la disociación que suponen las anteriores reacciones básica y neutra:

$$\left[SO_4Pt(NH_3)_4\right](OH)_2 \quad \text{y} \quad \left[(OH)_2Pt(NH_3)_4\right]SO_4$$

Estas fórmulas, llamadas de *coordinación*, indican que el grupo comprendido entre [ ] forma un solo grupo *complejo*; y de tal modo, que el Pt está unido al SO_4 y a los grupos NH_3 en la primera fórmula y a los OH y NH_3 en la segunda; quedando libres respectivamente los grupos $(OH)_2$, y SO_4 y mostrando el carácter básico, o neutro de la disolución. Pero esta unión del Pt con los grupos citados implica una extensión del concepto de valencia tenido hasta ahora (pág. 104); ya que el Pt unido a SO_4 y a $(NH_3)_4$ resultaría exavalente; y la valencia ordinaria que a él se asigna (pág. 372) es la di y tetravalencia) Werner distingue entre *valencias principales* y *valencias secundarias:* las principales pueden referirse, según algunos autores, a las ordinarias (que responden a los enlaces de afinidad que hemos empleado en el libro); las secundarias son las que unen el metal con grupos NH_3, H_2O, radicales ácidos, etc., de tal modo que el conjunto constituye un ión. El conjunto de valencias principales y secundarias, según Werner, es generalmente igual a 6. (1)

Abegg supone que en cada átomo hay *valencias positivas* (+) y *valencias negativas* (—) cuya suma es siempre igual a 8, o sea el número de grupos con valencia del sistema periódico (pág. 176). Y distingue en ellas *valencias normales* y *contravalencias*, cuyo número en cada elemento está determinado por su posición en los grupos del sistema, en esta forma:

Grupos:	1	2	3	4	5	6	7
Valencias normales	+ 1	+ 2	+ 3	+ 4	— 3	— 2	— 1
Contravalencias	— 7	— 6	— 5	— 4	+ 5	+ 6	+ 7

Y según esta teoría, los cuerpos considerados como combinaciones saturadas y que pueden unirse a otras moléculas, son aquellos

(1) Desarrollada esta teoría en Holleman: *Traité de Chimie inorganique*, 1912, págs. 490-497.

en que las contravalencias quedan dispuestas para otro enlace. (1)

J. J. Thomson, con su teoría electrónica de la materia, dice que la valencia del átomo depende de la facilidad con que los electrones pueden escapar o ser recibidos por el átomo. Los electrones del átomo se suponen en movimiento, y según su velocidad (sobre la cual puede influír un sin fin de condiciones físicas) se desprenden mayor o menor número de electrones (uno en los átomos que funcionan como monovalentes, dos en los divalentes, etc.); o puede suceder, si sus velocidades son muy pequeñas, que en lugar de desprender electrones, los reciban (si reciben uno, son átomos monovalentes; dos, divalentes, etc.). Y si un átomo, aun después que haya perdido electrones, no puede recibir otros electrones, no podrá entrar en combinación con otros átomos (caso del argo, helio, etc.): son los elementos nulivalentes. (2)

225. Metales del grupo del platino. Iridio, Ir.—Se encuentra combinado con el osmio, junto al platino. Tiene mayor densidad que éste: 22,44. Punto de fusión, 2360°. No le ataca el agua regia, puro. Ligado con el platino, se usa en la confección de utensilios de laboratorios: ciertos modelos del *Bureau des poids et mesures*, de París, son de esta aleación.

Rodio, Rh.—Acompaña al oro y al platino. No le ataca el agua regia. Densidad, 12.6. Punto de fusión, 1940°. Se le emplea, en el dorado de la porcelana. Es el más caro de todos los metales nobles.

Paladio, Pd.—Acompaña al platino. Ocluye cantidades enormes de hidrógeno. Densidad, 11,9. Punto de fusión, el más bajo del grupo, 1542°. Le disuelve el agua regia. Se le emplea, por su solidez y brillo, para cubrir los espejos parabólicos de los reflectores. Puede obtenerse coloidal: es un buen catalizador (pág. 203).

Osmio, Os.—Se encuentra ligado con el iridio; y en los minerales de platino. Es la más densa de todas las substancias, 22,48. Punto de fusión, 2700°. No se disuelve en el agua regia. Compuesto importante es el tetróxido de osmio, OsO_4, llamado vulgarmente *ácido ósmico*, que se emplea en la técnica histológica, y para filamentos de las lámparas de osmio, de incandescencia.

Rutenio, Ru.—Acompaña al platino. Frágil. Densidad, 12,6. Punto de fusión, mayor de 1950°. Tiene aplicaciones a elementos termoeléctricos (pág. 43).

§ 61. Clasificación periódica de los elementos

226. Los pesos atómicos y las propiedades de los elementos.—Estudiados ya los elementos y sus principales com-

(1) *Zeitschrif für anorganische Chemie*, 39.

(2) J. J. Thomson: *Electricidad y Materia*, 1911, cap. v. (trad. de B. Cabrera).

binaciones, si los relacionamos atendiendo a sus propiedades (condición que ya se ha tenido en cuenta al agruparlos, pág. 119, para su estudio) se destacan varios grupos naturales: p. e., los halógenos: F, Cl, Br, I; los metales alcalinos, K, Rb, Cs, Na, Li; los del magnesio, Mg, Zn, Cd, Hg, Gl; etc.. En todos estos grupos de elementos de análogo comportamiento químico y parecidas o graduales propiedades físicas, sus propiedades guardan relación con los valores de pesos atómicos (tabla pág. 79).

Se trató de ver si esa correlación de propiedades y pesos atómicos existia no solo entre los elementos de los distintos grupos naturales, sino también entre *todos* los elementos. Esta tarea la llevaron a cabo principalmente *Newlands*, inglés (1863), *Lotario Meyer*, alemán, y sobre todo *Mendeleieff*, ruso, en 1869, con la formulación de su *sistema periódico*. Observó que colocando los elementos entonces conocidos en orden ascendente de pesos atómicos, cada cierto número de ellos, esto es, periódicamente, aparecían elementos de propiedades análogas, de tal manera que, según Mendeleieff, *las propiedades químicas de los elementos son funciones periódicas de los pesos atómicos*. Los elementos semejantes o relacionados los colocó (algunos de ellos alterando un poco el orden ascendente) de manera que se correspondiesen en series verticales; de este modo, pudo notar la falta de ciertos elementos (escandio, germanio, galio), cuyas propiedades sentó con tal acierto, que luégo, al ser descubiertos, vióse que sus propiedades casi coincidían con las previsiones de Mendeleieff. A pesar de ello, tiene aun dicha escala o clasificación muchos huecos; cosa que no nos debe extrañar por la posibilidad de que aun existan elementos desconocidos; y además ciertos defectos en cuanto a las relaciones que ligan algunos elementos en una misma serie. Una de las formas en que suele presentarse hoy el sistema periódico es la que se indica en el cuadro de la página siguiente.

En este sistema, las propiedades de los elementos varian periódicamente dentro de cada línea horizontal, de tal manera que los elementos en las series verticales, 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, son de propiedades análogas o están relacionadas entre sí, y constituyen al mismo tiempo ciertos grupos naturales. El hidrógeno debería colocarse antes del helio: se le refiere a la serie 1, aunque no se conocen elementos que enlacen el hidrógeno y el helio. Notemos, además, la correspondencia entre los valores de las valencias y los distintos grupos (exceptuando el 8): desde los nulivalentes (grupo 0) hasta los que pueden funcionar como mono y eptavalentes: los halógenos (grupo 7). Recordemos también las relaciones entre la clasificación periódica y las últimas concepciones sobre la estructura del átomo (pág. 95.) y sobre la valencia (pág. 373).

Clasificación periódica de los elementos

0	1	2	3	4	5	6	7	8
He 4	Li 6.94	Gl 9.1	B 11	C 12	N 14.01	O 16	F 19	
Ne 20.2	Na 23	Mg 24.32	Al 27.1	Si 28.3	P 31.04	S 32.06	Cl 35.46	
A 39.88	K 39.10	Ca 40.07	Sc 44.1	Ti 48.1	V 51	Cr 52	Mn 54.93	55.84 Fe 58.97 Co 58.68 Ni
	Cu 63.57	Zn 65.37	Ga 69.9	Ge 72.5	As 74.96	Se 79.2	Br. 79.92	
Kr 82.92	Rb 85.45	Sr 87.63	Yt 89.7	Zr. 90.6	Nb 93.1	Mo 96		101.7 Ru 102.9 Rh 106.7 Pd
	Ag 107.88	Cd 112.4	In 114.8	Sn 118.7	Sb 120.2	Te 127.5	I 126.92	
X 130.2	Cs 132.81	Ba 137.37	La 139	Ce 140.25				
			Yb 173.5		Ta 181.5	W 184		190.9 Os 193.1 Ir 195.2 Pt
	Au 197.2	Hg 200.6	Tl 204	Pb 207.2	Bi 208			
Nt 222.4		Ra 226		Th 232.4		U 238.2		

§ 62. Las leyes y las teorías físicas

227. Proceso de formación.—El proceso lógico de formación de una ley física (ley natural) puede concretarse en las fases siguientes: de la *observación* de cuerpos y fenómenos, auxiliada de la *experimentación* (pág. 15) cualitativa primero, cuantitativa después, se va por la sistematización o comparación de los mismos a una relación cuantitativa: la *ley física*. Ley física es, por consiguiente, relación entre fenómenos. Pero, el espíritu humano, en su afán de elevarse a la causalidad de los hechos, formula explicaciones *provisionales:* hé aquí las *hipótesis*. Cuando éstas se construyen para que expliquen varios hechos o leyes referentes a una misma cuestión, constituyen una *teoría* (pág. 94). Esta permanecerá en pie siempre que explique hechos posteriores a su enunciación.

Este proceso señalado por la lógica es precisamente el seguido históricamente por la ciencia, que se hace muy especialmente perceptible en la génesis de los conocimientos químicos (1). Toda la química, realmente, hasta el siglo XVIII es cualitativa: *Boyle* (últimos del XVII), *Black* y principalmente *Lavoisier*, introducen en la química la fase cuantitativa, que precede a la enunciación de las leyes de las combinaciones, cimientos de la química moderna (págs. 75 y 81-87). Y después de ellas se formula la teoría atómico-molecular.

228. Material de las ciencias físicas.—Todo proceso, para realizarse, necesita material: ¿qué material *emplean* las ciencias físicas? Por poco que analicemos los puntos estudiados en el curso del texto, observaremos que todo el material que han necesitado las ciencias físicas para formarse y para ser enseñadas, se reduce a tres clases, como sucede con todas las manifestaciones humanas: (2) *cuerpos* (y substancias), estudiadas bajo su aspecto estático; *fenómenos*, cuerpos estudiados por su aspecto dinámico, de transformación, y *representaciones* (palabras, imágenes) de cuerpos, substancias y de fenómenos. Hagamos algunas consideraciones sobre los dos primeros factores, que son los que nos interesan directamente.

Las leyes y observaciones físicas se refieren al estudio de cuerpos y *substancias* y de sus transformaciones en virtud de *energías* a que están sometidas (págs. 9 y 10). Se nos presenta, pues, el pro-

---

(1) Modesto Bargalló: *Preliminars a l'ensenyament de la química*. Quaderns d'Estudi. Año III, vol. II, n.° 3.

(2) Modesto Bargalló: *Disertaciones pedagógicas*, 1915 (pág. 135).

blema de qué es la substancia, qué la energía, y el de su distinción o identidad. Todos sabemos cuándo estamos en presencia de una substancia; también laboramos diariamente con energías; pero conocemos ambos factores solo, quizás, porque se ha convenido en llamar materia y energía a dos manifestaciones que *creemos* ver en los cuerpos (1): cuando queremos penetrar en su esencia (metafísica), nos vemos imposibilitados de definirlas y de distinguirlas. ¿Es la energía un atributo de la materia, y de tal modo, que todos los fenómenos naturales se reducen a *materia en movimiento* (concepción *materialista*), o bien puede librarse de la materia y *existir* por sí sola? (2). ¿Son la materia y la energía una misma cosa con manifestaciones distintas? Más aún: ¿la materia es solo una manifestación de la energía (págs. 10, 95, 306, 307): ésta sola es la que tiene objetividad (concepción *energética* pura)? Esfuerzos se ha hecho en todos sentidos (págs. 10, 95, 306, 307); pero sea cualquiera la dirección que se dé a la cuestión, al químico le basta con el concepto vulgar que él tiene de la materia y de la energía. Y suponiendo que la materia es algo distinto de la energía, encierra aun un problema fundamental: la materia es *continua*, o es *granulosa*, o sea, es reductible a partículas indivisibles: átomos. Esto es, ¿el átomo tiene realidad o es una pura convención? Según sea una solución u otra, cambia radicalmente el aspecto de las ciencias físicas: la existencia del átomo (prescindimos aquí del átomo actual: nos referimos a lo indivisible: llámesele átomo, o electrón, o .....) lleva en sí una concepción *mecánica* de los fenómenos físicos y químicos, ya que éstos se reducirían a acciones de contacto. Anotemos que los modernos estudios sobre la naturaleza de la electricidad, *materializándola*, y de la

---

(1) El concepto *materia* responde a la coexistencia espacial de la masa y del peso. La *masa* se revela por el trabajo distinto que se necesita al tratar de poner en movimiento (velocidades análogas) cuerpos diferentes. *Energía* llamamos al concepto que abarca todos los hechos naturales y permite expresar una ley de conservación para la suma de todas las cosas (energía de movimiento, calor, luz, etc.) creadas en una transformación de trabajo. (W. Ostwald: *Esquisse d'une philosophie des sciences*, 1911, págs. 135 y 133).

(2) Sabemos (pág. 112) que es imposible *separar* de una materia *toda* su energía, ya que solo parcialmente puede ser transformada la energía de un cuerpo. *Carnot*, con su principio, lo sentó ya para el calor: éste no puede abandonar totalmente su punto de origen, para producir trabajo. Según esto, un sistema que se transforme contínuamente con carácter *irreversible* (pág. 15), como todas las energías pueden reducirse a calor (que es la forma más estable de la energía) producirá una pérdida progresiva (una *degradación*) de la energía *utilizable*. La energía total permanecerá constante en el Universo (principio de la conservación, pág. 112), pero la utilizable, la libre, disminuirá progresivamente. Estos conceptos tienen una importancia enorme por estar intimamente ligados con una posible muerte del universo por disipación de la energía utilizable.

naturaleza de la luz, refuerzan la concepción materialista-atómica.

Y la distinción hecha entre cuerpo y fenómeno ¿es justa, realmente?; mejor dicho, ¿es posible? ¿Puede concebirse ambos factores, o la inteligencia solo puede alcanzar la relación, descubrir, conocer lo que es comparable, visible o divisible, y esto no es más que el fenómeno? (*Bergson*).

Todos estos problemas que caen dentro de la metafísica, ya que esta investiga lo absoluto, la esencia y el origen de las cosas, no son indispensables al científico porque la ciencia se construye de relaciones. El investigador sabe, y le basta, distinguir entre lo que *él llama* materia y fenómeno, causa y efecto, condición, propiedad, etc., sin necesidad de introducirse en la filosofía (1).

229. Valor de las leyes, teorías y de la ciencia.—La observación de hechos idénticos o *análogos* nos lleva a la concepción de una ley: esta analogía implica una relativa *estabilidad* de los hechos, ya que sin ella sería imposible relacionarlos para llegar a la ley. Pero, en manera alguna estamos seguros de una perfecta estabilidad a través de los tiempos (2), de los hechos y leyes naturales, pero tampoco lo estamos de una variación o mutalidad (3). La primera concepción no lleva, naturalmente, en sí la inmutabilidad del Universo, porque éste puede cambiar, y nosotros *verlo* invariable en sus *relaciones*, en sus leyes. Al científico, para formar leyes, le basta con la relativa, quizás aparente estabilidad con que los hechos naturales se nos presentan.

Ahora, si de las leyes nos elevamos a las teorías, éstas pueden tener (visiblemente, mucho antes de que las hayamos construído) existencia real y ser reductibles en último término a elementos reales indestructibles—masa, movimiento—base, con sus atributos, de otras realidades que corresponden precisamente a los conceptos formulados por la teoría (dirección *mecanicista* de la teoría física). Para el mecanicismo, las hipótesis y las teorías no

---

(1) Véase R. Turró: *Filosofía crítica*, 1918; lección I. (Lecciones dadas en la «Societat de biologíac atalana»).

W. James acepta que las concepciones fundamentales sobre las cosas (cosa, espacio, tiempo, causa, lo real, etc.) son descubrimientos hechos por nuestros antepasados, y que se han mantenido firmes a través de los tiempos, formando el estadio del sentido común *(Le Pragmatisme)*.

Quien desee iniciarse en los estudios filosóficos, lea *Nociones de Psicología* por M. Navarro.

(2) Cuando hablamos de tiempo, lo hacemos con nuestro concepto de duración: sin nosotros, ¿existe el tiempo?

(3) E. Boutroux: *De la contingence des lois de la nature*. Véase obras filosóficas de *H. Poincaré*.

son puras convenciones, sino representación justa de las realidades.

Pero hay otra dirección, (la *nominalista*, que no admite que podamos conocer la realidad, ni pretender siquiera *explicar* los fenómenos físicos mediante construcciones metafísicas (1), sino solo ordenar las relaciones (leyes) que guardan entre sí las ideas que tenemos de las cosas; de tal manera, que las hipótesis o teorías físicas solo son artificios matemáticos destinados a *salvar los fenómenos* del mundo inanimado (2).

Según estas concepciones, que llenan alternativamente—hoy predomina el mecanicismo—(3) las orientaciones científicas, la ciencia tendrá por fin (mecanicismo) escudriñar pacientemente las leyes que la naturaleza nos brinda con sus elementos *reales*, esforzándose en introducirse en la realidad de las cosas; o bien tendrá por objeto (nominalismo) estudiar no los objetos en sí, sino las relaciones entre ellos; las relaciones entre relaciones (4); esto es, la ciencia se edificará poco a poco por adaptación progresiva de las ideas a los hechos y de las ideas entre sí (5). Si después de esas consideraciones se deduce que es muy dudosa la realidad de la ciencia por serlo la *verdad* de las cosas, dejando a un lado la parte enorme de aplicación que las ciencias tienen, nos queda aun a favor de ellas el fin estético, tan sublime, que Poincaré asigna a las matemáticas.

---

(1) Véase F. Lozano: *La enseñanza de las ciencias físico-químicas y naturales*, *cap.* 1.

(2) «A pesar de *Kepler* y de *Galileo*, creemos hoy con *Osandier* y *Bellarmin* que las hipótesis de la física solo son artificios matemáticos destinados a *salvar los fenómenos;* pero gracias a Kepler y Galileo, les pedimos que *salven a la vez todos los fenómenos* del mundo inanimado.» (P. Duhem: *Essai sur la notion de théorie physique de Platon a Galilée*, 1908, pág. 140).

Véase (citados por Lozano) P. Duhem: *La théorie physique;* E. Mach. *La Mecanique: Exposé historique et critique de son développement;* y *La science comme economie de la pensée;* S. B. Stallo: *La Matiére et la Physique moderne;* K. Pearson: *La Grammaire de la science: La Physique.*

(3) Algunos filósofos buscan una conciliación entre concepciones extremas del Universo. Véase *Eugenio d'Ors*: *Concepció ciclica de l' Univers*, lecciones dadas en los «Cursos monogràfics d'alts Estudis i d'Intercanvi,» de 1918. *Els fenòmens irreversibles i la concepció entròpica de l'Univers.* Arxius de l'Institut de Ciències. Año 1. N.° 1, pág. 97,

(4) Concepto sentado ya por *Proclus.*

(5) E. Mach: *La Connaissance et l'erreur.* 1917.

Terminemos con las siguientes palabras del más grande de los químicos, *Lavoisier*, incluídas en el discurso preliminar de su *Tratado elemental de Química* (Hay traducción catalana de *M. A. Baltá* y *F. Coma*, 1919, publicada por la «Societat de Química de Catalunya»), que expresan a la vez nuestros propósitos al escribir este manual:

«.... me he impuesto la ley de proceder únicamente de lo conocido a lo desconocido; no deducir consecuencia alguna que no derive inmediatamente de experiencias y observaciones; encadenar los hechos y verdades químicas en el orden más adecuado para que las entiendan los principiantes. Era imposible que sujetándome a este plan, no me separara de los caminos ordinarios. En efecto: es defecto común a todos los cursos y a todos los tratados de química, suponer conocidos desde los primeros pasos, ciertos conocimientos que el alumno o el lector no adquirirá hasta las lecciones siguientes. En casi todos estos tratados se empieza explicando los principios de los cuerpos y la tabla de afinidades, sin capacitarse de que se obliga al lector a revisar desde el primer día todos los fenómenos principales de la química, y a servirse de conceptos que no se han definido aun, con lo cual se exige de antemano al principiante el conocimiento completo de la ciencia que le quiere enseñar. Además, aceptado por todos es que en un primer curso de química poco puede aprenderse; que un año apenas basta para que el oido se familiarice con el lenguaje y la vista con los aparatos, y que es casi imposible formar un químico en menos de tres o cuatro años».

¡Y esto fué escrito hace más de 125 años!

FIN

VOCABULARIO

I

II

PROGRAMA

químicos con sus símbolos y pesos atómicos. 65. Obtención de substancias compuestas. (Págs. 73-81).

§ *14. Leyes de las combinaciones.* 66. Ley de los pesos (o de Lavoisier). 67. Ley de las proporciones definidas (o de Proust). 68. Especie química. 69. Ley de las proporciones múltiples de Dalton. 70. Leyes de los volúmenes o de Gay-Lussac. (Págs. 81-87).

Capítulo VII. El átomo y la molécula.

§ *15. La teoría atómico-molecular y la constitución de la materia.* 71. Origen de la teoría. 72. La teoría atómico-molecular y la composición de las substancias. 73. Modernas ideas sobre la naturaleza de la substancia y estructura de los átomos. (Págs. 88-96).

§ *16. Pesos moleculares y atómicos.* 74. Peso molecular. 75. Peso atómico. (Págs. 96-102).

§ *17. Composición y estructura de las moléculas: fórmulas.* 76. Composición. 77. Fórmulas. 78. Valencia de los átomos. 79. Representación de la estructura de las moléculas. 80. Representación de las reacciones. (Págs. 102-108).

Capítulo VIII. La energía.

§ *18. Consideraciones generales.* 81. Manifestaciones de la energía. 82. Transformación de la energía. 83. Ley de la conservación de la energía. 84. Energía total, energía libre, energía combinada y entropía. (Págs. 109-112).

§ *19. La energía en los fenómenos físicoquímicos y en las reacciones.* 85. La energía en los fenómenos físico-químicos. 86. Regla de Le Chatelier-Braun. 87. Desprendimiento y absorción del calor en las reacciones químicas. 88. Desprendimiento de otras energías en las reacciones. (Págs. 112-117).

Capítulo IX. Hidrógeno y halógenos.

§ *20. Descripción de las substancias.* 89. Plan de estudio de las substancias. (Págs. 118-120).

§ *21. Hidrógeno.* 90. Hidrógeno. Págs. (120-131).

§ *22. Halógenos.* 91. Cloro. 92. Acido clorhídrico. 93. Bromo. 94. Acido bromhídrico. 95. Iodo. 96. Acido iodhídrico. 97. Flúor. 98. Acido fluorhídrico. 99. Reconocimiento de un fluoruro, de un cloruro, de un bromuro y de un ioduro. (Págs. 131-151).

Capítulo X. Grupo del oxígeno.

§ *23. Oxígeno.* 100. Oxígeno. 101. Ozono. (Págs. 152-162).

§ *24. Combinaciones del oxígeno con el hidrógeno.* 102. Agua. 103. Agua oxigenada. (Págs. 162-175).

§ *25. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados de los halógenos.* 104. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del cloro. 105. Oxácidos del bromo. 106. Oxácidos del iodo. (Págs. 175-178).

§ *26. Azufre.* 107. Azufre. 108. Acido sulfhídrico. (Págs. 179-186).

§ *27. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del azufre.* 109. Anhídrido sulfuroso. 110. Acido sulfuroso. 111. Anhídrido sulfúrico. 112. Acido sulfúrico. 113. Otros oxácidos del azufre. 114. Selenio y telurio. (Págs. 186-196).

Capítulo XI. Grupo del nitrógeno.

§ *28. Nitrógeno.* 115. Nitrógeno. 116. Amoniaco. (Págs. 197-204.

§ *29. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del nitrógeno.* 117. Acido nítrico. 118. Oxidos de nitrógeno. 119. Acido nitroso. (Págs. 204-208).

§ *30. El aire.* 120. La atmósfera. 121. Los gases raros del aire o grupo del argo. 122. Utilización del nitrógeno atmosférico. (Páginas. 208-215).

§ *31. Fósforo.* 123. Fósforo. 124. Fosfamina. 125. Compuestos del fósforo con los halógenos. (Págs. 216-219).

§ *32. Compuestos oxigenados y oxhidrogenados del fósforo.* 126.

§ *49. Mercurio.* 195. Mercurio. 196. Compuestos de mercurio. 197. Berilio o glucinio. (Págs. 338-340).

§ *50. Metales térreos.* 198. Aluminio. 199. Compuestos de aluminio. 200. Otros métales térreos. (Págs. 340-343).

Capitulo XVI. Grupo del hierro.

§ *51. Hierro.* 201. Hierro. 202. Compuestos de hierro. (Págs. 344-351).

§ *52. Níquel y Cobalto.* 203. Níquel. 204. Cobalto. (Págs. 351-352).

§ *53. Manganeso.* 205. Manganeso. 206. Compuestos de manganeso.

§ *54. Cromo y otros metales.* 207. Cromo. 208. Compuestos de cromo. 209. Volframio o tugstenio. 210. Molibdeno y uranio. (Página 354).

Capitulo XVII. Grupos del estaño y de los metales nobles.

§ *55. Grupo del estaño: estaño.* 211. Estaño. 212. Compuestos de estaño. (Págs. 355-356).

§ *56. Plomo.* 213 Plomo. 214. Compuestos de plomo. 215. Bismuto. (Págs. 357-360).

§ *57. Plata* 216. Plata. 217. Compuestss de plata (Págs. 360-364(.

§ *58. Cobre.* 218. Cobre. 219. Compuestos de cobre. (Págs. 364.369).

§ *59. Metales nobles: oro.* 220. Oro. 221. Compuestos de oro. (Páginas. 369-371).

§ *60. Platino.* 222. Platino. Platino. 223. Compuestos de platino. 224. Teorías de Werner, Abegg y J. J. Thomson sobre la valencia. 225. Metales del grupo del platino. (Págs. 371-374).

§ *61. Clasificación periódica de los elementos.* 226. Los pesos atómicos y las propiedades de los elementos. (Págs. 374-376).

§ *62. Las leyes y las teorías físicas.* 227. Proceso de formación. 228. Material de las ciencias físicas. 229. Valor de las leyes, teorías y de la ciencia. (Págs. 377-381).

ERRATAS NOTADAS

PÁG.	LÍNEA	DICE	DEBE DECIR
12	33	holandés	bruselés
17	16	Físico-anímica	Físicoquímica
28	14 y 27	Todas..... regla general.	Casi todas..... regla
28	31	equivale al	puede expresarse en Kgs. por
30	20	encontrarse	acercarse
35	29	no	(suprímase)
40	16	del aire.	de los gases del aire
57	36 y 37	1885. Descubrió el helio en el Sol (1905) .	1894. En el Sol se descubrió el helio anteriormente (1868)
80	34	composición.	descomposición
94	21	2000.	unos 700
100	35 y 37	peso *absoluto* de un átomo	peso *atómico absoluto* del
115	30	mas.	menos.
116	5	en	transformada en
119	22	iodo	iodo y bromo
131	24 y 23	caucho... corcho . . .	corcho... caucho
136	29	disolución de cloro . .	de agua.
137	13	NaCl HCl	2NaCl 2HCl
149	7	*oxigenados de flúor* . .	*de flúor y oxígeno*
162	33	caracteres	caracteres principales
165-166	34-35	cerrado	cerrado y vacio
166	29	por eso *variables independientes* o	(suprímase)
194	26	o bien con ácido nítrico	(suprímase)
204	6	a pesos iguales . . .	(suprímase)
216	32	100.	1000.
241	10	CH_{2n+2}	C_nH_{2n+2}
261	22	se pretende.	(suprímase)
268	13	-57°.	-57°, a 5 atmósferas
276	8	$CH_{10}H_7.OH$.	$C_{10}H_7.OH$
285	31	$C\boxed{H_3}-CH_2.OH+\boxed{O}$. .	$CH_3-C\boxed{H_2}.OH+\boxed{O}$
290	29 y 30	nitrilo	nitrato
332	31	10...	40...
357	5	con	en

(En la fig. 50, los tubos que entran por las bocas izquierdas de los frascos deben llegar hasta cerca del fondo).

M. BARGALLÓ

Y

M. MARTÍN

MANUAL DE QUÍMICA