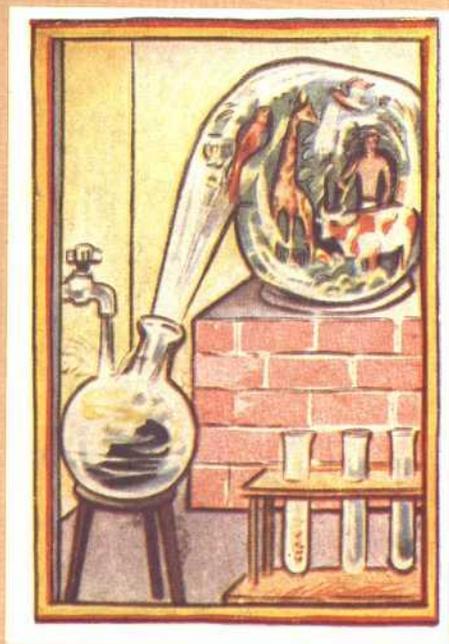


TNER

UNDO  
LA  
RTA



24

Biblioteca Pública de Teruel

Sala .....

Estante I-4 .....

Signatura 206 .....

FA 6134



EL MUNDO  
EN LA RETORTA



THE UNIVERSITY OF  
TORONTO

1128

HANS - JOACHIM - FLECHTNER

209  
FA  
6.139

# EL MUNDO EN LA RETORTA

UNA QUÍMICA MODERNA  
PARA TODOS

Versión española por el  
Dr. CASIMIRO BRUGUÉS †

TERCERA EDICIÓN  
REIMPRESIÓN



*R 8574  
MR 13.150*

EDITORIAL LABOR, S. A.  
BARCELONA - MADRID - BUENOS AIRES - RIO DE JANEIRO  
MÉXICO - MONTEVIDEO

Con 189 dibujos de Gerda Becker, y 16 láminas

ES PROPIEDAD

Primera edición : 1941

Segunda edición : 1943

Tercera edición : 1947

Reimpresión : 1950

PRINTED IN SPAIN

---

GRÁFICAS AMPURIAS, Vilamarí, 102 - Teléfono 30649 - BARCELONA



## Prólogo

Sin darnos cuenta de ello, hemos entrado en una revolución tal como no se había vivido desde doscientos años, desde la invención de la máquina de vapor. La técnica derriba todas las barreras que los hombres habían puesto. Con extraordinaria osadía los químicos manejan a su antojo las primeras materias; cambian, forman de nuevo, perfeccionan; en hornos catalíticos engendran substancias motrices, grasas, caucho, fibras, todo lo que quedaba por desear en la creación: el monopolio de la Naturaleza ha cesado.

Nos hemos acomodado a la manera de obrar, graciosa e ingenua, propia del niño; vemos con indiferencia el desarrollo de estas maravillas de la Química y pedimos más y siempre todavía más. ¿Dónde está la albúmina artificial? ¿Cuándo llega el preparado del rejuvenecimiento? ¿Por qué no lo da Buna todavía de balde? Y ¿cuándo haréis, finalmente, oro? La admiración que se funda en la incomprensión y en la simple sorpresa es vacilante; pero aun cuando no nos moviese interés alguno, la consideración del poder y del esfuerzo de nuestros químicos nos debería inducir a buscar cómo podemos comprender su obra.

Ciertamente queremos esto, oigo decir, pero tan pronto como abrimos un libro, hallamos tal profusión de fórmulas incomprensibles, que todo lo vemos negro; pues bien, aquí está este libro: *EL MUNDO EN LA RETORTA*. Y así como en la retorta del químico las substancias complejas se descomponen y se reducen a sus simples componentes, así en este libro se intenta descifrar el complicado mosaico de la Química y reducirlo a sus simples componentes, para que todo el mundo pueda comprender si quiere.

Se recorre todo el edificio de la Química, hasta las últimas piedras que constituyen la materia, hasta las moléculas y los átomos. Muéstranse las grandes leyes fundamentales, y junto con ellas un gran número de hechos aislados, y preci-

samente en esta infinita multiplicidad estriba el encanto de la Química y en ella se fundan sus posibilidades. Comprenderemos muchas cosas de las cuales hasta ahora apenas conocíamos el nombre; otras que teníamos por ciertas se nos presentarán como dudosas; a veces creeremos que no sabemos nada, pero de golpe todo se aclarará y se verá más hermoso. Porque el autor de este libro que conoce nuestras debilidades, ha encontrado siempre sorprendentes perspectivas, comparaciones, admirables coordinaciones de ideas, y se ha valido de todos los recursos que podían servir para su objeto: facilitar la comprensión. En otra parte ulterior del libro descubriremos fórmulas; pero éstas habrán perdido mientras tanto su temible aspecto y hasta agradeceremos al autor el que a la vez nos haya enseñado un nuevo lenguaje: el lenguaje en fórmulas de la Química.

Ahora todavía una súplica: el autor nada exige por anticipado; es un regalo el que nos hace; recompensaremos sus esfuerzos poniendo algo de nuestra parte, colaborando así con él. De esta manera, estoy seguro de ello, se despertará por sí solo el interés — que con toda cortesía se ha supuesto inexistente — y la verdadera admiración para tan maravillosa ciencia como es la Química.

PAUL KARLSON

# Índice de materias

## INTRODUCCIÓN

Págs.

¡EL AGUA ES LO MEJOR!...	I
--------------------------	---

## VARIEDAD Y ORDEN

REVISTA DE LAS SUBSTANCIAS.....	19
Al principio fué la acción .....	19
El primer paso .....	23
Ningún fuego, ningún carbón pueden arder .....	31
Una desilusión .....	38
Los reyes de las substancias .....	40
Se desmenuza a un hombre .....	41
La gran maravilla .....	44
LOS ELEMENTOS .....	48
Nuestra vieja Tierra .....	48
El segundo paso.....	51
Los solitarios.....	54
Amigo de todo el mundo .....	55
Puentes para la otra orilla .....	57
Los relucientes .....	61
LAS MEZCLAS .....	69
Sobre la utilidad de lo sistematizado .....	69
Un filtro sigue ayudándonos .....	74
LAS COMBINACIONES.....	78
En la puerta de la Química .....	78
La puerta se abre .....	79
Ácidos, bases, sales .....	84
Estructura de los elementos .....	87
Oxidación y reducción .....	90

## EN EL INTERIOR DE LAS SUBSTANCIAS

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS .....	95
Un filósofo tiene la palabra .....	95
El químico tiene la palabra .....	99

	Págs.
¿Qué es un gas? .....	111
Líquidos y cuerpos sólidos .....	118
¿Por qué se funde el hielo y por qué hierve el agua? .....	123
Simplificamos .....	126
<b>LOS ELEMENTOS</b> .....	<b>138</b>
Descubrimos un sistema .....	138
Los átomos se hacen perceptibles .....	148
Dos nuevos elementos .....	148
Contamos los átomos .....	156
Vemos los átomos .....	161
Elementos hechizados .....	166
En el interior de los átomos .....	172
Entrada en un nuevo mundo .....	172
Crisis y triunfo del sistema periódico .....	186
<b>LAS MEZCLAS</b> .....	<b>199</b>
Mal mezclado y bien mezclado .....	199
Los caminantes sufren los efectos de la corriente .....	206
El mundo de las dimensiones descuidadas .....	222
<b>LAS COMBINACIONES</b> .....	<b>233</b>
Yoduro de dietilmesociclohexilbenzotiocarbocianina .....	233
Combinaciones inorgánicas .....	235
Dos sustancias: una combinación .....	235
El camino del acero .....	248
Acción de las masas .....	260
¿Un nuevo elemento? .....	274
Los fuertes « ácidos débiles » .....	281
En el interior de las moléculas .....	297
Combinaciones orgánicas .....	315
Los poderes mundiales .....	315
Substancias constructivas de los seres vivos .....	353
La estructura de las moléculas orgánicas .....	381
Índice de las láminas .....	403
Índice comentado .....	405
Los elementos químicos (Tabla de los pesos atómicos) .....	425

## Introducción

¡El agua es lo mejor!

—¡Los tres últimos puntos son nuestros! — exclamó la joven señora, brillándole los ojos, y echó tres triunfos sobre la mesa —. Y con esto hemos ganado. Tres honores y el *robre* (\*). Mira, Conrado, doy por descontado, creo yo, que nuestra caja de excursión ha recibido hoy un buen suplemento.

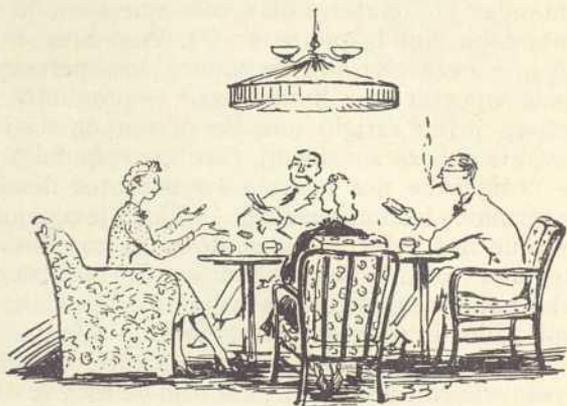


FIG. 1

El joven se inclinó sumiso sobre el *bloque del bridge* (\*\*) y principió a contar las ganancias del juego. Las señoras se habían repantigado en sus asientos y hablaban de la revista de modas del Hotel Gloria.

— Vaya unas telas, querida, que había allí — dijo una de las dos —. ¡Encantadoras! Jamás había visto nada tan suave ni tan vaporoso, ni colores tan exquisitos. Había allí un vestido de té de crespón *Georgette*... ¡Un sueño! Y además un traje azul madona de una materia nueva cuyo nombre ya he olvi-

(\*) Cartas mayores y vuelta o lance del juego del *whist* o del *bridge*. — N. del T.

(\*\*) Cartulina con una tabla para este juego de cartas. — N. del T.

dato. Doctor, usted debe saberlo. Usted es químico, usted debe entender en materias.

El doctor levantó la vista de su cuenta.

— Las materias para vestidos no son propiamente de mi incumbencia — dijo sonriendo —. Las materias en que yo me ocupo son, en realidad, suaves, pero muy pegajosas, y no son vaporosas, sino más bien aromáticas. Brea de hulla, colorantes derivados de la brea, medicamentos, son las materias en que me ocupo.

La dueña de la casa levantó la mano con un ademán de exagerado espanto.

— Ustedes, los hombres de ciencia, son terribles — dijo —. Si alguna vez renuncian a hablar en su extraña jergonza y se valen de simples palabras corrientes, entonces les dan un sentido diferente del de las personas razonables. A quién se le ocurre entender por materia otra cosa que crespón satinado o muselina, gabardina o qué se yo (\*). Pero brea de hulla — y sacudió la cabeza con aire de cómica desesperación —. ¿Y usted puede soportar a un hombre así? — preguntó.

La señora joven dirigió una breve mirada a su marido; luego movió la cabeza sonriendo, pero no respondió nada.

— De antiguo se nos acusa a los hombres de ciencia de hablar en términos incomprensibles — dijo el joven químico —. Y sólo porque nos esforzamos en designar con una palabra solamente una cosa. Fíjese usted en la manera cómo se explican las palabras en lenguaje ordinario. La palabra «idea», por ejemplo. Idea es un gran pensamiento o sólo una pequeña ocurrencia o un presentimiento y, finalmente, también significa una pequeña cantidad (\*\*). Si el rojo de este vestido fuera una *idea* más oscuro aún podría llevarlo, dijo hace poco mi mujer al revisar nosotros los vestidos de verano; y lo mismo que con la palabra idea ocurre con muchas otras; fuerza, por ejemplo o trabajo, y la palabra materia no es la última a este respecto. Decimos que un traje está hecho con buena materia, o se tiene «materia» para una conversación, o un poeta tiene «materia» para su novela, y hablamos de primeras materias, materias motrices (= combustible), materias de obra. Pero ¿cómo puede funcionar la ciencia si no puede precisar conceptos firmes? Debe decidirse por un significado: en nuestro caso,

(\*) Téngase en cuenta que en alemán *Stoff*, que es la palabra empleada por el autor, lo mismo significa tela o tejido que substancia o materia. — *N. del T.*

(\*\*) El lector debe recordar que se trata de una traducción alemana y que en alemán *eine Idee*, significa también «un poquito». — *N. del T.*

pues, por el significado de la palabra «materia», que se emplea para los conceptos de primera materia, materia de obra, etc. Materia, en Química, es aquello de que está formado un objeto. Los platos de madera se distinguen de los de plata de igual forma y del mismo tamaño por la materia de que están hechos; lo mismo ocurre con un jarro de níquel y otro de vidrio, con las monedas de oro y de cobre. Aquí el caso es sencillo porque en el fondo cada uno sabe lo que es «materia», y porque el lenguaje ordinario sólo ha producido confusión al emplear la palabra una vez en un sentido demasiado estrecho: materia para vestir, y luego cambiando el significado: materia para una novela, para la conversación. Pero a menudo el lenguaje ha dado a una palabra significaciones de índole diversa de la que tiene científicamente; nadie nos entendería si en cada caso tuviésemos que elegir entre los diferentes significados.

— Y, sin embargo, éste es uno de los principales motivos de que los profanos entren con tanta dificultad en las Ciencias Naturales — dijo la joven señora —. Si

yo me intereso por cosas de estas ciencias, nadie puede exigirme que aprenda latín y griego sólo para poder leer vuestros libros. Y cuando principia la cosa a ser de veras interesante — la señora suspiró —, entonces generalmente cesan las palabras por completo y sólo habláis con números y con fórmulas.

— Decías ahora mismo «intereso» e «interesante». ¿Sabes exactamente lo que significan estas dos palabras?

Ella le miró sorprendida.

— Naturalmente — repuso.

— No quiero decir en lenguaje ordinario, sino su primitiva significación en latín.

— No — contestó ella, y movió la cabeza —. No tengo la menor idea de ello.

Él inclinó la cabeza.

— Escucha: tú puedes usar las palabras, porque sabes lo que significan en nuestro idioma. Y del mismo modo puedes usar las palabras científicas extranjeras, sin haber aprendido latín y griego. Debes saber sólo lo que ahora significan en la ciencia. Y para comprender lo que es vita-



FIG. 2

mina sintética, no has de saber lo que significaba primitivamente la palabra extranjera o latina, sino solamente el significado que tienen científicamente las palabras, es decir, qué objeto y qué procesos designan.

— ¡Uf! ¡Vaya una conferencia! — dijo el dueño de la casa — ¡Adónde puede llevar una conversación de *bridge*! Soy partidario de que mojemos esta sabiduría tan seca. ¿Tiene usted todavía « materia », doctor? — preguntó sonriendo —.

— No, gracias. No quisiera beber más. Pero si me pudiese dar un vaso de agua, se lo agradecería.

Trajeron el vaso de agua, y el doctor la bebió con gusto de una vez.

— ¡Ah! ¡Magnífico!

— dijo respirando —. ¡*Hydor men ariston!* — decían los antiguos griegos —: ¡El agua es lo mejor!

— No, gracias, ¡agua! Esto no es un juicio amistoso para nuestro bol (\*).



FIG. 3

— Y, sin embargo, hay mucho de verdad en esta frase — dijo el doctor —. Sin agua no crecería ninguna planta; sin agua no podríamos vivir. Bebemos agua y cocemos la comida con agua. Nos lavamos con agua, nos bañamos, nadamos y navegamos. Fuentes, arroyos, ríos y corrientes, estanques, lagos, mares y océanos, lluvia, nieve, granizo y hielo, todo es agua. Ella hermosea la Naturaleza y mantiene la vida; enlaza los continentes y fertiliza los desiertos, se enfurece y susurra, refresca y hace feliz. En forma de bizarras nubes recorre el cielo azul; en forma de lluvia reaviva la Naturaleza sedienta, baja al mar, donde se evapora nuevamente para volver al cielo: ¡el agua es lo mejor! Hace dos mil quinientos años vivía en la orilla de la costa del Asia Menor un hombre a quien los griegos incluían entre los « siete sabios ». Se llamaba Thales, y era tan sabio que, según se cuenta, cayó a un pozo, porque tenía siempre la

(\*) En alemán *Bowle* es una mezcla líquida, fría, de sabor dulce y agradable, formada por vino y otras diversas substancias, a que son muy aficionados los alemanes. — N. del T.

nariz dirigida hacia las estrellas para descubrir su secreto. Thales vió los efectos del agua, la vió brotar del suelo y hundirse de nuevo en él. La vió llevar barcos y, con fuerza primitiva, destruir las pequeñas obras del hombre. La barruntó en el aire y la encontró en los seres vivos. Vió cómo enverdecía la tierra cuando penetraba el agua en ella, y generalizando osadamente dijo: « ¡Todo es agua! ». La infinita multitud de los fenómenos, de las cosas y de los seres no es nada más que agua. El agua es la materia primitiva del mundo, es la primera materia y, a la vez, el principio primero; todo lo que existe es agua y todo ha nacido del agua.

Lo que enseñó Thales ha quedado anulado y anticuado. Pronto llegaron otros que encontraron que Thales había sido demasiado atrevido, que se había fijado demasiado en un solo aspecto de las cosas. Admitieron otros « elementos », pero figurando siempre el agua entre ellos. Y hoy, transcurridos más de dos mil años, ha enseñado un pensador que el hielo es la materia constructiva del mundo; ha ideado su « teoría del mundo hielo », que en la discusión científica conserva todavía su importancia. ¿Y qué es el hielo más que agua?

—¿Esto es, pues, Química? — preguntó la señora de la casa, que había escuchado admirada.

— Bien, esto no es precisamente Química; en todo caso no es más que una mínima sección de esta ciencia. La Química se ocupa de las substancias que constituyen el mundo; en este sentido el viejo Thales era ya un químico. Pero el químico de hoy no está ya en la orilla del mar con la frente arrugada, pensando profundamente en la posible composición del mundo. Hoy está en el laboratorio, con blusa blanca, ante los aparatos, con un cuaderno de notas y un lápiz al lado, y pregunta a la misma Naturaleza su composición. No siempre hace esta pregunta pacíficamente. El gran Kant dijo una vez: « La razón debe dirigirse a la Naturaleza con sus principios en una mano y con el experimento que ideó con arreglo a ellos en la otra, en verdad para ser enseñada por ella, pero no en calidad de discípulo que admite todo lo que le dice el maestro, sino como un verdadero juez que obliga a los testigos a contestar las preguntas que les dirige. » Pues bien: el químico trata a menudo al testigo « Naturaleza » como a un acusado; se comporta como los jueces atormentadores; lo que no quiere decir el acusado voluntariamente, le obliga a decirlo con « palancas y tornillos ». Y así aprende lo que quiere saber; aprende cuáles

son los secretos escondidos en el interior de las substancias. Descompone éstas en sus partículas más pequeñas; rompe las combinaciones más resistentes; hace pasar las partículas por tubos; las obliga a unirse unas con otras, y luego las separa. Y cuando gimen y se resisten, él está allí con los ojos abiertos y deduce consecuencias de su modo de comportarse.

— Usted habla de secretos de las substancias — dijo el dueño de la casa —. He de confesar que no puedo imaginarme nada de esto. ¿Qué hay de misterioso en un anillo de oro o en el azúcar?



FIG. 4

— Bueno, tal vez misterioso no es la palabra más apropiada. Pero si las cosas son como enseñaba Thales, y con él los viejos filósofos, que todo lo del mundo es sólo apariencia, manifestación de una o varias substancias fundamentales; si, pues, la materia de un anillo o de una vasija es el efecto de substancias primitivas, entonces se presentan muchas cuestiones; entonces en el mundo evidente y claro de las cosas tangibles aparece súbitamente un problema. Comienza la investigación de lo escondido detrás de cada substancia. Y así se des-

taca lo oscuro, lo enigmático y también lo misterioso. Vea usted a los investigadores de la herencia que se esfuerzan en enseñar cómo los factores hereditarios de los padres reaparecen en los hijos, cómo los padres y antepasados determinan y producen el conjunto de las cualidades de un hombre. Con nuestras substancias podemos hacernos una pregunta análoga: si tal vez dos o tres materias primitivas constituyen todo el mundo, entonces las diferencias substanciales de las cosas pueden ser debidas a la acción de conjunto de estas substancias primitivas. Del mismo modo que una predisposición a las enfermedades en un niño puede explicarse por la acción de conjunto de predisposiciones de sus antepasados.

La joven señora interrumpió a su marido con un movimiento vivo de la mano.

— A ver, un ejemplo práctico — dijo.

El doctor miró a su mujer algo inseguro.

— Si se mezclan azul y amarillo se obtiene verde — dijo él luego —. Azul y amarillo actúan, pues, simultáneamente

para formar el color verde. Así se puede obtener la extraordinaria multitud de colores que existen en el mundo, mezclando pocos colores fundamentales. Apliquemos estas consideraciones a las sustancias mismas: la antigua teoría de las diferentes sustancias primitivas imaginaba el proceso de la mezcla de sustancias análogamente a la mezcla de colores; la materia primitiva *uno* mezclada con la materia primitiva *dos* produjo una tercera sustancia, como el azul y el amarillo dan un tercer color, el verde. Con las distintas



FIG. 5

posibilidades de mezclas se creía que se formaban las numerosas sustancias diferentes unas de otras. Empédocles, que vivía en la Baja Italia en el siglo V antes de Jesucristo, inventor de la teoría de los cuatro elementos: fuego, agua, aire y tierra, creía, por ejemplo, que los huesos de los animales y del hombre estaban formados por cuatro partes de fuego, dos partes de tierra, una parte de aire y una parte de agua; los tendones, de dos partes de agua, una parte de fuego y una parte de tierra. Todo esto, naturalmente, es muy oscuro y muy fantástico, pero nos enseña que el problema de la composición de la materia primitiva es muy interesante, y que detrás del mismo, digámoslo con franqueza, se esconde mucho de misterioso.

— He de reconocer que esto es muy bonito, pero es ocioso y a nada conduce, ¿no es verdad? Así, pues, por pura curio-

sidad, cuando sobra tiempo investigamos de qué materias primitivas están formadas las substancias. ¿Por qué no? Pero hacer de ello el objeto de nuestra vida, nuestra profesión, no; esto es demasiado poco para mí.

El dueño de la casa movió apenado la cabeza, al pensar los muchos sinsabores que tienen los hombres. ¡Ay, Dios mío!

El joven doctor inclinó ansioso la cabeza.

— Existen muchas substancias que poseen importantes cualidades para nosotros, los hombres — dijo seriamente —. Las primeras materias y las materias de obra, por ejemplo, las materias que usamos para nuestra alimentación, con que nos vestimos, con las cuales construimos nuestras casas y máquinas. Unas materias son comestibles, otras son resistentes o elásticas o duras, o conducen la electricidad, se pueden forjar, fundir, etc. Si, pues, todas estas substancias están formadas por otras, entonces estas propiedades tan importantes son el resultado de acciones de las materias primitivas, y en Alemania se tuvo ocasión especial para juzgar lo que significa la escasez de las primeras materias. Si sabemos, pues, cómo están compuestas las substancias, cómo aparecen las propiedades de las materias en bruto y de las materias de obra, entonces encontramos también el medio de defendernos artificiosamente de aquella escasez. Si acaso falta en el mundo el color verde, nuestra ciencia nos saca de apuros, ya que el azul y el amarillo unidos dan el verde, produciendo artificialmente este color.

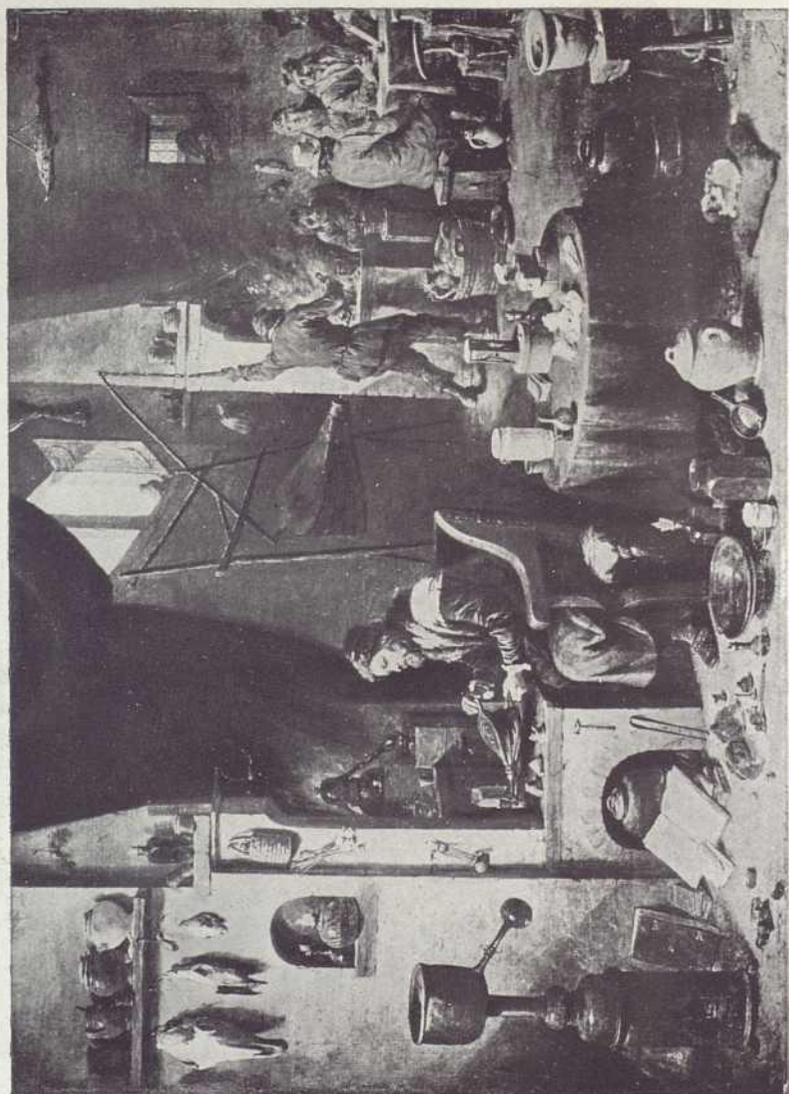
El dueño de la casa inclinó la cabeza satisfecho. Era un punto de vista que convenía considerar.

— Naturalmente, no podemos limitarnos a las materias importantes para nosotros — siguió diciendo el doctor —. Hemos de conocer las leyes según las cuales se engendran todas las substancias, las importantes y las indiferentes. Sólo así podremos utilizar estas leyes para obtener resultados prácticos.

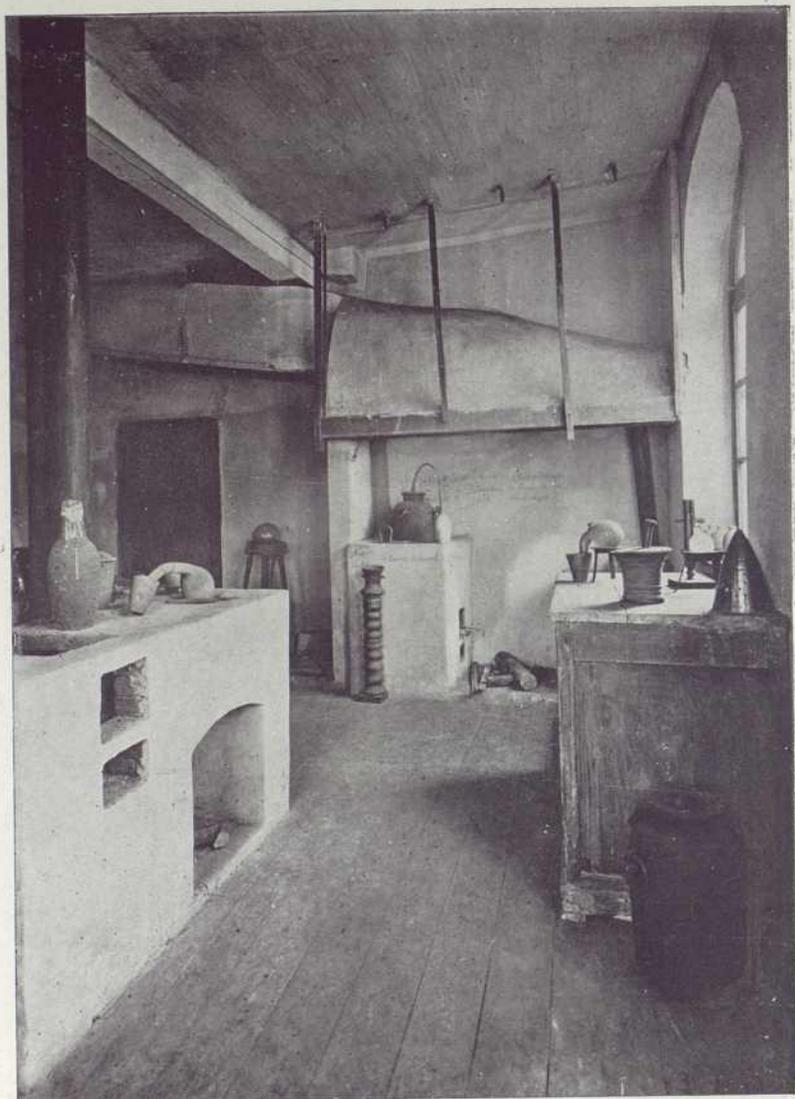
El dueño de la casa sonrió.

— Una antigua cuestión es la de si la ciencia teórica es necesaria, ¿no es verdad? — preguntó.

— Sí — dijo el doctor con viveza —. Es necesaria, nunca se repetirá bastante: es de la mayor importancia. Vean ustedes: yo soy químico técnico; mi tarea es esencialmente práctica, en la fijación del fin deseado. Pero ¿de qué me sirven todas las aspiraciones y fines prácticos, si la teoría no



Laboratorio químico del siglo xvii. Cuadro de David Teniers el joven. Museo de pinturas del Estado, en Dresde



Primer laboratorio de Justo de Liebig, en la Universidad de Giessen

LÁMINA II

1825-1826

me proporciona los medios y los caminos para alcanzarlos? Si sólo se atendiese al punto de vista práctico, ¿creen ustedes que habría tantos químicos en el laboratorio de la fábrica ocupados en ensayos, al parecer sin utilidad alguna? Pero ¿creen ustedes que, cien años atrás, un técnico habría concebido el plan, habría inventado un motor de explosión? Y sólo para idear un motor eficaz de esta clase fué necesario que investigase teóricamente el comportamiento de los gases, sin ningún fin práctico, tal vez sin pensar en la posibilidad de que resultase nada práctico de ello. ¿Y hoy? Preguntad a un físico qué importancia técnica han llegado a tener las leyes de los gases, qué papel desempeñan hoy en la técnica y en la ciencia aplicada. Os podría dar una conferencia que durase toda una semana.

— Pues bien; me he extralimitado. Veo que no sólo teóricamente es de utilidad investigar la composición de las sustancias; por lo demás, no soy tan necio que no me haga cargo del valor teórico de la investigación; pero en tiempos como los nuestros deben predominar los puntos de vista prácticos, ¿no es verdad? Por lo tanto, investigar la composición de las sustancias es también prácticamente de la mayor importancia. Concedido. Pero, decidme, ¿cómo hacemos esto?

— Toda Ciencia Natural adquiere sus conocimientos por medio de la observación y del experimento. La observación escrupulosa de la Naturaleza es lo primero. Y el experimento, es decir, el estudio de determinados fenómenos con condiciones elegidas y repetidas a menudo, es lo segundo. La Química especial, que investiga la composición de las sustancias, tiene, por consiguiente, dos posibilidades propias: unas veces descompone las sustancias para averiguar las partes que las forman, y otras veces, procediendo al revés, regenera las sustancias primitivas por la unión de las partes separadas, para obtener una comprobación. Análisis y síntesis, descomposición y combinación, éstos son los dos caminos por los cuales la Química penetra en el secreto de las sustancias.

— Pero esto es concluyente: cada sustancia es a la vez una personalidad con propiedades determinadas y, por lo tanto, también determinables. Imagínense ustedes que en una sociedad encuentran a un señor desconocido, de quien desean formarse concepto. Ustedes observan, tal vez, que este señor trata con extremada amabilidad a las damas jóvenes, mientras que con las damas de alguna edad es frío y nada

más que cortés. Notan que se esfuerza en ganarse la simpatía de los hombres influyentes, pero que huye de aquellos de quienes nada espera. Fundados en sus observaciones, ustedes se forman juicio de su carácter, de su personalidad. Es decir, de su comportamiento deducen su modo de ser. También se aplica al comportamiento de los hombres la palabra « reaccionar »: un hombre reacciona según su temperamento, según su naturaleza. Quieren ustedes después completar el juicio formado de este señor. Le invitan a su casa a la vez que a otros hombres que ustedes han escogido cuidadosamente para este objeto. Por ejemplo, a un señor de aspecto modesto, pero que es una persona de grandes conocimientos, precisamente en la profesión del señor que os proponéis estudiar. Sometéis, pues, éste a un experimento; las condiciones en las cuales debe él reaccionar las escogéis vosotros con arreglo a un plan determinado. Vuestro objeto de estudio comparece, se comporta como se esperaba. Aquel hombre, que tenía un aspecto tan modesto y un aire tan insignificante es rechazado por él, hasta que una palabra intencionada de ustedes le descubre con quién habla; y entonces el señor desdeñoso despliega una extraordinaria amabilidad respecto del hombre insignificante anteriormente. Vuestro experimento ha tenido éxito. Ustedes saben con qué clase de hombre tienen que tratar.

Con nuestras substancias pasa exactamente lo mismo. Hay substancias que se rechazan y otras que se atraen mutuamente. Ustedes quieren saber a qué clase de substancias pertenece una substancia nueva que han encontrado. Primero observan su comportamiento con otras substancias; manifiesta, por ejemplo, una predilección especial para un determinado grupo de metales. Ahora la someten ustedes a un experimento y la ponen en contacto con diferentes metales de este grupo; de su modo de comportarse, de sus reacciones, pueden ustedes claramente deducir sus propiedades.

— Me figuro que todo eso debe ser muy difícil — dijo la señora de la casa —, especialmente tratándose de un hombre de buena educación. A lo menos, no puedo imaginarme que alguien pueda sacar de mi comportamiento (creo que era ésta la palabra) deducciones respecto de mi carácter, de mi persona.

— De seguro que no, querida — dijo el dueño de la casa sonriendo impávido —. Pero, diga usted, doctor, ¿cómo reconoce las substancias primitivas mismas? ¿Cómo averiguará

usted, por ejemplo, si el oro de esta sortija mía o el azúcar de la taza son substancias elementales o no?

— Las substancias elementales actúan unas con otras para formar otras substancias, ¿no es verdad? Lo que no es, pues, de por sí una substancia simple debe ser, por consiguiente, compuesta; debe estar formada por substancias primitivas, por elementos. Pero lo que es compuesto ha de poder dividirse en sus componentes. Y, al revés, podemos deducir por esto también: lo que se descompone, lo que puede dividirse en sus componentes, no puede ser una substancia primitiva, no puede ser un elemento.



FIG. 6

— Sí, pero, con todo, puedo reducir la sortija en tantos fragmentos como yo quiera. Puedo moler, triturar, este azúcar. ¿Quiere decir esto que el oro y el azúcar no son elementos?

— ¡Piénselo bien! — dijo el doctor con insistencia —. Usted rompe en trozos la sortija, que supondremos que es de oro puro, aun cuando en realidad contiene también otros componentes, porque el oro puro es demasiado blando. Usted sierra la sortija, desmenuza los trozos, los muele, hasta que finalmente no queda más que polvo. ¿Qué es este polvo?

— Naturalmente, polvo de oro.

— Sí, señor; pero el polvo de oro es, finalmente, también oro, ¿no es verdad? Su materia ha quedado oro como antes. Pero decíamos que una substancia compuesta está formada

por materias elementales, que actuando entre sí producen esta substancia y sus propiedades. Por lo tanto, mientras subsista la substancia primitiva, mientras todavía tenga usted el oro, no puede usted haber descompuesto su substancia, puesto que si la hubiese dividido realmente en sus componentes, encontraría usted las partes que forman la substancia; por lo tanto, fijémonos en el segundo ejemplo, los componentes del azúcar. En este caso tiene usted las substancias que han formado el azúcar, pero no el mismo azúcar. Esto es, pues, claro: mientras todavía existe el azúcar no lo ha descompuesto usted, en sentido químico. Cuando lo ha descompuesto ya no existe el azúcar, sino tan sólo las substancias que lo han formado.

— Usted puede, ciertamente, desmenuzar y moler cada substancia; pero con eso encontraría siempre la misma substancia y no otra diferente. Mas el desmenuzar y el moler son operaciones mecánicas muy groseras para descomponer una substancia. Existen medios mucho más eficaces para lograr esto, como calentar vivamente o tratar con ácidos corrosivos o valerse de corrientes eléctricas enérgicas. También debe usted considerar estas posibilidades cuando quiere averiguar si una substancia está compuesta o es una substancia primitiva, un elemento.

— ¿Y si entonces la substancia tampoco se descompone? ¿Queda siempre oro?

— Sí; entonces, si usted ha ensayado todas las posibilidades, podrá decir: por lo que sé, esta substancia no es descomponible. Por lo tanto es un elemento. En realidad, hoy disponemos de medios más eficaces y seguros para comprobar si la substancia de que se trata es o no un elemento. Pero, en verdad, el concepto de elemento, hasta hace poco, era un concepto puramente experimental, es decir, nunca se podía afirmar con absoluta seguridad, y siempre sólo con gran probabilidad de acierto, que una determinada substancia era un elemento.

— ¿Es el azúcar un elemento o no? — preguntó la señora de la casa, que quería oír, finalmente, algo tangible.

— Quisiera mostrarles algo, de lo cual pudieran ustedes deducir si el azúcar es un elemento o una substancia compuesta — respondió el doctor —. Tal vez tendrá usted en la cocina una olla vieja. El experimento producirá un olor de los demonios, pero verán ustedes algo muy curioso.

La señora de la casa hizo un gesto indeciso, pero su marido estaba resuelto a no dejar perder la ocasión. Fueron, pues, a la cocina y vieron con curiosidad que el doctor echaba un poco de azúcar en la olla, y luego calentaba ésta sobre un hornillo de gas.

Luego se percibió un olor muy desagradable, y se necesitó un buen tiro de la chimenea para expulsar del local el resultado de este experimento químico. Pero todos dirigieron las miradas estupefactas a la olla, en la cual ahora había un carbón negro en vez del hermoso azúcar blanco.

— ¿Es de veras carbón? — preguntó sorprendido el dueño de la casa —. ¿Cómo es posible esto?

— El azúcar está formado por carbón y agua — respondió el químico, y puso nuevamente la olla sobre el hornillo —. El calor ha expulsado el agua y ha quedado el carbón; así se puede describir aproximadamente esto. El azúcar es una combinación, como decimos los químicos. Una unión íntima de carbón y agua, que acabamos de separar.

— ¡Sorprendente! ¿Y qué pasará ahora si vertemos nuevamente agua sobre este carbón?

— No pasará nada. El agua y el carbón no actúan entre sí. Los trocitos de carbón quedan en el fondo del agua. Pueden ustedes hervir esta mezcla o someterla a otras operaciones: nunca volverán a obtener azúcar del carbón y del agua. Esto sólo pueden hacerlo las plantas. Así resulta, pues, lo siguiente: el azúcar es una combinación, y esto que ahora ha quedado en la olla es una mezcla. Las mezclas pueden deshacerse, generalmente, con medios muy sencillos. Pueden ustedes decantar el agua o sacar las partículas de carbón. Hay otras mezclas que son mucho más finas. En ellas la separación es más difícil. Si usted, por ejemplo, ha hecho su excelente café en una cafetera — dijo dirigiéndose a la señora de la casa —, entonces vierte el café en un cola-



FIG. 7

dor, recibiendo el líquido en la taza. El café obtenido en la cafetera es una mezcla, en la que flotan partículas sólidas de los granos de café. El colador retiene estas partículas y el líquido pasa límpido a la taza: colando ha separado usted las partes mezcladas. Pero si ustedes mezclan íntimamente azufre en polvo y hierro pulverizado, entonces no pueden separar a mano o con un tamiz los dos componentes. En este caso existen otros medios.

— Ya me lo figuro — dijo el dueño de la casa con orgullo —. Un imán efectuaría la separación. Atrae el hierro, pero no el azufre.

— ¡Magnífico! También la diferente solubilidad sirve para esta separación. El azufre se disuelve en el sulfuro de carbono; el hierro, no. Pero los dos medios fracasan cuando se trata de mezclas extremadamente finas, las llamadas «mezclas homogéneas». Ustedes saben que nuestra agua potable no es agua pura en concepto químico, sino que contiene una mezcla de muchas sustancias. El agua químicamente pura no la podemos beber indefinidamente, porque obra como un tóxico. Por lo tanto, también nuestra agua potable es una mezcla. Para separar los componentes de esta mezcla se requieren acciones más enérgicas; se destila el agua, es decir, se la hierva, se evapora, y luego se enfrían los vapores, que se hacen pasar por un tubo de vidrio. Las sustancias extrañas que estaban disueltas en el agua, quedan de residuo, y se obtiene así agua químicamente pura.

— Muy interesante — dijo la señora de la casa, y contempló con cara algo afligida su olla —. ¿Y de tales mezclas están formadas la tierra, todas las sustancias, como usted decía, todo lo que nos rodea?

— De mezclas y de combinaciones, de elementos y de un conjunto de elementos, unos al lado de otros e interpuestos más o menos íntimamente.

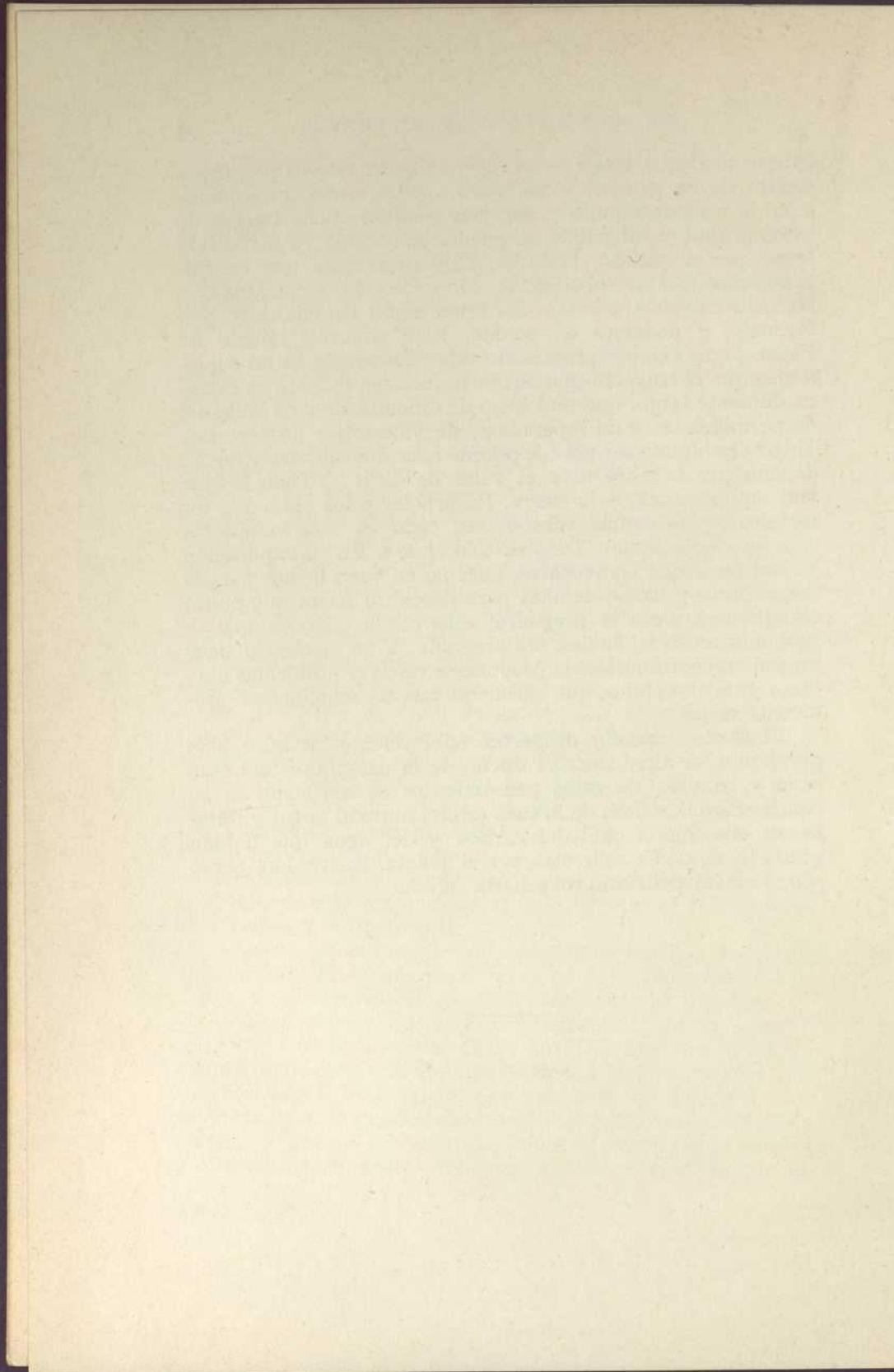
— Pero, sin embargo, no puede usted ensayar todas las sustancias del mundo para ver si se dejan descomponer — dijo el dueño de la casa —. Esta tarea sería irrealizable.

— Usted olvida que hoy podemos fundarnos en la experiencia de muchos siglos. Pero, además, hay que tener en cuenta otra cosa: la infinita variedad de sustancias que nos presenta la Naturaleza. Son tantas y tan distintas unas de otras, que no pueden abarcarse con una mirada. Por esta razón, lo primero que hay que hacer es poner orden en esta multiplicidad de cosas. Debemos esforzarnos en juntar los

grupos análogos, luego hemos de establecer nuevos subgrupos dentro de los grupos, y así, poco a poco, ordenar la confusión de las impresiones y hacerlas comprensibles. Dentro de estos grupos y subgrupos se pueden encontrar ya a menudo leyes que simplifican la tarea. Hoy conocemos una exorbitante cantidad de substancias, conocemos los elementos que las constituyen y sabemos las leyes según las cuales se han formado, y podemos en verdad decir, como el fámulo de Fausto, que « hemos progresado soberbiamente », si no supiésemos que el trayecto que nos falta recorrer todavía es extremadamente largo, que está lleno de dificultades y de bellezas, de posibilidades y de esperanzas, de victorias y de derrotas. Y todo esto pudo ser posible porque hace dos millares y medio de años un hombre tuvo el valor de decir : « Todo lo que veis aquí es agua, y la tierra, los árboles y los animales, los metales y las demás substancias, todo es una manifestación de algo superior. Todo es sólo agua ». En su explicación Thales tenía que equivocarse, pues no en vano hemos pasado dos millares y medio de años para descubrir hasta qué punto se equivocó. Pero la pregunta, esto es, la cuestión que se proponía resolver Thales, era acertada. Y en la ciencia tiene mucho mayor importancia proponerse resolver problemas nuevos y fundamentales, que encontrar nuevas soluciones a problemas viejos.

El doctor pareció despertar súbitamente, y miró algo perplejo a su alrededor. El dueño de la casa puso una cara seria y se vió que estos pensamientos se agitaban en su mente. Pero la señora de la casa estaba junto al hogar y miraba su olla, en la cual del carbón y del agua que habían quedado no podía salir otra vez el azúcar. En verdad, pensó ella, todavía podría aprovecharse la olla.

---





## VARIEDAD Y ORDEN

2. FLECHTNER : El mundo en la retorta.

REPRODUCED FROM THE



## Revista de las substancias

### Al principio fué la acción

En la cumbre de una alta montaña está el hombrecillo, ávido de saber. Su mirada se dirige a lo lejos por encima de ásperas y suaves vertientes, por encima de bosques y de valles, de ríos y de aldeas. Las nubes le saludan en sus altos vuelos, los cantos de las aves suenan en sus oídos, y lejos, en la tierra, sus ojos penetrantes ven en la carretera un carro



FIG. 8

muy cargado de carbón, tirado por dos caballos cansados en el mediodía estival, tan cansados como el carterero, que marcha a su lado. Es un cuadro de apacible quietud, pero el ánimo del hombrecillo de la montaña está vivamente agitado. Ha subido a la cumbre para ver y para comprender lo que vea. Quiere conocer el mundo, todo el mundo material, y se ve ahora impotente ante la multiplicidad de las cosas que le son familiares y, sin embargo, tan des-

conocidas al observarlas cuando las mira investigando su esencia.

— Lo primero es siempre el orden — dice detrás de él una voz, que le despierta de sus sueños.

— Sí, poner orden en la variedad — dice el hombre y



FIG. 9

mueve la cabeza afirmativamente — ; pero ¿cómo voy a empezar? Cada cosa es diferente de las demás y cada una tiene su fisonomía propia. Aquella colina y aquella nube, que precisamente ahora pasa por delante del sol, y yo y tú, y los dos caballos de allá abajo. No hay dos cosas iguales, ¿cómo voy a empezar?

— Se pueden ordenar las cosas según su tamaño o según su color, o según su naturaleza, cuando se conoce. Para ordenar se requiere un principio, una regla, según la cual unas cosas se juntan y otras se separan.

— ¿Y dónde encuentro yo el principio? No conozco las

cosas ; creí conocerlas, pero no las conozco. ¿Dónde encontraré el principio?



FIG. 10

— Tú investigarás la naturaleza material del mundo — dijo la voz — ; así, no podrás ordenar según el tamaño ni según el color. Pero no tienes todavía un principio material : has de empezar por averiguarlo. ¿Cómo?

El hombrecillo se encogió de hombros desorientado.

— Al principio fué la acción — dijo la voz con tono serio — , y esto quiere decir : ¡al principio fué la decisión! Decídetes a algo, y a tu primer paso seguirán otros, y pronto penetrarás en el mundo, delante de cuya puerta estás ahora esperando impotente.

— Al principio fué la acción — repitió el hombre ; pero estas palabras no sonaron precisamente con alegría activa.

De nuevo habló la voz :

— Tú mismo vives ; los pájaros cuyo canto oyes también viven, lo mismo que los dos caballos de la llanura que ahora están descansando porque el sol es demasiado abrasador. Y los bosques de allí abajo viven, como las plantas que florecen en torno de ti, y como la hierba que pisas.

El hombre levantó la cabeza.

— Substancias vivas y substancias muertas, pues — dijo respirando —. Esto sería un primer orden.

— No las llamaremos así. ¿Sabemos acaso si las substancias mismas viven? ¿Qué sabemos de la vida? ¿Y substancias muertas? ¿No suena esto como si estas substancias hubiesen vivido y luego hubiesen muerto? Hemos de recurrir a una expresión profesional, a una palabra extraña para no ser imprecisos. Digamos, pues:

substancias orgánicas y substancias inorgánicas; es decir, substancias que se encuentran en el cuerpo viviente y substancias que constituyen la naturaleza sin vida. Pero vamos más allá. Fijémonos en las cosas sin vida de la tierra. Cítame algunas.

— Agua — dijo él —, y piedras y tierra. El carbón allí abajo en el carro, el oro de la sortija de mi dedo, la virola de acero de mi bastón.

— ¿Son todas estas cosas de la misma especie? ¿No hay diferencias fundamentales que ya aparecen a una rápida mirada? ¡Reflexiona un poco!

El hombre miró en torno suyo, y luego movió la cabeza comprensivamente.

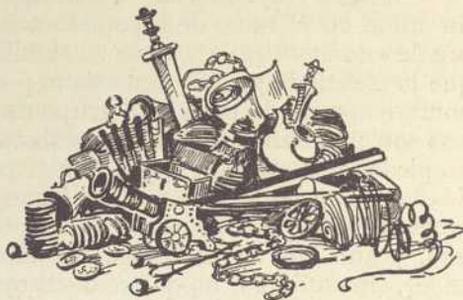


FIG. 11



FIG. 12

— Hay diferencias de muchas clases — dijo —. El agua es líquida; el aire es, como se dice, gaseoso. El carbón es sólido. También se diferencian el carbón y el oro. El oro es un metal, como el hierro, el níquel, el latón; y el carbón, y el agua y la piedra y la tierra no son metales.

— Pues — dijo la voz —, metales y «no metales» forman un orden en el reino de las sustancias inorgánicas. El nombre de «no metales» (\*) tiene su significación. No quiere decir que la ciencia haya sido demasiado perezosa para inventar un nombre apropiado para este grupo de sustancias. «No metales» son precisamente todas las sustancias que no presentan propiedades metálicas y que tienen por lo demás pocas cualidades comunes a todas ellas. Antes se daba el nombre de «metaloides» por una razón incomprensible a los «no metales», y aun hoy se encuentra tal palabra en los libros. Metaloides, sin embargo, no quiere decir otra cosa que sustancias parecidas a los metales. La palabra significa, por consiguiente, precisamente lo contrario de lo que con ella se pretende expresar.

La voz calla y el hombre sigue meditando.

— ¿No hay más metales sólidos? — pregunta la voz —. ¿No es también un metal el mercurio líquido? ¿No has visto alguna vez un alto horno y no has observado cómo fluye el hierro? ¿No sabes que los metales se pueden fundir? Pero fundir quiere decir liquidar una sustancia. Y ¿qué ocurre con el agua? El agua a la temperatura normal es líquida. Calentándola se vuelve gaseosa, se convierte en vapor. Si se enfría mucho, se solidifica: se transforma en hielo. Pero con ello no se altera como sustancia. Queda siempre siendo agua, conservando su naturaleza material. Sólido, líquido, gaseoso, son estados de la materia, pero no son características de su naturaleza.

» ¿Qué significa, pues, que toda sustancia pueda ser sólida y también líquida y gaseosa? ¿Sólo se debe a las condiciones externas? Así, pues, resulta que existen sustancias orgánicas e inorgánicas, y dentro de las inorgánicas distinguimos los metales y la multitud de no metales sin ordenar.

» Provisionalmente quedamos en esto — dijo la voz con prudencia —. Es un primer esquema para orientarse; nada más. Y como lo único no ordenado todavía son los «no metales», hemos de probar de investigarlos para ver si podemos penetrar más en ellos, si podemos subdividirlos.

(\*) En español, de ordinario todavía, *metaloides*. — N. del T.

### El primer paso

Estamos en un gran laboratorio. Vestidos con una blusa blanca, que nos han puesto, nos sentimos ya verdaderos químicos. Con curiosidad inspeccionamos el local a que no estamos habituados; pero no damos a conocer que sentimos curiosidad. Queremos conservar el aire de que estamos aquí como en casa. — ¡Ah! — decimos —, y nos inclinamos profesionalmente sobre una mesa que está en el local frente a la ventana. Es una mesa grande y ancha; en su centro hay un estante alto, en el cual

se encuentran frascos y vasijas de vidrio. En un extremo de la mesa hay una pila de agua; las llaves de gas están unidas a tubos de goma, que se encorvan por entre la confusión de vasijas de vidrio como culebras en un bosque virgen. En los frascos y en las vasijas hay líquidos de muchos colores: uno, azul brillante; otro, violeta oscuro. En una retorta hierve una masa que parece agua, y del extremo de un largo tubo de vidrio caen con ligero chasquido grandes gotas en un alto vaso de vidrio. Todavía nos encontramos impotentes ante todas estas cosas; no sabemos qué pasa aquí, y nuestro semblante de profesional se anima adquiriendo una expresión de viva curiosidad. No; no es esto tan «romántico» como nos habíamos imaginado; pero, sin embargo, es mucho más admirable, mucho más enigmático de lo que podíamos pensar.

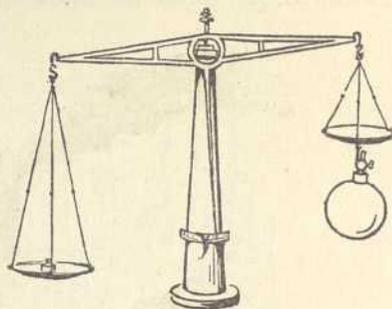


FIG. 13

— Tenemos aquí una selección de sustancias — dice el químico que nos guía, y se acerca a un sitio libre de una de las mesas —. Una cápsula con agua. Al lado, un pedazo de carbón, y en aquella gran bola de cristal ¿qué hay?

No lo sabemos. Legos como somos en estas cosas, nos parece que esta hermosa bola de cristal, que pende por motivos que desconocemos del brazo de una balanza, está vacía. Y como el químico sigue siempre mirándonos lleno de esperanza, decimos después de corta vacilación:

— En esta bola no hay nada.

El químico mueve la cabeza satisfecho.

— Nada — dice él —. Pero es extraño que este nada pese algo.

La bola de vidrio tiene un cuello corto, en el cual se encuentra un tubito de vidrio cerrado con una llave. El químico se inclina sobre la bola, introduce el tubito en la boca, aspira luego, da la vuelta a la llave y se aparta después. Lo vemos bien: la balanza no está ya en equilibrio, la bola se ha vuelto más ligera.

— Pues bien: si antes no había nada en la bola, ahora hay en ella menos que nada — dice el químico —. Pero no es cierto que antes no hubiese nada en la bola, pues conte-

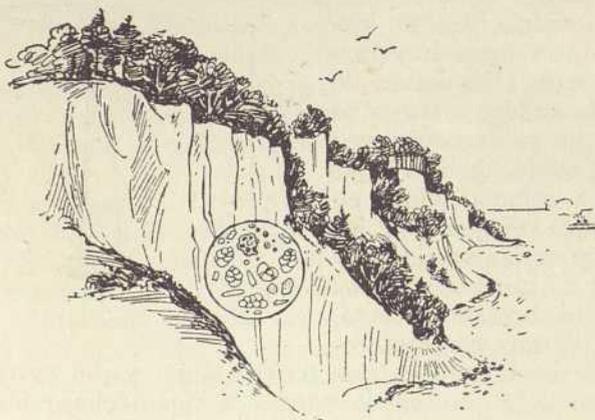


FIG. 14

nía aire. Pero el aire, como toda substancia, tiene su peso. El aire es, pues, nuestra tercera substancia.

El químico miró a su alrededor, como buscando algo.

— Cítenme todavía un par de substancias — dijo luego —. «No metales», porque vamos a ocuparnos ahora de ellos.

— Sal y sosa — digo yo, después de breve duda —. Vidrio, porcelana.

— Cal — dijo mi compañero —, goma, azúcar, creta.

— Madera — grito yo.

— ¡Basta! — dijo el químico frenando nuestro entusiasmo —. Ya es ésta una bella colección de substancias. Fijémonos en la última nombrada: la madera. ¿Dónde encontramos madera?

En los árboles. ¡Ah! Comprendo. Los árboles viven: la madera es una substancia orgánica.

— Con la goma ocurre lo mismo — dice mi compañero.

— La madera y la goma son substancias orgánicas — dice, confirmándolo, el químico —. Y también lo es el azúcar, ya que es un componente de ciertas plantas, el azúcar de caña, por ejemplo, o el azúcar de remolacha.

— ¿Es tal vez, también, la creta una substancia orgánica? — digo yo dudoso —. Pues hay en el mar los tan frecuentes foraminíferos, animales testáceos, que se construyen lindas conchitas. La creta está formada por millones y miles de millones de conchas de animales muertos, que constituyen las rocas cretáceas; por ejemplo, en la isla de Rügen. ¿Es la creta una substancia inorgánica, porque forma montañas, o bien es una substancia orgánica por formar parte del cuerpo de animales?

Sí; ésta es una cuestión de difícil resolver, que amenaza derrumbar nuestra excelente clasificación de las substancias. ¿No es también el agua una substancia esencial en la Naturaleza viviente? ¿Es, por lo tanto, también, el agua una substancia orgánica? Vemos al químico inseguro; esperamos de él la solución de nuestras dificultades.

Pero no nos saca de apuros.

— Lo averiguaremos nosotros mismos — responde —. Nada de aprender de memoria lo encontrado por otros. Primero dejaremos tranquilamente el agua entre las substancias inorgánicas; las demás cuestiones quedarán para ser resueltas más adelante.

Nos conformamos con esto.

— Así, pues, el agua, el carbón, el aire, la sal común, el vidrio, la porcelana, son substancias inorgánicas, y entre éstas son «no metales». Veamos si son elementos, esto es, substancias primitivas o substancias compuestas. Principiemos por el agua.

El químico nos presenta un aparato alto, formado por tres tubos de vidrio unidos entre sí, de los cuales el del medio

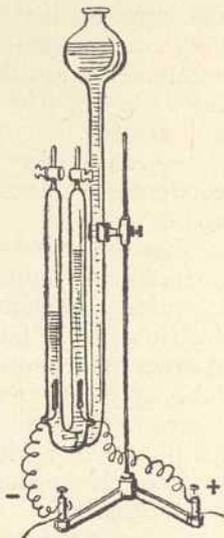


FIG. 15

es más alto que los otros dos. Los tres tubos están llenos de agua; en los dos delanteros se encuentra en su interior un trozo de lámina metálica en la que está fijado un alambre.

— Haremos actuar la corriente eléctrica sobre el agua — dice el químico, y da paso a la corriente.

Observamos atentamente; en los dos tubos delanteros se nota un cambio marcado. Ascenden burbujas gaseosas, se reúnen en la superficie cada vez más burbujas, el nivel del agua en los dos tubos delanteros baja, encima ha quedado un espacio vacío, y, como observa con perspicacia mi compañero, los dos espacios sin agua tienen volumen distinto: el espacio correspondiente al polo negativo es doble que el otro.

— Así — dice el químico, e interrumpe el paso de la corriente —; ahora vamos a ver qué le ha pasado a nuestra agua.

Los extremos superiores de los dos tubos delanteros están estirados en punta, y en cada punta hay una llave cerrada. El químico enciende una cerilla, aproxima la llama a la punta del tubo de la izquierda y abre con cuidado la llave. ¡Puf!, aparece una pequeña llama poco luminosa en la punta del tubo, y desaparece rápidamente al cerrar la llave. Ahora acerca al extremo del otro tubo la cerilla, que todavía conserva un punto en ignición débil. En el momento en que se abre la llave, la cerilla vuelve a arder con llama aún más viva que antes.

— La corriente eléctrica ha descompuesto el agua; en los dos tubos delanteros se han desprendido gases en el seno del agua — dice el más avisado de los dos —. El químico hace una señal afirmativa con la cabeza.

» Con esto queda contestada la primera pregunta. El agua es una substancia compuesta, que se descompone por medios adecuados. Uno de estos medios es, según hemos visto, la electricidad, pero también una temperatura muy elevada puede descomponer el agua en sus componentes. Existen ahora dos posibilidades para demostrar que estos gases son realmente los componentes del agua. Tenemos aquí un largo tubo, el llamado tubo eudiométrico o eudiómetro (Fig. 16). Consiste en un tubo de vidrio muy fuerte, porque ha de ser resistente. Como ustedes ven, en la parte de arriba, cerca del extremo cerrado, hay soldados dos pequeños alambres. Llenamos ahora este tubo de una mezcla de los dos gases que se acaban

de formar en la descomposición del agua, damos paso a la corriente eléctrica, salta la chispa entre ellos, y en las paredes del tubo ven ustedes pequeñas gotas: son de agua. Por lo tanto, no sólo se puede descomponer el agua en sus dos componentes gaseosos, sino que también se puede nuevamente formarla mediante estos componentes. Al primer proceso le llamamos análisis de una substancia, y al segundo síntesis. La descomposición y la combinación de las substancias son los dos procesos más importantes en Química.

»Pero ahora podemos demostrar también fácilmente, y ésta es la segunda posibilidad, que sólo estos dos gases forman el agua. Si ustedes miden las cantidades que intervienen en este ensayo, encuentran que de 10 gr. de agua se obtienen exactamente 1,1 gr. de uno de los gases y 8,9 gr. del otro. Por consiguiente, no puede haber tomado parte ninguna otra substancia en la formación del agua.

El químico nos mira un momento como interrogando: — ¿No les ha chocado a ustedes algo importante en este proceso? — pregunta sonriendo.

Por desgracia no se nos había ocurrido nada.

— Piensen en lo que han visto.

¿Qué hemos hecho?

— Hemos descompuesto el agua

— digo yo —, y luego, a la inversa, hemos mezclado los dos componentes, hemos hecho saltar una chispa a través de ellos, y se ha vuelto a formar agua.

— Hemos de considerar, pues, tres cosas distintas — dice el químico ayudándonos —: primero, los componentes del agua que obtuvimos por descomposición, y a partir de los cuales la hemos reconstruido; segundo, la mezcla de los dos componentes en el tubo eudiométrico antes de hacer pasar la chispa; y tercero, el agua que tenemos al principio y al final de todo el proceso. Examinemos las tres cosas por separado.

*Los componentes.* En la descomposición del agua se forman dos gases. Un gas combustible, que se llama hidrógeno porque constituye el componente principal del agua (que en

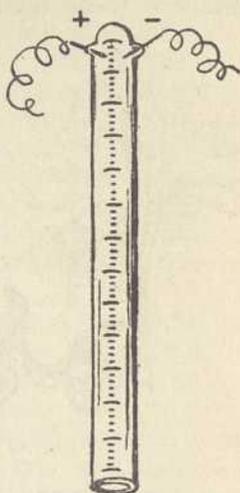


FIG. 16

griego se llama *hydor* (\*). Ustedes vieron que a la izquierda se desprendió mayor cantidad de gas que a la derecha, gas que avivaba la combustión, pero sin ser él mismo combustible. Este segundo gas se llama oxígeno (\*\*); más adelante veremos el motivo de esta denominación. De paso pueden ustedes notar que los nombres químicos no son arbitrarios; siempre se han formado según determinados puntos de vista teóricos o prácticos y, a diferencia de los que nos damos los hombres, expresan cualidades de los objetos a que se aplican. Por ejemplo, es como si un hombre llamado Molinero fuese realmente molinero, y un señor de apellido



FIG. 17

Sastre fuese en realidad sastre. El agua está formada, pues, por hidrógeno y oxígeno. Podríamos ensayar ahora si estos dos gases son, a su vez, compuestos, pero esto nos llevaría demasiado lejos. Baste a ustedes que les diga que tanto el hidrógeno como el oxígeno son elementos.

*La mezcla de hidrógeno y oxígeno.* Los dos gases que se han formado como producto de

la descomposición del agua, es decir, del análisis de ésta, los hemos mezclado en un tubo eudiométrico. Tenemos en este tubo una mezcla de los dos componentes. ¿Qué es esta mezcla? ¿Es agua? Ustedes saben que hirviendo agua, el líquido pasa al estado de vapor. Ustedes ven claramente una nube de vapor que sale de la superficie del agua; pero esta nube de vapor no es en realidad vapor. Esto parece extraño, pero es verdad. Lo que ustedes en el lenguaje usual entienden por vapor, aquí por lo tanto vapor de agua, no es más que innumerables gotas diminutas de agua que flotan en el aire, y este «vapor» es propiamente lo que en el lenguaje corriente se llama «niebla». También las nubes son conjuntos de gotas diminutas que flotan en el aire. Científi-

(\*) En alemán el agua es *Wasser*, e hidrógeno *Wasserstoff* (substancia del agua). — *N. del T.*

(\*\*) En alemán *Sauerstoff* (substancia ácida o agría). — *N. del T.*

camente llamamos vapor de agua al agua en verdadero estado gaseoso y el verdadero vapor de agua es incoloro. Sería, pues, posible que nuestra mezcla gaseosa, que también era completamente incolora e invisible, fuese vapor de agua. Llenemos ahora nuestro tubo eudiométrico de vapor de agua, hagamos saltar la chispa eléctrica. Ustedes ven que no ocurre nada. Aun si ustedes exponen a la acción de la chispa eléctrica grandes cantidades de vapor de agua, nada lograrán. Pero no les aconsejaría que tratasen grandes cantidades de la mezcla de hidrógeno y oxígeno con la chispa eléctrica o que acercasen a ella una cerilla encendida; la explosión que ocurriría no sólo destruiría por completo el laboratorio, sino que ustedes mismos podrían quedar gravemente heridos. Esta mezcla altamente explosiva de los gases hidrógeno y oxígeno, a causa de su tendencia a estallar, recibe el nombre de « gas detonante ». Si una chispa eléctrica atraviesa este gas o si le acercamos una llama, ocurre una explosión, y se forma agua. El agua, por lo tanto, no es una mezcla de los dos gases: el agua es una combinación química de hidrógeno y oxígeno.

*El agua.* Hemos descompuesto el agua mediante la corriente eléctrica. La corriente eléctrica es una forma de energía, como ustedes seguramente saben. Energía es un concepto que ustedes conocen también por la vida práctica. Un hombre tiene energía, es, sobre todo, un hombre si es capaz de hacer mucho. De un hombre que, por ejemplo, trabaja veinte horas al día, decimos: este hombre tiene una energía extraordinaria; así podríamos decir en la vida práctica que energía es la facultad de hacer un trabajo. Quien carece de energía fácilmente se empereza y trabaja poco. En la ciencia se fija el concepto de energía del siguiente modo: energía es la capacidad de producir trabajo. En verdad el concepto de trabajo debe tener científicamente una significación más precisa que en la vida práctica. En ésta distinguimos muchas especies de trabajo: corporal, intelectual, etc. Pero observen ustedes a un hombre que empuja un pesado carretón. Si medimos su energía por el trabajo que ejecuta podremos decir: es más grande cuando el carretón está muy cargado, porque entonces tiene que gastar más fuerza. Pero no sólo es el esfuerzo del momento lo que determina el trabajo que hace el hombre. Puede ocurrir que al cabo de pocos metros el hombre tenga que detenerse. Si, por el contrario, el hombre empuja el carretón haciéndolo recorrer una buena

distancia, decimos: ha hecho un trabajo pesado. Vemos, pues, que la fuerza y el camino recorrido desempeñan un papel en la determinación del trabajo; físicamente se expresa esto diciendo: el trabajo se mide mediante el producto de la fuerza por el camino recorrido; el trabajo es igual a la fuerza multiplicada por el camino.

Cuando descomponemos el agua mediante la corriente eléctrica, le comunicamos energía con ésta. Si después vuelve-

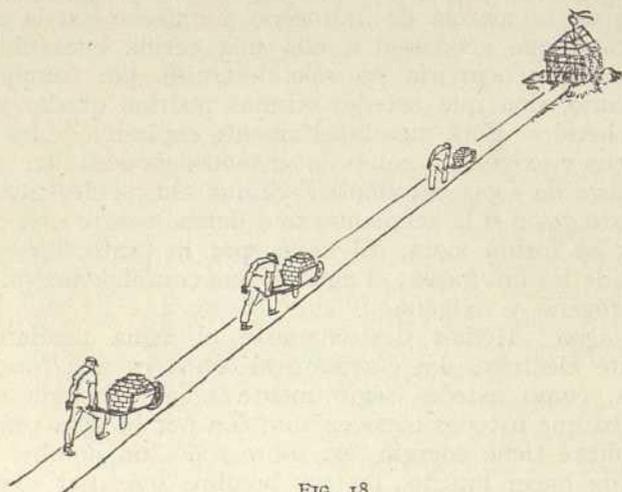


FIG. 18

mos a combinar los gases de la mezcla, regenerando el agua, entonces por de pronto también comunicamos a la mezcla energía, asimismo en forma de electricidad. Pero en este proceso, como lo prueba la violenta explosión, se pone en libertad mucha más energía que la comunicada; así es que la chispa eléctrica no es más que una sacudida que inicia el proceso. En realidad, la combinación del hidrógeno y el oxígeno se efectúa con desprendimiento de energía; de aquí la violenta explosión. Vemos, pues, que el proceso se invierte por completo.

Agua + adición de energía	=	hidrógeno + oxígeno.
Oxígeno + hidrógeno	=	agua + desprendimiento de energía.

### Ningún fuego, ningún carbón pueden arder...

¡El carbón arde! Esto lo conocemos cuando cargamos una hermosa estufa blanca (\*) (fig. 19), y el calor agradable nos dice que dentro de la estufa arde carbón para calentarnos. El carbón arde; sí, esto nos parece evidente. ¿Para qué estaría allí el carbón si no fuese para calentar? En la estufa y debajo de las calderas de las máquinas de vapor arde el carbón, y su poder calorífico pone en movimiento la actividad de la tierra, impulsa ruedas y émbolos, arrastra largos trenes por vías férreas y mueve grandes buques en el océano.

Tal vez esto tenga poco de extraño: se enciende el carbón y arde éste. Pero ¿qué es lo que realmente ocurre aquí?

Cuando el carbón se ha quemado queda de residuo un pequeño montón de cenizas, y si ponemos estas cenizas en la balanza vemos que pesan mucho menos que el carbón. Pero ¿quién lo habría dudado al ver primero el voluminoso bloque de carbón y después el insignificante montoncito de cenizas? El carbón no sólo arde, sino que se quema, se consume.

¿Es esto el conocimiento de la verdad o un nuevo problema? Consideramos como un problema el hecho de que el carbón se quema. No podemos imaginarnos lo que ocurre.

¿Qué se hace del carbón? ¿Desaparece en el aire saliendo por la chimenea? Si esto es así, entonces se podrían retener por medios adecuados los gases de la combustión; se podría evitar que se escapasen al aire.

Cuando le preguntamos, nuestro químico hace una señal afirmativa con la cabeza y monta ante nuestra vista una balanza sobre la mesa. En el platillo de la derecha hay un trozo de carbón fácilmente inflamable; encima pende un recipiente de vidrio, en el cual se encuentran sobre una tela metá-

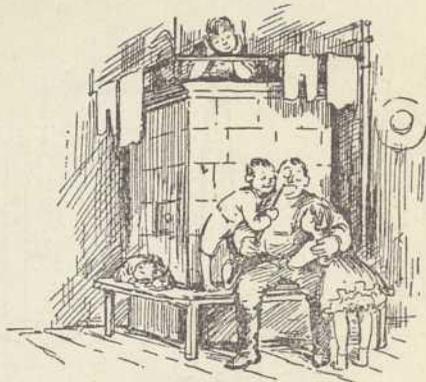


FIG. 19

(\*) En alemán *Kachelofen*, estufa de grandes dimensiones, revestida exteriormente de azulejos. — N. del T.

lica fragmentos de una substancia de color claro. El platillo izquierdo de la balanza está igualmente dispuesto: trozo de carbón y encima el recipiente con la substancia. Ahora los dos platillos están a un mismo nivel: la balanza está en equilibrio.

— La substancia de color claro de los recipientes de vidrio tiene la propiedad de retener los gases de combustión que ascienden del carbón. Así no pueden escaparse al aire. ¿Qué ocurrirá si enciendo el carbón del platillo de la derecha de la balanza?

— No pasará nada — respondo —. Ya he oído algo de la ley de la conservación de la materia. Por lo tanto, si el

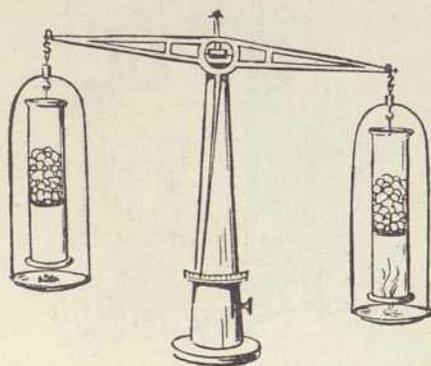


FIG. 20

carbón se quema y los gases de la combustión son realmente retenidos por completo, la balanza debe permanecer en equilibrio. Del mismo modo que ocurría con el agua, cuando en la descomposición de 10 gr. de agua se formaban exactamente 1,1 gr. de un gas y 8,9 gr. de otro, tampoco aquí debe variar el peso total: el carbón no quemado y el recipiente de vidrio con la substancia de color

claro de encima del platillo de la izquierda deben pesar lo mismo que las cenizas y el recipiente de vidrio con su contenido después de la combustión en el platillo de la derecha.

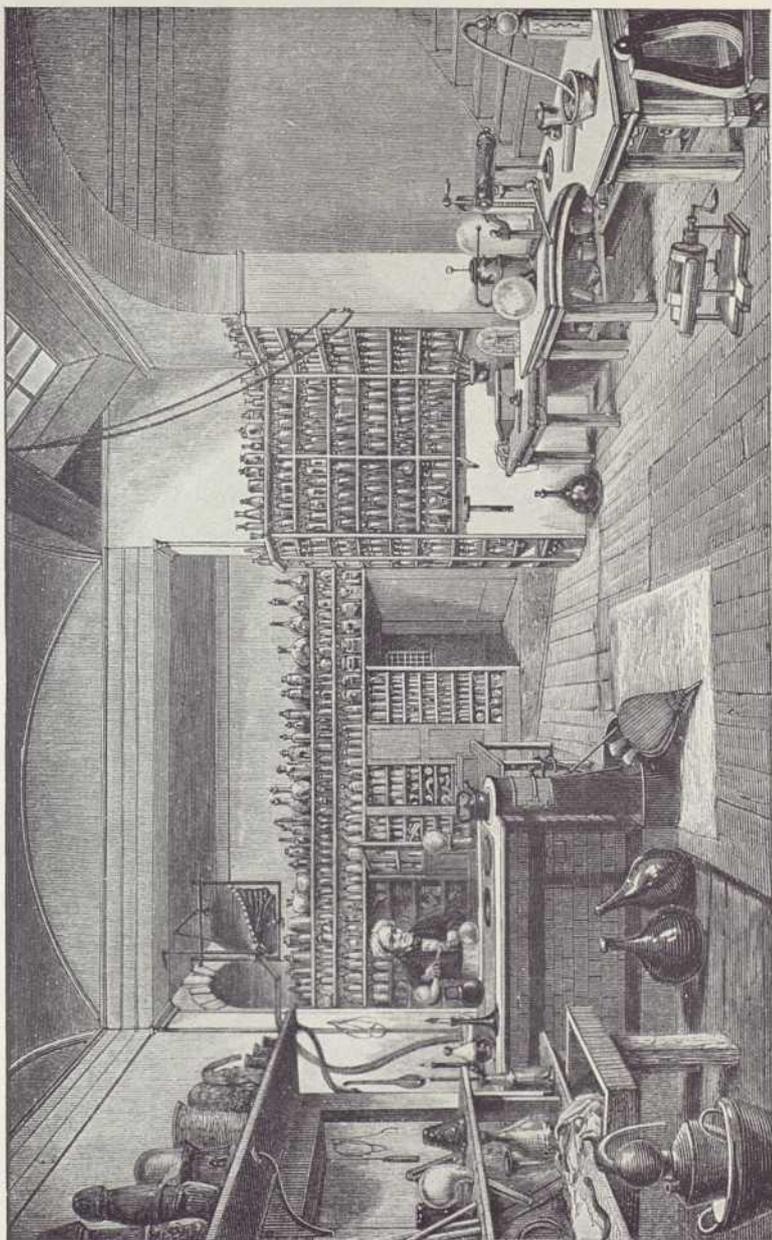
Yo quedé muy satisfecho, y el químico mostró su conformidad.

— Bien razonado — dijo, y encendió el trocito de carbón de la derecha para demostrarme que mi deducción era justa.

Pero ¿qué es esto? El platillo con el trocito de carbón encendido baja lentamente; se ha vuelto más pesado.

¿Más pesado? Esto no lo entiendo yo. Habría comprendido que se hubiese vuelto más ligero; tal vez no se habría logrado retener todos los gases de la combustión. Pero ¿más pesado?

El trocito de carbón se ha quemado; la balanza está inclinada. El químico me contempla sonriente.



Laboratorio de Michael Faraday en la Royal Institution de Londres. De un grabado en maderas contemporáneo



Laboratorio moderno de investigación de la industria química alemana

LÁMINA IV

— Y, pues, ¿qué se ha hecho del equilibrio? — pregunta.

Yc pienso en las palabras de Cristián Morgenstern (\*), pues concluye él agudamente: «No puede ser lo que no debe ser».

— Es imposible — digo luego —. No puede ser. En todo caso yo no lo entiendo — termino algo menos seguro de mí mismo.

Mientras tanto el químico enciende el trocito de carbón del otro platillo de la balanza, y nosotros lo contemplamos con gran atención mientras se quema lentamente; la balanza se inclina, poco a poco, hacia la izquierda, paulatinamente se restablece el equilibrio de nuevo. Los dos trocitos de carbón se han consumido.

— Es muy significativo que una substancia por la combustión se vuelva más pesada — dice el químico —. Esto sólo puede ocurrir si a la substancia se le ha pegado algo. La pregunta es: ¿qué se ha añadido y de dónde procede esta adición?

— Del aire — dice mi compañero.

— No queremos adivinar — dice el químico amistosamente —, sino que queremos verlo. Si acaso algo del aire se adhiere a la substancia, entonces este algo lógicamente debe desaparecer del aire simultáneamente; pero esto quiere decir: el aire debe sufrir alguna pérdida, debe disminuir, ¿no es verdad?

Tuvimos que asentir.

— Aquí tenemos una cubeta con agua y una campana de vidrio abierta por abajo, es decir, llena de aire. Sobre el agua flota una capsulita, en la cual se encuentra un trocito de carbón. Ahora ponemos la campana sobre la capsulita que flota en el agua; el aire de la campana queda así aprisionado, de modo que no puede salir de la campana. Tenemos así a nuestra disposición una cantidad determinada de aire, que podemos calcular a partir de las dimensiones de la campana, de la presión atmosférica, de la temperatura, etc. En esta campana hay ahora exactamente medio litro de aire. Enciende el trocito de carbón de debajo la campana, vuelvo



FIG. 21

(\*) Literato alemán nacido en Munich en 1871. — *N. del T.*

a poner ésta rápidamente sobre el carbón, éste arde tranquilamente en el aire de la campana, arde y se quema despacio. ¿Qué ha ocurrido?

— Nada — digo con aire de triunfo —, porque realmente nada ha ocurrido.

— Algo, sí; pero todavía no podemos verlo; se han formado gases de combustión, y éstos se han mezclado con el aire. Debemos, pues, separar el aire de los gases de combustión. Esto podemos conseguirlo haciendo pasar la mezcla por una vasija que contenga lejía de potasa. La lejía de potasa absorbe los gases, pero no el aire. Es como un filtro líquido para los gases de combustión; pero deja pasar a su través el aire. Recogemos el aire detrás de la vasija que contiene la lejía de potasa (el aire que ha quedado después de la combustión) y medimos cuánto aire ha quedado: en la campana había medio litro, o sean 500 cm.<sup>3</sup> de aire; ahora hay tan sólo 400 cm.<sup>3</sup>. Se ha perdido una quinta parte de aire, o mejor dicho, no se ha perdido, sino que se encuentra en los gases de combustión. Una quinta parte de aire se sustrae del mismo en todas las combustiones, cualquiera que sea la substancia quemada, y es empleada en algo. Pero en todas las combustiones quedan de residuo inalterado cuatro quintas partes de aire. Esta quinta parte del aire es lo que aumenta el peso de la substancia cuando se quema, si queremos considerar como propios de la substancia los gases de su combustión. Deberíamos hacerlo así, porque no en todas las combustiones se producen gases, sino que el residuo de ellas en realidad es a menudo más pesado que la substancia de que se parte.

— ¿Y qué es del residuo del aire? — pregunta mi compañero.

Encendemos una bujía y la introducimos en la vasija que contiene el residuo del aire.

— Como ustedes ven, la bujía se apaga en seguida. Este residuo es, pues, un gas que no mantiene la combustión.

— ¡Ah! — digo —. El segundo componente del agua tampoco mantiene la combustión.

— Pero arde. Nuestro aire residual no arde. No es hidrógeno, sino un nuevo gas: el nitrógeno.

El químico no nos da tiempo para reflexionar.

— Hemos de hacer ahora una excursión al dominio de los metales. Aquí tengo mercurio, el único metal líquido. Metal líquido, esto es, líquido a la temperatura del ambiente y a la presión atmosférica normal. Calentamos ahora el mer-

curio en el aire, y el metal hermoso y brillante pierde su brillo, su color; se vuelve rojo. La temperatura, si esto les interesa, es de unos  $300^{\circ}$ . Otra vez aquí (se trata también de una combustión) ha desaparecido una quinta parte del aire; esta quinta parte se esconde en la substancia roja que ven aquí. Seguiremos calentando y veremos lo que pasa.

A una temperatura de unos  $400^{\circ}$  vuelve a desaparecer el color rojo, se desprende un gas, que podemos recoger en una «cuba neumática», y mercurio metálico. Volvemos a coger nuestra cubeta de agua, llenamos de agua una vasija de vidrio y la ponemos boca abajo en la cubeta. Introducimos en el agua el tubo de vidrio unido a nuestra vasija de combus-

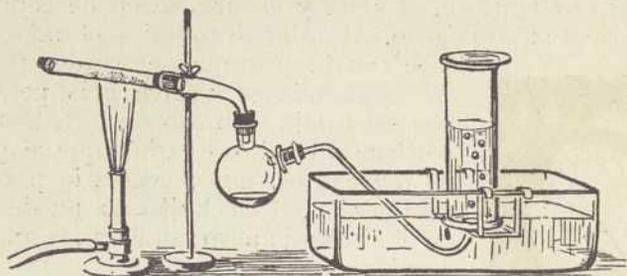


FIG. 22

tión y hacemos penetrar su extremo en el alto recipiente de vidrio. Vemos cómo a través del agua ascienden lentamente en él burbujas de gas, que se reúnen en la parte superior de la vasija invertida y hacen bajar poco a poco el nivel del agua.

— Bien — dice el químico; deja de calentar y cierra la vasija invertida debajo del agua, con una pequeña placa de vidrio.

— Habíamos calentado mercurio en el aire; así se combinó con la quinta parte del mismo y se volvió de color rojo. Después seguimos calentando: desapareció el color rojo y volvió a presentarse el mercurio puro. En esto se desprendió un gas. ¿Qué será este gas?

— Nuestra quinta parte de aire — digo.

— Sí, es la quinta parte del aire. Queremos ahora examinarlo más a fondo.

El químico toma una cerilla con un punto en ignición, la acerca a la boca de la vasija llena de gas, separa un poco el obturador: la cerilla arde con llama viva.

— ¡Hola! — exclamo —. Parece que esta quinta parte del aire es el mismo gas que uno de los dos componentes del agua : ¿el oxígeno?

— Lo podemos averiguar en seguida — dice el químico tranquilamente.

Se llena el tubo eudiométrico de hidrógeno y, además, se le añade aire de la quinta parte últimamente obtenida, salta la chispa y se forma agua.

— Recapitulemos ahora — dice el químico :

Agua = oxígeno + hidrógeno

Aire = oxígeno + nitrógeno

Por consiguiente, el agua y el aire tienen de común un componente : el oxígeno. Al arder se combina el oxígeno del aire con la substancia que arde ; por esto la substancia se vuelve más pesada, y por esto baja el brazo de la balanza que sostiene el trocito de carbón que se quema. El oxígeno es, pues, necesario para una combustión. Una bujía no puede arder en el nitrógeno puro ; su llama se apaga en seguida.



FIG. 23

Se me ocurrió una idea.

— Pongamos ahora el oxígeno y el nitrógeno en un tubo eudiométrico, exactamente como lo hemos hecho con el oxígeno y el hidrógeno, hagamos saltar la chispa, y entonces se habrá formado aire

como antes se formó agua, ¿no es verdad?

— Tiene usted mucha fantasía, joven amigo — dice el doctor benévolaemente —. Por desgracia una simple chispa eléctrica no basta en este caso ; tendríamos que montar un aparato muy complicado y no hacer combinar los gases con una chispa, sino con un arco voltaico. Aquí, en este recipiente, tengo el gas que se produce en esta combinación del oxígeno y el nitrógeno mediante el arco voltaico. ¿Qué desea usted saber ahora?

— Si se ha formado así aire, como antes se formó agua.

— ¿Y cómo lo quiere comprobar?

— Podríamos quemar otra vez algo.

Encendemos una bujía y la introducimos en el gas desconocido ; la bujía se apaga en seguida. Los dos nos miramos y movemos confundidos la cabeza.

— No lo entiendo. ¿Por qué no se forma aire cuando hago saltar la chispa o el arco voltaico a través de la mezcla de los dos componentes del aire, ya que se forma agua con igual tratamiento de una mezcla de los dos componentes del agua?

— Volvamos a recordar nuestro primer ensayo de la síntesis del agua. Allí distinguíamos tres cosas distintas: los componentes, la mezcla y la combinación, el agua. Aquí también podemos distinguir tres partes.

Substancias de partida	Componentes	Mezcla	Combinación
Agua	oxígeno, hidrógeno	Gas detonante	Agua
Aire	oxígeno, nitrógeno	?	Gas nuevo

El aire se ha descompuesto como el agua, se han mezclado los componentes y se han combinado mediante la chispa o el arco voltaico. El nuevo gas que se ha formado no es aire; esto lo sabemos. La combinación del oxígeno y el nitrógeno, por lo tanto, no es aire.

— Entonces, tal vez sea aire la mezcla de oxígeno y nitrógeno.

— Esto es: el aire no es ninguna combinación, sino una mezcla de oxígeno y nitrógeno.

— Bien — dice mi compañero —; ahora lo sabemos: el agua es una combinación, el aire una mezcla. Y ¿qué es el carbón?

— El carbón puro es un elemento — dice el químico —. En cambio, nuestro carbón de piedra está impurificado; es una mezcla de carbón, azufre, combinaciones del carbón, etc.

Lo esencial de una combustión es, pues, lo siguiente: se produce una combinación entre la substancia que se quema y el oxígeno; y como éste se llama en latín *oxigenium*, este proceso se denomina *oxidación*, y la combinación formada recibe el nombre de *óxido*. Por lo tanto, cuando se quema el carbón, se forma un óxido de carbón, que se llama *dióxido de carbono* (\*). Existen todavía otros procesos en los cuales el oxígeno se combina con un elemento, y todos estos procesos no se llaman combustiones, sino oxidaciones. La tostación, por ejemplo, es una oxidación: el hierro se combina con el oxígeno del aire. La respiración es una oxidación, porque la sangre se combina con el oxígeno en los pulmones. Las oxidaciones que se efectúan vivamente se llaman combustiones.

(\*) En español, cuando nos referimos al elemento o cuerpo simple que se contiene en el carbón decimos *carbón*. El dióxido de carbono se llama usualmente *anhidrido carbónico*. — N. del T.

Las llamas que aparecen en una combustión no son sino gases que arden. Son mezclas de vapores de sustancias que se volatilizan a estas elevadas temperaturas, de aire y de productos de la combustión. Los gases pueden ser luminosos de por sí, o bien la luminosidad de una llama es debida a que, por la acción del calor y de la corriente gaseosa, son arrastradas hacia arriba partículas de carbón, algo de hollín, y estos corpúsculos sólidos se ponen incandescentes. Entonces se observa que con una corriente de aire más intensa, por ejemplo, en un mechero de Bunsen, esto es, con mayor acceso de oxígeno, también se queman estas partículas sólidas. En este caso la llama deja de ser luminosa.

Por consiguiente, no puede arder el fuego ni puede arder el carbón sin oxígeno.

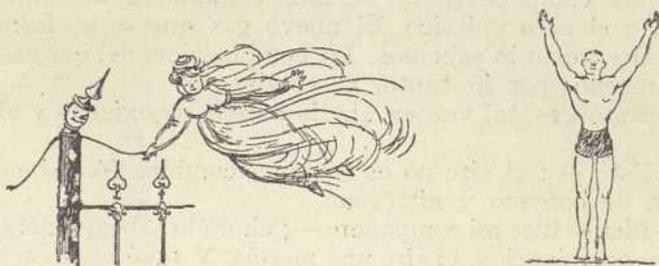


FIG. 24

### Una desilusión

— Hasta ahora conocemos cuatro elementos — dice mi compañero con viveza —, y además algunas mezclas y combinaciones. Parece, pues, que ahora podríamos perfeccionar nuestra clasificación de las sustancias: las sustancias inorgánicas se dividen en metales y «no metales», y los «no metales» en elementos, mezclas y combinaciones.

— Podemos admitir provisionalmente su clasificación mejorada — dice el químico —; pero, sin embargo, queremos examinar más detenidamente todavía una sustancia de nuestra lista: veamos la sosa. Como ustedes ven, nuestra sosa forma hermosos cristales incoloros. Calentados intensamente, los cristales se desmoronan, se convierten en un polvo blanco fino; estos cristales contienen agua. Esta agua, que es expulsada calentando, se llama agua de cristalización o de adición.

Si ustedes disuelven la sosa en agua, observan entonces ... Pruébenla ustedes; no, no la beban. Introduzcan la mano en la solución de sosa: ¿qué notan ustedes?

— Por el tacto parece que en el líquido haya jabón disuelto.

El químico mueve la cabeza asintiendo.

— En este hecho, cuya significación no podemos comprender bien todavía, se funda el empleo de la sosa para el lavado y para la obtención de polvos de jabón. Pero ahora queremos ensayar nuestra sosa. No necesitamos hacer uno por uno todos los ensayos; pero queremos ensayar otra vez la combustión. La sosa misma no arde, pero probemos de mezclar con ella un poco de nuestro carbón fácilmente combustible; tal vez facilite la combustión de la sosa.

Llenamos una retorta con sosa, añadimos un poco de carbón y calentamos ahora intensamente al rojo. La retorta está nuevamente en comunicación con la cuba neumática; en la combustión se desprende un gas, que recogemos. Además, se separa en la retorta una substancia desconocida: es brillante como plata pulida, tiene completamente el aspecto de un metal.

— La nueva substancia, por su aspecto, parece un metal — digo, expresando nuestra presunción.

— Sí — dice el químico — es un metal; es el metal sodio.

— Sin embargo, la sosa es evidentemente una substancia no metálica — exclama mi compañero excitado.

— Con todo, contiene un metal — responde el químico con calma

— Esto significa, pues — yo vacilo un momento —, que nuestra excelente clasificación de las substancias en metales y «no metales» pasa a ser insegura si súbitamente en las substancias no metálicas se encuentran contenidos metales.

— También en la sal común está contenido este metal sodio — dice el químico sin afectarse —, y precisamente también en el bicarbonato sódico y en muchas otras combinaciones que por sus propiedades son no metales.

Quedamos muy sorprendidos.

— ¿Qué ocurrirá ahora? — pregunta mi compañero —. Creo que estamos en un camino falso.

El químico se encoge de hombros.

— Ensayemos primero los metales — digo yo decidido —. Tal vez así encontraremos algo más.

### Los reyes de las substancias

Sentimos gran curiosidad, y no tenemos el menor deseo de que los experimentos sean largos.

— Oro, plata, mercurio, cobre y platino son metales — digo por esto apresuradamente.

— Del mismo modo que níquel, latón, estaño, bronce, aluminio y, como hemos averiguado, sodio — completa mi compañero.

— ¡Alto, alto! ¡No tan aprisa! — el químico levanta la mano defendiéndose —. Ya tenemos material abundante para nuestros ensayos.

— Le ruego: ahora basta de ensayos — digo —. ¿Son todas estas substancias elementos, o bien hay también entre ellas combinaciones o mezclas?

— Usted se ha vuelto de repente muy curioso — dice el químico sonriendo.

— ¡Nuestra clasificación! — dice mi compañero quejoso —. Hace un momento todo parecía muy claro, y ahora todo orden aparece confuso.

— Pues bien: oro y plata, mercurio, platino, cobre, níquel, estaño y aluminio son realmente metales, y son elementos.

— ¿Y el latón y el bronce?

— Usted estuvo ya una vez en casa del dentista, ¿no es verdad? — pregunta el químico amistosamente.

— Sí, es verdad. Precisamente vuelvo a estar en tratamiento: tengo tres muelas por empastar.

— ¡Ah! Tres muelas. ¿Qué empaste le ponen? ¿Empaste porcelánico?

— No; empaste de amalgama.

— ¿Ha visto usted alguna vez empaste de amalgama? ¿Sabe usted qué es una amalgama?

Tuve que decir que no.

— Aquí la tiene — el químico tiene en la mano una pequeña bola de lustre mate —. Esto es amalgama. La calentaremos; observe usted con atención: la calentaremos en una vasija; la substancia se altera a una temperatura elevada. En la parte fría de nuestra vasija aparece un depósito metálico brillante: es mercurio. La amalgama, por lo tanto, contiene mercurio. La amalgama en ningún caso es un elemento.

— La amalgama no es, naturalmente, un elemento — dice mi compañero, reflexivo —. La amalgama es una aleación.

— ¿Y qué es una aleación?

— Pues, es una mezcla o una combinación de dos metales.

— Bien; por de pronto dejaremos sin resolver este punto difícil. Ciertamente, la amalgama es una aleación; y el latón y el bronce también son aleaciones. Estas aleaciones son mezclas o combinaciones; de todos modos están formadas también por metales y tienen carácter metálico.

— ¿Y nuestra clasificación? — recuerdo tímidamente.

— Hemos visto que también hay metales contenidos en combinaciones al parecer no metálicas. Tal vez no tiene sentido hablar de combinaciones no metálicas.

— Comprendo: la división en metales y «no metales» no es aplicable a las substancias inorgánicas en general, sino sólo a los elementos. Existen elementos metálicos y elementos no metálicos. Y con estos elementos se pueden preparar mezclas y combinaciones.

### Se desmenuza a un hombre

— ¡No, no os asustéis! No vamos a entrar en una sala de anatomía y despedazar en ella con pulcritud a un hombre en sus distintos órganos; vamos a proceder más a fondo: vamos a analizarlo químicamente. ¿De qué está formado un hombre, el ser vivo de organización más perfecta, que se considera orgullosamente como la corona de la creación?

Nosotros somos completamente radicales: fundimos la totalidad del hombre; lo consideramos sólo como una determinada cantidad de substancia de, en números redondos, 75 kg. de peso, y preguntamos cuál es la composición química de esta substancia, del mismo modo que si tuviésemos delante de nosotros un mineral determinado, lo descompusiéramos químicamente y lo quisiésemos analizar.

El químico comienza, y no debe, según nuestra petición, limitarse a decir qué elementos y substancias existen en el cuerpo del hombre, sino que a la vez debe indicarnos qué cantidad de cada substancia está contenida en el cuerpo humano. Por lo tanto, no debe analizarse el hombre sólo cualitativa, sino también cuantitativamente.

La primera pregunta es ésta: ¿Encontramos también en el hombre alguno de los elementos que ya conocemos? El hombre es un ser dotado de vida; por lo tanto constituyen su cuerpo substancias orgánicas, y hasta ahora no conocemos en modo alguno las substancias orgánicas. Por esto nos refe-

rimos a lo que conocemos, y preguntamos si también existen en el hombre algunos de los elementos y sustancias que nos son conocidos.

El químico se dirige al local contiguo; no hemos de ver su trabajo. Sólo nos llama para decirnos los datos encontrados, para que podamos anotarlos y formar una tabla de las sustancias que constituyen un hombre.

— Peso total: 173,7621 kg.! — dice.

Escribimos este número.

— Ahora les diré los elementos — dice la voz al cabo de una larga pausa —. Oxígeno, 40 kg.

¿Tanto? Sin embargo, el oxígeno es una sustancia inorgánica. Y más de la mitad del hombre consiste en oxígeno. Esto es muy notable.



FIG. 25

— Carbono, 20 kg.

Otra vez una sustancia inorgánica, casi medio quintal de carbón; por consiguiente, llevamos mucho a cuestras.

— Hidrógeno, 7 kg.; nitrógeno, 3 kg.; calcio, 2 kg.; fósforo, 1 kg.; sigue ahora rápidamente.

En totalidad son, calculamos: 73 kg., y el peso total es de 73,7621 kg.

¿Dónde quedan las sustancias orgánicas?

De nuevo llega a nosotros la voz del otro lado de la puerta.

— Cloro, 200 gr.; azufre, 175 gr.; sodio, 150 gr.; potasio, 100 gr.

Todavía 625 gr. de sustancias inorgánicas; nos miramos sorprendidos.

Pero él no nos deja tiempo para reflexionar.

— Flúor, 75 gr.; magnesio, 50 gr.; hierro, 5 gr.; silicio y manganeso, 3 gr.; aluminio, 1 gr.; yodo, 1 decigr., y arsén-

nico, una dos milésimas de gramo. El resto sólo se halla en cantidades imponderables y consiste en cobre, plomo, zinc, litio, bromo, lantano, didimio, cerio, vanadio, cromo, molibdeno. En conjunto, el cuerpo humano está formado por veintinueve elementos en diferentes combinaciones.

— ¡Vaya, vaya!

Nuestro interés es enorme.

El químico asoma la cabeza por la puerta.

— ¿Dónde quedan las sustancias orgánicas? — preguntamos.

— No hay ninguna — dice el químico, y entra en el local en que estamos.

— ¿No hay ninguna? — Nos volvemos a mirar, y nuestras caras muestran claramente nuestra sorpresa.

— ¿No hay ninguna? — repito.

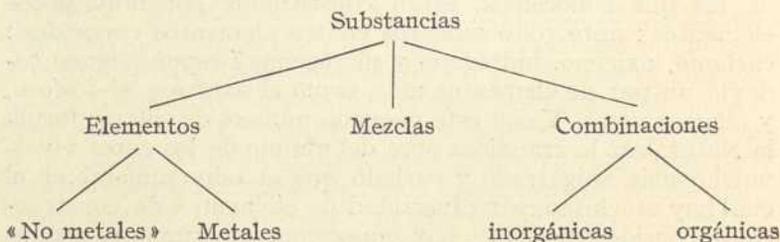
— No ; no hay ninguna. Todas las sustancias de la tierra están constituidas por elementos ; las sustancias inorgánicas



FIG. 26

y las orgánicas están formadas por los mismos elementos. No hay más que combinaciones inorgánicas y orgánicas.

— Así, pues, toda nuestra clasificación era falsa — dice mi compañero después de una buena pausa —. Si queremos clasificar, deberíamos empezar así: primero: elementos, mezclas, combinaciones; segundo, los elementos se dividen en «no metales» y metales; las combinaciones se dividen en combinaciones inorgánicas y orgánicas.



Su prosaísmo me excita.

— Todavía no puedo comprender: ¿todos los seres vivos están formados por las mismas sustancias que los minerales?

¿No existe materialmente ninguna diferencia entre seres muertos y seres vivos?

— Todas las substancias del mundo constan de los mismos elementos, tanto si se trata de una planta o de un animal, de un mineral o de un hombre; siempre actúan los mismos elementos.

— Pero las combinaciones son otras, ¿no es verdad? — pregunta mi compañero.

— ¿Conoce usted combinaciones orgánicas? — pregunta a su vez el químico por toda respuesta.

3 0 0 0 0 0 !!



FIG. 27

— Conozco substancias orgánicas — dice mi compañero —. Ahora debo admitir que son combinaciones. La albúmina, por ejemplo, el azúcar, la fécula; luego las vitaminas y las hormonas.

— La madera y la goma — añado, recordando nuestro primer recuento de substancias.

Mi compañero quiere continuar, pero el químico señala que no insista.

— Déjelo usted. Conocemos hoy, en números redondos, trescientas mil combinaciones orgánicas, y aún no las conocemos todas ni con mucho.

— ¡Trescientas mil combinaciones orgánicas!

### La gran maravilla

El químico nos mira y mueve la cabeza.

— ¡Un número formidable! Y todas estas innumerables combinaciones, porque seguramente hay más, muchas más de las que conocemos, están constituidas por muy pocos elementos; ante todo nuestros cuatro elementos conocidos: carbono, oxígeno, hidrógeno y nitrógeno. Después siguen todavía un par de elementos más, como el azufre y el fósforo, y algunos otros. Y con este pequeño número de sillares forma la Naturaleza la grandiosa obra del mundo de los seres vivos, mucho más abigarrado y variado que el reino mineral, en el cual hay mucho mayor diversidad de elementos de construcción. Consideremos que hoy conocemos en números redondos un millón de especies animales; aproximadamente nos es conocida la cuarta parte de un millón de especies animales de pasadas épocas de la tierra, y puede que todas juntas no

constituyan sino una pequeña parte de las realmente existentes ; además, el incontable número de especies de plantas, y todas, todas están constituidas por este pequeño número de sillares : los géneros y las especies de animales y de plantas, las razas y los millones de variedades de seres vivos, todo está formado por los elementos carbono, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno y otros pocos. Esto es, en realidad, la más sorprendente maravilla que la Naturaleza ofrece a nuestro espí-

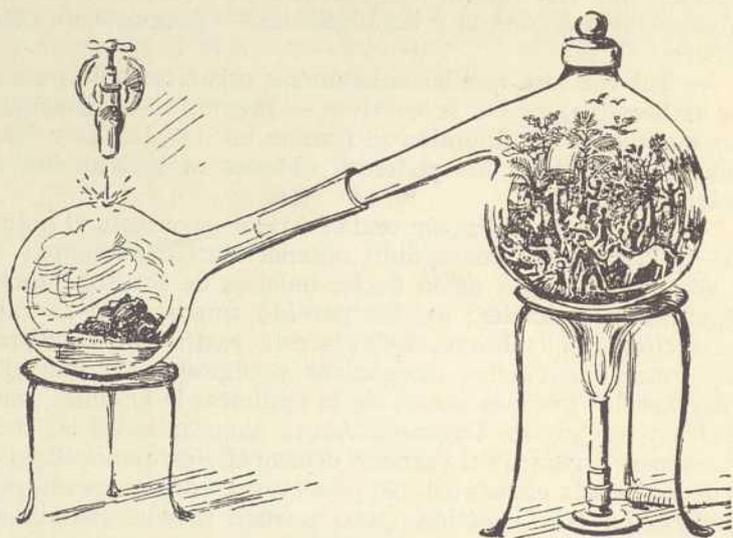


FIG. 28

ritu investigador : una maravilla de ahorro de medios y de insuperable grandiosidad de producción, una maravilla en el arte de la combinación y en bellezas ; y nosotros, hombres, hemos de estar satisfechos al penetrar en el secreto, cuando logramos descubrir cómo está materialmente constituida esta gran diversidad. Trescientas mil combinaciones orgánicas ; y cuando echamos una ojeada a estas combinaciones, sentimos un hálito de esta maravilla : tan grandiosa es la armonía, tan admirable es el sistema con que estas substancias están enlazadas entre sí y se forman unas de otras. Explicar estas relaciones mutuas es el fin de la Química Orgánica, y sus éxitos figuran entre los más hermosos y grandes descubrimientos de las Ciencias Naturales.

Quedamos un momento silenciosos y meditamos lo dicho. No; no estamos desilusionados al ver que la magnífica variedad de la vida haya sido reducida por el químico a tan simples elementos de construcción; sentimos con intensidad reforzada la gran maravilla, que nos parece todavía mayor al conocer con qué medios tan simples ha sido creada.

— Si los seres vivos están formados por los mismos elementos que los minerales, si sólo son combinaciones de otra especie, ¿no hay, pues, en realidad, diferencia entre las sustancias inorgánicas y las orgánicas? — pregunta mi compañero.

— Tal vez será que las sustancias orgánicas sólo pueden ser elaboradas por los seres vivos — pregunto. — El azúcar, por ejemplo, o la albúmina se forman en las plantas y en el cuerpo animal; no los podemos obtener artificialmente en el laboratorio.

— Antes esta distinción tenía sentido — contesta el químico —. Pero se ha conseguido obtener «artificialmente» en el laboratorio, como usted decía, muchas de las sustancias vegetales y animales; así ha perdido importancia la diferenciación. Sin embargo, todavía está justificada la distinción entre sustancias inorgánicas y orgánicas, y con ella, entre las dos grandes ramas de la Química, la Química Inorgánica y la Química Orgánica. Ahora bien, en todas las combinaciones orgánicas el carbono desempeña un papel superior al de los demás elementos. No podemos en este momento profundizar en esta cuestión, pero pueden ustedes imaginarse que la extraordinaria multiplicidad de las combinaciones orgánicas sólo es posible porque el carbono, el elemento fundamental, presenta propiedades distintas de las de los otros elementos o no perceptibles en éstos en tal grado. Por esto se separa el campo de las combinaciones en que desempeña el carbono este papel especial como grupo de las combinaciones del carbono. Y como la mayor parte de las sustancias que constituyen los seres vivos corresponden a estas combinaciones del carbono, por esto se ha conservado el antiguo nombre de «sustancias orgánicas».

— ¿Y nuestro óxido de carbono pertenece también a las sustancias inorgánicas? — pregunto.

— Podemos decir aproximadamente: las combinaciones en las cuales el carbono se comporta como los otros elementos se incluyen entre las inorgánicas. Sólo las combinaciones en las cuales manifiesta sus propiedades especiales pertene-

cen a las «orgánicas». Naturalmente esta división no es muy precisa, y a menudo es discutible si una substancia debe contarse entre las inorgánicas o entre las orgánicas. Aquí hay que tener en cuenta muchos factores: los métodos de análisis y de síntesis de las substancias, que son diferentes en la química orgánica y en la inorgánica, etc. La división en substancias inorgánicas y orgánicas es, si ustedes quieren, una clasificación de mera comodidad para el estudio, pero íntimamente relacionada con la evolución histórica de la Química, y luego, lo que es, naturalmente, más importante, basada en razones teóricas, y sumamente oportuna por este mismo motivo.

---



## Los elementos

### Nuestra vieja Tierra

Ha terminado nuestro primer análisis de la naturaleza de las substancias. En vez de la inmensa multitud de substancias diferentes en la Naturaleza viva y muerta sólo hemos encontrado tres grandes clases : elementos, mezclas y combinaciones.

Los elementos pueden juntarse formando mezclas o presentarse en combinaciones. En las mezclas aún podemos reconocer los elementos aislados, mientras se trata de groseras mezclas mecánicas. En las combinaciones los elementos se hallan completamente enmascarados : no los descubrimos ni percibimos sus propiedades. Sólo cuando descomponemos las combinaciones por medios químicos, reaparecen los elementos y nos muestran que habían estado constituyendo realmente las combinaciones. Los elementos son, pues, lo primero que hemos de considerar con detenimiento ; son las verdaderas piedras de construcción que emplea la Naturaleza en toda nuestra Tierra.

Un elemento, una materia fundamental admitieron los antiguos filósofos griegos : era el agua para Thales, el aire para Anaximenes y otras substancias para otros. Luego surgió la idea de que una substancia no podía explicar la plenitud de los fenómenos, y predominó durante siglos la teoría de los cuatro elementos : agua, aire, tierra y fuego.

Hoy estamos muy lejos de los simples « cuatro elementos » de los griegos. Conocemos noventa y dos elementos (véase la Tabla de los elementos al final del libro), y de éstos casi noventa han sido realmente hallados y obtenidos en el laboratorio. Noventa y dos elementos, de cuyos centenares de millares de combinaciones y mezclas está formada la abigarrada y variada Naturaleza. Montañas y bosques, ríos, el aire y todas las plantas, animales y hombres, metales y medicamentos, colorantes y carbones minerales, hierro y vidrio, goma,

cuero, seda y todas las substancias que nos presenta la Tierra : todo está formado por estos noventa y dos elementos. Si descomponemos toda la inmensa Tierra en el laboratorio químico, como lo hemos hecho con el hombre, nos quedan finalmente montones grandes y pequeños de estos noventa y dos elementos, y nada más.

Ciertamente que los montones que así se forman son unas veces grandes montañas y otras veces son pequeños, muy pequeños, pues los elementos componen la Tierra en proporciones muy desiguales ; algunas de las substancias fundamentales son la base del cuerpo de la Tierra ; otros elementos parecen estar incluidos en este cuerpo para adornarlo, desempeñan un papel secundario, si se pretende medir la importancia de una substancia por la cantidad que de ella se encuentra.

Naturalmente, no conocemos toda la Tierra ; sobre todo conocemos poco del verdadero interior de la Tierra, de su núcleo. Pero conocemos muy bien la corteza de la Tierra hasta un espesor de unos 16 km. ¿Qué significan, sin embargo, estos 16 km. si consideramos que el diámetro de la Tierra es de 13 000 km. en números redondos? Escarbamos un poco alrededor de la superficie de la Tierra ; hallamos métodos que nos permiten calcular la composición algo más adentro, hasta el límite de unos 16 km., y luego decimos presuntuosos : la Tierra está formada por noventa y dos elementos y por nada más.

No nos movamos, pues, de la superficie de la Tierra. La vamos a descomponer como hicimos con el hombre. Agruparemos sus materiales de construcción formando montones.

El trabajo no parece difícil, pues por de pronto podemos formar un montón con la mitad de la corteza de la Tierra : 49,4 % de oxígeno. El oxígeno está contenido en el aire, como sabemos, en el inmenso mar atmosférico ; en todos los seres vivos desempeña un papel predominante y también muchas, muchísimas combinaciones lo contienen. Casi la mitad de la corteza terrestre está formada por oxígeno.

Luego podemos formar otro gran montón : el elemento silicio forma una cuarta parte de la corteza terrestre, exactamente 25,7 %. Encontramos silicio en casi todas las montañas ; encontramos este elemento en la arena del mar y en toda clase de tierras.

Tres cuartas partes de la corteza terrestre están formadas, pues, por dos elementos : oxígeno y silicio. Luego siguen,

descendiendo rápidamente en la serie los demás elementos :

Aluminio .....	7,500	por 100	Hidrógeno .....	0,880	por 100
Hierro .....	4,700	» »	Titano .....	0,580	» »
Calcio .....	3,400	» »	Cloro .....	0,190	» »
Sodio .....	2,600	» »	Fósforo .....	0,120	» »
Potasio .....	2,400	» »	Carbono .....	0,087	» »
Magnesio .....	1,900	» »	Manganeso .....	0,080	» »

Y cada vez más rápidamente disminuyen los tantos

por ciento de los elementos: el cobre, esta importante primera materia, forma sólo el 0,010 % ; la plata, únicamente 0,000 004 %, y el oro es tan escaso, que sólo forma el 0,000 0001 % de la corteza terrestre.

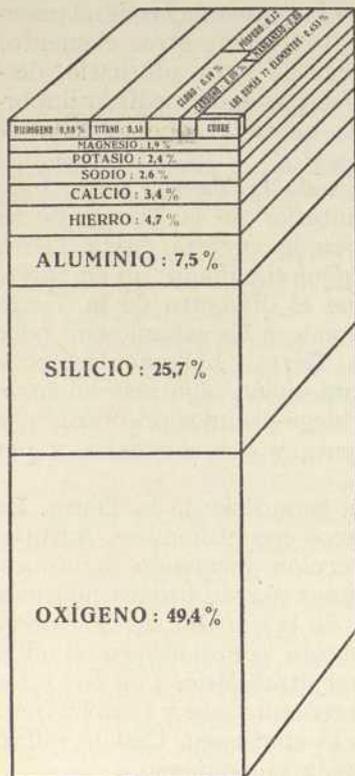


FIG. 29

Una diezmillonésima por ciento de la corteza de la Tierra, y, sin embargo, ha despertado pasiones, ha promovido guerras, ha influido en el sistema económico de los Estados, ha esparcido la dicha y la desgracia, y ha vuelto locos a los hombres, los ha sacado de su patria y llevado lejos al grito de ¡oro, oro! Una diezmillonésima por cien de nuestra corteza terrestre; una substancia noble, escasa.

¿Y qué hay en el núcleo de la Tierra?

Poco sabemos de ello. Los métodos físicos permiten presumir que el núcleo de la Tierra está más comprimido que la corteza, esto

es, como dice el físico, que tiene mayor densidad. Y esto podría hacernos suponer que en el núcleo terrestre abundan especialmente los metales pesados.

Así habría una compensación, pues en la corteza terrestre predominan con mucho los « no metales ». Hemos visto que el

oxígeno y el silicio, ambos «no metales», forman las tres cuartas partes de la corteza de la Tierra. Por lo tanto en ésta los «no metales» predominan de un modo absoluto.

En el número de los elementos predominan, en cambio, los metales, pues de los noventa y dos conocidos, escasamente son veinte «no metales»; los demás son metales. Así podría parecer realmente una compensación que los metales, que son más en número, formen el núcleo de la Tierra, mientras que los «no metales» hayan quedado predominando en la corteza de la misma.

### El segundo paso

Noventa y dos elementos, según sabemos ahora, son los materiales de construcción con que la Naturaleza ha levantado sus edificios. Noventa y dos elementos, diferentes unos de otros en peso y en propiedades, cada uno de los cuales es una personalidad con carácter determinado. Pero noventa y dos es un número bastante grande; y si no podemos lograr nada más, nuestro ensayo de poner orden en la multitud de cosas no ha dado resultados bastante satisfactorios. Ordenar quiere decir siempre juntar lo semejante o, a lo menos, lo análogo; y nuestro objeto ha de ser, si queremos realmente comprender la estructura de la Naturaleza, obtener, en vez de los millones de substancias, un pequeño número asequible de grupos, del mismo modo que se ha hecho con el sistema de las plantas o de los animales: clases, géneros, especies, etc. El secreto del sistema es: que permite señalar a cada cosa aislada su lugar propio, pero que simultáneamente permite, por medio de agrupaciones cada vez más amplias, hacer accesible lo inmenso, abarcarlo con la mirada.

Tratamos aquí del sistema de las substancias, y no de un sistema arbitrario, de cualquier sistema basado en lo externo (como era, por ejemplo, el sistema de las plantas de Linné, establecido a partir de caracteres externos), sino del sistema natural de las substancias. Esto quiere decir que no dividimos las substancias según su color o su dureza o su conductibilidad, sino según su naturaleza, según su modo de ser. Naturaleza o modo de ser significan en Química las propiedades de las substancias que se ponen de manifiesto en los procesos químicos, esto es, en las reacciones.

Los elementos se unen entre sí, formando combinaciones químicas. Lo primero que ahora se ocurre es preguntar: ¿Se combinan todos los elementos unos con otros y entre sí? ¿El oro con el oxígeno, el azufre con el carbono, el helio con la plata, y así sucesivamente? Podríamos suponer que esto no es así, y entonces se podrían formar grupos. Grupos de elementos que se combinan de buena gana especialmente con el oxígeno o con otro determinado grupo de elementos. Y luego: si algunos de ellos se sienten especialmente atraídos por un elemento determinado, ¿se parecen unas a otras las combinaciones así formadas?

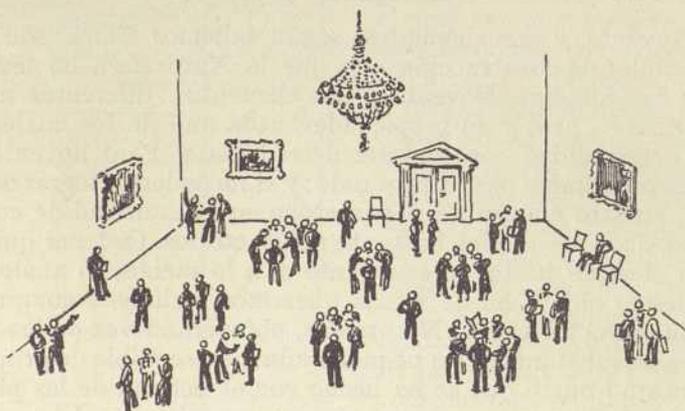


FIG. 30

Nos encontramos en un gran salón en el que se hallan muchos hombres jóvenes: jóvenes estudiantes de todas las Facultades, jóvenes comerciantes, jóvenes deportistas, etc. El salón tiene el aspecto usual en estos casos: se han formado pequeños o grandes grupos. Los conocidos se juntan, hablan y ríen. Pero no se percibe ningún orden. Los jóvenes están esparcidos por el salón sin regla alguna y con bastante uniformidad.

Pedimos atención.

— ¡Señores! — gritamos —. Tenemos una sorpresa para ustedes. Dentro de pocos minutos recibiremos visitas: llegará el profesor A, el conocido cirujano; y con él, Haroldo B, el conocido aviador, y Klaus W, el gran poeta, y el doctor G, el inventor que todos ustedes conocen.

Durante el silencio, lleno de expectación, que sigue a nuestras palabras, se abre la puerta y aparecen las cuatro personalidades. Al cabo de pocos minutos el salón presenta un aspecto completamente distinto : alrededor de los cuatro visitantes se han formado cuatro círculos de jóvenes, que escuchan las palabras del visitante respectivo y discuten con él. Contemplamos sonrientes el nuevo cuadro. Cuatro grupos bien deslindados, cuatro círculos de jóvenes. En la abigarrada multitud se ha establecido orden. No sólo exteriormente, sino que hemos encontrado a la vez un medio para averiguar las tendencias, el modo de ser de nuestros jóvenes. En torno del aviador

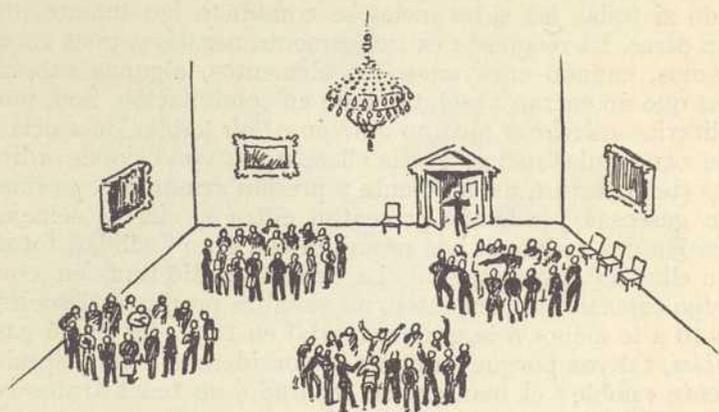


FIG. 31

se han reunido muchos jóvenes ; todos son, nos basta oírlos, entusiastas deportistas. En el círculo formado alrededor del médico se discuten vivamente cuestiones médicas, así como los jóvenes artistas se han reunido alrededor del poeta, y los técnicos alrededor del inventor. Los círculos no se han formado sólo a causa de condiciones externas de los jóvenes, sino que expresan intereses comunes ; los jóvenes que los constituyen están emparentados intelectualmente.

Esto es un experimento. Hemos dejado reaccionar la informe multitud, y en sus reacciones se distinguen los distintos grupos. Ponen de manifiesto que los concurrentes de cada uno poseen las mismas o análogas cualidades.

Con las substancias ocurre exactamente lo mismo. De las reacciones podemos deducir su modo de ser, su naturaleza,

y también la manera cómo los elementos podrán formar nuevos grupos. No podemos, naturalmente, estudiar todas las reacciones de cada substancia, pero podemos tener la seguridad de que la investigación durante siglos ha hecho este trabajo y ha encontrado los grupos de elementos que guardan entre sí exacta analogía. Nos ocuparemos por separado de los dos grupos de elementos ya conocidos: los «no metales» y los metales.

### Los solitarios

El principio es agradablemente sencillo. Hemos preguntado si todas las substancias se combinan igualmente unas con otras. La respuesta es francamente negativa, pues encontramos, cuando ensayamos los elementos, algunas substancias que no entran absolutamente en combinación. Son, pues, solitarios acérrimos, que no quieren ni oír hablar de asociarse con otras substancias. Todas ellas, en las condiciones ordinarias (temperatura del ambiente y presión atmosférica normal), son gaseosas y además presentan entre sí ciertas semejanzas. En una palabra: nos permiten con gran facilidad formar con ellas un grupo especial. La ciencia les dió también, como grupo especial de elementos, un nombre propio al descubrirlos (o a lo menos a la gran mayoría) en 1895: les llamó *gases nobles*, tal vez porque entonces se consideraba como especialmente «noble» el mantenerse separado, no tener tratos con el «pueblo vulgar».

Éstas substancias viven en soledad, buscada por ellas mismas. Son seis elementos, esto es, los gases helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, llamado este último también nitón o emanación. Los cuatro del medio están contenidos en nuestro aire; fueron descubiertos en él cuando lord Robert J. Rayleigh y William Ramsay investigaron el nitrógeno: compararon la densidad del nitrógeno obtenido del aire con la del procedente de combinaciones nitrogenadas, encontrando así que 1 cm.<sup>3</sup> de nitrógeno del aire pesa más que 1 cm.<sup>3</sup> de nitrógeno obtenido del otro modo. Supusieron entonces que el nitrógeno del aire contiene uno o más elementos además del verdadero nitrógeno, y que a esto es debido su mayor peso, y descubrieron los gases nobles. El helio se halla también en el aire, sobre todo en las capas superiores, pero se encuentra asimismo en forma de gas en la Tierra, donde, por ejemplo en América, emana del suelo. El radón

o emanación del radio, el sexto de los gases nobles, aparece en la descomposición radiactiva del radio. De ello hablaremos más adelante.

El hecho de que estos gases nobles no entren en ninguna combinación, es de la mayor importancia técnica. Ni siquiera se combinan con el oxígeno, y esto significa que no pueden arder. En cambio, el hidrógeno, según hemos visto, arde con facilidad, se combina gustosamente con el oxígeno. Por este motivo Alemania, después de la terrible catástrofe del dirigible « Hindenburg », estableció negociaciones con los Estados



FIG. 32

Unidos con el objeto de que le proporcionasen helio para llenar dirigibles. El helio no se combina con el oxígeno; por consiguiente, no puede arder. Es, en verdad, algo más pesado que el gas hidrógeno: el poder ascensional del dirigible es aproximadamente un 10 % menor; pero el helio no ofrece peligro alguno, y esto es lo decisivo.

### Amigo de todo el mundo

Ustedes mismos lo habrán observado alguna vez. Ustedes tal vez sean algo reservados. No contraen rápidamente amistades y son muy retraídos en el trato social; no abren con facilidad su corazón. Pero tienen un amigo que es exactamente lo contrario de ustedes. Si ustedes dos van a una sociedad a la cual concurren por vez primera, permanece Vd. aislado, no encuentra amistades en seguida; pero su amigo es conocido al instante en todas partes: traba conversación,

charla, ríe, baila, y podría creerse que él, que llega allí por primera vez, es un antiguo amigo de la casa.

Amigos de todo el mundo también los hay entre nuestros elementos, que presentan en su naturaleza caracteres tan

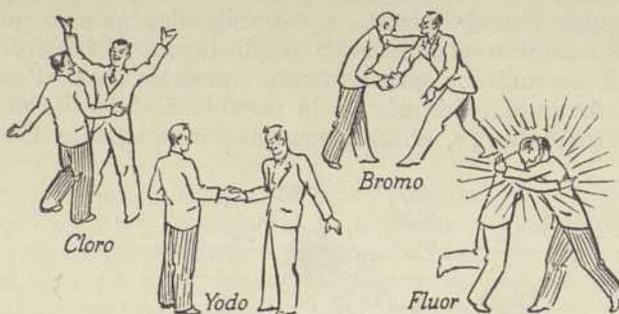


FIG. 33

acusados como los hombres. Hay sustancias que por su destacada afinidad podemos reunir las en un mismo grupo: se lanzan en seguida sobre cualquier otra que encuentran, la solicitan, se combinan con ella, reaccionan con las sustancias violentamente, y a menudo inflamándose o con explosión. Se conocen cuatro elementos de este grupo: flúor, cloro, bromo, yodo. Los dos primeros son gases en las condiciones normales. El bromo es líquido (junto con el mercurio, único elemento metálico líquido en las condiciones normales); el yodo es una sustancia sólida. También este grupo ha recibido un nombre propio a causa de su analogía; los elementos que lo forman se llaman *halógenos* o formadores de sales. El hecho de que el

cloro forme una combinación

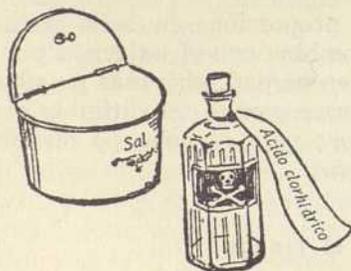


FIG. 34

con el metal sodio, que ya conocemos, o sea la sal común o cloruro sódico, puede por ahora bastarnos para comprender tal denominación.

Los cuatro halógenos no sólo se parecen en que reaccionan con casi todas las sustancias, y generalmente con mucha violencia, y en que se encuentran muy a gusto con los metales,

sino en que también sus combinaciones manifiestan analogías que justifican el establecimiento de este grupo. Es decir: los cuatro elementos se unen directamente con el hidrógeno, y las combinaciones así formadas reciben el nombre de «ácidos»; también aquí puede bastarnos como prueba de ello el hecho de que la combinación del cloro con el hidrógeno, el gas ácido clorhídrico, en solución acuosa constituye nuestro ácido clorhídrico. Por otra parte, se manifiesta aquí semejanza entre el ácido clorhídrico y el agua. La mezcla de cloro e hidrógeno es también altamente explosiva, y se llama gas cloro detonante. Es tan sensible que incluso la luz puede provocar su explosión.

Pero con estos amigos de todo el mundo, entre las sustancias, ocurre lo mismo que a menudo acontece en la vida: se forman rápidamente las amistades, los hombres de fina sensibilidad conservan tal vez esta amistad durante algún tiempo, pero cuando se presenta una ocasión oportuna desatan unos lazos que no se acomodan a su naturaleza. Las sustancias nobles, como el oro y el platino, se combinan muy rápidamente con el cloro; pero por la acción del calor estas combinaciones se desbaratan también con rapidez. Los metales ordinarios, en cambio, retienen con gran energía el cloro; no lo ceden, por lo tanto, cuando se calientan sus combinaciones.

### Puentes para la otra orilla

Se construye un puente sobre un río. Mediante un solo arco atrevido debe cruzar el caudaloso río, uniendo así las dos altas orillas. Todavía está en construcción; a medio hacer se eleva el arco muy por encima del agua. Se parece a un ser vivo que tiene los pies bien afirmados en una orilla, pero que dirige ansioso sus brazos a la otra; se encorva como si quisiera atravesar el abismo que las separa.

Con estos puentes tienen cierta semejanza los tres grupos de sustancias con que termina nuestro conjunto de los «no metales». La otra orilla significa aquí para nosotros, que buscamos las diferencias y las analogías entre los elementos, la orilla de los metales. Puentes de los «no metales» a los metales son estos grupos. Con los «pies», es decir, los elementos básicos, están afirmados en la orilla de los «no metales», pero se extienden ya por el otro lado hacia los metales. Los elementos se acercan paulatinamente, en estos grupos, poco a

poco, a los metales; los términos finales de los mismos ya casi pueden considerarse como metales. Tres son los grupos que, según sus elementos fundamentales, podemos llamar grupos del oxígeno, del nitrógeno y del carbono.

*Grupo del oxígeno.* Está formado por los elementos oxígeno, azufre, selenio y telurio. El oxígeno es un antiguo conocido, y su tendencia a formar combinaciones y a estar en todas partes casi podría asemejarlo a los halógenos si otras propiedades no estuviesen en contra de estas relaciones. El segundo elemento, el azufre, es igualmente bien conocido de todos. Se presenta en el yeso y también en los minerales metálicos que se encuentran en los montes;



FIG. 35

por ejemplo, la pirita de hierro. Forma con el hidrógeno el desagradable gas hidrógeno sulfurado o sulfhídrico, que tiene un penetrante olor a huevos podridos. Una combinación de azufre y oxígeno es el conocido dióxido de azufre (\*): se emplea para desinfectar locales. Hay un gran número de combinaciones de azufre y oxígeno, y también de combinaciones de azufre, oxígeno e hidrógeno, de las cuales tal vez la más conocida es el ácido sulfúrico (\*\*). El azufre, como el oxígeno, es un «no metal» manifiesto, pero tiene una propiedad especial que también existe en un elemento de cada uno de los otros dos grupos: se presenta en diferentes formas, esto es, como azufre amarillo y como azufre casi incoloro, como azufre

(\*) Llamado en español *gas sulfuroso*, *ácido sulfuroso* o *anhídrido sulfuroso*. — N. del T.

(\*\*) Vulgarmente *aceite de vitriolo*. — N. del T.

plástico, que se obtiene vertiendo azufre fundido en agua y que tiene un color pardo, y como azufre sólido, blanco. No podemos tratar aquí de las causas de estas diversas formas; nos limitamos a consignarlas. El azufre es de por sí una sustancia indolente, que a la temperatura normal no se combina a gusto con otras sustancias.

La más próxima sustancia de este grupo, el selenio, está ya en la frontera entre las sustancias no metálicas y las metálicas. Como todos los «no metales», es mal conductor de la corriente eléctrica; pero cuando se expone a la luz principia súbitamente a conducir la electricidad. En esto se funda el empleo técnico de este cuerpo en las células de selenio, que ahora, ciertamente, en la mayor parte de los casos (por ejemplo, en las películas cinematográficas sonoras) han sido sustituidas por las fotocélulas, cuya acción es más bien física. El último elemento, el telurio, se manifiesta ya como metal.

*Grupo del nitrógeno.* Contiene cinco elementos: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto. Presentan el mismo aumento de los caracteres metálicos que los del grupo anterior, pero de un modo más acentuado. El nitrógeno es un «no metal» puro; el fósforo, como el azufre, se presenta en varias formas (\*), de las



FIG. 36

cuales las más importantes son el fósforo blanco y el fósforo rojo. Ya el fósforo, y sobre todo el arsénico, están, como el selenio, en la frontera entre los metales y los «no metales», y el antimonio y el bismuto son casi metales.

El nitrógeno desempeña, como sabemos, un gran papel en el aire; es un componente decisivo del ácido nítrico. Su combinación con el hidrógeno es el amoníaco, cuya solución acuosa se llama vulgarmente amoníaco líquido(\*\*) o amoníaco a secas. Es un componente importante de la albúmina. El nitrógeno, como el azufre, es muy indolente a la temperatura normal; no entra fácilmente en combinación. Pero, sin

(\*) Las diversas formas que presentan varios elementos se denominan *estados alotrópicos*. — N. del T.

(\*\*) No debe confundirse con el verdadero «amoníaco líquido», que es el gas amoníaco liquidado. — N. del T.

embargo, exactamente como en el azufre, hay muchas combinaciones nitrogenadas.

El fósforo blanco y el rojo se distinguen uno de otro no sólo por el color, sino también por sus propiedades químicas.



FIG. 37

El fósforo blanco es químicamente muy activo y muy venenoso; en cambio, el rojo es apático y nada tóxico. Es casi como si las propiedades del nitrógeno, de ser a la vez indolente y de formar en condiciones especiales muchas combinaciones, se hubiesen separado en ambas formas del fósforo. Además de estas dos especies, existen todavía el fósforo violeta y una modificación metálica.

La importancia del fósforo estriba en su acción en el crecimiento de las plantas. Todo el mundo tiene conocimiento de los abonos fosfatados.

El arsénico, de por sí un elemento venenoso, forma junto con el oxígeno el arsénico blanco (\*), que ya a la dosis de 0,2 gr., cuando no se está habituado a tomarlo, es de acción mortal para el hombre.

El antimonio y el bismuto se emplean sobre todo en aleaciones con otros metales: el metal para letras de imprenta y el metal blanco son aleaciones de antimonio; el metal de Wood, que se funde ya en el agua caliente, es una aleación de bismuto, plomo, estaño y cadmio.

*Grupo del carbono.* Forman este grupo tres elementos:



FIG. 38

carbono, silicio y germanio, y además se puede incluir en él también el boro, que es el componente más importante del bórax. El carbono, como base de las combinaciones orgánicas, nos es ya conocido. También conocemos el silicio: en el cuarzo o en el cristal de roca tenemos una combinación muy importante de silicio y oxígeno. Esta combinación de silicio y oxígeno forma uno de los componentes más importantes de las rocas que cons-

(\*) Llamado también *arsénico a secas*, *ácido arsenioso* o *anhídrido arsenioso*. — N. del T.

tituyen las montañas de la Tierra. El granito, el gneis, y como integrantes del granito (junto con el cuarzo) el feldespato y la mica, son compuestos de los metales con esta combinación de silicio y oxígeno. El carbono se presenta como el azufre y el fósforo en diferentes formas. Tanto el diamante como el grafito y aun el negro de humo u hollín más fino del aire, son carbono puro. Del mismo modo que el nitrógeno, y el azufre, es muy indolente, pero se combina formando más compuestos que todos los demás elementos juntos: las combinaciones orgánicas o compuestos orgánicos. Al lado de las combinaciones de carbono y oxígeno tienen sobre todo importancia las combinaciones de carbono e hidrógeno, de las cuales recordaremos el metano o gas de los pantanos (que mezclado con el aire es muy explosivo y produce las explosiones del *grisú* de las minas de carbón).

*El hidrógeno.* Hemos de nombrar todavía, como último «no metal», uno singularísimo: el hidrógeno. Es el más ligero de todos los elementos, desempeña muchos y decisivos papeles en el conjunto del mundo material y todavía no podemos tratar de él detenidamente.

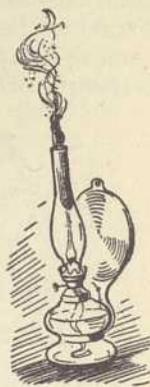


FIG. 39

### Los relucientes

Al principio de nuestro ensayo de penetrar en la naturaleza de las sustancias clasificándolas, reconocimos ya que, a diferencia de los «no metales», que formaban un montón sin ordenar, entonces así nos lo parecía, los metales, el segundo gran grupo de las sustancias, muestran propiedades comunes, de modo que forman realmente una familia de sustancias. Posteriormente hemos aprendido que la división en metales y «no metales» no se refiere a las sustancias en general, sino sólo a los elementos; hemos podido comprobar ahora precisamente, en la observación de los «no metales», que esta división no es definitiva, sino transitoria. Pero este nuevo conocimiento no ha afectado en nada al convencimiento de que el gran grupo de los metales, que comprende más de setenta de los noventa y dos elementos, forma un conjunto unido y compacto.

Por esto, en un breve examen de los metales, no ha de ser lo primero proceder a su subdivisión, sino fijar sus caracteres comunes, sus propiedades generales. No es ciertamente una mera casualidad que en la vida cotidiana conozcamos los metales mucho mejor que los «no metales». Por de pronto no sabemos formarnos una idea de los «no metales» como substancias aisladas. Pensamos tal vez en la tierra y en las rocas, cuando nos imaginamos «no metales» sólidos, pero ignoramos qué substancias pueden ser éstos. Pero los metales sí que los conocemos; estamos habituados a tratar con ellos en la vida diaria. Hierro, oro, plata, cobre, aluminio, estaño, zinc y níquel son para nosotros conceptos; no sólo palabras, sino hechos que representan cosas tangibles.



FIG. 40

Por esto, si hemos de decir qué propiedades presentan los metales, entonces como legos en la materia no estamos del todo desamparados. Todos los metales son brillantes; así decimos: el oro brilla y lo mismo la plata, el níquel y el cromo. El brillo de un metal, naturalmente sólo con la superficie pulimentada, nos parece un carácter bastante apreciable, y es verdaderamente una señal de los metales el hecho de brillar con la superficie lisa, esto es, el tener «brillo metálico»; su superficie refleja la luz como un espejo; y nosotros, que conocemos espejos metálicos pequeños o grandes, sabemos también que nuestros espejos de cristal tienen la propiedad de reflejar los objetos gracias a la capa de mercurio o de plata que llevan detrás del mismo, es decir, gracias a una capa metálica. Por lo tanto, los metales brillan.

Los metales son también excelentes conductores; esto lo observamos cada día. Por de pronto conducen el calor. Todas las amas de casa saben que deben valerse de un paño de cocina para separar del hogar la olla caliente. Todo el mundo conoce las cafeteras de metal cuyo mango está protegido con madera, como ciertas cacerolas para que puedan asirse sin peligro. Los metales conducen muy bien el calor, mientras que la madera y las materias textiles son «malas conductoras» del mismo. Pero los metales no sólo conducen el calor,

sino también la electricidad. Nuestros hilos conductores de la luz y de nuestros timbres son alambres, o sea hilos metálicos conductores; los largos cables del Océano y las antenas de los aparatos de radio son de metal, porque precisamente el metal opone muy escasa resistencia al paso de la corriente eléctrica.

Es también común a todos los metales, con una sola excepción, el estado sólido. Sólo el mercurio es líquido a la temperatura ordinaria; pero todos los metales se pueden liquidar, se pueden fundir, si bien a temperaturas muy diversas.

Por de pronto parece que todas estas cualidades son bastante superficiales; sin embargo, demuestran que todo este grupo de substancias presenta afinidades propias de su naturaleza, pues dichas propiedades físicas, así como la conductibilidad y la reflexión de la luz, no son meros accidentes de las mismas, sino propias de su modo de ser íntimo, del mismo modo que la cara de un hombre es como el espejo de su alma. No es éste todavía el lugar apropiado para describir el parentesco químico de los metales; nos faltan aún para ello demasiados conocimientos previos. Pero adelantamos que este parentesco existe, y por el momento nos contentaremos con hacerlo constar y dejar para más adelante la cuestión del cómo y del porqué.

En segundo lugar podremos tratar de la subdivisión de este gran grupo. ¿Qué es más pesado: un kilogramo de aluminio o un kilogramo de oro? Ésta es una pregunta humorística que a menudo se hace y ordinariamente no se entiende bien, y a veces se contesta diciendo: un kilogramo de oro. Naturalmente, esto es una necedad, porque un kilogramo siempre es un kilogramo, lo mismo si se pesa aluminio que oro, aire o plumas. Pero la idea que encierra esta equivocada respuesta es comprensible: cuando comparamos dos cubos iguales en tamaño de aluminio y de oro, sabemos en seguida que de hecho el cubo de oro es mucho más pesado que el otro. También el peso, en sentido químico, es una propiedad externa; pero, sin embargo, sirve para establecer en el reino de los metales un primer orden. Así dividimos los metales en ligeros y pesados. El aluminio es un metal ligero; este



FIG. 41

concepto es evidente para todo el mundo, mientras que el oro y el hierro son metales manifiestamente pesados.

A esta primera subdivisión siguen todavía otras. Entre los metales ligeros pueden establecerse tres grupos bien marcados, que han recibido científicamente también nombres especiales: metales alcalinos, metales alcalinotérreos y metales térreos.

*Metales alcalinos.* Pertenecen a este subgrupo cinco elementos: litio, potasio, sodio, rubidio y cesio. Son elementos muy ligeros; los tres primeros son hasta más ligeros que el agua, en la cual por lo tanto flotan. Actúan enérgicamente sobre el agua, de la cual separan el hidrógeno. Por esto se conservan debajo de petróleo. Sostienen relaciones íntimas con los halógenos, con los que se combinan gustosamente. Ya conocemos la combinación del sodio con el cloro, que es nuestra sal común.



FIG. 42

*Metales alcalinotérreos.* Pertenecen a este grupo los elementos berilio, magnesio, calcio, estroncio y bario. También estos

elementos forman un grupo de sustancias emparentadas. Sobre todo es conocida la combinación con el oxígeno del calcio, la cal viva, así como el espató de cal o caliza, que es una combinación de cal y ácido carbónico. El mármol y la caliza, así como la creta, están constituidos también por esta combinación. El berilio es un componente de varios minerales; por ejemplo, de las apreciadas piedras preciosas llamadas berilo, aguamarina y esmeralda. La piedra preciosa hialina berilo dió su nombre en la Edad Media al vidrio transparente, y de este nombre se formó la palabra alemana *Brille* (\*). El bario se encuentra en el espató pesado en combinación con el azufre y el oxígeno. Tiene también cierto parentesco con este grupo el elemento radio; pero como éste es el representante principal de los elementos llamados radiactivos, nos ocuparemos de él detenidamente más adelante.

*Metales térreos.* El aluminio es el más importante de los metales térreos. A este grupo pertenecen además los elementos

(\*) En español *lentes*. — N. del T.

menos conocidos: escandio, itrio, lantano y las llamadas «tierras raras». Teniendo en cuenta sus propiedades químicas, el grupo anterior se encuentra entre los metales térreos y los metales alcalinos, y por esto se le dió el nombre de grupo de los metales alcalinotérreos. Pero los tres grupos son muy empleados en la industria, así es que está justificado que digamos todavía aquí algo más de ellos: combinaciones de los metales térreos, de los metales alcalinotérreos y de los metales alcalinos, y mezclas de estas combinaciones constituyen las primeras materias de gran número de materiales de la Industria. En primer término indicaremos

los vidrios, que son combinaciones de sodio y de potasio con el silicio y el oxígeno. Encontramos combinaciones de aluminio, silicio y calcio con el oxígeno en la cerámica: porcelana, loza, gres, alfarería, ladrillos, cementos; todos contienen mezclas de óxidos de aluminio y de calcio, y lo mismo ocurre con el hormigón y la argamasa. Vemos, pues,

que las combinaciones de los elementos de estos dos grupos desempeñan un papel importante en la construcción de edificios. El aluminio, como metal, es valioso por su ligereza, especialmente para la fabricación de aviones, y, como todos saben, también se usa a menudo por su resistencia al agua para toda clase de vasijas de cocción.

En el grupo de los metales pesados se puede establecer también una subdivisión, fundada sobre todo en propiedades químicas. Todos los metales se combinan con el oxígeno. Pero ocurre que algunas de estas combinaciones son muy estables: de ellas no se puede separar el oxígeno por simple calefacción. Pero otras combinaciones, según ya vimos, ceden fácilmente el oxígeno; así, el óxido rojo de mercurio, calentado a unos  $400^{\circ}$ , se descompone en mercurio y oxígeno. El primer subgrupo manifiesta, por lo tanto, gran tendencia a formar combinaciones, y estas combinaciones son muy estables. Pero el segundo grupo forma con dificultad



FIG. 43

combinaciones, mostrando así un lejano parentesco con los gases nobles, que no se combinan de ninguna manera. Por tal motivo, este segundo grupo de metales ha conservado en la vida práctica el nombre de grupo de los « metales nobles ». A este grupo pertenecen : la plata, el oro y el platino. Otra consecuencia de estas propiedades es que los metales ordinarios, que fácilmente entran en combinación, casi nunca aparecen en la Naturaleza en forma de elementos libres. Los metales nobles, por el contrario, sobre todo el oro y el platino, se encuentran casi siempre en estado de elementos libres en la Naturaleza. Su indolencia química impide la formación de combinaciones naturales. Todos los metales ligeros son metales ordinarios, mientras que en los metales pesados puede hacerse una nueva subdivisión en no nobles, seminobles y nobles. En general, los metales pesados son los más conocidos ; por esto nos hemos de limitar aquí a enumerar brevemente los más importantes de ellos, sin entrar a examinar sus propiedades químicas e industriales de más monta.

*Metales pesados no nobles u ordinarios.* Los más importantes y más conocidos son el hierro y el níquel. El cobalto pertenece a este grupo, como el volframio (\*) y el zinc, el cadmio y el molibdeno, el cromo y el manganeso. El hierro es químicamente en sus diversas formas industriales una sustancia que ofrece tantos y tan complicados aspectos, que ha dado lugar a una verdadera ciencia que se ocupa en las propiedades del mismo. El hierro de la industria no es hierro químicamente puro, sino que contiene siempre diferentes sustancias que lo acompañan, sobre todo carbono. Según las cantidades de éste que se adicionan al hierro, se distinguen diferentes especies del mismo, cuyos nombres de fundición, acero, hierro forjado, etc., son de uso general. Además, el hierro presenta la importante propiedad de ser magnético, que comparte con el cobalto y el níquel. Sabemos que el hierro tiene gran tendencia a combinarse con el oxígeno : se oxida muy fácilmente en el aire húmedo. El manganeso pertenece asimismo a este grupo, se oxida aun con más facilidad que el hierro, se combina, pues, todavía más ávidamente con el oxígeno del aire. El cromo es un metal que, por su dureza y fragilidad, se emplea a menudo en aleaciones ; por ejemplo, en el acero de cromo y níquel.

---

(\*) En los países latinos se suele llamar *tungsteno*. — N. del T.

*Metales pesados seminobles.* El cobre y el mercurio, el estaño y el plomo son cuatro elementos muy conocidos, respecto de los cuales no se necesita decir mucho. El cobre es, como metal, tan conocido como en algunas de sus más importantes aleaciones y combinaciones, como el vitriolo de cobre o vitriolo azul (formado por cobre, azufre y oxígeno) y las aleaciones bronce y latón (el bronce formado por cobre y estaño, y el latón por cobre y zinc). El mercurio, según ya vimos, tiene gran tendencia a combinarse con el oxígeno (a unos  $300^{\circ}$ ), pero la combinación no es estable a mayores temperaturas. En los termómetros y barómetros encuentra aplicación científica; en su combinación con el azufre en forma de cinabrio se usa como color en pintura, y en los empastes de amalgama empleados por los dentistas, como muchos saben por experiencia, aunque no con satisfacción. Los vapores de mercurio son venenosos; por esto no se debe dejar en los locales habitados mercurio líquido, aunque no se trate más que de pequeñas cantidades; por ejemplo, el procedente de termómetros rotos.



FIG. 44

*Metales pesados nobles.* La plata, el oro, el platino, forman el último grupo de los metales; a causa de su escasez son muy apreciados, y por sus propiedades se usan con muy diversos fines en la industria y científicamente. El oro puro es un metal muy blando; por esto no se emplea en estado de pureza. Las sortijas, los objetos de adorno y muchos otros de uso, no se hacen por esto de oro puro, sino de una aleación del mismo con algo de plata o de cobre para darle la dureza necesaria. Como el platino todavía es más resistente a las acciones químicas, se emplea en la fabricación de utensilios químicos.

Con esto hemos terminado nuestro resumen de los elementos, resumen que, atendido el objeto del libro, debía ser muy breve y expresivo. Hemos seguido sin desviarnos nuestro camino, que nos ha conducido desde la división primaria de la Naturaleza a una agrupación más profunda de las sustancias naturales, aprendiendo a conocer los grupos, subgrupos y los miembros aislados de la primera gran fami-

lia de las substancias, los elementos. Noventa y dos elementos son los que hemos encontrado como materiales de construcción de la Naturaleza. Pero estos elementos solos no constituyen la Naturaleza sino que la forman sobre todo sus mezclas y combinaciones. También aquí hemos de ver de penetrar todavía más adentro, reunir otra vez lo que sea común y separar unos grupos de otros, para poder completar nuestro resumen, nuestra sinopsis. Ciertamente se aclararán



FIG. 45

así nuestras ideas: si sólo pudiéramos mencionar rápidamente los noventa y dos elementos, ¿cómo podríamos aquí examinar detenidamente las cien mil combinaciones de los mismos! En el examen de las combinaciones y de las mezclas debemos renunciar a todos los pormenores, sobre todo debemos fijarnos en sus relaciones mutuas, que facilitan la comprensión y permiten una ojeada al conjunto, mientras que demasiados pormenores no hacen más que embrollar el cuadro. Primero lograr la comprensión de las armonías

internas, y, a partir de ellas, no sólo aprender a conocer los pormenores, sino comprender realmente la Naturaleza por la consideración de sus armonías.



## Las mezclas

### Sobre la utilidad de lo sistematizado (\*)

Hay una fuerza misteriosa en la relación de nuestro espíritu, cuando trabaja lógicamente, con los fenómenos de la Naturaleza. Es como si, realmente, bajo la lente de la lógica, la Naturaleza manifestase su forma y su ley, como si nuestro pensamiento se acercase más al secreto de la Naturaleza. Esto es un enigma y sigue siendo un enigma, como la aplicación de fórmulas y leyes matemáticas a la Naturaleza. Pero no queremos hablar aquí de este enigma, sino de un efecto de este singular poder, de la utilidad de lo sistematizado. Nosotros clasificamos, dividimos, las substancias en grupos (esto lo hemos dicho a menudo en esta primera parte de nuestro libro), y hemos penetrado, sin que lo hayamos proclamado en alta voz, en los descubrimientos de la Química reunidos en el transcurso de siglos y en la confusión de las substancias; hemos aprendido a separar los grandes grupos de elementos, las mezclas y las combinaciones, y hemos aprendido todavía más: a formar, con los elementos, y partiendo de sus propiedades, diferentes grupos.

¿Debe ser esto realmente así? — pregunta tal vez el filósofo —. ¿Hay alguna razón para encontrar solamente elementos, mezclas y combinaciones? O bien, ¿es simplemente un hecho que hemos admitido a fuerza de verlo, casualmente, es decir, no por razones sólidamente fundadas? No queremos dilucidar a fondo esta interesante cuestión, y sólo nos interesa hacer constar que si únicamente es un hecho, jamás podremos tener la seguridad de no encontrar todavía otras posibilidades de organización material. Por consiguiente, nunca podemos estar seguros de que, en realidad,

---

(\*) Es decir, ordenado con arreglo a un sistema; por ejemplo, como todas las plantas en la clasificación de Engler, en la cual se atiende al conjunto de sus caracteres. — *N. del T.*

hemos agotado completamente todas las posibilidades de existencia de sustancias. Una seguridad así sólo puede dárnosla el estudio sistemático, y en lo sistemático reside



FIG. 46

una gran fuerza y una gran utilidad. Las Ciencias Naturales, precisamente porque son ciencias de hechos, raras veces nos presentan ocasión para una sistematización tan completa ;

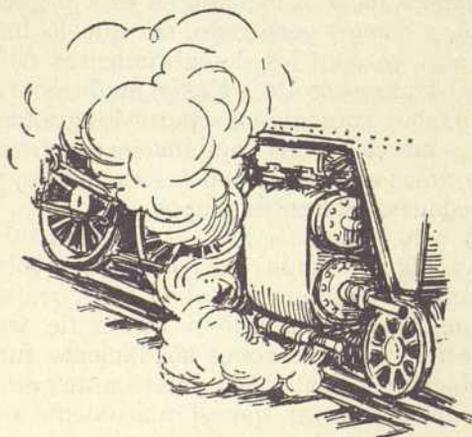


FIG. 47

pero, por este mismo motivo, hemos de aprovechar esta rara ocasión cuando se nos ofrece, y esto es lo que ocurre en la división de las mezclas.

Sería ciertamente un ensayo desesperante agrupar ahora con arreglo a sus propiedades todas las posibles mezclas de los noventa y dos elementos entre sí y con sus cien mil combinaciones, y agotar de esta manera, sistemáticamente, todas las posibilidades. Hemos de simplificar: si queremos sistematizar esta abigarrada multitud, ante todo se debe operar con menos unidades que los noventa y dos elementos y las cien mil combinaciones. Y esto se consigue considerando que todas las substancias, tanto los elementos como las combinaciones, son (en las condiciones normales) sólidas, líquidas o gaseosas. El estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso son sólo tres posibilidades en que pueden pre-

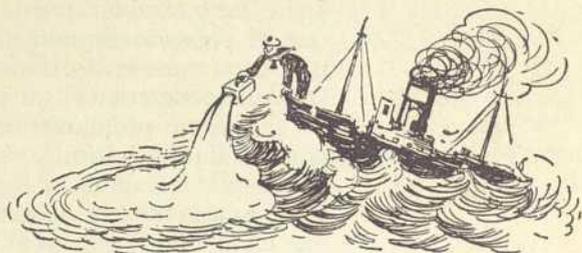


FIG. 48

sentarse las substancias; por lo tanto, para nuestro ensayo de clasificación no hemos de contar más que con tres unidades. No podemos asegurar que estas tres agoten realmente todas las posibilidades; la experiencia puede enseñarnos siempre algo mejor. Pero podemos suponer que estas tres posibilidades son las únicas, y éste es el resultado de nuestra experiencia hasta ahora, que de ellas derivan todas las mezclas posibles, y el método con que podemos estudiarlas es el de la combinación. Así, del mismo modo que en un concurso de tenis o en un concurso de ajedrez se fija la regla de que cada concursante jugará con cada uno de los que concursan, así sabemos exactamente que de hecho quedan satisfechas todas las posibilidades del juego de conjunto.

Por lo tanto, cada uno con cada uno; así podemos establecer con brevedad la regla de nuestra combinación.

Empecemos con una mezcla que ya conocemos: con el aire. El aire es una mezcla de oxígeno, nitrógeno y algunas otras substancias gaseosas, como los gases nobles, hidrógeno,

ácido carbónico, etc. Substancias gaseosas: esto nos indica ya que tenemos aquí una mezcla en la cual las dos partes, si nos limitamos al nitrógeno y al oxígeno como componentes más importantes, son gases.

Si mezclamos íntimamente dos líquidos se forma también una mezcla. Aquí, ciertamente, podemos distinguir dos posibilidades. Dos gases se mezclan siempre completamente uno con otro, pero dos líquidos no siempre. Así, el aceite es realmente un líquido y el agua también; pero el aceite y



FIG. 49

el agua no se mezclan. El aceite más bien (¡vertamos aceite en las olas del mar!) forma una capa coherente en la superficie del agua. Pero también puede ocurrir que el segundo líquido no forme una capa coherente sobre el otro, sino que penetre en él, aun cuando no se mezcle propiamente. El segundo líquido forma entonces gotas que flotan en el agua: la leche es una mezcla de esta especie, en la cual flotan en el seno de un líquido acuoso gotitas de grasa.

Se da a una mezcla de esta clase el nombre de *emulsión*.

Y, finalmente, cuando se mezclan dos cuerpos sólidos se forma una mezcla sólida, en la cual también pueden distinguirse dos casos. Si mezcló azúcar y sal entre sí, permanecen unos junto a otros los granitos de azúcar y los granitos de sal; el azúcar y la sal se han compenetrado de modo tal que apenas es posible separarlos. Pero si fundimos dos metales, los mezclamos en este estado líquido y los dejamos enfriar, las dos substancias se confunden y se forma un cuerpo sólido, que llamamos *aleación*; la unión es aquí más íntima entre las dos substancias que forman la mezcla, tal vez tan íntima que más bien que de una mezcla podamos hablar en este caso de una combinación.

Con estas tres mezclas, de gas con gas, líquido con líquido, y sólido con sólido, no queda aún agotado el número de posibilidades; como se comprende, hemos de seguir combinando. ¿Qué se forma, por ejemplo, si mezclamos una substancia sólida con otra líquida?

Se comprende, sin que tengamos que molestarnos en hacer un ensayo experimental, que aquí existen dos posibilidades,

es decir : o bien se mezcla una pequeña cantidad de una substancia sólida con una gran cantidad de un líquido, o bien se vierte un líquido en una substancia sólida, removiendo la mezcla. Al conjunto de la mezcla se le da también el nombre de *sistema disperso*, y se habla entonces de un *medio disperso*, en el cual se halla mezclada íntimamente una substancia, y de una *fase dispersa*, la cual está mezclada íntimamente en un medio disperso.

Si mezclamos ahora una fase líquida en un medio sólido obtenemos una mezcla, de la cual puede servirnos de ejemplo la arena húmeda. Si, por el contrario, mezclamos una fase

sólida en un medio líquido, también pondremos un ejemplo apropiado : el agua cenagosa. Esta segunda especie de mezcla la encontramos también a menudo en Química y se habla entonces de *suspensiones*; así, cuando una substancia sólida está muy finamente repartida en un líquido, sus partículas no se posan, y permanecen en suspensión durante algún tiempo.

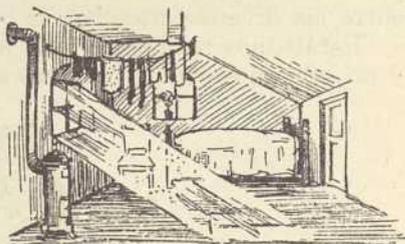


FIG. 50

Así como puedo mezclar fases sólidas en medios líquidos, también me es posible repartir fases sólidas en medios gaseosos. Esta mezcla es muy conocida en la vida cotidiana. El humo es una mezcla de esta especie, en la cual las partículas sólidas de hollín flotan en el aire en estado de finísima división. Pero también el aire, sobre todo en las ciudades, es una mezcla de esta especie. Cuando un rayo de sol entra por una ventana en una habitación, vemos claramente las pequeñas partículas que flotan en el aire. Sabemos lo difícil que es separar estas partículas de fase sólida del medio gaseoso por los esfuerzos que hacen los técnicos para alejarlas, desgraciadamente siempre con poco éxito, al tratar de conseguir un aire privado de polvo. También aquí es posible lo inverso : una fase gaseosa puede estar finamente repartida en un medio sólido ; así encontramos, por ejemplo, en varios minerales inclusiones de gas en substancias sólidas.

La tercera posibilidad de combinación es la repartición de una fase gaseosa en un medio líquido : un ejemplo conocido de tal mezcla es la espuma. Lo inverso, fase líquida en medio

gaseoso, es también conocido; ya hemos mencionado antes esta mezcla; es la niebla: finas gotas de líquido flotan en el aire; del mismo modo en el humo, pequeñísimas partes de hollín flotan también en el aire.

### Un filtro sigue ayudándonos

— Así, pues, señores (nuestro químico toma la palabra), resulta muy interesante la clasificación sistemática de las mezclas. Pero esta división es todavía grosera. Hemos de probar de entrar más a fondo en las diferencias que existen entre las diversas mezclas.

Estábamos realmente muy satisfechos con lo conseguido, y no sabíamos cómo podíamos avanzar más por este camino.

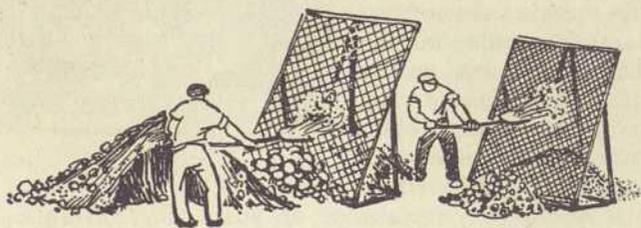


FIG. 51

— Hemos aprendido que existen diferentes posibilidades para separar los componentes de las mezclas — siguió diciendo el químico —. Uno de estos métodos es el cribado o tamizado. Cuando el ama de casa quiere separar en la cocina una mezcla de agua y legumbres emplea un colador, que deja escurrir el agua, mientras retiene las legumbres. Esto es muy fácil, como también lo es la explicación de este proceso: los agujeros del colador son bastante finos para retener las partes sólidas de las legumbres, mientras que las finas partículas del líquido pueden pasar sin dificultad. Según el mismo principio, se separan en la industria sustancias de diferente tamaño en sus partes, como una mezcla de trozos de carbón de varias dimensiones. Esto demuestra que, naturalmente, no es necesario que la mezcla sea de un líquido y una sustancia sólida; también dos sustancias sólidas pueden separarse con el cribado si las partículas de las dos sustancias son de tamaño distinto.

— Al filtrar el café nos encontramos, en realidad, con igual proceso — dije —. Las partículas sólidas del café son retenidas, y el líquido pasa.

— Exacto. Sólo que las partículas del café son mucho más pequeñas, por lo que el colador debe ser muy fino. Los coladores para el café son muy finos, pero todavía son más finos los filtros: a través de los poros del papel de filtro pasa el agua y no las partículas sólidas. ¿A qué es debido esto?

— Al tamaño de las partículas de las sustancias — responde mi compañero.

El químico asiente.

— Al tamaño de las partículas de las sustancias — repitió —. Y ustedes han olvidado antes este punto de vista en su división de las mezclas.

Si ustedes reparten una fase sólida en un medio líquido, entonces la mezcla se comportará diferentemente según sean las dimensiones de las partículas sólidas empleadas. Si, por ejemplo, echan ustedes pequeños fragmentos de granito en agua se irán al fondo de la vasija. Cuando vierten ustedes el café, las partículas sólidas

están repartidas con uniformidad en el líquido. Ustedes obtienen una suspensión. Si dejan este café turbio en reposo, el líquido turbio se aclara, las partículas bajan poco a poco al fondo por su peso, la mezcla se separa por sí sola. Ustedes pueden hacer las partículas cada vez más finas. Para separar las dos sustancias de la mezcla necesitarán coladores y filtros cada vez más finos. Las partículas pueden ser, finalmente, tan pequeñas que no sean mayores de una milésima de milímetro. Todavía entonces los buenos filtros retienen las partículas sólidas, y aunque muy lentamente se separan estas mezclas por sedimentación de las partículas sólidas en el fondo de la vasija que contiene el líquido. Pero si ustedes dividen aún más la sustancia sólida, llega un momento en que de repente cambian las cosas. Las partículas pueden tener tal vez el tamaño de una diezmilésima a una milonésima de milímetro. Ya no caen por su peso al fondo de la vasija, sino que más bien permanecen en suspensión cons-



FIG. 52

tante. Son tan pequeñas que el ojo no puede percibir las en el seno del líquido, ni aun con ayuda de un microscopio. Todo el líquido aparece en este caso uniforme, homogéneo. Si ustedes lo vierten en un filtro, la mezcla lo atraviesa inalterada; las partículas flotantes son más pequeñas que los poros de los mejores filtros. Las mezclas en las cuales están repartidas en un líquido partículas sólidas de las citadas dimensiones de una diezmilésima a una millonésima de milímetro, reciben el nombre de mezclas *coloides* o *coloidales*. El nombre de coloide procede del nombre latino de la cola, *colla*, que es una mezcla coloide. Si pongo en remojo cola de carpinteros en agua caliente, se forma un líquido del tipo descrito.



FIG. 53

En realidad no es absolutamente cierto que las partículas coloides atraviesen todos los filtros. Tomemos, por ejemplo, una membrana de pergamino; esta membrana no dejará pasar las partículas coloides, mientras que todavía la atravesarán otras mezclas de partículas aún más pequeñas. Tales mezclas de partículas pequeñísimas en un líquido se forman, por ejemplo, añadiendo sal común o azúcar al agua. Estas mezclas se llaman entonces *soluciones*. Tomemos, finalmente, mem-

branas animales o vegetales; éstas tampoco dejarán pasar a su través las partículas disueltas, y sólo puede pasar por ellas el líquido puro.

Cierto es que la naturaleza de estos diferentes grupos de mezclas no queda explicada con esta descripción, y tendremos que ocuparnos de ellas detenidamente en otro lugar. Como aquí nos interesa principalmente la clasificación de las mezclas y penetrar en la multitud de las mismas, bástenos saber que una serie ininterrumpida nos lleva desde las más groseras, pasando por las suspensiones, a los coloides y a las soluciones. Cuanto más pequeñas se vuelven las partículas al avanzar en esta dirección, tanto más finos debemos hacer los filtros si queremos separar las mezclas.

En general podemos añadir a lo dicho sobre las mezclas que en ellas existen diversas posibilidades de mezcladura. No todas las sustancias pueden mezclarse entre sí, como hemos visto con el agua y el aceite, y como ocurre también con el agua y el mercurio. Si ponemos juntas dos sustancias así, quedan marcadamente separadas: hay una capa divisoria

entre las dos fases, como se dice. En cambio, el agua y el alcohol se pueden mezclar de modo perdurable y uniforme, lo cual distingue esta mezcla de las suspensiones o emulsiones: las dos últimas se separan con el tiempo. El agua y el éter etílico (\*) también se pueden mezclar, pero no en cualquier proporción. Poca agua se disuelve por completo en mucho éter, y poco éter se disuelve, asimismo, en mucha agua. Mezclando cantidades iguales de las dos substancias, se dividen en una capa de agua, que tiene en disolución algo de éter, y una capa de éter en el que está disuelto algo de agua.

Hablamos hace poco de mezclas coloides. La repartición de la substancia sólida en el medio líquido, tan fina aproximadamente como en las soluciones, recibe a menudo el nombre de *solución coloidal* o *sol*, *soluciones coloides* o *soles*. Las verdaderas soluciones forman uno de los más importantes temas de la Química. Los procesos que llevan a la disolución de una substancia son de tal naturaleza, que se puede decir que las soluciones no son propiamente mezclas, sino que están ya en el límite de las combinaciones. Es sabido, y no hacemos aquí más que anotararlo, que las cantidades de una substancia, por ejemplo del azúcar, que pueden disolverse en una determinada cantidad de agua, no son ilimitadas. Llegan un punto en que la solución está « saturada ». Si entonces intentamos añadirle más azúcar, este nuevo azúcar va al fondo sin disolverse. La saturación, sin embargo, sólo se refiere, y esto es muy importante, a la substancia correspondiente. Una solución acuosa, saturada de azúcar, todavía puede disolver sal común.

---

(\*) Llamado también *éter a secas*, o *éter sulfúrico*. — N. del T.

---

## Las combinaciones

### En la puerta de la Química

El camino de la Ciencia que aquí seguimos, no sólo conduce a través de regiones que embriagan la vista con la multitud de nuevas impresiones, sino que, sobre todo al principio, es más bien penoso que alegre. Deben ser enunciados y aclarados demasiados conceptos; debe ser mencionada y explicada una embrollada multitud de hechos, sin que la ciencia adquirida y la comprensión basten para penetrar teóricamente en ellos y en sus pormenores, para así realmente comprenderlos. Esta comprensión, fundada en las leyes y teorías esta-



FIG. 54

blecidas, convierte una colección de hechos en una verdadera ciencia. Con el camino de la ciencia ocurre lo mismo que con la entrada en un gran castillo de la Edad Media. Quien conozca el burgo de Praga (Fig. 54), el incomparable Hradcín, verá en esta comparación algo más que una imagen vaga, tendrá una visión viva: hay que pasar por muchos vestíbulos, que nada de particular ofrecen, hasta que finalmente en la peregrinación por la grandiosa complejidad de edificios se llega al patio más interno; y de súbito se levanta frente al visitante, admirable e incomprensible en su belleza, la catedral de San Vito, que se halla en este último patio del castillo como una piedra

preciosa en su montura: es una joya; forma el núcleo y la verdadera coronación de todo el edificio.

Hemos recorrido los vestíbulos de nuestra ciencia; hemos aprendido a conocer las mezclas en las cuales las sustancias se reúnen. Hemos echado una rápida ojeada a los procesos de la reacción de las sustancias, y tal vez hemos tenido la sensación de lo que es realmente la Química. Pero ahora, después de todas estas preparaciones, estamos en el patio interior y delante de nosotros se levanta, todavía cerrado a nuestras miradas, con sublime grandiosidad, el verdadero edificio de la Química científica: la ciencia de las combinaciones de las sustancias. Estamos ante la puerta que conduce a la Química. Desde ahora en adelante tendremos que hablar siempre de combinaciones, penetraremos cada vez más en los secretos que nos ofrece la unión de los elementos. Aprenderemos a conocer cómo se combinan las sustancias, echaremos una ojeada a las fuerzas que atraen unos elementos a otros y que luego los separan, y el mundo material, grandioso y multiforme, se presentará poco a poco sin velo alguno a nuestra mirada escrutadora; no hasta lo más profundo, pues tal ensayo sobrepasaría el plan de este libro, pero sí lo bastante lejos para que podamos formarnos idea de lo grande y hermoso que es el conjunto, y de cuán maravillosa es la Naturaleza, para que nos sintamos orgullosos de lo que ha logrado el espíritu humano en la comprensión de aquélla y a la vez humildes al ver cuán grandiosa es e inabarcable.

Pero antes de entrar en los propios secretos, también aquí hemos de permanecer fieles a nuestro propósito: comprender lo múltiple dividiéndolo, hacernos dueños de la riqueza por acoplamiento y diferenciación, por formación de grupos de sustancias. Ya hemos principiado: sabemos que las combinaciones deben dividirse, en conjunto, en inorgánicas y orgánicas. Y debemos atenernos a esta guía también en adelante si queremos ahondar más en el mundo de las combinaciones.

### La puerta se abre

Somos curiosos y estamos anhelantes como niños ante la puerta cerrada de la habitación en que está el árbol de Navidad. Volvemos a encontrarnos en el laboratorio. El químico nos ha prometido el « ensayo decisivo », el ensayo que, según

dice, contiene el germen de toda la Química de las combinaciones. Y nuestra fantasía se exalta. Nos imaginamos grandes aparatos indescriptibles y poderosas fuerzas que nos franquearán la entrada al mundo misterioso de las substancias, y quedamos de momento algo desilusionados al ver que las preparaciones no corresponden a la gran obra esperada. Hay en la mesa, delante de nosotros, dos frascos de vidrio, una gradilla con tubos de ensayo, un par de estrechas tiras de papel, uno rojo y otro azul; sí, esto es en realidad todo; pero no, ahora se añade una cuba neumática y un alto vaso de vidrio de forma cilíndrica, lleno de agua y puesto boca abajo en la cuba.



FIG. 55

— Hemos oído — dice el químico — que los metales alcalinos actúan vivamente sobre el agua y que la descomponen, poniendo el hidrógeno en libertad.

De un frasco, en el cual, cubiertos de petróleo, se conservan algunos trocitos de sodio metálico, coge él con unas pinzas un pequeño trozo de aquél y lo introduce rápidamente debajo del vaso lleno de agua de

la cuba neumática. Un vivo desprendimiento gaseoso demuestra la energía con que actúa el sodio sobre ella, y un sencillo ensayo nos enseña que el gas formado es realmente hidrógeno. Pero ¿qué queda en el agua?

— Introduzcan la mano en el líquido — dice el químico — y, al hacerlo, notamos que es resbaladizo al tacto, jabonoso, exactamente como ocurrió cuando disolvimos sosa en el agua.

El químico coge ahora una tira estrecha del papel rojo y la introduce en el líquido; el color de la porción sumergida cambia en seguida: el papel se vuelve azul.

— Primero hemos de fijarnos en esto — dice el químico —. El líquido es jabonoso al tacto y resbaladizo y tiñe de azul el papel rojo de tornasol (el tornasol es una materia colorante vegetal de que ha sido impregnado el papel). Vertemos nuestro líquido en un tubo de ensayo y lo dejamos a un lado por de pronto. Aquí en este frasco tenemos gas clorhídrico disuelto en agua: ácido clorhídrico. También lo conocen. Echamos un poco en un tubo de ensayo, introducimos en él una tira de papel azul de tornasol y se vuelve roja.

El ácido clorhídrico, por lo tanto, produce un cambio de color exactamente contrario al de nuestro primer líquido. Y ahora vertemos con precaución algo de nuestro primer líquido en este tubo de ensayo que contiene ácido clorhídrico. ¿Qué ocurrirá? Sabemos que el primer líquido tiñe de azul el papel rojo; el ácido tiñe de rojo el papel azul. Si mezclamos los dos líquidos podemos imaginarnos que primero predominará la propiedad del ácido clorhídrico: el tornasol azul sigue conservando el color rojo. Pero hemos vertido mucha cantidad del primer líquido en el ácido clorhídrico; poco a poco la influencia de aquél llega a ser tan grande que su acción predomina y colora de azul el papel rojo. Debe existir un punto intermedio en que justamente ocurre el cambio, en el cual la condición del líquido es tal, que ni da color azul al papel rojo ni color rojo al azul, porque los dos componentes se han equilibrado. Este punto realmente existe, pero no puede describirse así tan sencillamente como lo hemos hecho. ¿Por qué no?

— Tal vez nuestro primer líquido y el ácido clorhídrico no se dejan mezclar tan sencillamente — respondo, pensando en lo que hemos aprendido respecto de las mezclas.

— No, no se dejan mezclar sencillamente — responde el químico —. El cambio de propiedades muestra sólo el proceso externo. En realidad, al mezclar los dos líquidos no se forma una mezcla, sino una combinación. El primer líquido era jabonoso al tacto, el ácido clorhídrico tiene sabor francamente agrio; nuestro líquido total, que tenemos ahora, no es ni uno ni otro: no tiene sabor agrio, sino salado, no se nota tampoco jabonoso, y no da color azul ni rojo al papel de tornasol. Si ahora evaporamos este líquido total, esto es, si reducimos a vapor, calentando cuidadosamente, toda el agua, al finalizar la operación nos encontramos en la cápsula un fino residuo blanco. Pueden llevarse ustedes tranquilamente este residuo blanco a su casa y mañana por la mañana espolvorear con él el huevo que tomen en el desayuno: ¡es sal pura! El residuo es, pues, sal común, o, en general, una sal. La solución acuosa de gas clorhídrico es un ácido, el ácido clorhídrico, y nuestro primer líquido, jabonoso al tacto, una *lejía* o *base*, llamada lejía de sosa por contener sodio. Conocemos ya la lejía de potasa, que contiene potasio en vez de sodio: la utilizamos en los ensayos de combustión como « filtro » (véase pág. 34). Podemos resumir el resultado de nuestro ensayo de la siguiente manera:

En la mezcla de lejía y ácido se forma una sal.

Este proceso se llama *neutralización*, porque, según ya vimos, las propiedades ácidas del ácido y las básicas de la lejía se compensan mutuamente. Un ácido « tiene reacción ácida », es una expresión que ha pasado a la vida práctica en el lenguaje vulgar corriente. Una lejía tiene reacción básica; nuestro líquido total, que contiene en disolución una sal, no tiene ni reacción ácida ni básica: su reacción es neutra (*neutrum* significa: ninguno de los dos). Una señal característica de la « reacción ácida » es la coloración roja del papel azul de tornasol; una señal característica de la « reacción básica » es la coloración azul del papel rojo de tornasol.

La lejía de sosa está formada por sodio, oxígeno e hidrógeno.

El ácido clorhídrico está compuesto de hidrógeno y cloro.

La sal común consta de sodio y cloro.

Podemos formarnos una idea del proceso, por lo tanto, si decimos: el hidrógeno del ácido clorhídrico es reemplazado por el sodio de la lejía. Resulta una combinación de metal y cloro, y el hidrógeno del ácido clorhídrico, junto con el hidrógeno y el oxígeno de la lejía engendran agua, que también se produce en esta reacción.

Esta propiedad, de dejar sustituir fácilmente su hidrógeno por metales, la poseen también otras muchas combinaciones. Y todas estas combinaciones dan también color rojo al papel azul de tornasol y tienen asimismo sabor agrio (aun cuando no es de aconsejar a nadie que haga estos ensayos del sabor sin tener los conocimientos previos necesarios). Todas las combinaciones de este grupo se llaman ácidos, y es carácter esencial para todos los ácidos la presencia de hidrógeno capaz de reaccionar, es decir, de dejarse sustituir fácilmente por un metal; la propiedad de volver rojo el tornasol azul puede servir como medio de reconocerlos. Un ácido es, pues, una combinación compuesta de hidrógeno capaz de reaccionar y por lo menos de otra substancia: hidrógeno y cloro en el ácido clorhídrico, hidrógeno, azufre y oxígeno en el ácido sulfúrico, etc.

Cuando el sodio actúa sobre el agua, según vimos, pone hidrógeno en libertad. Pero se ha demostrado que en este caso no es expulsado todo el hidrógeno contenido en el agua. Una parte de él queda combinado con el oxígeno de la misma. El hidrógeno expulsado es sustituido por el sodio o por el potasio, por el litio o por otros metales. El proceso es exactamente

igual que en los ácidos : al parecer, en el agua una parte del hidrógeno es especialmente capaz de reaccionar, mientras que la otra está unida más sólidamente al oxígeno. La parte capaz de reaccionar es reemplazada, como en los ácidos, por un metal y se forma una combinación que está constituida por él, por el resto del hidrógeno y por el oxígeno. Esto es muy importante : el resto del hidrógeno y el oxígeno del agua están tan sólidamente unidos, que puede decirse forman una verdadera combinación dentro de una combinación, como un « Estado dentro de otro Estado ». Se habla aquí de un « grupo hidrógeno-oxígeno », de un « grupo hidroxilo » (*Hidrogenium* es hidrógeno y *Oxigenium* oxígeno). Pero este grupo hidroxilo es para las bases o lejías tan característico y determinante

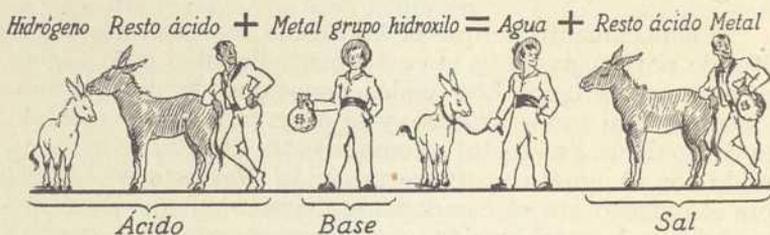


FIG. 56. Compra de la novia

como el hidrógeno capaz de reaccionar para los ácidos. El agua es, pues, una combinación notable : posee un hidrógeno capaz de reaccionar, y podría por esto ser considerada como un ácido ; pero posee también un grupo hidroxilo, y por lo tanto podríamos tomarla por una base. Y, finalmente, tiene reacción neutra y, sin embargo, no es una sal. Insistiremos más adelante sobre este tema, pero ya comprendemos ahora que el agua debe aparecer también necesariamente en todas las reacciones de neutralización, porque constituye el suplemento necesario de la formación de las sales. Las bases son pues combinaciones que contienen el grupo hidroxilo.

Vamos ahora, con estos nuevos conocimientos, a probar de explicar el hecho que ustedes hace poco observaron.

Si ponemos una base en contacto con un ácido, el metal de la base desaloja del ácido el hidrógeno capaz de reaccionar ; se combina con la parte del ácido que queda después de la expulsión del hidrógeno, con el « resto ácido ». La combinación así formada generalmente se llama sal ; nuestra

sal común es una de estas sales. El hidrógeno del ácido puesto en libertad se combina con el grupo hidroxilo y forma agua.

Una reacción de esta especie, en la cual dos elementos se sustituyen mutuamente en sus combinaciones (el metal ocupa el lugar del hidrógeno y éste, a su vez, el del metal) se llama *sustitución*, y se habla de reacciones de doble sustitución.

Ácidos, bases y sales son tres importantes tipos de combinaciones; hay más, ciertamente, pero aquéllos desempeñan un papel decisivo en todas las investigaciones científicas e industriales acerca de la materia.

### Ácidos, bases, sales

El conocimiento de que el hidrógeno reaccionante y sustituable por un metal es el componente decisivo de un ácido, no es muy antiguo. Los ácidos conocidos de más antiguo contienen casi todos oxígeno, y se observa que, por ejemplo, un óxido de un «no metal», como nuestro dióxido de carbono, unido con el agua, constituye un ácido. Por esto se admitió que el oxígeno era el componente decisivo, el que da carácter ácido a la combinación, y se expresó esta idea dándole el nombre de oxígeno = *oxygenium* = *engendrador de ácido*. Pero el hecho de que el ácido clorhídrico y otras combinaciones de halógenos e hidrógeno que dan ácidos en solución acuosa no contienen oxígeno condujo a la idea exacta: no es el oxígeno, sino el hidrógeno capaz de reaccionar, el componente decisivo del ácido.

El grupo de los ácidos está, pues, bien definido; muestra claramente propiedades comunes, pero presenta también diferencias que son de importancia para su mejor comprensión. Los ácidos inorgánicos más conocidos son, para dar primero una ojeada al conjunto del grupo, el ácido clorhídrico, el ácido sulfúrico; luego el ácido carbónico, formado por hidrógeno, carbono y oxígeno, el ácido fosfórico (hidrógeno, fósforo y oxígeno), el ácido prúsico (hidrógeno, carbono y nitrógeno) y el ácido nítrico (hidrógeno, nitrógeno, oxígeno). Si en el ácido nítrico el hidrógeno es sustituido por el potasio, en esta formación de sal se engendra el nitro. Si en vez del potasio se emplea el sodio, resulta el nitro de Chile o nitro de sosa. Ambos nitros son, pues, sales del ácido nítrico. Pero no sólo existen ácidos entre las sustancias

inorgánicas; son también muy conocidos algunos ácidos orgánicos, sobre todo el ácido acético, el ácido tartárico (la sal potásica del ácido tartárico es el crémor tártaro), el ácido fórmico y el ácido oxálico.

Si se hace actuar un ácido sobre un metal puro, en la mayoría de los casos ocurre lo mismo que en la acción de los metales alcalinos sobre el agua: el metal expulsa al hidrógeno capaz de reaccionar y ocupa su sitio. Se forma, pues, una sal (en la acción de los metales alcalinos sobre el agua también es expulsado el hidrógeno, pero se forma, según vimos, una base). Con algunos ácidos este proceso se realiza más rápidamente y con más violencia que con otros, y se comprende que, en virtud de esta observación, se hable de ácidos fuertes y ácidos débiles. Así, los ácidos clorhídrico y sulfúrico son ácidos fuertes, mientras que el ácido carbónico y el ácido acético son ácidos débiles.

Estas denominaciones aclaran un fenómeno notable. Podemos hablar de una atracción más fuerte, causa de que se desunen combinaciones: una substancia ocupa el lugar, por ejemplo, del hidrógeno del agua, rompe esta combinación, expulsa todo el hidrógeno y forma un óxido, una combinación de la propia substancia con el oxígeno restante del agua. Los ácidos fuertes tienen también mayor poder atractivo para los metales que no los débiles. Si sometemos, por ejemplo, la sal sódica del ácido carbónico, que está formada por sodio y por el resto ácido del ácido carbónico, a la acción de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, se forman súbitamente ácido carbónico libre y la sal sódica del ácido clorhídrico, esto es, sal común. ¿Qué ha ocurrido? El enérgico ácido clorhídrico ha separado del metal el débil resto ácido del ácido carbónico y en su lugar ha dejado su propio resto ácido. El hidrógeno libre del ácido clorhídrico se ha juntado en este caso con el resto ácido del ácido carbónico, formando ácido carbónico. Los ácidos fuertes expulsan, pues, a los ácidos débiles de sus combinaciones. Ciertamente, más adelante aprenderemos algo muy sorprendente, porque, en realidad, el proceso se efectúa a la inversa: los llamados « ácidos débiles » son los fuertes, del mismo modo que, a veces, en la vida práctica, el llamado sexo débil es el más fuerte también. Sin embargo, aquí nos hemos de contentar con esta interpretación aproximada del proceso.

Del mismo modo que distinguimos los ácidos débiles de los fuertes, también hemos de establecer diferencia entre

bases débiles y bases fuertes. La lejía de potasa y la lejía de sosa son bases fuertes; el hidróxido de aluminio (aquí no se habla de lejía) es una base muy débil.

Hay una regla que aclara mucho, químicamente, la diferencia entre metales y «no metales» de que antes hubimos de ocuparnos muy superficialmente. Los óxidos de los «no metales» dan con el agua ácidos; los óxidos de los metales forman con el agua bases. Esta regla no es aplicable a todos los casos, pero, sin embargo, tiene importancia, porque de hecho puede aclarar la diferencia química entre metales y «no metales». Cuando se quiere indicar el papel que desempeñan estos óxidos en la formación de bases y de ácidos, se emplea la palabra «anhídridos». El dióxido de carbono es considerado como anhídrido carbónico. El óxido de sodio u óxido sódico es anhídrido sódico o anhídrido de la lejía de sosa, porque con

agua forma la lejía de sosa. Se puede expresar, pues, nuestra regla también así:

Los óxidos de los metales son en general anhídridos de bases.

Los óxidos de los «no metales» son en general anhídridos de ácidos.



FIG. 57

Cuando se juntan los ácidos con las bases se forman sales. En esta neutralización se presenta otro fenómeno notable: se produce

calor, el calor de neutralización. Y por de pronto parece completamente enigmático que el calor que así se produce sea tan por completo independiente de la naturaleza de los ácidos y de las bases que actúan entre sí que en todos los procesos de neutralización tiene un valor constante. Pero sabemos que en todas las neutralizaciones, tanto si se efectúan entre el ácido clorhídrico y la lejía de sosa, como entre ácido sulfúrico e hidróxido cálcico o entre otros ácidos y bases, la reacción sigue siendo la misma: el hidrógeno capaz de reaccionar y expulsado se une al grupo hidroxilo de la base, también puesto en libertad, para formar agua. De ello se infiere que este proceso, constantemente el mismo en toda neutralización, es decisivo tanto por lo que se refiere al aumento de temperatura, como para toda la neutralización. Si se juntan un ácido y una lejía, reacciona el hidrógeno reaccionante del ácido con el hidroxilo de la lejía para formar agua y se produce la neutralización. Esto es lo decisivo, lo esencial. Entonces quedan en la solución todavía metal libre y resto ácido libre, que se unen y forman

una sal. La acción de un ácido sobre una lejía consiste, pues, ante todo, en la neutralización:

Hidrógeno + grupo hidroxilo = agua.

Ahora una palabra sobre los nombres de las sales. Como en la sal, además del metal, está contenido el resto ácido, los nombres derivan de los ácidos correspondientes. Los ácidos que contienen oxígeno forman sales cuyos nombres provienen del nombre del ácido y se hacen terminar en *ato* (más adelante veremos reglas que se apartan de ésta). Las sales del ácido clórico se llaman así *cloratos*; las sales del ácido sulfúrico, *sulfatos* (azufre = *sulphur*); las sales del ácido carbónico *carbonatos* (carbón = *carbo*). Otra cosa ocurre con los ácidos sólo hidrogenados, como, por ejemplo, el ácido clorhídrico. Aquí la terminación del nombre de la sal es *uro* y no *ato*. Por lo tanto, la sal del ácido clorhídrico es *cloruro*. Las sales del ácido fluorhídrico se llaman *fluoruros*; las del ácido cianhídrico, *cianuros*.

### Estructura de los elementos

En la acción de la lejía de sosa sobre el ácido clorhídrico se produce una combinación que está formada por los dos elementos sodio y cloro, una sal del ácido clorhídrico. Pero nos podría parecer que esto es un medio algo incómodo de obtener una combinación: primero debe dividirse la base en los dos componentes; luego debe hacerse lo mismo con el ácido, para que los dos pares separados puedan ahora por doble sustitución unirse de nuevo. ¿No es mucho más sencillo combinar directamente las dos sustancias sodio y cloro?

Ciertamente es más sencillo, y en este caso es realmente factible, mas, no siempre se puede lograr pues los elementos que constituyen una combinación muchas veces no puede unirse directamente. Entonces este rodeo es la única posibilidad para obtener la correspondiente combinación. Pero ¿qué es lo que se forma cuando se hace actuar directamente el gas cloro sobre el sodio metálico? Esperamos ahora algo parecido a lo que aprendimos respecto del azufre y del oxígeno: se observará que hay varias combinaciones de sodio y cloro, exactamente como dijimos que existían varias combinaciones de azufre y oxígeno. Se formará, pues, una combinación de sodio y cloro distinta de la sal común que se produce al neutralizar el ácido clorhídrico con la lejía de sosa. ¿Ocurre realmente esto?

El sorprendente resultado de la investigación de este caso consiste en que en la acción del gas cloro sobre el sodio metálico se forma exactamente la misma combinación de sodio y cloro que en la neutralización del ácido clorhídrico con la lejía de sosa : es decir, sal común, cloruro de sodio, o bien, como acostumbramos llamar a esta sal, cloruro sódico. Esto es verdaderamente notable, pues este hecho tiene una significación trascendental que va mucho más allá de este simple caso. Quiere decir : para una combinación es del todo indiferente la manera cómo se ha formado, como es

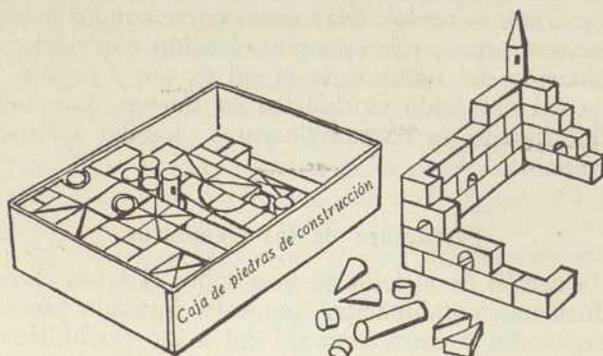


FIG. 58

indiferente, asimismo, la procedencia de los elementos que la constituyen. Todo depende de los elementos que la integran y del modo de combinarse. Volvamos a nuestro primer ensayo, en que teníamos en la olla carbón y agua. Con carbono, hidrógeno y oxígeno forma la planta el dulce azúcar. Si nuestros químicos lograsen inventar un procedimiento que permitiese combinar los tres elementos en las mismas proporciones y según las mismas reglas, entonces nuestros químicos habrían podido obtener azúcar artificial. «Artificial»; la palabra suena mal a cuantos hemos vivido la guerra de 1914-1918 y tenemos un horror comprensible a los «sustitutivos» (\*). Pero este azúcar obtenido por artificio humano, que el químico habría preparado en el laboratorio, no sería ningún «sustitutivo», no sería «artificial», sino «tan natural» como el «verdadero» azúcar

(\*) En alemán *Ersatzstoffen*, que significa sustancias de sustitución o sucedáneos. — N. del T.

obtenido de la remolacha azucarera o de la cañamiel. Es indiferente la procedencia de los materiales constructivos de una combinación, es indiferente el modo cómo se ha formado; las combinaciones son siempre las mismas. En el caso más sencillo nos enseña nuestro ejemplo que es del todo indiferente que obtengamos nuestra sal común por neutralización del ácido clorhídrico con lejía de sosa o por la acción directa del gas cloro sobre el sodio: la combinación resultante en ambos casos es la misma substancia, es decir, la sal común. Lo que es válido para el caso sencillo, es también aplicable exactamente a las complicadas combinaciones orgánicas; si nuestros químicos están ahora en condiciones de obtener en el laboratorio «artificialmente» las substancias activas de los organismos vivos llamadas «hormonas», cuyo nombre es bien conocido, estas hormonas, en este caso, son exactamente las mismas que las naturales, no se distinguen en nada de ellas, como no se distinguía una sal de la otra. Hablamos de substancias «naturales» cuando queremos decir que se han formado en la Naturaleza, ya sea por medio de plantas o de animales, ya sea por procesos en la Naturaleza sin vida. Y en sentido amplio hablamos de substancias «sintéticas» cuando han sido obtenidas en el laboratorio.

Si consideramos ahora las combinaciones que forman los elementos sólo con los halógenos, podemos distinguir dos grupos: en uno de ellos el cuerpo resultante tiene carácter de sal, y por su naturaleza son sales de los ácidos constituidos por halógenos e hidrógeno; corresponden a este grupo los cloruros, los fluoruros, los bromuros, etc., combinaciones todas en las cuales el metal ha desalojado al hidrógeno del ácido halohidrogenado y ha ocupado su lugar. Por su estructura son combinaciones formadas sólo por metal y halógeno, y por su formación pueden proceder de ácidos (y ser sales obtenidas por neutralización de ácidos) o pueden haberse formado por unión directa de sus elementos.

El otro grupo de combinaciones de los halógenos no tiene en modo alguno carácter de sal; pertenecen a él, por ejemplo, los ácidos halohidrogenados, es decir, los ácidos clorhídrico, fluorhídrico, etc.

Las más importantes de las combinaciones formadas por dos elementos son, sin duda, *los óxidos*, esto es, especialmente todos los productos de combustión. El oxígeno se combina con casi todos los elementos, y la consideración de los óxidos

de las diversas sustancias ha contribuído mucho a profundizar en el conocimiento de las combinaciones de las mismas. No es empresa fácil dar una idea de conjunto de los óxidos debido a que la mayor parte de los « no metales » y muchos metales forman a menudo con el oxígeno toda una serie de combinaciones. Así, conocemos dos óxidos de cobre, cuatro de cloro, cinco de nitrógeno, cinco más de manganeso y seis de azufre. Se comprende que, en la consideración de las diferentes posibles combinaciones entre dos sustancias, se presenten problemas (trataremos de ello en la parte siguiente) que obliguen a dar una determinada respuesta, según cómo se haya interpretado la unión de los cuerpos entre sí: resultado de ello fué la teoría atómica química, que ha dado por primera vez base verdadera y segura a la Química científica.

Además de las combinaciones de los halógenos y de los óxidos hay que indicar un tercer grupo de combinaciones de esta especie: los *sulfuros*. Sulfuros son combinaciones de un elemento con azufre. Muy conocido es el sulfuro de plata, combinación que preocupa mucho a las amas de casa; efectivamente, el « empañado » de la plata es debido a la acción de muy pequeñas cantidades de hidrógeno sulfurado del aire sobre los objetos de plata.

Finalmente, digamos algo de los *hidruros*, combinaciones directas de algunos elementos con el hidrógeno. Un grupo de estas combinaciones tiene también carácter de sal; así, la mayor parte de los metales ligeros se combinan a elevada temperatura con el hidrógeno. Otro grupo de hidruros se forma absorbiendo algunos metales, sobre todo el platino, grandes cantidades de hidrógeno, sin perder su aspecto metálico. Forman con el hidrógeno una especie de aleaciones, y al formarlas se vuelven muy duros y quebradizos.

### Oxidación y reducción

Cuando dos comerciantes cierran un trato, cada uno de ellos gana algo; a lo menos así lo requiere la moral del comercio. Cada uno da lo que posee en exceso o lo que puede ceder por otros motivos, y obtiene, en cambio, aquello que necesita. Una cuenta así, tan clara, la tenemos en la práctica del cambio de mercancías de los antiguos. Con la introducción de la moneda las cosas se complicaron, porque ciertamente nadie da el dinero sobrado por tenerlo, sino que lo cede por otras razones.

Pero cuando un ladrón de encrucijada roba el dinero a un transeúnte solitario, el dinero cambia de propietario a la fuerza, sin que el donador reciba algo a cambio. A no ser que se considere, como decía un lógico cínico, que el donador en este caso entregaba el dinero a cambio de su vida y salud.

Una forma análoga de robo desempeña en el mundo material un papel importante. Si, por ejemplo, calentándolo al rojo en contacto con el aire, hacemos reaccionar el cobre con el oxígeno, se forma óxido negro de cobre. Si ahora ponemos este óxido negro de cobre, candente, en un tubo por el que pasa una corriente de hidrógeno, el hidrógeno se convierte en ladrón: arranca al

óxido de cobre el oxígeno tan laboriosamente adquirido y deja completamente pelado al rojo cobre. Vuelve, pues, al óxido de cobre a su estado primitivo de metal puro. Y como « volver atrás » en latín es *reducere*, por esto recibe este proceso el nombre de *reducción*. El proceso inverso, es decir, la adición de oxígeno, se llama, según ya sabemos, *oxidación*. Oxidación y reducción son, por



FIG. 59

lo tanto, dos formas de reacciones químicas que se corresponden, que se presentan siempre simultáneamente. En nuestro ejemplo, el cobre se oxida al calentarlo en el aire, convirtiéndose en óxido de cobre. En el acto subsiguiente, del robo, el óxido de cobre es reducido a cobre metálico, en tanto que el hidrógeno es simultáneamente oxidado, transformándose en agua. Las substancias que presentan una gran tendencia a unirse con el oxígeno, de modo que puedan arrancarle de sus combinaciones, se llaman *reductoras*. El hidrógeno es un reductor poderoso; otro reductor es el carbono. Las combinaciones que, al revés, ceden voluntariamente el oxígeno que poseen, se llaman *oxidantes*; corresponde a ellas, por ejemplo, el peróxido de hidrógeno (\*) (combinación de oxígeno e hidrógeno, que contiene más oxígeno que el agua, y cede con facilidad este exceso de oxígeno). A ellas perte-

(\*) Mal llamado vulgarmente « agua oxigenada ». — N. del T.

necen también las sales del ácido clórico, los cloratos, y toda una serie de otras substancias. Cuán importante sea conocer el proceso de oxidación y reducción se comprenderá al indicar que la mayoría de los metales, sobre todo el hierro, no se hallan en la Naturaleza en estado puro, sino en forma de combinaciones, a menudo en forma de óxidos. Entonces la industria se ve obligada a separar por reducción el metal puro del óxido metálico. La oxidación, a su vez, también es importante industrialmente, porque el oxígeno ejerce una acción destructora sobre muchas materias colorantes (decoloración de los cabellos mediante el peróxido de hidrógeno), pero, sobre todo, porque obra como desinfectante; las materias explosivas generalmente también contienen substancias muy oxidantes.

Con esto queda terminada esta sinopsis de las combinaciones químicas más importantes, pues con lo que conocemos actualmente es imposible hablar de las combinaciones orgánicas; en el caso más favorable no daríamos sino generalidades sin utilidad. Para la comprensión de las combinaciones orgánicas necesitamos conocimientos relativos a la estructura interna de las combinaciones. Hemos llegado al final de la Primera parte de nuestro libro, que considera la Química desde el punto de vista cualitativo. Hemos aprendido a conocer las substancias, cuya multitud en la Naturaleza había de confundirnos; hemos descubierto que esta multitud podía reducirse a grandes y pequeños grupos, pero con todo esto hemos averiguado poco todavía. En el fondo hemos llegado sólo hasta los problemas; hemos llegado a comprender dónde están las cuestiones en que se ocupa la Química. Nos encontramos, pues, nuevamente en el umbral de algo nuevo, y si antes hablábamos de la puerta de la Química, que se abría lentamente ante nosotros, ahora podemos afirmar: desde el umbral y con la puerta abierta damos el primer paso hacia el interior de la Química, y ya al principio encontramos el núcleo de todos los conocimientos químicos: la teoría química de los átomos.

---



EN EL INTERIOR DE LAS SUBSTANCIAS

THE UNIVERSITY OF CHICAGO

## Átomos y moléculas

### Un filósofo tiene la palabra

Lo primero es siempre la duda; éste es un principio filosófico que se remonta hasta el antiguo griego Sócrates. Sócrates era el hombre más ávido de saber de la Tierra. Iba por las calles de Atenas, y cuando encontraba un conocido, uno de esos hombres a quienes se les nota en seguida en los ojos que se pagan de su propio saber, Sócrates le saludaba humildemente y le preguntaba: «Tú pasas entre los atenienses por un hombre piadoso, querido Eutifrón. De seguro podrás decirme: ¿qué significa propiamente piadoso?». Y el piadoso Eutifrón sonreía y enseñaba a Sócrates, que pacientemente escuchaba. Sin embargo, las galanas palabras no satisfacían al preguntador. «No has respondido a mi pregunta, buen amigo», decía, y principiaba de nuevo a preguntar, requiriendo respuestas exactas, inequívocas. Y seguía preguntando y preguntando hasta acorralar al que se las daba de sabio, hasta que Eutifrón confesaba: «Sócrates mío, ya no sé qué responder. Pensaba que sabía lo que es ser piadoso, pero me has demostrado que no sé nada».



FIG. 60

Esto es la duda: aprendemos que realmente no sabemos nada, y volvemos a empezar. Perdemos la fe en nuestro gran saber, y aprendemos de nuevo, volvemos otra vez a aprender.

Lo mismo nos ocurre a nosotros. Ya habíamos aprendido mucho, estábamos enterados de los elementos y de las combinaciones, de las mezclas y de la composición de las sustancias de la Naturaleza. Y nos teníamos por sabios y ya nos considerábamos químicos. Pero llegó a nosotros un filósofo,

escuchó sonriendo nuestras palabras, con las cuales queríamos enseñarle la estructura de la Naturaleza y de las sustancias, y nos hizo súbitamente una pregunta.

— Los elementos son sustancias que ya no pueden descomponerse, ¿no es verdad? — preguntó amistosamente —. El oro es, pues, un elemento. ¿Sería posible dividir todavía una sortija de oro?

— ¡Oh!, sí, naturalmente — decimos —. La podemos dividir, pero no podemos descomponerla en otras sustancias.

— Comprendo — dijo el filósofo —; podemos cortarla y después volver a desmenuzar los trozos y luego desmenuzar nuevamente éstos, y con serrezuelas muy finas y con finos cinceles lograremos obtener trocitos de cada vez más pequeños, tan pequeños que apenas podamos distinguirlos a simple vista.

— Todavía podemos obtener trocitos más pequeños, tan pequeños que no baste una lente, ni siquiera un microscopio para apreciarlos. Sí, — recordé que hablaba con un filósofo — teóricamente esta división no tiene límites. Pero, prácticamente, llegará un momento en que nuestros instrumentos no serán bastante finos para lograr mayor división. Podemos imaginarnos que conseguimos obtener instrumentos de cada vez más finos, de manera que, con el pensamiento, podemos seguir dividiendo sin llegar nunca a un límite. Pues cada partícula, por insignificante que sea, la podremos partir en dos, o por lo menos nos podremos imaginar que la partimos, y lo mismo podremos hacer con cada una de las dos mitades, y así sucesivamente.

— Vi, hace poco, una compañía de soldados que avanzaban en fila — dijo el filósofo —. Muy bien ordenados, en tres hileras, uno detrás de otro; daba gusto verlos. Si descomponemos una compañía de esta especie, ¿qué partes nos quedan aisladas?

— Primero las tres hileras — dijo mi compañero.

— ¿Y si luego dividimos estas hileras?

— Entonces nos quedarán las partes de estas hileras, los soldados aislados — dije yo.

— Los soldados aislados, sí. ¿Y luego?

— Aquí se acaba. No se puede ir más allá — opiné yo.

— ¿No se pueden también dividir los soldados? — preguntó el filósofo —. Naturalmente, sólo en la imaginación.

— Claro, es evidente. Entonces nos quedan brazos, piernas, cabezas, etc., como nuevas partes.

— Y puede usted todavía seguir dividiendo piernas y brazos. Entonces obtiene usted células — siguió diciendo el filósofo.

— ¡Y al dividir las células obtenemos las sustancias que las constituyen! — exclamó mi compañero. Es decir, albúmina, grasas e hidratos de carbono, y así sucesivamente. Y por último llegamos a los elementos, al carbono y al oxígeno, al hidrógeno y al nitrógeno.

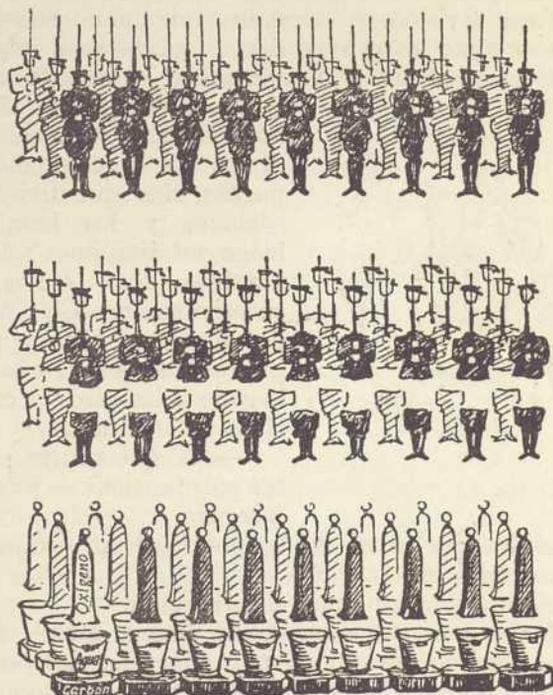


FIG. 61

El filósofo asintió.

— ¿Y está formada una compañía de carbono y oxígeno, hidrógeno y nitrógeno? — preguntó él.

— No, esto no tiene sentido — dije yo —. Una compañía está formada por soldados.

Pero los soldados ... — quiso proseguir el filósofo.

— Los soldados son la última unidad de la compañía — dije yo con firmeza —. No se puede ir más allá.

— ¡Ah! Así, pues, si queremos dividir nos encontramos con un límite, más allá del cual es una tontería pretender ir; usted quiere decir esto, ¿no es verdad? — preguntó el filósofo —. El pueblo alemán está formado de hombres, pero no de albúmina y de hidratos de carbono ni tampoco de elementos. Para una división del pueblo alemán o de una compañía de soldados, carece de importancia que las unidades encontradas todavía puedan subdividirse. En la división del pueblo o de una compañía de soldados, el hombre o el soldado es la última unidad. Esta división es como una piedra de construcción indivisible o como los griegos decían, es *a-tomos*, impartible. El soldado es un átomo de la compañía; el hombre aislado es



FIG. 62

el átomo del pueblo. Si seguimos más allá, entonces no dividimos ya la compañía ni el pueblo, sino que dividimos los soldados y los hombres. Y luego no dividimos soldados y hombres, sino células, y así sucesivamente. En cada tipo de división existe, pues, un punto final, en el cual hemos llegado a las piedras constructivas del conjunto.

— ¿Y qué ocurre pues con las substancias? — pregunté inseguro.

— Pensaba que usted me lo podría decir — dijo el filósofo, y nos miró esperanzado.

Pero nosotros no pudimos decirle nada.

— Tal vez con las substancias ocurra esto — opinó el filósofo —. Cuando descomponemos cualquier substancia, llegamos a un límite y alcanzamos este límite cuando encontramos las piedras constructivas de la substancia. Entonces habríamos de reconocer que son impartibles, es decir, átomos, y deberíamos decir: la substancia está formada por átomos de tal o cual especie. Cada substancia estaría formada por átomos, esto es, las últimas piedras constructivas impartibles, que desempeñan en la substancia el mismo papel que los soldados aislados en una compañía.

— Muy bien — dijo mi crítico compañero —. Pero todo esto, y perdóneme usted, no es más que especulación filosófica. No podemos probarlo.

— ¡Oiga! — Nuestro químico se había acercado sin que lo apercibiésemos e interrumpió nuestra conversación. — ¡Nosotros podemos demostrarlo!

— Siento verdadera curiosidad — dijo mi compañero.

### El químico tiene la palabra

— Lo primero son los hechos — dijo el químico —. Éste es un postulado de las Ciencias Naturales que en lo esencial estableció Galileo. No queremos imaginarnos ninguna bella historia; no queremos hacer ninguna suposición, ninguna hipótesis, como llama la Ciencia a estas suposiciones. *Hypotheses non fingo*, dijo el gran Newton, quien como sabio del siglo XVIII naturalmente pensaba en latín: ¡no establezco hipótesis! Y dió a la Humanidad el grandioso edificio de la Física clásica.

— ¿Y qué ocurre con los hechos? — preguntó mi compañero.

— ¿Cuánto puede pesar un hombre? — preguntó a su vez el químico.

— No lo sé; en todo caso no pesará más de tres quintales (\*).

— ¿También hay, pues, un peso límite para el hombre?

— Sin duda alguna.

— ¿Y cuánto puede pesar un bloque de hierro? — fué la siguiente pregunta.

— No entiendo. Un bloque de hierro puede, naturalmente, tener el peso que se quiera, según las dimensiones que se le den.

— ¿Para el hierro no hay, por lo tanto, límite alguno en cuanto al peso?

— No, como no lo hay en general para las substancias. Yo puedo procurarme cantidades ilimitadas de esta substancia, o a lo menos imaginármelas. Pero no puedo imaginarme que exista un hombre que pese 1000 toneladas, pues esto sería una tontería.

— No es, pues, esencial a la naturaleza del hierro presentarse en bloques de 1000 kg. Y ¿qué ocurre con las mezclas? ¿Puedo yo mezclar unas con otras cualesquiera cantidades de substancias? Por ejemplo, ¿10 gr. de azufre con 40 gr. de

---

(\*) El quintal alemán de que aquí se trata pesa 50 kg. — N. del T.

limaduras de hierro, ó 100 gr. de azufre con 10 kg. de limaduras de hierro?

— En términos generales esto sería indiferente.

— En efecto. En general esto, en realidad, es indiferente. Existen excepciones, pero éstas ahora no nos interesan. Los elementos pueden, pues, técnicamente presentarse en cualesquiera cantidades, lo mismo que las mezclas; ¿qué ocurre con las combinaciones?

— Ocurrirá lo mismo — opino.

— Ya trata usted nuevamente de adivinar — dijo el químico desaprobando —. Hechos, querido, queremos oír y no su opinión. Usted no lo sabe y se lo voy a decir. Si ensayamos de combinar el oxígeno con otros diferentes elementos, y luego medimos exactamente las cantidades de las sustancias que se forman, entonces llegamos a los siguientes resultados:

Se combinan

1 gr. de oxígeno con	0,750 gr. de carbono		
1 » » » »	» » » »	3,436 » »	manganeso
1 » » » »	» » » »	0,875 » »	nitrógeno
1 » » » »	» » » »	0,126 » »	hidrógeno
1 » » » »	» » » »	12,94 » »	plomo

— ¿Ocurre siempre así? — pregunta mi crítico compañero —. Cada vez que el oxígeno se combina con el carbono, ¿se han unido a 1 gr. de oxígeno  $\frac{3}{4}$  de gramo de carbono?

— Siempre pasa lo mismo: 1 gr. de oxígeno se combina con 0,750 gr. de carbono, ni con más, ni con menos. Si usted pone en contacto 1 gr. de oxígeno con 1 gr. de carbono y los hace actuar uno con otro, se forma la misma combinación de 1 gr. de oxígeno con  $\frac{3}{4}$  de gramo de carbono y queda sin combinar  $\frac{1}{4}$  de gramo de carbono. Naturalmente, nada importa que escojamos precisamente 1 gr. de oxígeno; 2 gr. de oxígeno se combinan, por ejemplo, con ... ¿digo?

— Naturalmente, con doble cantidad de carbono, es decir, con 1,5 gr.

— Exacto.

Tomemos ahora el plano de una ciudad o el mapa itinerario de un país; como sabemos, en el mapa no sólo está señalada exactamente la situación de los diferentes lugares y caminos, sino que también están bien calculadas sus respectivas distancias. En el borde inferior del mapa hay una escala, por ejemplo, 1 : 100 000. Esto significa que una distancia que en la Naturaleza es de 100 000 cm., en el mapa está repre-

sentada por una longitud de 1 cm. Por lo tanto, 1 km. en la Naturaleza corresponde a 1 cm. en el mapa, 2 km. a 2 cm. y  $\frac{1}{3}$  de km. a  $\frac{1}{3}$  de cm. Es decir: la escala indica en qué relación están las distancias naturales con las distancias del mapa. Y esta relación es la misma para todas las distancias, como indica la expresión científica.

También en nuestras sustancias químicas se presentan estas relaciones constantes. Siempre están en relaciones fijas las cantidades de oxígeno que se combinan con el carbono, expresándose por la relación: 1 gr. de oxígeno se combina con 0,750 gr. de carbono. Y esta relación es lo que interesa, no los pesos elegidos caprichosamente. Poco importa que hagamos reaccionar 150 gr. de oxígeno con el carbono o sólo 2,75 gr. Esto carece de importancia, pues la relación fundamental  $1 : \frac{3}{4}$  nos señala siempre con exactitud qué cantidad de carbono se combina con la cantidad dada de oxígeno. Las relaciones son constantes y, por este motivo, esta ley fundamental se llama ley de las proporciones constantes.

Si nos fijamos en los números proporcionales de nuestra Tabla no quedaremos satisfechos. Las cantidades de una sustancia que se combinan con un gramo de oxígeno están representadas por números que son muy poco expresivos. Pero nuestro conocimiento de que sólo son esenciales las relaciones, tal vez nos sea aquí de utilidad. Si 1 gr. de oxígeno se combina con 0,750 gr. de carbono, entonces 4 gr. de oxígeno se combinarán con cuatro veces 0,750 gr., o sea con 3 gr. de carbono. Ahora se presentan en las dos partes números enteros. Ensayemos también lo mismo con las demás relaciones, y si no aparecen números del todo enteros, tal vez resulten aproximadamente tales. Obtenemos entonces la siguiente Tabla:

4 gr. de oxígeno con	3,000 gr. de carbono
16 » » » »	54,876 gr. de manganeso
	(en números redondos 55 gr.)
8 » » » »	7,000 gr. de nitrógeno
8 » » » »	1,008 gr. de hidrógeno
	(en números redondos 1 gr.)
16 » » » »	207,04 gr. de plomo
	(en números redondos 207 gr.)

También esta lista tiene un defecto de formación. En la izquierda hay ahora cantidades muy diferentes de oxígeno, pero este defecto puede subsanarse pronto, tomando siempre el mayor de los números, es decir, 16 gr. de oxígeno.

16 gr. de oxígeno con	12,000 gr. de carbono		
16 » » » »	54,976 » »	manganeso	
16 » » » »	14,000 » »	nitrógeno	
16 » » » »	2,016 » »	hidrógeno	
16 » » » »	207,04 » »	plomo	

Es, naturalmente, lo mismo que expresemos nuestros pesos en gramos o en libras, en quintales o en cualquier otro sistema de pesos. Podemos decir en absoluto, de un modo general: siempre que el oxígeno y el carbono formen entre sí una combinación, se combinan 16 partes en peso de oxígeno con 12 partes en peso de carbono, y así sucesivamente. Y, cuando hemos ensayado todos los elementos que se combinan con el oxígeno, entonces vemos que en la mayoría de los casos encontramos números enteros, o por lo menos números que se aproximan a los enteros, como expresión de los pesos de las substancias que aparecen combinadas con 16 gr. de oxígeno, lo cual simplifica mucho el cálculo; por esta razón se ha admitido fundadamente el peso de 16 gr. de oxígeno como peso de comparación.

Pero nuestra excelente ley de las proporciones constantes todavía tiene un defecto. En este capítulo hemos tratado de una combinación entre el oxígeno y el carbono que lleva el nombre de óxido de carbono.

— ¡Te equivocas! El gas que se forma cuando se quema carbón se llama dióxido de carbono —, se objetará.

— ¡No me equivoco! La combinación aquí considerada del oxígeno y el carbono se llama óxido de carbono.

— Pero ¿hay más de una combinación entre el oxígeno y el carbono?

— Sí; esto es lo desagradable. Hay dos combinaciones: óxido de carbono y dióxido de carbono. Las dos se forman en la combustión del carbón.

— Y ¿cómo concuerda esto con la ley de las proporciones constantes? ¿Si se forman dos combinaciones diferentes, las relaciones entre los pesos también deberán ser distintas?

— Ciertamente, las relaciones son distintas. ¿Destruye esto nuestra ley? Lo veremos.

De nuestros ensayos resulta que:

16 gr. de oxígeno se combinan con 12 gr. de carbono en el óxido de carbono
16 gr. de oxígeno se combinan con 6 gr. de carbono en el dióxido de carbono

Por lo tanto, el dióxido de carbono contiene sólo la mitad de carbono. En otras combinaciones ocurre una cosa parecida.

16 gr. de oxígeno se combinan con 14 gr. de nitrógeno en el óxido de nitrógeno

16 gr. de oxígeno se combinan con 7 gr. de nitrógeno en el dióxido de nitrógeno

16 gr. de oxígeno se combinan con 28 gr. de nitrógeno en un gas llamado óxido nitroso.

Si comparamos ahora las cantidades que aparecen a la derecha en ambas relaciones, se observa que las del carbono guardan entre sí la proporción de 2 : 1, y las de nitrógeno las relaciones de 2 : 1 : 4.

Esto enseña que existe una nueva ley, que pudiéramos expresar diciendo : Cuando se combinan dos elementos *A* y *B* para formar varias combinaciones, las distintas cantidades de *B* que se combinan con la misma cantidad de *A*, están, en conjunto, en relaciones sencillas unas con otras. Esta ley se llama : ley de las proporciones múltiples.

Antes de pasar más adelante, hagamos rápidamente una prueba. ¿Son únicamente válidas estas relaciones para las combinaciones con el oxígeno? Pues bien, existe una combinación que sólo está formada por carbono y nitrógeno : se llama cianógeno. (La combinación de esta substancia con el hidrógeno es el famoso ácido prúsico o ácido cianhídrico).

En ella se combinan

1 gr. de carbono con 1,167 gr. de nitrógeno, o

12 gr. de carbono con 14,00 gr. de nitrógeno para formar cianógeno.

Son exactamente los mismos números representativos de pesos que aparecen en nuestra Tabla en combinación con el oxígeno : 12 gr. de carbono y 14 gr. de nitrógeno. Parece, pues, que estos pesos tienen una especial significación respecto de las substancias. De hecho son tan característicos para las respectivas substancias como el retrato de un pasaporte para un hombre. En todas las combinaciones en que entran las substancias con estos pesos se habla de *pesos de combinación* de las substancias. Cada substancia tiene su correspondiente peso de combinación que la caracteriza. Si en las reacciones que conducen a combinaciones se emplean pesos de las substancias que no estén en la relación de sus pesos de combinación, entonces quedan ciertas cantidades de las mismas sin combinar, como vimos anteriormente.

— Todo esto es muy bonito, pero ¿qué tiene que ver con nuestros átomos? — preguntamos a nuestro químico.

Él pone una cara muy expresiva y responde a nuestra curiosidad con un cuento :

— En un lejano país donde hace mucho calor, y por esto los hombres tienen a menudo singulares ocurrencias, hace muchos, muchos años, había un gran rey muy poderoso. Y este rey recurrió un día a sus consejeros, y les habló :

— He viajado mucho y he visto mucho en el mundo. He encontrado pueblos en los cuales se dividía a los hombres, según sus bienes, y se clasificaban en pobres y ricos. He encontrado pueblos en los cuales se establecían diferencias entre nobles y plebeyos. En todas partes donde dirigí mis miradas, observé que los príncipes ponían en orden a sus pueblos, de modo que quedasen divididos en grupos para poder ser mejor



FIG. 63

observados y gobernados. Yo quiero también reunir a mi pueblo en grupos ; pero como soy un gran rey, quiero hacerlo de distinto modo que los otros reyes.

Y promulgó en el país una ley, según la cual todos los hombres debían dejarse pesar, y todos los que pesasen lo mismo formarían una misma clase, una casta. Y así hubo la casta de los hombres que pesaban 168 libras (\*) y la casta de las mujeres que pesaban 132 libras. Precisamente el rey deseaba conocer de cerca estas dos castas ; por esto las citamos especialmente. Estaban, pues, allí, en apretadas multitudes : las mujeres a un lado, todas vestidas de negro de pies a cabeza, y los hombres al otro lado, todos vestidos de nítido blanco. Vistos de lejos, aparecían como dos grandes bloques de colores distintos : uno negro y otro blanco.

El rey mandó comparecer al sabio de su corte, que era tan sabio que no veía las cosas cercanas a él : sólo veía gran-

(\*) La libra alemana es de 500 gramos. — *N. del T.*

des conjuntos. Por esto las dos castas le parecieron, en realidad, como dos bloques, uno negro y otro blanco.

— Los uniremos — dijo el rey con astucia —, porque quería probar a su sabio. Casaremos las dos substancias : la negra y la blanca.

El sabio asintió, y la orden del rey fué ejecutada.

El bloque negro y el bloque blanco desaparecieron, y en su lugar surgió un solo bloque mayor de color gris.

— ¿Qué ha ocurrido? — preguntó el rey.

El sabio reflexionó ; después sacó del gran grupo gris una parte y la mandó pesar : esta parte pesó 1500 libras. Como el sabio era un químico, consiguió separar nuevamente los cónyugues : obtuvo por una parte una cantidad blanca que pesaba 840 libras, y por otra una cantidad negra que pesaba



FIG. 64

660 libras. Después de ensayar mucho y de calcular, el sabio se dirigió al rey :

— ¡Oh!, rey — dijo —. Aquí rige una ley. Cuando se unen entre sí entrambos cuerpos, negros y blancos, se combinan siempre 168 libras de aquéllos con 132 libras de éstos. Nunca se presentan por separado pesos más pequeños. De esto he de deducir, noble rey, que estas substancias están constituidas por partes que tienen estos pesos y que no pueden descomponerse.

El rey rió.

— ¡Has juzgado bien! Si tu mirada no viese las cosas de tan lejos, dirigida únicamente a los lejanos conjuntos, y pudieses ver cuanto pasa ante tu propia nariz, no habrías tenido necesidad de sacar deducciones y de hacer cálculos. Habrías podido ver entonces que siempre un hombre de 168 libras de peso se había casado con una mujer de 132 libras.

El sabio se inclinó silencioso y salió. ¡Qué le importaba! Él había calculado y había encontrado la verdad.

— Pero nosotros — siguió diciendo el químico —, nos vemos obligados a hacer el papel del sabio de este cuento.

Vemos sólo las grandes masas de las sustancias, pero no podemos percibir sus pequeñas partes. Como aquel sabio hemos de calcular y pesar, y luego sacar conclusiones y decir :

Las relaciones según las cuales dos sustancias se combinan entre sí son constantes. Podemos hacer las cantidades tan pequeñas como queramos : siempre se combinan, por ejemplo, 16 millonésimas de gramo de oxígeno con 12 millo-

nésimas de gramo de carbono. Y si todavía vamos más allá, entonces combinamos 16 billonésimas de gramo con 12 billonésimas de gramo, y así sucesivamente. Si, para poder explicar este hecho, admitimos que toda sustancia está formada por mínimas partículas; si llegamos a deducir además : en la combinación de dos sustancias se combinan en realidad las más pequeñas piedrecillas constructivas de estas sustancias entre sí; ¿no se explicaría entonces muy bien que en todas las combinaciones aparecieran relaciones de peso constantes? Deberíamos admitir entonces, como

el sabio del país de la fábula : el oxígeno está formado por piedrecillas constructivas, esto es, por átomos todos ellos de peso igual. Y el carbono está formado por átomos, todos del mismo peso. Y cuando el oxígeno y el carbono se unen formando el óxido de carbono, entonces se combina siempre un átomo de oxígeno con un átomo de carbono. Sí; podemos continuar sacando consecuencias como el sabio de marras : un átomo de oxígeno pesa 16 unidades ponderables, un átomo de carbono pesa 12 unidades. Y, siendo esto así, las dos sustancias sólo pueden combinarse entre sí según estas relaciones de peso.

— ¿Pero qué son unidades de peso? — pregunté —. ¿Gramos, miligramos, billonésimas de gramo?

El químico encogió los hombros.

— Esto no puede decirse. No conocemos los pesos de los átomos, sino solamente las relaciones en que se combinan. En 16 gr. de oxígeno podrían, por ejemplo, estar contenidos



FIG. 65

10 000 átomos; entonces cada átomo pesaría 0,0016 gr. En 12 átomos de carbono podría haber 10000 átomos, y entonces cada átomo de carbono pesaría 0,0012 gr. Pero nosotros no sabemos cuántos átomos hay en 16 gr. de oxígeno y en 12 gr. de carbono. Tal vez hay más, mucho más. Quizá en las dos substancias 100 billones. En tal caso nos valemos de otros pesos para los átomos, pero están siempre en la relación de 16 : 12. Un átomo de oxígeno puede pesar lo mismo 8 billonésimas de gramo y un átomo de carbono 6 billonésimas de gramo, que un átomo de oxígeno 64 trillonésimas y un átomo de carbono 48 trillonésimas de gramo. Las relaciones se conservan, pues:

$$\begin{aligned} 8 : 6 &= \frac{1}{2} \times 16 : \frac{1}{2} \times 12, \text{ y} \\ 64 : 48 &= 4 \times 16 : 4 \times 12; \end{aligned}$$

en otras palabras: no conocemos los pesos absolutos de los átomos; sólo conocemos la relación que guardan entre sí sus pesos.

— Pero en todas las pesadas siempre conocemos sólo la relación de peso — dijo mi compañero —. Cuando decimos: un trozo de carne pesa 3 libras, esto significa que pesa el triple de un peso, que se llama « libra ». Por lo tanto, si sabemos cuánto pesa el átomo de una substancia, por ejemplo, el oxígeno, en comparación con otra, entonces tomamos a esta otra como unidad de peso, que no llamaremos ahora gramo o libra, sino, por ejemplo, hidrógeno. Si, pues, tomamos el hidrógeno como unidad de peso, entonces el carbono pesa tal vez 12 hidrógenos y el oxígeno 16, etc., exactamente como, cuando el gramo es la unidad de peso, un objeto pesa 12 y otro 16 gr.

El químico asintió.

— Esto es del todo exacto. Sólo que usted ha pasado una cosa por alto. Anteriormente (página 101) establecimos las proporciones de los pesos de combinación de las substancias. Dijimos:

16 gr. de oxígeno se combinan con 2,016 gr. de hidrógeno. Si ahora hacemos al hidrógeno igual a 1, precisamente como unidad, entonces la igualdad se transforma:

7,94 gr. de oxígeno se combinan con 1 gr. de hidrógeno.

Si, pues, damos al hidrógeno, como el más ligero de los elementos, el peso de 1, entonces corresponde al oxígeno el peso atómico de 7,94. Antes habíamos señalado como 16 el peso de combinación del oxígeno, queríamos referir al oxí-

geno como 16 todos los pesos de combinación, porque la mayoría de los elementos forma combinaciones con él que se pueden investigar con relativa facilidad. Por lo tanto nos vemos obligados a elegir: o bien abandonamos nuestro primer principio y admitimos como unidad de los pesos atómicos el del hidrógeno, por ser el elemento más ligero, o bien mantenemos nuestro primer principio y atribuimos al oxígeno el peso atómico 16. Así, el hidrógeno, como indica nuestra igualdad de combinación, presenta un peso atómico de 2,016. La ciencia se ha decidido por el segundo camino y ahora ha quedado fijado en 16 el peso atómico del oxígeno.

— Esto significa, por lo tanto: un átomo cuyo peso es 32,

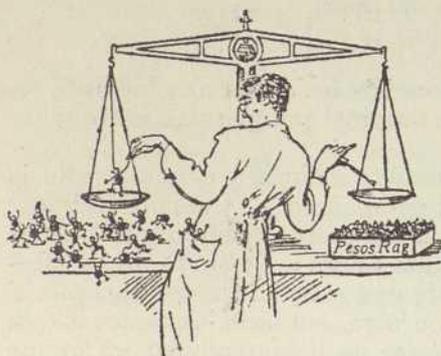


FIG. 66

pesa dos veces el oxígeno, ¿no es verdad? — pregunto —. Pues así 16 no es un número fundamental muy bien encontrado. ¿No se podría hallar una verdadera unidad, es decir, un átomo que tuviese como peso 1?

— No; esto, naturalmente, no puede ser, porque el hidrógeno es la substancia más ligera.

Pero se puede, aunque la ciencia no lo hace, establecer puramente en la imaginación tal unidad. Se puede definir: la unidad del peso atómico es un peso que representa la dieciseisava parte de un átomo de oxígeno, y se puede dar también a este peso el nombre de *Rag* (\*). De este modo un átomo de oxígeno pesa 16 *Rag*, un átomo de carbono 12 *Rag*, un átomo de nitrógeno 14 *Rag*, y así sucesivamente. 1000 *Rag*, serían entonces 1 *kilogramo*, como 1000 gr. son 1 kg. Pero no necesitamos una unidad de peso tan grande, porque el más pesado de los elementos estables que conocemos, el átomo de urano, sólo pesa 238,14 *Rag*.

Por lo tanto, los elementos están formados por las menores partículas, los átomos, que se distinguen unos de otros por su peso y por sus propiedades. Pues un átomo debe poseer las

(\*) De la expresión alemana «Relatives Atomgewicht» (peso atómico relativo). — N. del T.

mismas propiedades que el mismo elemento, ya que es la cantidad más pequeña en que esta substancia puede presentarse. Las propiedades físicas, y algunas otras propiedades, pueden ser, en las substancias, que están constituídas por muchos millones de átomos, diferentes de las del átomo. De la misma manera que las propiedades de una compañía no son iguales a las del soldado aislado. Pero substancialmente, si así puede decirse, la compañía es algo humano y su última unidad es por esto el hombre aislado. Los átomos tienen, pues, propiedades químicas que nosotros conocemos en los elementos formados por ellos. Si los elementos se unen unos con otros y forman combinaciones, esto quiere decir que los átomos de un elemento se juntan de alguna manera con los de otro. Podemos imaginarnos, pues, la formación de una combinación a partir de elementos, de modo que los átomos de dos de ellos, en los casos más sencillos, se junten por parejas; 100 millones de átomos de cloro, por ejemplo, se juntan con 100 millones de átomos de hidrógeno; cada átomo de cloro se combina con un átomo de hidrógeno produciendo ácido clorhídrico, y resultan 100 millones de partículas compuestas. Una combinación está formada, consiguientemente, por pequeñísimas partículas, y éstas a su vez están compuestas, cada una de ellas, de un átomo de cada uno de los dos elementos que las forman. Pero estas pequeñísimas partículas presentan las propiedades químicas de la combinación, exactamente como los átomos presentaban las propiedades de los elementos. En la Introducción hablamos de que una substancia podía subdividirse cada vez más por medios mecánicos hasta más allá de todo límite. Vemos ahora que esto no es posible. Si seguimos siempre dividiendo, llegamos a un cierto límite, esto es, a estas pequeñísimas partículas. Si entonces queremos seguir dividiendo hemos de partir la combinación, porque una combinación no puede dar partículas más pequeñas que sus piedras constructivas. Entonces en la división llegamos finalmente a los átomos.

Un átomo de un elemento se junta, pues, con uno o varios átomos de otro, o también de otros elementos, y forman así la menor piedrecilla de construcción de una combinación. Y así como una combinación de dos elementos posee propiedades distintas de las de cada uno de los elementos que la constituyen, lo propio acontece en la región de lo infinitamente pequeño: la menor partícula resultante de la combi-

nación tiene propiedades diferentes de las de los dos (o varios) átomos que la forman. Esta piedrecilla constructiva de la combinación es, por consiguiente, una nueva unidad que debe tener su nombre propio: las piedrecillas constructivas de las combinaciones se llaman *moléculas*. Un elemento está, pues, formado por átomos; una combinación, por moléculas.

Estas moléculas tienen también su peso, ya que están formadas por átomos que tienen pesos determinados. Y en verdad, el peso de una molécula es igual a la suma de los pesos de los átomos que la integran. El peso de la molécula de una combinación se llama *peso molecular* de la misma.

Cuando se combinan 16 gr. de oxígeno con 14 gr. de nitrógeno se produce una combinación de peso molecular 30, esto es, una molécula de la substancia pesa 30 *Rag*. La unidad de los pesos moleculares es, pues, la misma que la de los pesos atómicos. Y 16 gr. de oxígeno se combinan con 12 gr. de carbono formando óxido de carbono con el peso molecular 28. Y, finalmente, 16 gr. de oxígeno se combinan con 6 gr. de carbono, formando dióxido de carbono, con el peso molecular...; bien ¿cuál es realmente el peso molecular del dióxido de carbono? Un átomo de oxígeno pesa 16 *Rag*, un átomo de carbono 12 *Rag*, una molécula de óxido de carbono 28 *Rag*. Pero ¿y el dióxido de carbono? En el dióxido de carbono hay sólo la mitad de carbono que en el óxido de carbono, como enseñan las dos igualdades. Como un átomo de oxígeno se ha unido con un átomo de carbono en el óxido de carbono, resultaría que en el dióxido de carbono, que sólo contiene la mitad de carbono, un átomo de oxígeno se habría unido con medio átomo de carbono. Pero esto no es posible, pues medio átomo de carbono no puede existir, ya que los átomos son las partículas menores e indivisibles de un elemento.

Mi compañero sonrió astutamente.

— Un átomo de oxígeno con medio átomo de carbono no significa otra cosa que dos átomos de oxígeno con un átomo de carbono. De aquí el nombre de dióxido de carbono.

— Esto quiere decir, por lo tanto, que hemos de transformar nuestra igualdad:

16 gr. de oxígeno con 12 gr. de carbono forman óxido de carbono

32 gr. de oxígeno con 12 gr. de carbono forman dióxido de carbono.

El químico mueve la cabeza perplejo ante nuestra solución.

— ¿Cómo saben esto? — pregunta —. Oxígeno igual a 16 es nuestro peso de comparación. Si ahora 12 gr. de carbono y la otra vez 6 gr. del mismo se combinan con estos 16 gr. de oxígeno, ¿no podría ser también que el peso atómico del carbono fuese 6?

Entonces estarían combinados en el óxido de carbono 2 átomos de carbono con 1 átomo de oxígeno y en el dióxido de carbono sólo 1 átomo de carbono con 1 átomo de oxígeno, ¿no es verdad?

Quedamos confundidos.

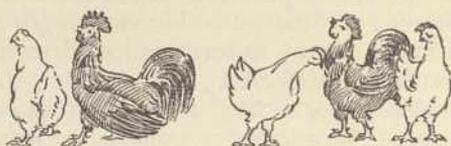
— Sólo tenemos pesos relativos — siguió diciendo el químico —, y no podemos decidir si el carbono tiene el peso atómico 12 ó el peso atómico 6. Todos los elementos que se unen con el oxígeno

forman varias combinaciones, en las cuales es visible la mencionada ley de las proporciones múltiples, dando lugar a que se dude acerca de cuál de los diferentes pesos de combinación del elemento es el verdadero peso atómico. En el nitrógeno, por ejemplo, cabe preguntar (véase pág. 103) si el peso atómico es 7 ó 14 ó 28. Tampoco puede deducirse de la consideración de las relaciones de las cantidades en las combinaciones.

Aquí hemos de recurrir para solventar las dificultades a métodos físicos.

### ¿Qué es un gas?

— Las substancias pueden presentarse en estado gaseoso, líquido y sólido. Entre los elementos, en las condiciones « naturales », sólo son líquidos el bromo y el mercurio. El hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el flúor, el cloro y los gases nobles son gaseosos y todos los demás son sólidos. 11 de los



Óxido de carbono      Dióxido de carbono



Óxido de carbono      Dióxido de carbono

FIG. 67

92 elementos, en las condiciones que normalmente se encuentran en la superficie de la Tierra, son gases. Pero ¿qué quiere decir gases? Todo el mundo sabe la diferencia que hay entre un gas y un cuerpo sólido, pero sólo pocos pueden decir en qué consiste propiamente esta diferencia.

Puedo poner un cuerpo sólido sobre una mesa; si no es precisamente redondo ni la mesa está muy inclinada, el cuerpo sólido permanecerá inmóvil. Conserva su forma, no se mueve; un cuerpo sólido es una porción de substancia de volumen y forma determinados. Si vierto un líquido encima de la mesa, se derrama; se extiende rápidamente en todas direcciones, y por el sitio en que la mesa está más inclinada se cae o gotea. Es menester ponerlo en una vasija, pero esto quiere decir: lo he de sostener por tres lados, he de poner límite a su tendencia a escurrirse. Sólo puedo ahorrarme la pared superior, la cuarta pared, porque por la acción de la gravedad un líquido descansa siempre sobre el fondo de la vasija, colocándose cada partícula tan baja como es posible. Si vierto un gas en una vasija así, se escapa de ella; debo añadir, además, una tapadera para retenerlo. ¿De dónde deriva este fenómeno? Tal vez se responderá: el gas es más ligero que el aire y por esto sube como sube un globo aerostático, aunque no al modo de una esfera gaseosa, sino difundido por doquier. Pero si vierto, por ejemplo, el pesado vapor rojo del bromo en un vaso cilíndrico de cristal y coloco sobre éste, invertido, otro vaso parecido lleno de aire, pronto veré cómo el vapor rojo, a pesar de su pesadez — porque es más pesado que el aire — se eleva y penetrando en el vaso superior se mezcla con el aire que en él se contiene. Esta mezcla automática de dos gases, en contacto primero, y con una superficie de separación bien marcada, recibe el nombre de *difusión* de dos gases. Aquélla explicación no es, pues, satisfactoria: el vapor de bromo, que es más pesado que el aire, asciende contra la dirección de la gravedad y se difunde en el aire.

Todas las combinaciones están constituídas por diminutas partículas, las moléculas; queramos suponer por de pronto que nuestro gas es una combinación y no un elemento como el cloro o el hidrógeno. Si un gas se difunde en otro esto sólo quiere decir que sus moléculas van hacia él y se introducen entre las moléculas del otro gas. Algo debe impeler a las moléculas y ponerlas en movimiento. Si aumentamos la temperatura de un gas, vemos que la difusión se efectúa más de prisa; por lo tanto, ¿el calor acelera el movimiento de las moléculas?

Cada gas ejerce sobre la pared de la vasija que lo contiene una presión. También aumenta esta presión cuando calentamos el gas. Comparando entre sí los dos procesos podremos decir: la temperatura aumenta la velocidad de las moléculas y al mismo tiempo aumenta la presión. Es lógico admitir una relación entre ambos procesos: si las moléculas de un gas están en movimiento, entonces deben ir como disparadas en todas direcciones dentro del espacio de que disponen. Deben chocar rápidas contra la pared de la vasija, como tropiezan las avispas contra el cristal de una ventana. Y como en una vasija así bullen miles de millones de moléculas, habrá un fuego granneado continuo de choques de las moléculas en movimiento

contra las paredes de la misma. Y estos millones de millones de choques en un segundo, considerados en conjunto, producirán en la pared de la vasija un efecto que corresponde en absoluto a lo que llamamos la presión de un gas. Si en algún punto de la vasija no existe pared que aguante los choques, las moléculas seguirán su camino en virtud de su velocidad, y escaparán por el boquete abierto; el gas se fuga, o, si se quiere, se difunde en otro gas. Cuando lo calentamos, la velocidad de las moléculas es mayor, el movimiento es más

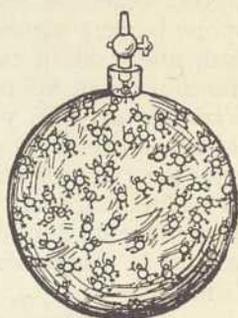


FIG. 68

rápido, la difusión se efectúa también más de prisa y la presión crece. La suposición de que las moléculas no descansan, sino que se mueven como locas con rápido movimiento de un lado a otro, explica muy bien, pues, las propiedades de un gas. Se ha conseguido averiguar la rapidez con que se mueven las moléculas de un gas; a una temperatura de 0° Celsius (\*) recorren como término medio 500 m. por segundo. En realidad, no van muy lejos; a esta velocidad pronto tropiezan contra la pared de la vasija y son repelidas por ella si es que antes, dado el gran número de moléculas en movimiento, no chocan dos entre sí para luego seguir moviéndose en otras direcciones. Así, el camino que recorre en línea recta una molécula es muy corto, aun cuando su velocidad sea muy grande. Las moléculas se comportan como bolas perfectamente elásticas: al chocar no se aplastan ni sufren deformaciones ni alteraciones de ninguna clase.

(\*) Llamados ordinariamente en España grados *centesimales* o *centígrados*.  
N. del T.

Sí; se puede todavía dar un paso más y la ciencia lo ha dado. Cuando caliento un gas aumenta la velocidad de sus moléculas. No ocurre otra cosa, y la Física enseña hoy que el calor no es más que la energía de movimiento de las moléculas, que se lanzan en todas direcciones. Diferencias de temperatura son propiamente diferencias de energía de movimiento, o, en otros términos, de la *energía cinética* de las moléculas. Este movimiento de las moléculas de un gas es también la causa de que ocupe enteramente todo el espacio que está a su disposición; únicamente barreras sólidas pueden limitar el deseo de expansión de sus moléculas.

Cuando calentamos un gas, la velocidad de sus moléculas crece; siguen su camino como disparadas cuando no se les opone barrera alguna. Por lo tanto, el gas se dilata. Y, en verdad, no se dilata caprichosamente, sino en una determinada fracción de su volumen. Esta fracción se llama *coeficiente de dilatación del gas*, y para la Química es de la mayor importancia el hecho de que este coeficiente no sea distinto para cada gas, sino el mismo para todos. Todo gas, al aumentar su temperatura en  $1^{\circ}$  Celsius, aumenta en  $\frac{1}{273}$  de su volumen. Naturalmente también ocurre el fenómeno inverso. Si se disminuye la temperatura de un gas en  $1^{\circ}$  Celsius, su volumen disminuye en  $\frac{1}{273}$ . Si enfriamos un gas desde  $0^{\circ}$  Celsius a  $-1^{\circ}$  (es decir, a  $1^{\circ}$  bajo cero), disminuye su volumen en esta fracción. Si enfriamos el gas desde  $0^{\circ}$  hasta  $-273^{\circ}$  ( $273^{\circ}$  de frío!) se contrae en  $\frac{273}{273}$  de su volumen, es decir, que a esta temperatura el gas no tendría ningún volumen.  $273^{\circ}$  de frío, ó  $273^{\circ}$  bajo cero, ó  $-273^{\circ}$  es, pues, la más baja temperatura imaginable que pueda existir, y se llama *cero absoluto*. Las temperaturas contadas a partir del cero absoluto se llaman *temperaturas absolutas*. Si nuestra habitación está, por ejemplo, a  $15^{\circ}$  Celsius, su temperatura absoluta será  $15 + 273^{\circ}$ , esto es,  $288^{\circ}$  absolutos. Pues bien, un gas nunca puede alcanzar este cero absoluto porque a tan bajas temperaturas todos los gases se han vuelto ya líquidos o sólidos. El hidrógeno, que es muy difícil de liquidar, se vuelve líquido: a  $-252,8^{\circ}$ , esto es, a  $20,2^{\circ}$  absolutos, y a  $-257,3^{\circ}$  se solidifica, esto es, a  $15,7^{\circ}$  absolutos. El helio tiene un punto de liquidación todavía más bajo, esto es,  $4,2^{\circ}$  absolutos; por consiguiente, no existe ya gas alguno alrededor del cero absoluto.

Todos los gases se comportan de la misma manera ante las variaciones de la presión, de la temperatura y del volumen.

¿Cómo se explica esto? Sabemos que la temperatura y la presión dependen de la movilidad de las moléculas, lo propio que el volumen de un gas, tanto si sus moléculas pueden volar lejos como si no. Pero como en los gases químicamente distintos las moléculas son también por necesidad diferentes, la naturaleza de las moléculas no puede desempeñar aquí papel alguno, ni su tamaño ni su peso, que dependen de los átomos que las forman. En realidad sólo puede influir el número de las moléculas. Pues seis millones de moléculas de clorhídrico y seis millones de moléculas de dióxido de carbono sólo se parecen en una cosa: en el número, en nada más, puesto que el clorhídrico está formado por cloro e hidrógeno y el dióxido de carbono por oxígeno y carbono.

Fué un pensamiento genial del físico italiano Avogadro el que lo aclaró: El comportamiento de los gases depende sólo del número de las moléculas, no de su especie. Por consiguiente, si 1 litro de gas clorhídrico se comporta exactamente como 1 litro de gas dióxido de carbono, y este comportamiento sólo puede ser atribuído al

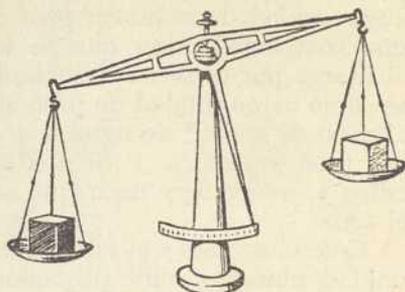


FIG. 69

número de moléculas del litro de gas clorhídrico en un caso, y al número de moléculas del litro de gas dióxido de carbono en el otro caso, es claro que el número de moléculas en el litro de gas clorhídrico es el mismo que en el litro de gas dióxido de carbono. Éste es el importante principio de Avogadro: « En las mismas condiciones externas (presión, temperatura), volúmenes iguales de dos gases contienen el mismo número de moléculas ».

El hidrógeno es la substancia más ligera que conocemos; ya lo dijimos antes. ¿Qué quiere decir esto, realmente? Si pensamos en nuestra pregunta jocosa de la Primera parte, hemos de decir: 1 kg. de hidrógeno pesa, con todo, exactamente lo mismo que 1 kg. de hierro. ¿Qué sentido tiene, pues, decir que una substancia es más ligera que otra?

Si comparamos entre sí volúmenes iguales de dos substancias, entonces aparece claramente el sentido: 1 centímetro cúbico (cm.<sup>3</sup>) de hierro es naturalmente más pesado que 1 centímetro cúbico de aluminio. Para conocer el peso de un

centímetro cúbico de una substancia, por consiguiente, debo dividir su peso total por su volumen. El peso de la unidad de volumen, es decir, de 1 centímetro cúbico, es característico para cada especie de substancia, es un valor específico para la substancia correspondiente, y, por este motivo, este peso de la unidad de volumen de una substancia se llama su *peso específico*. Así, pues :

$$\text{peso específico de una substancia} = \frac{\text{peso total}}{\text{volumen}}$$

Si 1 cm.<sup>3</sup> de una substancia pesa exactamente 1 gr., entonces esta substancia tiene el peso específico 1; por lo tanto, puede servir de unidad. Existe realmente tal substancia, cuya unidad de volumen pesa 1 gr.; es el agua. Esto no es una casualidad, sino que se explica sencillamente, porque al fijarse por convenio internacional las medidas y los pesos se eligió como unidad de peso el *gramo*, dándose este nombre al peso de 1 cm.<sup>3</sup> de agua a 4° Celsius. El agua tiene, pues, por peso específico, 1. Si una substancia tiene el peso específico 5, esto quiere decir que es cinco veces más pesada que el agua.

Como los gases son muy ligeros, se obtendrían con aquella unidad números muy pequeños, y por esta razón generalmente se refieren los pesos específicos de los gases al aire; por lo tanto, se indica cuántas veces es más pesado un volumen de un gas que un volumen igual de aire. Cuando se trata de gases no se habla de peso específico, sino de *densidad*. Pero la densidad es propiamente un valor físico distinto: es la relación existente entre la masa de una substancia y su volumen. Pero como generalmente se determinan las masas por su peso y por éste se comparan unas con otras, no necesitamos entrar aquí en las sutiles diferencias físicas entre ambos conceptos. Bástenos saber que las densidades de los gases no se refieren al agua, sino ante todo al aire, y que significan la relación existente entre el peso de un volumen de gas y el peso de igual volumen de aire.

Esta densidad de los gases puede determinarse por métodos físicos. Para nosotros tiene importancia lo siguiente: Si un determinado volumen del gas *A* es tres veces más pesado que el mismo volumen del gas *B*, es que las densidades de los dos gases están en la relación de 3:1, y a la vez, según el principio de Avogadro, en las dos cantidades de gas debe haber el mismo número de moléculas; por lo tanto, esto quiere

decir que las moléculas del gas *A* son tres veces más pesadas que las moléculas del gas *B*. El peso molecular de *A* es, pues, triple del de *B*. Esto nos lleva a la ley : « Las densidades de dos gases están entre sí en la misma relación que sus pesos moleculares ».

Con las densidades gaseosas conocidas podemos, pues, calcular, sabiendo el peso molecular de *A*, el peso molecular de *B*.

El principio de Avogadro enseña : a igualdad de condiciones externas, los volúmenes iguales de todos los gases con-

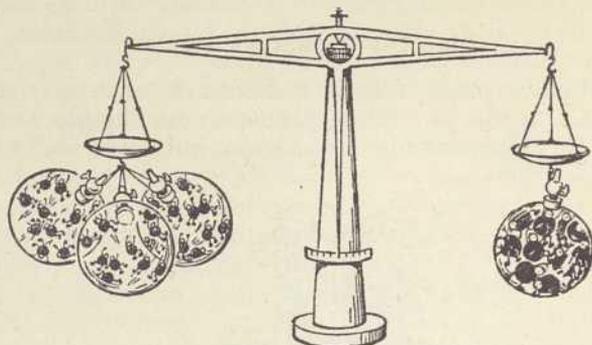


FIG. 70

tienen el mismo número de moléculas. Pero también es válido lo inverso : a igualdad de condiciones externas, los números iguales de moléculas de todos los gases ocupan espacios iguales. Por consiguiente, si comparamos 10 gr. de gas clorhídrico con 10 gr. de gas óxido de carbono, podemos tener la seguridad de que, en ellos, no existe el mismo número de moléculas, ni ocupan el mismo espacio. Una molécula de clorhídrico, como nos lo indica una ojeada a nuestra Tabla de pesos atómicos, es más pesada que una molécula de dióxido de carbono, tanto si atribuímos al carbono el peso atómico 12 como el 6. En 10 gr. de gas clorhídrico hay seguramente menos moléculas que en 10 gr. de gas óxido de carbono. Falta saber lo que ocurre si no tomamos 10 gr. como hemos hecho arbitrariamente, sino otra cantidad. Si supiésemos, por ejemplo, que un gas tiene por peso molecular 44, sería interesante saber qué volumen tienen 44 gr. de este gas (naturalmente en las condiciones normales). Y si tuviésemos una segunda sustancia gaseosa de peso molecular 28, también sería interesante

saber el volumen de estos 28 gr. de dicho gas en las condiciones normales, y observaríamos con gran sorpresa nuestra que los dos gases ocupan el mismo volumen, por lo tanto que en 44 gr. de un gas existen exactamente tantas moléculas como en 28 gr. del otro gas. Como 44 y 28 eran los pesos moleculares, tomamos, pues, cantidades que correspondían a los pesos moleculares. Esta cantidad « peso molecular en gramos » se llama *gramo-molécula* o, abreviadamente, un *mol*. Un *mol* de un gas cualquiera ocupa el mismo volumen que un *mol* de otro gas, y este volumen es exactamente de 22,412 litros.

### Líquidos y cuerpos sólidos

Un líquido posee mayor cohesión interna que un gas. No escapa, según ya vimos, y cuando un líquido se vierte, o bien fluye, formando un chorro unido, o cae a gotas.

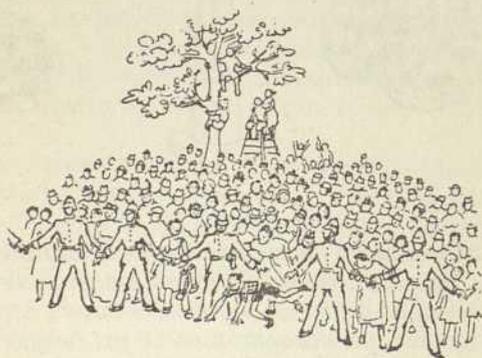


FIG. 71

Y cada gota forma un conjunto cerrado, constituido por billones de moléculas. Por consiguiente, en un líquido no se mueven las moléculas a su antojo como en un gas, sino que están enlazadas. De todos modos, el movimiento de las moléculas aisladas en el interior de un líquido y dentro de los límites de esta mayor cohesión tiene siempre bastante amplitud. El líquido es comparable a una muchedumbre que, esperando alegre un gran acontecimiento, ha tomado posición junto al borde de una carretera y es mantenida en este sitio por una cadena de agentes de policía que la tiene cercada. Continuamente empuja a estos agentes, siempre se propagan

sacudidas desde el interior a la periferia, y a menudo ocurre que, uno u otro, situado muy cerca de la cadena de agentes, recibe un empujón tan fuerte, que salta fuera del cerco; a menudo, como un chicuelo que se ha colado, va a parar a la misma carretera, donde es cogido por los agentes, que lo vuelven al interior del cerco entre grandes risas de los demás. El líquido se comporta exactamente del siguiente modo: en su superficie, que, para el líquido constituye a modo de una «primera fila», por el empuje de las moléculas del interior cada vez son expulsadas más moléculas fuera del mismo. Generalmente no vuelven a ser cogidas. Si se deja una pequeña cantidad de un líquido en una vasija destapada se observa que en el curso del tiempo cada vez hay menos, por lo que se dice que el líquido se evapora. Esto no significa sino

que de manera incesante de la superficie escapa cierto número de moléculas y entonces, perdida su cohesión por completo, desaparecen al pasar al estado gaseoso. El agua de los lagos y de los mares se evapora del mismo modo, pero no se pierde, sino que se reúne en el aire y un día vuelve a la superficie del agua en forma de lluvia. El aire contiene, pues,

siempre ciertas cantidades de agua evaporada en forma de vapor; percibimos marcadamente la diferencia entre aire húmedo y aire seco. El aire húmedo y el seco sólo se diferencian por su contenido en vapor de agua (\*); aun el aire seco habitual contiene siempre agua evaporada.

Es interesante observar lo que ocurre cuando el agua no se deja evaporar libremente en el aire, sino en un espacio cerrado, por ejemplo, debajo de una gran campana de cristal. También entonces se evapora parte de ella; algunas moléculas saltan de la superficie del agua y pasan al aire, donde permanecen como vapor de agua; pero en este vapor de agua las moléculas se encuentran en estado gaseoso, sus movimientos, por lo tanto, son rápidos y ellas, inquietas, van de una parte a otra. Así, ha de ocurrir que estas moléculas vaporizadas, llegando por un azar junto a la superficie del agua, son capta-

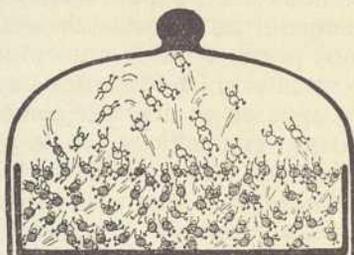


FIG. 72

(\*) Se entiende estando ambos a la misma temperatura. — *N. del T.*

das por las fuerzas atractivas de las moléculas del líquido, como aquellos chicuelos por los agentes de policía. Una parte del vapor del agua evaporada se convierte, pues, nuevamente en agua líquida : se condensa en forma de agua líquida. Pero ahora, por de pronto, se evapora más agua que vapor de agua se va condensando. Así, primero van a parar al espacio lleno de aire muchas moléculas de la superficie, pero no en número ilimitado. Al llegar a una determinada cantidad cesa la evaporación ; el aire del espacio cerrado está, como se dice, *saturado* de vapor de agua. En realidad, este estado, como ya vimos, no representa un contacto pacífico de la fase de vapor y la fase líquida, sino que más bien las moléculas pasan continuamente de vapor a líquido y viceversa. La evaporación y la condensación han llegado a equilibrarse ; el contenido en vapor acuoso del aire no aumenta ya a esta temperatura. A esta temperatura decimos ; pues, si la elevamos puede todavía aumentar la cantidad de vapor de agua contenida en el aire antes saturado. La cantidad de este vapor de agua en el aire, que como ya vimos depende de la temperatura, la medimos por la presión que ejercería si estuviese solo ; por esto se habla de la *presión del vapor* de un líquido. En el espacio que hay sobre la superficie del agua se encuentran, uno junto al otro, aire y vapor de agua ; en él se contiene, pues, una mezcla gaseosa. Lo más importante es que en este caso, en una mezcla, cada gas se comporta como si estuviese solo ; la presión del vapor que ejerce el de agua es, pues, la misma cuando el agua está en un espacio vacío de aire que cuando se evapora en un espacio lleno de él. En otras palabras : la presión del vapor de un líquido no depende de la cantidad del aire que hay encima del líquido, sino sólo de la temperatura del líquido y del aire.

Los líquidos tienen, pues, mayor cohesión ; sus moléculas están en conjunto más unidas unas con otras que las de los gases. Pero todavía son movedizas, mucho más que en los cuerpos sólidos. Tal como concebimos las moléculas, podemos admitir que en un cuerpo sólido están estrechamente unidas entre sí, ordenadas, como en los cristales, o dispuestas sin orden alguno, como en las sustancias llamadas *amorfas*. Un cuerpo sólido no cambia a la temperatura normal ; se le puede mover como a un todo, porque posee cohesión bastante.

¡Cristales! Todo el mundo conoce estas sustancias sólidas de formas regulares ; tal vez ha visto el cristal de roca

o los admirables cristales de la nieve (flores de hielo), o los del azúcar o de la sal común o, finalmente, algunos cristales de las piedras preciosas. Según han demostrado las investigaciones de los últimos años, la mayor parte de los cuerpos sólidos está formada por cristales: o bien se presentan en cristales relativamente grandes, bien formados, como la sal gema, el alumbre o el cuarzo, o son una aglomeración de muchos cristales diminutos, como, por ejemplo, los metales.

En contraposición a éstos están los cuerpos amorfos, que no presentan ninguna superficie regularmente formada. Se pueden considerar estos cuerpos amorfos casi como líquidos muy tenaces, porque no se puede apreciar en ellos ningún orden interior firme. Por el contrario, en los cristales se observa este orden, se presentan en cuerpos regulares, en forma de cubos, de romboedros, de prismas hexagonales, de octaedros, etc.

Una rama especial de la ciencia, la Cristalografía, se ocupa detenidamente de la estructura, de la simetría, etc., de los cristales. Al químico le interesa ante todo el porqué de esa maravillosa ordenada estructura de los cristales. Sabemos que también los cuerpos sólidos, si son combinaciones, están constituidos por moléculas. Si una substancia sólida presenta, pues, formas regulares, podemos imaginarnos que sus moléculas están dispuestas en ella según un orden fijo, ordenadas en filas.

Fijémonos en el cristal cuya estructura es más fácil de comprender, el cristal de la sal gema: no es otra que la sal común o cloruro sódico. Si queremos construir un modelo de un cristal de sal común, hemos de pensar que en este cristal ocurre una cosa notable; hemos dicho que en tal cristal las moléculas están ordenadas. En realidad no están ordenadas las moléculas, sino los átomos, sin que con ello se altere el carácter de la combinación. (Este principio sólo es verdad de un modo muy limitado. Para más pormenores, véase la página 217. Por de pronto es cierto que no son las moléculas de la sal común las que están ordenadas en el cristal, sino partículas más pequeñas). Por consiguiente, no están lindamente agrupadas unas al lado de las otras las moléculas aisladas de la sal común, sino alternando siempre una partícula de cloro y una partícula de sodio, pero todavía en forma que caracteriza al cristal entero como combinación. Nosotros tenemos dos montones de bolas pequeñas: bolas blancas que repre-

sentan las partículas de sodio y bolas negras que representan las de cloro. Ahora unimos una bola blanca con una bola negra mediante una aguja o un palillo delgado de madera. Luego unimos con la bola negra una bola blanca, y con la blanca otra bola negra, y seguimos haciendo uniones como éstas hasta tener una línea recta, en la que siempre está unida una bola negra con una bola blanca. Sobre esta serie fundamental montamos otra, pero también de manera que siempre se encuentre blanca sobre negra y negra sobre blanca. Muchas series de esta especie forman una superficie, en la cual una bola blanca está unida con cuatro bolas negras, y

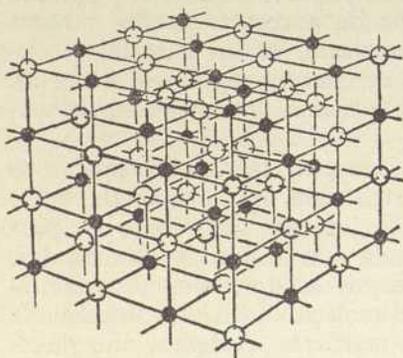


FIG. 73

una bola negra con cuatro bolas blancas. Muchas superficies como ésta, puestas una detrás de otra, forman, finalmente, un gran cubo (nuestro modelo del cristal de la sal gema). En este cubo, cada bola blanca, esto es, cada partícula de sodio, está rodeada por seis bolas negras, y cada bola negra, partícula de cloro, por seis bolas blancas. El conjunto es, pues, un enrejado múltiple muy regular en su disposición. Las partículas

aisladas están fijas en su sitio; no pueden volar libremente como las moléculas de un gas, ni moverse a su gusto, de un lado a otro, como las moléculas de un líquido; se han alineado y deben permanecer en fila. Ciertamente no hay ninguna orden de ¡firmes!; las partículas alineadas se asemejan a los soldados, y a la voz de mando ¡descansen! se inclinan a un lado y a otro de su posición fija; se parecen, para hacer una comparación, a árboles que están firmemente arraigados en el suelo, pero cuyas copas se mueven a derecha e izquierda. Las partículas vibran alrededor de su posición de equilibrio, pero sólo muy poco; con todo, basta este movimiento para dejar salir ocasionalmente de la superficie del cuerpo sólido algunas partículas, lo cual quiere decir: también el cuerpo sólido posee cierta tensión de vapor, aunque en verdad muy pequeña.

### ¿Por qué se funde el hielo y por qué hierve el agua?

Viajamos en un tren expreso a través del campo. Desde las ventanas vemos correr el paisaje; los coches, con buenos muelles, se mueven con suave vaivén, pero las ruedas martillean al compás del viaje, marcan el conocido ritmo del ferrocarril que sentimos y oímos como traqueteo, y nos acompaña durante todo el viaje. Las ruedas son redondas y los rieles lisos; ¿de dónde proceden realmente estas sacudidas? ¿de dónde procede este acompasado martilleo? Todo el mundo sabe que los rieles están puestos de manera que entre el fin del uno y el principio del otro queda un pequeño espacio. Es evidente que esto no es debido a una irregularidad en la construcción de la vía, sino que tiene determinado objeto: en verano, por la acción del ardiente sol los rieles se dilatan algo. Entre los rieles que forman la vía férrea ha de haber, por esto, un pequeño espacio para dejar sitio a la dilatación.

Con el calor se dilatan pues los metales, se dilatan los cuerpos sólidos. Cuanto más sube la temperatura, tanto mayor es la dilatación. Los cuerpos sólidos se comportan respecto de la temperatura como los gases: aumentan de volumen. Pero como el calor no es más, según ya hemos aprendido, que la energía de movimiento de las moléculas de una substancia, podemos deducir que, al calentar una substancia sólida, sus moléculas principian a vibrar más vivamente, que sus trayectorias alrededor de su posición de equilibrio se ensanchan cada vez más y que, al propio tiempo, al aumentar la temperatura, las fuerzas que mantienen unidas las moléculas ceden algo. La presión o tensión del vapor del cuerpo sólido crece también, como la de un líquido, cuando se eleva la temperatura, y nos podemos imaginar que, calentando intensamente, las moléculas se separan unas de otras, del mismo modo que los hombres, que cuando hace mucho calor no se aglomeran ciertamente. A medida que sube la temperatura, van siendo cada vez más vivos los movimientos de las moléculas, por ejemplo, en un bloque de hielo, y de repente, cuando se ha llegado a una determinada temperatura, se rompe la cohesión. Los movimientos de las moléculas son tan violentos, sus trayectorias se han ensanchado tanto, que la sólida estructura de un cristal de hielo ya no puede retenerlas unidas. Las moléculas abandonan su sitio; es como si de golpe se oyese la voz de mando ¡rompan filas! Cada cual corre hacia donde le place: la substancia se ha vuelto líquida, el hielo se ha

derretido. Si este hielo es químicamente puro, es decir, si no contiene ninguna materia extraña en forma de componente mezclado, la temperatura permanece estacionaria desde que aparece por primera vez agua líquida hasta que se ha fundido todo el hielo; por lo tanto, se puede hablar, aludiendo al termómetro, de un *punto de fusión*. Pero si el hielo no es puro, si fundimos una substancia que no es químicamente pura, se observa que no presenta ningún punto fijo de fusión.

El hielo se ha vuelto agua, el hielo se ha derretido, las moléculas se encuentran en estado líquido, en movimiento que, sin embargo, todavía no es del todo libre. De la superficie del agua salen moléculas, el agua tiene una tensión de vapor. Si sigue aumentando la temperatura aumenta de nuevo esta

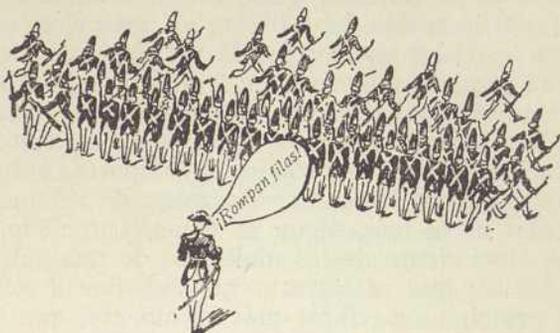


FIG. 74

tensión de vapor, pasan cada vez más moléculas al aire, sube más la temperatura y el movimiento de las moléculas es cada vez más violento. Los lazos internos entre las moléculas, en el líquido poco firmes, se aflojan todavía más y el número de las mismas proyectadas fuera de la superficie aumenta sin cesar, hasta que la energía de su movimiento es tan grande, que, venciendo la presión del aire atmosférico sobre la superficie del agua, brincan hacia lo alto en anchuroso frente y ascienden burbujas de gas del interior del líquido: el agua hierve. La temperatura ha alcanzado el *punto de ebullición*, pues nuevamente se vaporiza toda el agua, si es químicamente pura, a la misma temperatura. Ya están rotos todos los lazos de unión de las moléculas; ahora vagan cada una por sí, con toda libertad; chocan una contra otra y contra las paredes de la vasija; el hielo se convirtió en agua y el agua en vapor.

Podemos seguir el mismo camino en sentido contrario. Sólo que ahora se presentan algunos nuevos problemas que, por lo menos, queremos apuntar. Imaginémonos que los alumnos de una clase de la escuela corren con toda libertad por el campo: por el camino, a los lados de éste y aun esparcidos bastante lejos, a la derecha y a la izquierda en el bosque. Este estado de dispersión de los alumnos en vacaciones se parece al estado gaseoso: los chicos corren desperdigados, se agarran, se persiguen probando de cogerse, etc. El maestro teme, ya que se acerca terreno escabroso, que algunos de los chicos se desmanden. Por esto dispone que se junten en el camino. Los chicos llegan de todas partes al camino y siguen por éste, sin interrumpir el movimiento y sin orden. Pero



FIG. 75

conocen a su maestro, saben que por un impulso súbito puede sonar la orden de ¡marcha en columnal, y que vendrá una fuerte reprimenda si la ordenación de la columna dura demasiado tiempo. La experiencia los ha despabilado, y cada chico se va colocando, mientras marcha, en el sitio que deberá ocupar luego en la columna. Cuando suena la voz de mando el orden queda pronto establecido.

Así podemos imaginarnos que se condensa un gas al enfriarse, pues entonces todavía están todas las moléculas del mismo en vivo movimiento y sin orden alguno. De súbito, cuando la temperatura ha llegado al punto de condensación, el gas se condensa, se vuelve líquido y en el líquido reina ya cierto orden, como en los chicos de la escuela que se juntaron en el camino. Luego, al llegar al punto de solidificación, por mayor enfriamiento, aparece repentinamente el cristal, el cuerpo sólido bien ordenado. Debemos pensar,

pues, que al enfriarse el líquido poco a poco se han dirigido las moléculas a sus sitios respectivos, preparando ya en él la posterior ordenación del cristal. Se acercan unas a otras, como los hombres que tiritan de frío para calentarse mutuamente. Las fuerzas de atracción entre las moléculas actúan de nuevo, y, sin que el líquido se altere exteriormente, queda preparada la ordenación del cristal. Llega entonces el punto de solidificación, y la voz de mando ¡alinearse!, y la ordenación se efectúa rápidamente: surge el cristal, el cuerpo sólido.

Hay que mencionar todavía que, en determinadas circunstancias, las sustancias sólidas también pueden pasar directamente al estado gaseoso; este proceso se llama *sublimación*. Y asimismo las sustancias gaseosas, sin liquidarse antes, pueden cristalizar. La nieve es una sustancia sólida de esta especie, formada directamente a partir del estado gaseoso. Del vapor de agua se forma también agua líquida, que cae a la tierra en forma de lluvia o de granizo; esta agua, líquida o solidificada, tiene forma de gotas. Pero los cristales de la nieve no se forman de tales gotas; proceden directamente del vapor de agua.

### Simplificamos

Todo hombre al iniciarse en el estudio de una ciencia que desconoce se parece (perdónenme ustedes la comparación) al que en una mañana de invierno sale del portal de su casa para limpiar la acera de la capa de nieve recién caída. Coge su pala y principia a trabajar, pero cuanto más avanza más alto se hace el montón de nieve, hasta que, agotándose sus fuerzas, tiene que renunciar a su tarea. También en la nueva ciencia primero todo va bien. Aparece una multitud de nuevos conceptos y hechos que el lector ha de comprender, y el lector, con ánimo juvenil, se alegra viendo que los comprende. Pero cuanto más adelanta, mayores son las exigencias que se hacen no sólo a su inteligencia, sino sobre todo a su memoria. No sólo se ha de suponer que lo ha entendido, sino también que lo ha retenido, pues no es posible repetirlo todo cada vez. Así, poco a poco el lector empuja un volumen de ciencia cada vez mayor, tropieza con nuevas exigencias, hasta flaquear sus fuerzas. A esto hay que añadir la aparición de nuevas expresiones que no le son familiares, y sobre todo un modo de escribir que le

parece muy complicado, con nuevos nombres y conceptos nuevos: entonces ha llegado justamente la hora de aliviar algo la tarea al lector y de simplificar todo lo que es susceptible de simplificación.

Figúrense ustedes que les planteo el siguiente problema: Tienen que sumar, empleando sólo números verbales, seis millones ochocientos veinticinco mil setecientos diecinueve con treinta y seis millones novecientos noventa y nueve



FIG. 76



FIG. 77

mil ochocientos sesenta y siete. He de confesar que yo no puedo y creo que no encontraré nadie con la inteligencia bastante adiestrada para poder lograrlo: siete y nueve dieciséis. Escribo seis y llevo uno; uno y uno, dos y seis ocho, etc. Pongamos el problema en esta forma:

$$\begin{array}{r} 6\ 825\ 719 \\ 36\ 999\ 867 \\ \hline 43\ 825\ 586 \end{array}$$

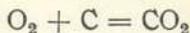
y cualquier chico de la escuela puede resolverlo. Y esto sólo porque en vez de palabras largas y complicadas hemos empleado cifras. Estas cifras son, pues, símbolos para los números verbales, y tienen la ventaja de la gran sencillez y fácil comprensión. Exactamente de la misma manera que empleamos en la vida práctica una multitud de símbolos para simplificar, por ejemplo: *RM* por Reichsmark (\*), *kg.* por

(\*) Moneda alemana actual (marcos del Imperio).

kilogramo, *km.* por kilómetro, así nos ayudan las cifras, no sólo para simplificar y para la más pronta comprensión, sino para facilitarnos, como vemos, lo decisivo: el cálculo. Con números expresados con palabras no es posible calcular o sólo con grandes dificultades; con cifras, basta breve tiempo de práctica y apenas ofrece dificultad alguna.

¡Cuán complicada aparece esta frase química!: Dos átomos de oxígeno de peso atómico 16 se combinan con un átomo de carbono de peso atómico 12 para formar una molécula de dióxido de carbono de peso molecular 44. Sí; no es sólo complicado, sino de embarazosa comprensión. Es preciso aprender esta frase de memoria si se quiere abarcar de golpe su significado. Pero el que quiera verdaderamente formarse concepto de las relaciones químicas debe procurar englobar con una sola mirada el conjunto y abarcarlo por entero. Y a ello le ayudan, lo propio que las cifras en los cálculos, los signos químicos o *símbolos químicos*. Así como en la vida cotidiana para expresar la voz *Reichsmark* se escribe *RM*, del mismo modo la Química se ha acostumbrado a escribir sólo signos, en representación de las complicadas palabras oxígeno, hidrógeno, carbono, etc., es decir, a representar por signos todos los elementos. Los símbolos químicos de los elementos se encuentran en nuestra Tabla del final del libro; indicaremos aquí brevemente los más importantes: el hidrógeno se representa, a partir de su nombre latino *hydrogenium*, por H, el oxígeno (*oxygenium*) por O, el carbono (*carbo*) por C, el nitrógeno (*nitrogenium*) por N, el azufre (*sulphur*) por S, etc. En la práctica el principiante deberá desdoblarse la Tabla del final del libro y buscar en ella los símbolos cuando fuere menester, pues no es necesario aprendérselos de memoria. Sólo importa que se fije en los más importantes; los demás ya los aprenderá con el tiempo.

Nuestra complicada igualdad (\*) antes mencionada, se representa en símbolos así:

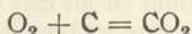


Por de pronto debe reconocerse que se ha simplificado mucho. Se abarca con una mirada y se comprende su conjunto. Pero, además, tiene significados más profundos, y a éstos debe principalmente su valor. «O» no sólo significa por

(\*) En vez de igualdad se suele decir *ecuación química* o simplemente *ecuación*. — *N. del T.*

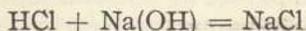
de pronto oxígeno, sino que en una igualdad química de una transformación, en una ecuación química representativa de una reacción, significa a la vez : un átomo de oxígeno de peso atómico 16.  $O_2$ , por lo tanto, significa : dos átomos de oxígeno de peso atómico 16, y C significa : un átomo de carbono de peso atómico 12.  $CO_2$  significa pues, naturalmente, una molécula de dióxido de carbono de peso molecular... Bien ; esto es fácil de calcular : dos veces 16 más 12, por lo tanto, 44.

Así, se escriben los átomos que forman la molécula simplemente uno al lado de otro. De este modo el cloruro sódico (sal común), que es una molécula formada por un átomo de cloro y un átomo de sodio, se escribe : NaCl. El óxido de carbono es CO ; por lo tanto contiene un átomo de carbono combinado con un átomo de oxígeno. El clorhídrico es HCl, un átomo de hidrógeno combinado con un átomo de cloro, y así sucesivamente.  $O_2$  expresa que en la molécula existen dos átomos de oxígeno (los números de la parte inferior se llaman *índices*), el signo + de la igualdad se traduce por « reacciona o reaccionan con », y el signo = significa « y dan » :

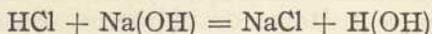


Dos átomos de oxígeno reaccionan con un átomo de carbono y dan dióxido de carbono.

Recordaremos (otra exigencia de nuestra memoria) que en la primera parte del libro (págs. 81 y siguientes) hablábamos de la neutralización de un ácido con una base. Allí fué substituído el hidrógeno capaz de reaccionar del ácido por el metal (sodio, por ejemplo), y el hidrógeno puesto en libertad se juntó con el grupo hidroxilo de la lejía y formó agua. Si escribimos el proceso con palabras : « el ácido clorhídrico reacciona con la lejía de sosa y da cloruro sódico », nadie que no conozca el asunto se dará cuenta de que la igualdad es falsa. Pero si la escribimos valiéndonos de signos, considerando al hacerlo que el grupo hidroxilo reacciona como una unidad, la falsedad salta a la vista :



Vemos en seguida que aquí falta algo. Tenemos una igualdad. A la derecha y a la izquierda del signo igual deben encontrarse las mismas cantidades. Pero ¿dónde queda el hidrógeno y el grupo OH? La igualdad debe darse, pues, así :



Una fórmula así nos enseña lo que, resumiendo, podemos expresar del siguiente modo :

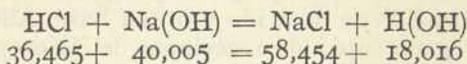
1. Cuáles son las sustancias que reaccionan entre sí, indicando a la vez las cantidades de cada una de las sustancias que entran en reacción, pues que, como sabemos, en la formación de combinaciones las sustancias sólo reaccionan unas con otras en determinadas relaciones de peso. En este caso, pues, reacciona el ácido clorhídrico (peso molecular 36,465) con lejía de sosa (40,005) y forman cloruro sódico y agua. O sea : 36,465 partes en peso de ácido clorhídrico reaccionan con 40,005 partes en peso de lejía de sosa.

2. Pero la igualdad nos indica claramente la naturaleza de la reacción, es decir, la substitución del hidrógeno, capaz de reaccionar, por metal, y el proceso propio de la neutralización : la unión de H con OH para formar agua.



FIG. 78

3. Las fórmulas nos indican, finalmente, la composición de la sustancia formada, y también expresan su cantidad (peso molecular). Como en los dos términos de la igualdad deben aparecer las mismas cantidades totales (no puede perderse sustancia alguna), se puede comprobar siempre aritméticamente una ecuación química de esta clase, que representa una reacción. En nuestra igualdad tenemos, pues :



Sumando los números de la derecha y los de la izquierda del signo igual obtenemos en cada caso la misma suma : 76,470 ; la igualdad es, pues, exacta respecto de las cantidades. Y todos los cuerpos que entran en reacción se encuentran también en los productos de la misma.

Pero llevados de nuestro entusiasmo nos hemos precipitado algo. Por ejemplo, hemos escrito la fórmula del dióxido de carbono, sin preocuparnos de nuestras anteriores dudas, como  $\text{CO}_2$  ; hemos hablado, lo que también tal vez habrá chocado a algún lector, de HOH como agua, no estando todavía aclarado si estas fórmulas son exactas. Antes dijimos que 16 gr. de O combinándose con 2,016 gr. de H, forman agua. Si la fórmula del agua es HOH, o  $\text{H}_2\text{O}$ , entonces corresponderían 2,016 partes en peso a 2 átomos de hidrógeno y no, como hasta ahora hemos admitido, a 1 átomo de hidrógeno. En otras pala-

bras : hemos contestado siempre a la pregunta fundándonos sólo en los verdaderos pesos atómicos, pero para poder aclarar aquel otro extremo y para no hacer demasiado difícil la investigación, debemos explicar primero los símbolos.

Ocupémonos ahora de la pregunta desde el último punto de vista tratado : ¿Qué fórmula corresponde al agua? HO o H<sub>2</sub>O. O en otros términos : El verdadero peso atómico del hidrógeno ¿es 2,016 ó bien sólo 1,008?

Pensemos en nuestro primer ensayo : la descomposición del agua en el aparato de Hofmann mediante la corriente eléctrica. Entonces vimos que se desprendía doble volumen de hidrógeno que de oxígeno. Cuando unimos los dos gases formados se formó agua, y en realidad, aun cuando entonces no la medimos, se forma un volumen de agua igual al volumen de hidrógeno antes existente. Esto es :

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno = 2 volúmenes de vapor de agua.

Tomemos ahora el litro como unidad.

2 litros de H + 1 litro de O = 2 litros de vapor de agua.

Según el principio de Avogrado, en cada litro de hidrógeno, oxígeno y vapor de agua, suponiendo iguales las condiciones externas, debe haber el mismo número de moléculas. Si representamos las moléculas por figurillas, esta transformación tiene el siguiente aspecto :

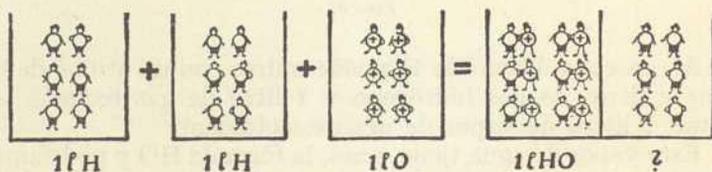


FIG. 79

Si en 1 litro de H hay 6 moléculas, en 1 litro de O también habrá 6 moléculas (en realidad hay billones o trillones de moléculas), y en 2 litros de vapor de agua deberá haber 12 moléculas. Como cada H debe combinarse con un O, debemos tener también 12 moléculas de O, o sea 2 litros de oxígeno. De otro modo un átomo de hidrógeno debería combinarse con medio átomo de O, lo que no puede ser. Por consiguiente, el proceso no puede ser de éste.

Se dirá tal vez que el agua tiene precisamente, como vimos antes, la fórmula  $H_2O$ , esto es, dos átomos de hidrógeno constantemente unidos a un átomo de oxígeno. Lo ensayaremos:

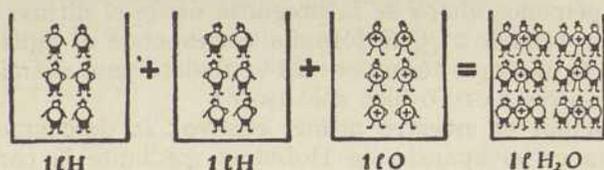


FIG. 80

No, tampoco resulta; entonces obtenemos sólo 1 litro de vapor de agua con 6 moléculas de agua. Pero el experimento nos enseña que se forman 2 litros de vapor de agua. ¿Cómo resolver esta dificultad?

Imaginémonos que en el oxígeno no había átomos, sino que cada dos átomos estaban unidos formando una molécula de oxígeno, por ejemplo, así:

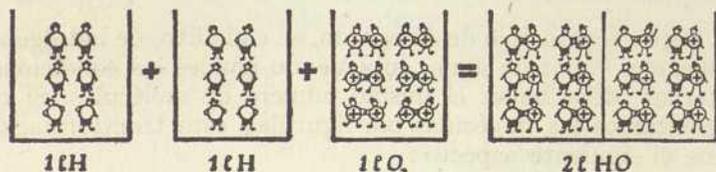
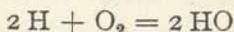


FIG. 81

Ahora cada átomo de H puede unirse con un átomo de O, y de 2 litros de gas hidrógeno y 1 litro de gas oxígeno resultan 2 litros de vapor de agua exactamente.

Este vapor de agua tiene, pues, la fórmula  $HO$  y podríamos establecer la igualdad:



Aquí  $2\text{ H}$  representa dos átomos de hidrógeno sueltos y  $\text{O}_2$  dos átomos de oxígeno que se han unido formando una molécula.

Ensayemos ahora lo mismo en el proceso análogo, cuando se combinan el hidrógeno y el cloro formando el gas clorhídrico.

1 litro de hidrógeno y 1 litro de cloro dan 2 litros de gas clorhídrico:

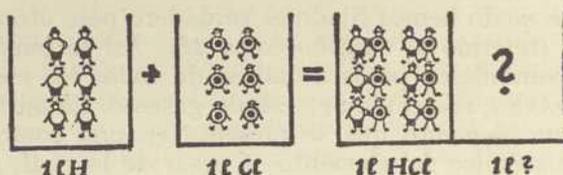
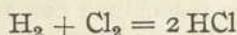


FIG. 82

Pero esto tampoco es posible. Si cada átomo de H se une con un átomo de Cl, sólo pueden formarse tantas moléculas como átomos de H había; por consiguiente, sólo puede resultar 1 litro de clorhídrico, aunque en el experimento resultan 2 litros. Ensayemos ahora nuestra estratagema de antes también con estos dos gases y escribamos:



o con palabras: dos átomos de hidrógeno, que se han unido formando una molécula, dan con dos átomos de cloro, que asimismo se han unido formando una molécula, dos moléculas de gas clorhídrico, o en imágenes:

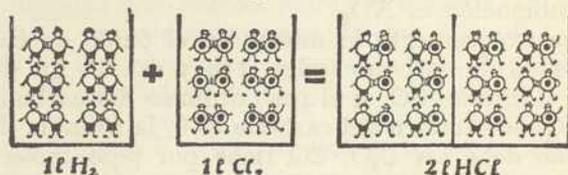
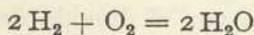


FIG. 83

Fundados en estos nuevos conocimientos de que también el hidrógeno y el cloro se presentan en forma de moléculas, hemos de revisar nuestra primera igualdad. Ahora será así:



Al agua corresponde, pues, la fórmula  $\text{H}_2\text{O}$ , y esto significa: el verdadero peso atómico del hidrógeno no es 2,016, sino 1,008; por lo tanto, aproximadamente 1 *Rag.* En imágenes, la formación del agua es como sigue:

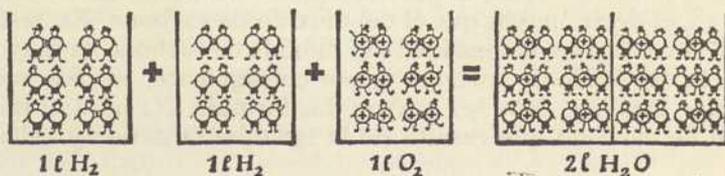


FIG. 84

De este modo hemos fijado el verdadero peso atómico del hidrógeno (referido al oxígeno como 16). Así se pueden calcular los verdaderos pesos atómicos de todos los elementos que, como tales, reaccionan en estado gaseoso. La menor cantidad de un elemento que se presenta en una combinación es el peso atómico del elemento, a pesar de lo cual, sin embargo, no deben tomarse simplemente los menores pesos de combinación, pues precisamente las relaciones de los volúmenes desempeñan un papel importante. El nitrógeno se combina con el oxígeno formando muchas combinaciones; ya vimos (pág. 103) que en tres de ellas los pesos de combinación del nitrógeno se comportan entre sí como 7 : 14 : 28. Pero el peso atómico del nitrógeno (N) no es 7, sino 14. Esto significa :

Si 16 gr. de oxígeno reaccionan con 14 gr. de nitrógeno, la combinación formada tiene la fórmula más sencilla NO.

Si 16 gr. de oxígeno reaccionan con 28 gr. de nitrógeno, entonces la fórmula de la combinación es  $N_2O$ .

Si 16 gr. de oxígeno reaccionan con 7 gr. de nitrógeno o 32 gr. de O con 14 gr. de nitrógeno, en este caso la fórmula de la combinación es  $NO_2$ .

Ocurre exactamente lo mismo en el óxido de carbono y en el dióxido de carbono (págs. 110 y ss). 16 gr. de O con 12 gr. de C forman CO, si el peso atómico del carbono es 12; pero si el peso atómico del carbono es 6, la fórmula del óxido de carbono debe ser  $C_2O$ . CO tiene por peso molecular 28.  $C_2O$  (1 carbono 6!) también 28. Por lo tanto, si determinamos la densidad gaseosa del óxido de carbono, y a partir de ella calculamos el peso molecular, este cálculo no nos permite ninguna decisión sobre cuál sea el verdadero peso atómico del carbono : en los dos casos, el peso molecular del óxido de carbono resulta 28.

¿Qué ocurre ahora con el dióxido de carbono?

16 gr. de O se combinan con 6 gr. de C, formando dióxido de carbono; así decía la igualdad de combinación. Por lo tanto, el peso molecular del dióxido de carbono es 22 si el peso atómico del carbono es 6. Pero en este caso, según vimos en el párrafo anterior, el peso molecular del óxido de carbono era 28, es decir, mayor que el del dióxido de carbono. En realidad, sin embargo, la densidad del dióxido de carbono es mayor que la del óxido de carbono y, por consiguiente, su peso molecular también debe ser mayor. La fórmula CO para el dióxido de carbono que resulta de la igualdad anterior y calcu-

lado con un peso atómico 6 del carbono no puede, pues, ser exacta. La otra posibilidad era : 32 gr. de O se combinan con 12 gr. de C, formando dióxido de carbono con peso molecular 44, esto es, mayor que en el óxido de carbono, en concordancia con los resultados experimentales. La fórmula de este dióxido de carbono sería entonces  $\text{CO}_2$ . Según esto, el peso atómico del carbono debe ser 12.

Estos ejemplos pueden servir, naturalmente, para dar una idea de cómo se calcula el verdadero peso atómico de una substancia. En nuestro último ejemplo hay, por lo demás, otras comparaciones de fórmulas que corresponden a las relaciones de pesos encontradas. Pero no queremos ocuparnos de ellas y nos contentamos con el hecho de que tampoco estas otras fórmulas indican la verdadera composición del dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ , y que el carbono tiene en realidad el peso atómico 12.

En las substancias gaseosas o que reaccionan en forma de combinaciones gaseosas se pueden, pues, determinar los verdaderos pesos atómicos. Por lo tanto, también en las substancias sólidas y líquidas que puedan reducirse a vapor. En las substancias sólidas, que de ningún modo o con dificultad se reducen a vapor, todavía hay otro camino que hace posible resolver cuál es el verdadero peso atómico de tales elementos.

Calentando un cuerpo sólido su temperatura se eleva, según puedo leer mediante un termómetro. Naturalmente, en este fenómeno desempeña un importante papel la cantidad de substancia, pues empleando iguales cantidades de calor, 1 kg. de una substancia se calienta menos que 1 gr. Pero tomemos siempre la misma cantidad de diferentes substancias, por ejemplo, 1 gr. (exactamente como antes, al tratar de los pesos, comparábamos volúmenes iguales) y calentemos cada vez 1 gr. de diferentes substancias ; entonces observamos que, por la acción de cantidades iguales de calor, las substancias se calientan diferentemente. O, a la inversa : para calentar 1 gr. de una substancia de modo que su temperatura aumente de  $1^\circ$  Celsius, necesito para cada substancia una cantidad distinta de calor, que se mide en *calorías*. La cantidad de calor necesaria para aumentar de  $1^\circ$  (generalmente de la temperatura de  $14,5$  a  $15,5^\circ$  Celsius) 1 gr. de una substancia se llama *calor específico* de esta substancia, y es característico para tal substancia de la misma manera que el peso específico.

Los dos físicos franceses Dulong y Petit, a principios del siglo XIX, lograron establecer una regla experimental que se

ñala una relación sencilla entre el calor específico de una substancia y su peso atómico. Esta regla experimental no es del todo exacta, pero, sin embargo, en las determinaciones de los pesos atómicos permite a menudo decidir cuál es el verdadero entre varios posibles. La regla de Dulong y Petit es la siguiente: el producto del calor específico de un cuerpo por su peso atómico es una cantidad aproximadamente igual a 6,4.

Tenemos, por ejemplo, dos combinaciones del cobre con el oxígeno, análogamente a las indicadas antes del carbono con el propio gas. También aquí cabe pensar en diferentes posibilidades: que dos átomos de cobre estén unidos a un átomo de oxígeno o sólo un átomo de cobre a otro átomo de oxígeno. No queremos entrar a fondo en estas posibilidades. Respecto del cobre, fundados en estas relaciones, los dos pesos atómicos pueden ser 63,6 y 127,2.

El óxido de cobre prácticamente no es volátil, y es imposible la determinación de la densidad de su vapor. El calor específico del cobre es 0,093. Multiplicándolo por 63,6, el producto es 5,9. En cambio, multiplicándolo por 127,2, que es el otro peso atómico posible, el producto es 11,8. Como el producto del peso atómico por el calor específico debe ser aproximadamente 6,4, sólo puede ser considerado como peso atómico el número 63,6. De esta manera se pueden hacer determinaciones del verdadero peso atómico de los respectivos elementos cuando se trata de substancias sólidas que no pueden reducirse a vapor, y así, poco a poco, se puede establecer con absoluta seguridad la Tabla de los pesos atómicos.

$H_2O$  era la fórmula del agua y  $HCl$  la del ácido clorhídrico. En el agua, pues, un átomo de oxígeno une a dos átomos de hidrógeno, pero en el ácido clorhídrico el átomo de cloro sólo retiene a un átomo de hidrógeno. Vislumbramos que aquí también existe un problema, que por ahora no podemos comprender bien. ¿Por qué en un caso un átomo de una substancia se une a dos átomos de otra y en un segundo caso a uno solo? ; por de pronto debemos contentarnos con saber que esto es así. Hay átomos que pueden unirse a más de un átomo de hidrógeno, por ejemplo, el carbono puede formar la combinación  $CH_4$ , llamada metano o gas de los pantanos. Pero el hidrógeno sólo puede sujetar a un solo átomo del mismo valor. Hablamos en este caso de *valencia*, indicando con esta palabra el número de átomos

de hidrógeno con que otro átomo se une para formar una molécula.

El oxígeno, pues, en el agua es *divalente*, porque puede unirse a dos átomos de H. El carbono en el metano es *tetra-valente*, porque en él está unido a cuatro átomos de H. Pero

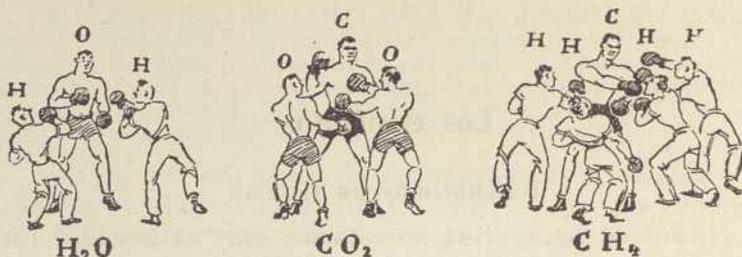


FIG. 85

el hidrógeno siempre es *monovalente*, y por esto puede servir como base para esta determinación de la valencia (fig. 85). Más adelante deberemos hablar a menudo de la valencia, y procuraremos explicar este fenómeno singular. Aquí únicamente queríamos indicar el concepto.



## Los elementos

### Descubrimos un sistema

Hemos de confesarlo: no estamos muy satisfechos. En verdad, hemos aprendido mucho en la Primera parte de este libro sobre los noventa y dos elementos; hasta hemos visto que este número tan grande y poco abaricable de sustancias fundamentales (¡Tan simplemente como habían salido del paso los antiguos con sus cuatro elementos, y hasta Thales con su única sustancia primitiva o fundamental!) podíamos hacerlo accesible ordenando los elementos en grupos según sus propiedades químicas: gases nobles, halógenos, grupo del oxígeno, grupo del nitrógeno y grupo del carbono; luego los metales, con los metales alcalinos, los alcalinotérreos, los térreos y los numerosos metales pesados. Pero nuestro espíritu no está todavía satisfecho, tiende a simplificar, a atribuir lo diferente a pocas causas fundamentales o a lo menos a incluirlo en grandes conjuntos. Ocho grupos de elementos y además tres grupos de metales pesados, son, en total, contando el hidrógeno, doce grupos, entre los cuales existe aún cierta falta de trabazón; por otra parte, en los grupos del oxígeno, del nitrógeno y del carbono, los elementos adquieren paulatinamente carácter metálico. Esta división en grupos no es una solución de nuestro problema, no es la satisfacción de nuestra tendencia a simplificar.

Pues bien, ahora queremos empezar con calma, desde el principio, nuestro viaje de exploración en el terreno de los elementos; primero vamos a formar una sinopsis de los mismos y a ver si lo que mientras tanto aprendemos nos sirve de orientación. Vamos a enumerar, pues, los noventa y dos elementos, pero ¿cómo? ¿A capricho, por orden alfabético o distribuidos en grupos? Todo esto es posible, pero hemos aprendido un nuevo modo de caracterizar los elementos y

quisiéramos utilizarlo : el peso atómico. Una ordenación de los elementos según el peso atómico se parece algo a la ordenación de los hombres según sus dimensiones. Vamos, pues, a anotar nuestros noventa y dos elementos empezando por los más pequeños, por los más ligeros.

1 hidrógeno (H), 2 helio (He), 3 litio (Li), 4 berilio (Be), 5 boro (Bo), 6 carbono (C), 7 nitrógeno (N), 8 oxígeno (O), 9 flúor (F), 10 neón (Ne), 11 sodio (Na), 12 magnesio (Mg), 13 aluminio (Al), 14 silicio (Si), 15 fósforo (P), 16 azufre (S), 17 cloro (Cl), 18 potasio (K), 19 argón (Ar), 20 calcio (Ca), 21 escandio (Sc), 22 titanio (Ti), 23 vanadio (V), 24 cromo (Cr), 25 manganeso (Mn).

Bien ; por ahora basta. Si examinamos esta lista de los primeros veinticinco elementos, tal vez ya algo nos choque. ¿Cómo están repartidos propiamente nuestros grupos? He aquí una pregunta que nos hacemos en seguida. Por ejemplo, los gases nobles. Aquí está el helio con el número 2, el neón con el número 10 y el argón con el número 19. Luego los metales alcalinos : el litio con el número 3, el sodio con el número 11 y el potasio con el número 18. Y los halógenos : flúor con el número 9 y cloro con el número 17. Esto es notable. Entre el helio y el neón, el litio y el sodio, el flúor y el cloro, hay exactamente la misma diferencia. Si partimos del helio, el octavo elemento es de nuevo un gas noble. A partir del litio, el octavo elemento es de nuevo un metal alcalino y, a partir del flúor, el octavo elemento es de nuevo un halógeno. Hemos llegado tal vez a encontrar el rastro de una relación a modo de ley. Hemos de ver de escribir la lista de manera que se pongan de manifiesto estas relaciones ; pero ahora sólo escribiremos los símbolos para facilitar la rápida comprensión :

1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	

Esto es muy curioso. Encontramos que también los demás elementos situados unos debajo de otros corresponden a los mismos grupos : magnesio y berilio (grupo de los metales térreoalcalinos), carbono y silicio, oxígeno y azufre. Pero a partir del número 18 ya no hay concordancia, pues el 18 debería corresponder a un gas noble y es un metal alcalino, y el 19 debería ser un metal alcalino y es un gas noble. El 20, en cambio, vuelve a adaptarse al sistema : el calcio es un miembro del grupo térreoalcalino. Tenemos una ocurrencia atrevida : Probemos a cambiar simplemente de sitio los números 18 y 19, substituyendo el uno por el otro. Entonces el gas noble

está en su debido lugar y el metal alcalino también; ciertamente en este caso no mantenemos nuestro principio: seguir el orden de los pesos atómicos crecientes. Pero si hacemos este ensayo nos parece presentir que nos acercamos a la verdad. Entonces la Tabla aparece como se expresa a continuación y seguimos animosos adelante:

1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn.

Pero, desgraciadamente, no hay concordancia: el escandio pertenece realmente a los metales térreos representados por el aluminio; pero titanio y silicio, cromo y azufre, manganeso y cloro, esto no concuerda bien.

Por otra parte, no puede esperarse que toda ocurrencia resulte un acierto; hemos de volver a ensayar. Ahora seguimos escribiendo algunos elementos más:

26 hierro (Fe), 27 cobalto (Co), 28 níquel (Ni), 29 cobre (Cu), 30 zinc (Zn), 31 galio (Ga), 32 germanio (Ge), 33 arsénico (As), 34 selenio (Se), 35 bromo (Br), 36 criptón (Kr), 37 rubidio (Rb), 38 estroncio (Sr), 39 itrio (Y).

Nuestra idea del sistema no nos deja en reposo; encontramos que, por ejemplo, al gas noble criptón (36) sigue nuevamente el metal alcalino rubidio (37), a éste el metal térreo-alcalino estroncio (38), y a éste el metal térreo itrio (39).

Escribimos de nuevo nuestro sistema, de modo que los elementos concordantes estén unos debajo de otros.

1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn
		26 Fe	27 Co	28 Ni				
		29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
		36 Kr	37 Rb	38 Sr	39 Y.			

Aquí vuelve a ponerse de manifiesto que en nuestro sistema debe de haber algo de cierto: el bromo está ahora en el mismo grupo que el cloro y el flúor, es decir, en el lugar que le corresponde. Asimismo el selenio está en el grupo del azufre, el arsénico en el grupo del fósforo, el germanio en el grupo del silicio. Sólo los elementos 22 hasta 31 no se adaptan al sistema hasta ahora seguido. Si seguimos adelante, encontramos después una serie exacta, esto es, los elementos 51 hasta 56: 51 antimonio (Sb de *stibium*, nombre latino), pertenece al grupo del nitrógeno, 52 telurio (Te) al grupo del oxígeno, 53 yodo (J) (\*), es un halógeno, 54 neón, es un gas noble, 55 cesio

(\*) En España se suele escribir I en vez de J. — N. del T.

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Períodos	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b
O	1 H														2 He	
I	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne								
II	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar								
III	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni						
		29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br							36 Kr	
IV	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Ma	44 Ru	45 Rh	46 Pd						
		47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I							54 X	
V	55 Cs	56 Ba	57-71 (*)	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt						
		79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 ?								
VI	87 ?	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U									86 Rn	

(\*) 57 La, 58 Ce, 59 Pr, 60 Nd, 61 ? , 62 Sm, 63 Eu, 64 Gd, 65 Tb, 66 Dy, 67 Ho, 68, Er, 69 Tu, 70 Yb, 71 Cp.

(Ce), es un metal alcalino, 56 bario (Ba), un metal térreoalcalino. Por lo tanto, nuestro sistema está fundado en una idea exacta. Lo que nosotros no hemos conseguido lo lograron por el año 1860 dos químicos: el alemán Lothar Meyer y el ruso Mendelejev. Estos químicos, independientemente uno de otro, establecieron el sistema buscado, llamado *sistema periódico de los elementos*.

Si comparamos los elementos y sus pesos atómicos indicados en nuestra lista del final de esta obra con el orden establecido en el cuadro del sistema periódico, encontramos que, además del cambio mutuo de sitio del potasio y del argón, todavía se ha hecho lo mismo otras dos veces: el níquel se colocó después del más pesado cobalto, y el yodo detrás del más pesado telurio. Especialmente en el segundo caso, es muy clara la utilidad de este cambio de sitio para el sistema. Todavía ocasiona dificultades el haber sido puestos en una misma casilla los elementos 57 hasta 71, las llamadas tierras raras, ocupando todos el mismo lugar. Para intercalar estas tierras raras en el sistema periódico hubo que vencer grandes dificultades; sólo fué posible a partir de la moderna teoría física de los átomos.

El sistema periódico de los elementos es, pues, una serie ordenada de los 92 elementos, que por de pronto pudiera parecer entretenimiento infantil y sin utilidad, pero que, en realidad, es uno de los más importantes descubrimientos de la Química teórica. Las columnas verticales encabezadas con cifras romanas constituyen los *grupos* del sistema, y las líneas horizontales, indicadas también con cifras romanas, los *períodos*. Las columnas encabezadas con *a* forman los *grupos principales*, y las otras los *grupos secundarios*.

El primer grupo principal contiene, como vemos en seguida, todos los metales alcalinos, ahora en el debido orden; el segundo contiene, asimismo, todos los metales térreoalcalinos; el tercero los metales térreos, y en primer término el boro, al cual en la Primera parte de nuestro trabajo habíamos asignado un lugar en el cuarto grupo (provisionalmente); el cuarto grupo está ocupado por el grupo del carbono, en el cual se han incorporado dos metales, esto es, el estaño y el plomo; la quinta columna contiene el grupo del nitrógeno; la sexta, el grupo del oxígeno; la séptima, todos los halógenos, y la octava, los gases nobles. En los grupos secundarios sólo encontramos metales, y vemos que la división en metales ligeros y pesados, vista en el sistema periódico, no es muy importante; en lugar de ella hallamos la ordenación de los mismos en

grupos principales y secundarios. Tal vez resulte incomprendible el signo interrogativo de los elementos 61, 85 y 87: he aquí que tropezamos con una de las más brillantes lucubraciones del espíritu humano. Cuando los dos creadores del sistema periódico lo idearon, no sólo tuvieron que luchar con las dificultades que hemos expuesto. Muchos elementos que ahora están incluidos en el sistema entonces todavía no eran conocidos, por ejemplo, el galio, el escandio y el germanio. Y en una ordenación de los conocidos, según sus pesos atómicos, debía ponerse, por ejemplo, al arsénico inmediatamente detrás del zinc; el arsénico estaba entonces en un grupo con el aluminio y el selenio pasaba al grupo del carbono, etc. De esta manera parece imposible que se pueda encontrar la regularidad del sistema periódico. Pero la idea genial había sido



FIG. 86

concebida, y los creadores del sistema, sobre todo Mendeleev, tuvieron el sublime valor de decir: El sistema debe ser verdadero. (Nosotros les hemos imitado algo cuando decíamos: el sistema debe ser exacto, ¡debemos cambiar mutuamente de sitio el potasio y el argón!). Pero si el sistema es exacto, entonces el arsénico debe entrar en el grupo del nitrógeno, y el selenio en el grupo del oxígeno, y esto significa que entre el zinc y el arsénico deben existir todavía dos elementos que desconocemos. Admitieron, pues, la existencia de elementos (fig. 86), acerca de los cuales no tenían ningún conocimiento, fundándose en el sistema que habían ideado. En consecuencia, dejaron en blanco ambos sitios y siguieron elaborando el sistema. Los sitios 85 y 87 se han reservado a elementos que hoy todavía se desconocen, pero que deben existir, porque el sistema periódico ha resultado ser verdad.

Al espíritu pensador sistemático del hombre lo que le presenta primero dificultades es el número de elementos de los distintos períodos. El primer período contiene 8 elementos, el segundo lo mismo; pero el tercer período contiene (del núm. 19 hasta el 36) 18, el cuarto período también 18 elementos. Sin embargo, el quinto período contiene nada menos que 32 elementos, y el sexto sólo 6. Si ahora nos fijamos en el período cero

con sus dos elementos, llegamos a los siguientes números de elementos en los períodos: 2, 8, 8, 18, 18, 32 ...; admitiendo que el último tal vez no lo conozcamos sino de manera imperfecta. En seguida buscamos nuevamente una ley: si en todos los períodos no encontramos el mismo número de elementos, es que este número tal vez crece según alguna ley que pueda expresarse mediante números. Todos los números son precisamente números pares; puede que dividiéndolos por dos veamos algo más. Los números resultantes son: 1, 4, 4, 9, 9, 16 ... pero éstos son los números de los cuadrados sucesivos. De esta manera se ha conseguido hallar, de hecho, una regularidad en el número de los elementos de los períodos, que se expresa en la siguiente serie:  $2 \cdot 1^2 - 2 \cdot 2^2 - 2 \cdot 2^2 - 2 \cdot 3^2 - 2 \cdot 3^2 - 2 \cdot 4^2$ . Qué significa esta regularidad, cómo llega a manifestarse, todavía no lo podemos decir hoy, pero existe, sin duda alguna, y ello nos da una nueva prueba de que el sistema periódico descubre relaciones entre los elementos, que aumentan paso a paso su importancia.

En la Primera parte del libro, al agrupar los elementos, hablábamos de que los grupos del oxígeno, del nitrógeno y del carbono eran «puentes que llevaban a la otra orilla», que, en ellos, los elementos según los ordenábamos se acercaban progresivamente a los metales. Así, por ejemplo, el oxígeno y el azufre son «no metales» manifiestos. El selenio ya empieza a parecerse a los metales, y el telurio puede casi considerarse como metal. Pero éste es exactamente el orden en que aparecen los elementos en el sexto grupo del sistema periódico contando de arriba hacia abajo. En los otros dos grupos ocurre exactamente lo mismo: cuanto más descendemos en cada columna, tanto más penetramos en el reino de los metales.

Especialmente marcadas aparecen las relaciones internas en el sistema periódico si consideramos los elementos fijándonos en su valencia. Hay que tener en cuenta que la valencia de un elemento respecto de otros elementos no siempre es la misma; un elemento puede tener respecto del hidrógeno distinta valencia que respecto del oxígeno; además, puede manifestar varias valencias respecto de un mismo elemento; si admitimos, como hicimos antes, que el oxígeno es divalente, entonces el carbono en el óxido de carbono (CO) también es divalente, pero en el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) es tetravalente. Ahora sólo consideraremos la valencia máxima de los elementos comparados con el oxígeno y contando al oxígeno siempre como divalente.

Los elementos del primer grupo forman combinaciones oxigenadas de la forma  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$  y así sucesivamente, es decir, estos elementos respecto del oxígeno tienen la valencia 1.

Los elementos del segundo grupo forman combinaciones oxigenadas de la forma  $BaO$ ,  $MgO$ ,  $CaO$  ..., es decir, estos elementos respecto del oxígeno tienen la valencia 2.

Los elementos del tercer grupo — nos hemos vuelto nuevamente osados y nos atrevemos a decir: respecto del oxígeno serán trivalentes. ¿Cómo debería aparecer una tal combinación? Fijémonos en el aluminio como representante de este tercer grupo; en este caso el aluminio trivalente debe unirse con el oxígeno divalente para formar óxido de aluminio, pero ¿cómo? Imaginémosnos que la valencia de un átomo está indicada por un trazo corto. ¿Cómo se pueden unir los

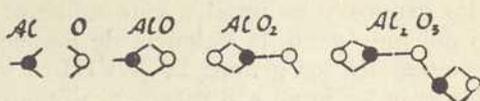


FIG. 87

dos átomos de modo que todas las valencias queden satisfechas o, como suele decirse, que estén saturadas? Pronto observamos que debemos tomar varios átomos de cada elemento.

Si se une un átomo de oxígeno con un átomo de aluminio, entonces queda una valencia del aluminio por satisfacer. Podemos entonces unir un segundo átomo de oxígeno, cuya segunda valencia queda igualmente sin satisfacer (fig. 87). Unimos ahora un nuevo átomo de aluminio, y las valencias que quedan libres pueden quedar satisfechas por las dos de un tercer átomo de oxígeno.

Así se combinan dos átomos de aluminio con tres átomos de oxígeno, formando un compuesto de la fórmula  $Al_2O_3$ . Decisivo es que esta combinación realmente exista. Del mismo modo, el boro forma un óxido de la fórmula  $B_2O_3$ . Nuestra conjetura ha resultado verdad: los elementos del tercer grupo respecto al oxígeno son trivalentes. La fórmula de la combinación con el oxígeno puede calcularse con facilidad también teóricamente: la suma de las valencias debe ser igual en los dos elementos: 3 átomos de oxígeno (divalente) y 2 átomos de aluminio (trivalente) son en cada caso 6 valencias.

Los elementos del cuarto grupo respecto del oxígeno son tetravalentes; forman combinaciones de la fórmula  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ , etc.

Los elementos del quinto grupo respecto del oxígeno son pentavalentes; forman, pues, combinaciones de la fórmula  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

Los elementos del sexto grupo respecto del oxígeno son hexavalentes, forman combinaciones de la fórmula  $\text{SO}_3$ , y en el séptimo grupo se forman combinaciones como  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ; por consiguiente, sus elementos, respecto del oxígeno, son heptavalentes. En el octavo grupo, sin embargo, los elementos no son octavalentes, sino que presentan la valencia variable, o bien, cuando se trata de los gases nobles, no forman ninguna combinación; son inválidos o carecen de valencia. Se manifiesta, pues, aquí general regularidad: dentro de los períodos crece la valencia respecto del oxígeno con el número de los grupos y es igual a este número.

Respecto del hidrógeno, la valencia de los elementos aislados es otra cosa. En los grupos IV a VIII la valencia respecto del hidrógeno es igual a 8 menos el número del grupo.

Por ejemplo, el carbono, del grupo IV; la mayor combinación del hidrógeno:  $8 - \text{IV} = 4$ . El carbono es, respecto del hidrógeno, tetravalente; su más elevada combinación con el hidrógeno debe ser  $\text{CH}_4$ . Existe, y es el conocido gas de los pantanos o metano.

En los grupos I hasta el III, la valencia respecto del hidrógeno es igual al número del grupo: los elementos del grupo I son, pues, monovalentes; los del II, divalentes, y los del III, trivalentes, respecto del hidrógeno.

Si estas relaciones muestran una regularidad dentro de los períodos, que van de la izquierda a la derecha, todos los términos de los cuales se incluyen en algún grupo, también hay regularidades dentro de cada grupo aislado; las vamos a indicar aquí brevemente: de arriba abajo, es decir, con el peso atómico creciente, en los «no metales» crecen el punto de ebullición y el punto de fusión; en los metales disminuyen. Así el flúor tiene un punto de fusión de  $-233^\circ$ , el cloro de  $-102^\circ$ , el bromo de  $-7^\circ$  y el yodo de  $+114^\circ$ . El punto de fusión del litio es de  $186^\circ$ , el del sodio de  $98^\circ$ , el del potasio de  $36^\circ$ , el del rubidio de  $38,5^\circ$  y el del cesio de  $26,4^\circ$ . En los halógenos se observa otra regularidad; vimos en el anterior capítulo que los halógenos no se encuentran en estado gaseoso como elementos de átomos sueltos, sino que cada dos

átomos están unidos formando una molécula:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$  (en cambio, los vapores metálicos no están formados por tales moléculas, sino realmente por átomos sueltos, propiedad característica de todos los metales). Se observa que, por la acción de elevadas temperaturas, estas moléculas se dividen. Este proceso se llama *disociación térmica*. Pero las moléculas de los halógenos no se dividen todas por un igual, sino que a medida que aumenta el peso atómico baja en este grupo la temperatura necesaria para la disociación. El yodo se disocia ya a  $700^\circ$ , el bromo a unos  $1000^\circ$ , el cloro a más de  $1000^\circ$ , y en el flúor no se ha observado todavía experimentalmente la disociación.

Pero siempre podemos encontrar nuevas y notables relaciones en este sistema periódico. Cuando en la Primera parte introducimos los conceptos de ácido, base y sal, hablamos también de que debía establecerse distinción entre bases fuertes y bases débiles, así como entre ácidos fuertes y ácidos débiles. Los elementos del segundo grupo principal, por ejemplo, forman todas bases, esto es, sus óxidos dan con el agua bases. Pues bien,  $Be(OH)_2$  es una base muy débil;  $Mg(OH)_2$  es una base fuerte, y  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$  y  $Ba(OH)_2$  son bases muy fuertes. En los grupos aislados, por lo tanto, la energía de las bases crece con los pesos atómicos de los elementos. En los ácidos ocurre al revés: el ácido sulfúrico  $H_2SO_4$  es un ácido fuerte; en cambio, el ácido telúrico es un ácido débil.

También aquí, a la vez que relaciones dentro de los grupos aislados, existen relaciones dentro de los períodos.  $Na(OH)$ , lejía de sosa, es una base enérgica;  $Mg(OH)_2$ , hidróxido de magnesio, es una base fuerte;  $Al(OH)_3$ , hidróxido de aluminio, es una base muy débil, y el hidróxido de silicio ni siquiera tiene carácter básico. En cambio, el ácido silícico es un ácido muy débil, el fosfórico moderadamente enérgico, el sulfúrico enérgico, y el ácido clorhídrico muy enérgico. Por lo tanto, dentro de los períodos baja la energía de las bases y crece la energía de los ácidos con el número del grupo.

Una ojeada general a las relaciones de los elementos en el sistema periódico demuestra que la abigarrada multitud de propiedades de los mismos no es casual, sino que más bien está dispuesta según leyes. Cada elemento corresponde por sus propiedades a un lugar determinado del sistema. Por ejemplo, una substancia hexavalente respecto del oxígeno, cuya combinación máxima con aquél corresponda, por lo tanto, a la fórmula  $XO_3$ , que a la vez sea divalente con el hidrógeno

formando con él una combinación  $XH_2$ , pertenece al grupo sexto. Si tiene un punto de ebullición mayor que el azufre y más bajo que el telurio, y a la vez presenta carácter metálico, esta substancia X sólo puede ser el selenio. Pero más importante todavía es la inversa de esta conclusión: si existe un hueco en el sistema periódico, por su situación, por ejemplo entre los elementos 31 y 32, se puede predecir con bastante exactitud qué propiedades deberá tener. Mendeleev hizo extensas predicciones respecto de las propiedades que debían tener los elementos 21, 31 y 32, y a partir de estas predicciones se logró realmente encontrar los elementos escandio, galio y germanio con las propiedades predichas.

Por la misma razón se puede también decir que, por ejemplo, el elemento 85, que falta, debe ser un halógeno, cuyos puntos de fusión y de ebullición han de ser mayores que los del yodo, etc.

Pero, teóricamente, este sistema periódico significa que todavía debe existir entre los elementos una conexión desconocida, a la que se deba la evolución regular de determinadas propiedades. Ésto es lo que hay que buscar, y para ello pueden ayudarnos eficazmente los elementos radiactivos que hasta ahora apenas hemos considerado.

### Los átomos se hacen perceptibles

#### DOS NUEVOS ELEMENTOS

La ciencia hace orgulloso al hombre; las Ciencias Naturales, al finalizar el siglo XIX, podían enorgullecerse, hasta cierto punto, por lo que habían logrado. Pero en su alegría por lo alcanzado, sobre la sistemática armonía de conjunto con que se reflejaba el mundo en el espíritu humano, dejaron de ver que sólo se encontraban en el principio y que, según las hermosas palabras de Newton, se parecían a un niño «que, jugando a orillas del mar, encuentra de vez en cuando, como de costumbre, una linda piedrecita o una concha aun más bonita, mientras el gran océano de la verdad se halla ante él sin investigar». Y así cerraron demasiado sus sentidos ante las maravillas y misterios de lo desconocido, se alegraron desmesuradamente por lo ya hallado y por sus posibilidades técnicas y económicas, hasta que sobrevino el gran terremoto que hizo retemblar el orgulloso edificio y echó por los suelos las líneas divisorias de las diversas ciencias, tan cuidadosa-

mente trazadas. Al alborar el siglo XX pareció abrirse una nueva era para las Ciencias Naturales; algo insospechado amenazaba derrumbar el edificio de los antiguos conocimientos, confundía los espíritus, y junto con la admiración por los nuevos y sensacionales descubrimientos, sentíase perplejidad y recelo. Después, ciertamente, se calmaron de nuevo las alborotadas olas y los nuevos conocimientos se aclararon lo suficiente para que la ciencia pudiese ver la conexión entre lo antiguo y lo nuevo. La Química y la Física, que de súbito parecieron confundirse, se separaron nuevamente, volvieron otra vez a sus propios problemas y trabajando con renovado y poderoso empuje levantaron con sorprendente rapidez el edificio de la nueva teoría de los átomos.

El principio fué bastante inocente y no produjo agitación alguna en el mundo. Desde que el físico alemán Roentgen descubrió los rayos que llevan su nombre, dotados de la notable propiedad de atravesar toda suerte de cuerpos sólidos, la Física se ocupó con ahinco de este problema, trató de relacionar los nuevos rayos y los fenómenos de la fluorescencia:

hay substancias que expuestas a la luz despiden luego la energía luminosa recibida. El fenómeno puede producirse mientras dura la irradiación (fluorescencia) o puede perdurar, prolongándose hasta mucho después de haber cesado la irradiación (fosforescencia). En estos ensayos el físico francés Becquerel halló una substancia que emitía de por sí rayos análogos a los de Roentgen, capaces de actuar sobre una placa fotográfica pasando a través de delgado papel negro o de una delgada lámina de aluminio. La substancia era una sal de urano, esto es, una combinación en la cual se encuentra contenido el elemento más pesado, el último del sistema periódico, el urano. Y, al investigar diferentes sales de urano se halló (la señora Curie fué quien hizo esta observación) que la radiación de las mismas era exactamente proporcional a su riqueza en urano; el urano es un elemento que emite rayos tan notables que igualan a los de Roentgen. Pues bien,

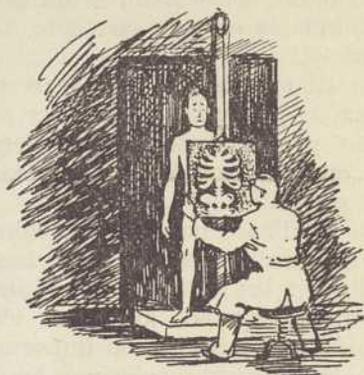


FIG. 88

esto no sólo era extraordinario; abría, además, nuevos horizontes en el terreno de las radiaciones. Y fué entonces cuando se encontró que un mineral uranífero, la pechblenda, de Joachimsthal, en Bohemia, era mucho más radiante de lo que correspondía a su riqueza en urano. ¿Cómo era esto posible?

Valiéndose de los métodos químicos más delicados se descompuso la pechblenda, separáronse las substancias fundamentales contenidas en este mineral y, por fin, se consiguió descubrir dos nuevos elementos: el radio, que en el sistema periódico ocupa un lugar debajo del bario, y el polonio. El radio, sobre todo, es un poderoso elemento radiante; su energía es en este concepto 100 000 veces mayor que la del urano.

El interés de los físicos se manifestó entonces, y con razón, por estas singulares substancias: el urano, el radio y el polonio. ¿Cómo llegaban, sin excitación externa, a emitir rayos de tanta intensidad y potencia como los de Roentgen?

La Física había reconocido que todos los rayos descubiertos hasta entonces pertenecían a una gran familia de radiaciones: las radiaciones ondulatorias. En ellas figuraban, en primer término, los rayos eléctricos de larga longitud de onda, que adquirieron importancia técnica para la telegrafía inalámbrica, y mucho más tarde para la *radio*. Luego seguían los rayos caloríficos, los rayos luminosos, los rayos ultravioletados y después los rayos Roentgen, de longitud de onda muy corta. A ellos había que añadir otros, los rayos de los elementos, que todavía eran de onda más corta que los de Roentgen. La escala de las longitudes de onda de las radiaciones se había alargado del lado de las más cortas; una excelente adición a las ideas que hasta entonces se tenían sobre la naturaleza de la radiación. Además: el hecho de que substancias que no habían sido excitadas exteriormente por fuerza alguna emitiesen rayos exigía explicación, y sólo podía darla un estudio de los nuevos rayos.

¿Qué rayos son éstos que tales elementos emiten espontáneamente? Las combinaciones del radio lucen intensamente, con luz azulada, y esta luminosidad puede ser tan intensa que es posible leer con ella. Si iluminan un diamante éste brilla vivamente, y puede utilizarse esta propiedad para distinguir los verdaderos de los falsos. Pero, sobre todo, por la acción de las radiaciones de las combinaciones del radio cier-

tas sales de zinc, especialmente el sulfuro de zinc (llamado *blenda de Sidot*) y algunas de platino, como el cianuro de platino y bario, adquieren fluorescencia aun a través de papel, cartón y delgadas planchas de madera. Las combinaciones de radio tienen siempre una temperatura más elevada que la del aire que las rodea; por consiguiente, la emisión de los rayos va acompañada de gran producción de calor. ¿Dónde queda la ley de la conservación de la energía? Hay sustancias que se calientan, que emiten rayos, sin que nadie pueda detener estos procesos, pues hasta a la temperatura del hidrógeno líquido, a la cual cesan casi todas las reacciones químicas, siguen irradiando invariablemente estos raros elementos. Los rayos del radio coloran algunas suertes de vidrio, descomponen combinaciones químicas como  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $CO$ ,  $CO_2$  en sus componentes, por su acción el oxígeno se convierte en ozono, que se da a conocer por su olor penetrante, y sobre todo ejercen enérgicas acciones fisiológicas: queman la piel, destruyen los tejidos orgánicos, y por esto, debidamente empleados, se utilizan para la curación de enfermedades cutáneas, tumores, etc. Pero lo más importante es: los rayos del radio ionizan el aire, esto es, lo hacen conductor de la electricidad, mientras que el aire de por sí es un mal conductor de la misma.

Este hecho hizo presumir que los rayos del radio debían poseer algunas propiedades eléctricas. Para determinarlo con toda precisión se estudiaron los rayos sometidos a la acción de un poderoso campo eléctrico; en caso de tener alguna relación con la electricidad positiva, por la acción del campo debían desviarse de su camino recto hacia el polo negativo del mismo. Pero si estaban emparentados con la electricidad negativa, el desvío debía ser hacia el otro lado. Debió de ser un momento de emoción cuando se efectuó por vez primera el ensayo; ¿se observaría desvío? y, en caso de haberlo, ¿hacia qué dirección se desviarían los rayos? Si entonces se hubiesen hecho apuestas sobre el resultado del experimento, todos los interesados habrían perdido, porque se presentaron las tres posibilidades: una parte de los rayos no se desvió, siguiendo en línea recta, como si no se preocupara para nada del campo eléctrico. Otra parte de los rayos se desvió poco, en dirección al polo negativo. Finalmente, una tercera parte se desvió muy considerablemente hacia el otro lado, dirigiéndose al polo positivo. Por de pronto esto pareció del todo incomprensible, pero se pudo explicar con facilidad admitiendo que la

radiación del radio es compuesta y no uniforme como hasta entonces se había creído. El rayo de radio, por la acción de un campo eléctrico, se descompone como uno de luz blanca al atravesar un prisma de cristal en los varios colores del espectro. Por consiguiente, el radio emite tres especies de rayos; como nada se sabía aún de su naturaleza, y con la súbita aparición de este triple número todavía aumentó la inseguridad en este terreno; por de pronto se designaron simplemente con las tres primeras letras del alfabeto griego: rayos alfa, rayos beta y rayos gamma. Los rayos gamma eran los que, sin preocuparse, seguían su camino en línea recta, por más que se les sometiese a fuertes acciones eléctricas; los rayos alfa eran ligeramente desviados hacia el polo negativo, y los rayos beta lo

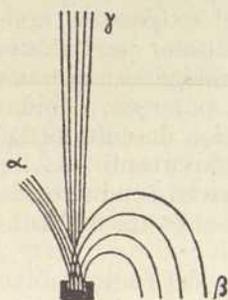


FIG. 89

eran muy intensamente hacia el polo positivo (fig. 89). Habiéndose descubierto que la radiación radiactiva era compuesta, se pudieron investigar también las propiedades de cada clase de rayos por separado. Entonces se vió lo siguiente: los rayos gamma son los más penetrantes, siguen luego los rayos beta, y, finalmente, los rayos alfa, los cuales son ya detenidos por papel relativamente delgado. Inversamente: los rayos alfa son los que se manifiestan más capaces de ionizar el aire, siguiéndoles luego los rayos beta, y por último los rayos

gamma. Pero los ensayos de desviación demostraron que los rayos alfa tenían algo que ver con la electricidad positiva, los rayos beta algo con la electricidad negativa, y que los rayos gamma, que no se desviaban en ningún sentido, no estaban relacionados con ninguna de las dos electricidades. Estos rayos gamma fueron los que se reconocieron primero: eran, como los rayos Roentgen, una radiación de onda corta, pero más dura, más penetrante que ésta. Pero ¿qué ocurría con los rayos alfa y beta?

Ahora bien; lo primero que se ocurre en semejante caso es investigar los fenómenos naturales conocidos para ver si se encuentra alguna analogía con lo nuevo. Los rayos Roentgen tienen penetrabilidad como los rayos beta, pero no son desviados, y por lo tanto no guardan relación con ellos. Pero los físicos habían encontrado otra cosa, que en su tiempo condujo al descubrimiento de los rayos Roentgen. Habían tomado un

largo tubo de vidrio, y soldaron en sus extremos hilos metálicos; habían enrarecido mucho el aire del tubo, y ensayaron cómo se comporta la electricidad al pasar por el interior de este tubo de aire tan enrarecido. Para ello habían hecho actuar sobre los dos hilos metálicos fuertes tensiones eléctricas, y entonces pudieron observar algo singular: frente

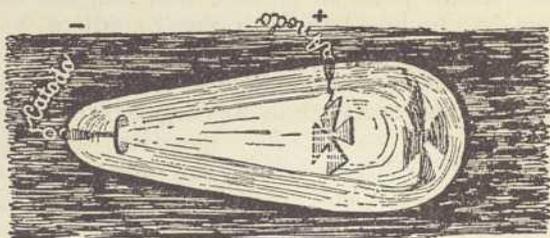


FIG. 90

al polo negativo del tubo principió de súbito a lucir el vidrio con luz verde. De este sitio verde partían, como se reconoció más tarde, rayos invisibles: los rayos de Roentgen. Pero ¿de dónde procedía la luminosidad del vidrio? Se debió admitir que del polo negativo partían rayos invisibles que atravesaban el tubo, los cuales, al chocar con el vidrio, ocasionaban la singular luminosidad. Se dió a estos rayos que

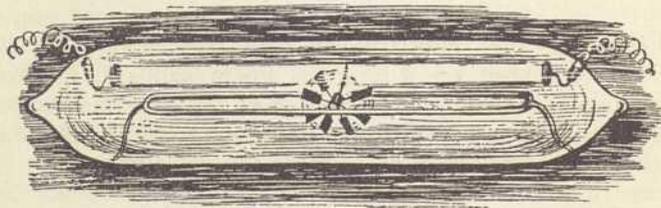


FIG. 91

salían del polo negativo, que se llama *cátodo* (el polo positivo se denomina *ánodo*), el nombre de *rayos catódicos*.

Estos rayos fueron detenidamente estudiados, y el físico alemán Lenard desempeñó en estas investigaciones un papel destacado. En estos rayos se observaron las siguientes propiedades: los rayos recorrían el tubo en línea recta. Si se intercalaba en su camino un objeto de determinada forma, por ejemplo, una lámina de palastro en forma de cruz (fig. 90), pro-

yectaba una sombra bien definida, como si se la hubiese interpuesto en el camino de rayos luminosos, que también van en línea recta. Los rayos catódicos calientan el vidrio en el sitio donde chocan. Son desviados por un campo electromagnético, como si formasen parte de la electricidad negativa. Como los rayos beta pasan a través de capas delgadas de cuerpos sólidos, Lenard puso en el tubo una delgada lámina de aluminio en donde chocaban los rayos catódicos, y observó que los rayos atravesaban el aluminio y salían del tubo pasando al aire, encontrándose entonces que lo ionizaban. Además, a todo objeto con que tropezaban lo cargaban de electricidad



FIG. 92

negativa. Pero presentaban aun otra propiedad importante. Si se intercala en el camino de estos rayos una rueda de paletas fácilmente giratoria, bajo la acción de los rayos, la rueda principia súbitamente a dar vueltas (fig. 91). Esto hizo suponer que estos rayos estaban formados por pequeños corpúsculos que ponían en movimiento la rueda al chocar con ella.

Posteriores ensayos confirmaron esta suposición: los rayos catódicos consisten en diminutos corpúsculos cargados de electricidad negativa, y, a diferencia de las radiaciones ondulatorias conocidas, constituyen una *radiación corpuscular*.

Con esto se presentan en seguida nuevas preguntas: ¿Qué tamaño tienen estos corpúsculos? ¿Con qué velocidad se mueven? ¿Qué cargas llevan? Estas preguntas pudieron ser contestadas mediante métodos físicos, en los cuales, naturalmente, no podemos entrar. Se encontró que la velocidad era extraordinariamente grande: alcanza de  $\frac{1}{10}$  hasta  $\frac{1}{3}$  de la velocidad de la luz (¡la velocidad de la luz es de 300 000 km. por segundo!). Las partículas catódicas recorren, pues, por segundo, de 30 000 a 100 000 km. En cambio, su masa es extremadamente pequeña; estas partículas son tan diminutas que, por de pronto, la determinación de su masa no pareció merecedora de crédito. Debía ser sólo de  $\frac{1}{1840}$  de un átomo de hidrógeno; es decir, 1840 de estas partículas, puestas en un

montón, sólo formarían un átomo de hidrógeno. Pero esto no era posible, porque el hidrógeno era el más ligero de todos los elementos, y el átomo de hidrógeno el más ligero de todos los átomos. ¿Es que todavía habría substancias más pequeñas? O bien ¿se trataba, por lo que se refiere a estas partículas, de un elemento primordial? Finalmente se consiguió también determinar la carga eléctrica de una de ellas, y resultó de nuevo algo sorprendente: cuando un átomo de hidrógeno, que de por sí es eléctricamente neutro, es decir, sin carga alguna, se carga, esto es, cuando se ioniza, entonces adquiere la misma carga que la partícula catódica. Pero nunca se pueden observar cargas más pequeñas que esta carga, que lleva consigo la partícula de los rayos catódicos. Dicho brevemente: resultó, y se comprobó repetidamente más tarde, que también la electri-

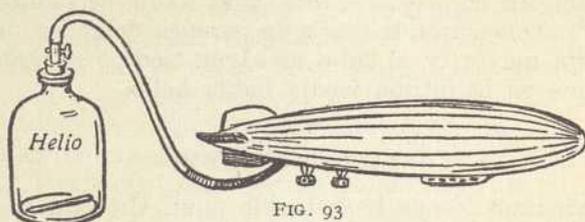


FIG. 93

cidad está formada por pequeñísimas partículas, que asimismo es atómica, que está constituida por átomos de electricidad, y que nuestros rayos catódicos no son nada más que estos átomos de electricidad. Se les llama *electrones*. Los rayos catódicos son, pues, electricidad pura, y están formados por átomos de electricidad negativa, por electrones.

Además, pronto se encontró que los rayos beta del radio son también electrones, pero que se mueven todavía más de prisa, pues su velocidad se aproxima a la de la luz. El radio emite, pues, junto con los rayos gamma de corta longitud de onda, rayos corpusculares formados por electrones. Así, sólo queda por aclarar la naturaleza de los rayos alfa.

También son estos rayos corpusculares; esto se probó claramente. Puesto que se desvían menos que los rayos beta y al mismo tiempo se mueven mucho más lentamente, ya que « sólo » recorren de 15 000 a 20 000 km. por segundo, debían necesariamente tener una masa mayor que los electrones, porque a igualdad de masas, las partículas de movimientos

más lentos son más fuertemente desviadas que las que se mueven con más rapidez.

Hasta una distancia de 7 cm. pueden estos rayos alfa atravesar el aire y a la vez ionizarlo. La masa de una tal partícula alfa se pudo calcular, y resultó igual a la masa de cuatro átomos de hidrógeno. Los rayos alfa están formados, pues, de partículas de peso 4; pero ya se conocían partículas de este tipo. El átomo de helio tiene el peso atómico 4; por consiguiente, pesa lo mismo que la partícula alfa, cuatro veces más que un átomo de H. ¿Era, pues, una partícula alfa lo mismo que un átomo de helio cargado? Esto debía comprobarse, y lord Ernest Rutherford, el gran físico inglés, lo comprobó. Fundió una substancia que emitía rayos alfa en un tubito de vidrio de paredes muy delgadas, puso este tubito de vidrio dentro de un tubo mayor de paredes gruesas, en el que también enrareció el aire, y lo soldó, cerrándolo. Los rayos alfa atravesaron la vasija de paredes delgadas, llegaron a la vasija mayor, y al cabo de algún tiempo se pudo comprobar que en la última vasija había helio.

#### CONTAMOS LOS ÁTOMOS

¿Adivinamos lo que ha ocurrido aquí? Creo que no. Ante tanta novedad estamos todavía demasiado sorprendidos para comprender completamente su profunda significación. Por lo tanto, hagamos un nuevo resumen: el radio emite rayos, que son rayos gamma, radiación ondulatoria de onda corta; rayos beta, esto es, electrones, y rayos alfa de masa 4, que son los átomos de helio doblemente ionizados. ¿Qué quiere decir esto?: el radio, un elemento, emite rayos que consisten en helio, otro elemento. ¿Se derrumba, pues, nuestra teoría de los elementos y de los átomos tan penosamente elaborada? ¿Cómo puede formarse un elemento de otro? ¿Cómo es posible que del radio salga el helio como Palas Atenea de la cabeza de Júpiter? Aquí no hay más que una respuesta: si el helio procede del radio, el radio no es un elemento, y por ello toda la teoría de los elementos carece de sentido, nuestras definiciones son falsas, o, en otras palabras, podemos volver a empezar.

¡No, no! El radio es verdaderamente un elemento; también lo es el urano, que emite rayos alfa, y, finalmente, el polonio, que también emite rayos alfa.

Hasta ahora nuestra única caracterización de un elemento era que no se puede descomponer en otras substancias. El

radio puede descomponerse en otras substancias; por lo tanto, no es un elemento: ésta es una conclusión simplemente lógica.

Pero de nada sirve resistir. Las investigaciones físicas y químicas demuestran claramente que el radio, el uranio y el polonio son elementos, y que hemos de cambiar nuestro concepto de elemento antes que, fundados en él, negar a estas substancias la propiedad de serlo.

El radio emite rayos, y esto es lo misterioso, que irradia y, con todo, no pierde nada: no disminuye en intensidad de radiación ni pierde de un modo apreciable en masa, y por de pronto se podría creer que habíamos encontrado un verdadero « movimiento continuo », siendo así que un movimiento continuo no es posible. Pero imaginémosnos que en una gran plaza hay una gran multitud apretada de muchos miles de hombres. La contemplamos, de bastante lejos, desde una alta torre. Si de pronto en medio de la muchedumbre a un hombre le da un síncope, entonces observaremos, seguramente, un movimiento indeterminado, pero nunca podremos decir que ha disminuído el número de los hombres reunidos. Por lo tanto, si el conjunto no varía, si, por ejemplo, en 1 gr. de radio no podemos observar ninguna pérdida, ninguna variación apreciable, entonces tal vez no se altere verdaderamente el conjunto, sino lo aislado, es decir, el átomo. Rutherford sacó esta conclusión y dijo: El átomo de helio doblemente cargado positivamente procede de un solo átomo de radio; el átomo de radio se descompone al emitir los rayos alfa.

¿El radio se descompone? No creo que con esta explicación hayamos quedado más enterados que antes. No habría gran diferencia si dijésemos: una substancia no compuesta, es decir, un elemento, se divide y produce otra substancia fundamental; o si afirmásemos: una piedra de construcción, indivisible y la menor de una substancia, se divide en sus partes componentes. Esto carece de sentido tanto como lo otro. Pero ahora no debe recurrirse a argumentos lógicos cuando éstos no vienen al caso. Fundados en nuestras experiencias, hemos definido el elemento como no compuesto; ahora vemos que posiblemente esta definición no es exacta. Habíamos caracterizado al átomo como la última unidad de una substancia, indivisible cuando se divide la misma. Pero ahora hemos de considerar que estos átomos son compuestos como los átomos de la compañía de marras: los soldados aislados todavía estaban compuestos por partes. Estas no son con-

tradiciones lógicas; sólo indican que nuestras definiciones no eran acertadas.

Quedamos, pues, en que un átomo de radio es compuesto; puede descomponerse espontáneamente, dando así, junto con rayos gamma y beta, también átomos de helio doblemente ionizados (rayos alfa). Pero ¿qué ha sucedido aquí? Un átomo de helio tiene el peso atómico 4, un átomo de radio el peso atómico 226. Por lo tanto, si un átomo de helio es expulsado de un átomo de radio, el peso atómico del radio disminuye en 4 y queda reducido a 222. Un átomo de este peso no puede ser, pues, un átomo de radio: es una nueva sustancia. Se puede demostrar esto con el hecho de que en la descomposición del átomo de radio se forman dos nuevos elementos: helio y radón, llamado también *emanación del radio*. El helio con el peso atómico 4, el radón con el peso atómico 222. Y este radón (véase el sistema periódico) es un gas noble, el sexto de la serie de los gases nobles.

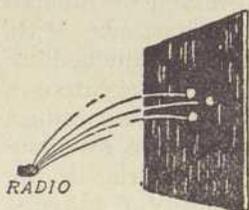


FIG. 94

Se ha demostrado que 1 gr. de radio emite por segundo 37 mil millones de partículas alfa; es posible contar las partículas alfa emitidas, porque cada una de por sí hace luminosa una pantalla de sulfuro de zinc. Con esto se puede calcular la suma total de las partículas alfa emitidas por segundo. En un año son, pues,  $11,7 \cdot 10^{17}$  partículas alfa;  $10^2$  es igual a  $10 \cdot 10 = 100$ ;  $10^3 = 10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000$ ;  $10^4 = 10000$ , es decir, uno seguido de cuatro ceros. Por lo tanto,  $10^{17}$  equivale a la unidad con diecisiete ceros a la derecha. En un año se descomponen, pues, más de un trillón de átomos de radio. Se puede recoger el helio formado en esta descomposición y se encuentra que, en un año, de 1 gr. de radio se forman 42,2 milímetros cúbicos ( $\text{mm}^3$ ) de aquel gas.

Por consiguiente,  $42,2 \text{ mm}^3$  contienen  $11,7 \cdot 10^{17}$  átomos,

y en  $1 \text{ mm}^3$ , por lo tanto,  $\frac{11,7 \cdot 10^{17}}{42,2}$

y en un *Mol* de He (22,4 litros)

$$\frac{11,7 \cdot 10^{17} \cdot 22,4 \cdot 10^6}{42,2} = 6,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

En un *Mol* de helio existen, según se ha podido apreciar, más exactamente, a partir de diferentes métodos más precisos,  $6,06 \cdot 10^{23}$  (el número anterior es sólo un valor aproximado) átomos. Pero  $6,06 \cdot 10^{23}$  son 606000 trillones de átomos. Como en un *Mol* de un gas en iguales condiciones siempre hay el mismo número de moléculas, y en los gases monoatómicos el mismo número de átomos, resulta que en cada *Mol* de una substancia habrá este número de moléculas: es decir, en 32 gr. de  $O_2$ , en 18,016 gr. de  $H_2O$ , en 2,016 gr. de  $H_2$ , y así sucesivamente. Este importante número, que nos indica cuántas moléculas hay en una determinada cantidad de una substancia, recibe el nombre de *número de Loschmidt*, por ser éste el nombre de quien lo calculó, o también el de

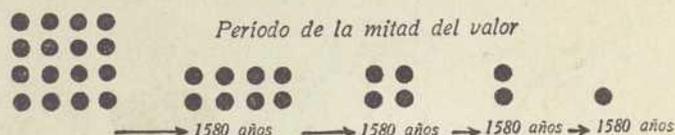


FIG. 95

*constante de Avogadro*, porque es constante para todas las substancias, según el principio de Avogadro. En 4 gr. de He y en 226 gr. de radio hay, pues,  $6,06 \cdot 10^{23}$  átomos, y por lo tanto en 1 gr. de éste hay:

$$\frac{6,06 \cdot 10^{23}}{226} = 0,0269 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

1 gr. de radio contiene, pues, 2690 trillones de átomos, y de éstos se descomponen en el curso del primer año, según vimos,  $11,7 \cdot 10^{17}$ . El gramo de radio disminuye, por lo tanto, en esta cantidad en el mismo tiempo. Al cabo de 1500 años, en números redondos (el número exacto es 1580 años), se descompone la mitad de los átomos de 1 gr. de radio. No es, pues, ninguna maravilla que notásemos poco esta alteración, y que nos pareciese que 1 gr. de radio podía continuar emitiendo rayos indefinidamente sin experimentar pérdida alguna. Pero en los 1580 años siguientes no irradiará todo el resto, sino nuevamente la mitad del resto. De cada cantidad de radio existente en 1580 años, se descompone la mitad de los átomos, quedando sin descomponer la otra mitad. Este tiempo, en el cual se transforma la mitad

de una determinada cantidad de una substancia por radiación radiactiva, recibe el nombre de *período de la mitad del valor* (fig. 95).

Este período de la mitad del valor es tan característico para toda substancia como, por ejemplo, el peso atómico. El urano tiene un período de la mitad del valor mucho mayor que el radio: es de 4,5 miles de millones de años.

Con este cálculo de los átomos de una determinada cantidad de substancia hemos encontrado un medio para deter-

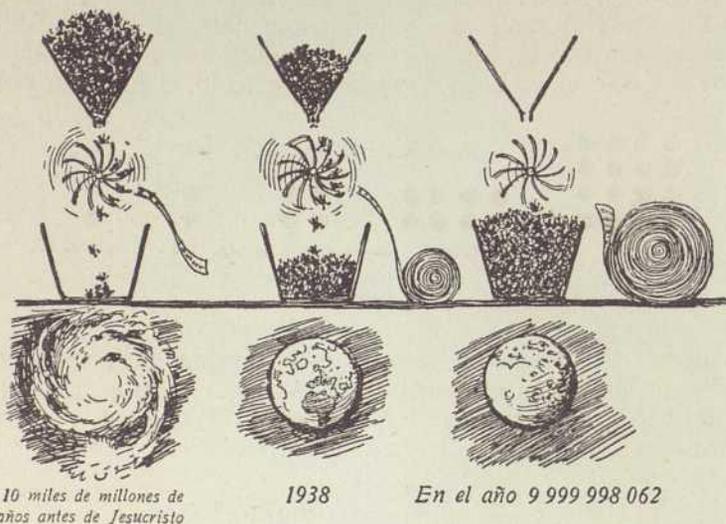


FIG. 96

minar el verdadero peso de los átomos y su tamaño real. Si en 1,008 gr. de hidrógeno (esta cantidad de una substancia correspondiente al peso atómico se denomina un *gramoátomo*) hay  $6,06 \cdot 10^{23}$  átomos, entonces un átomo de hidrógeno debe

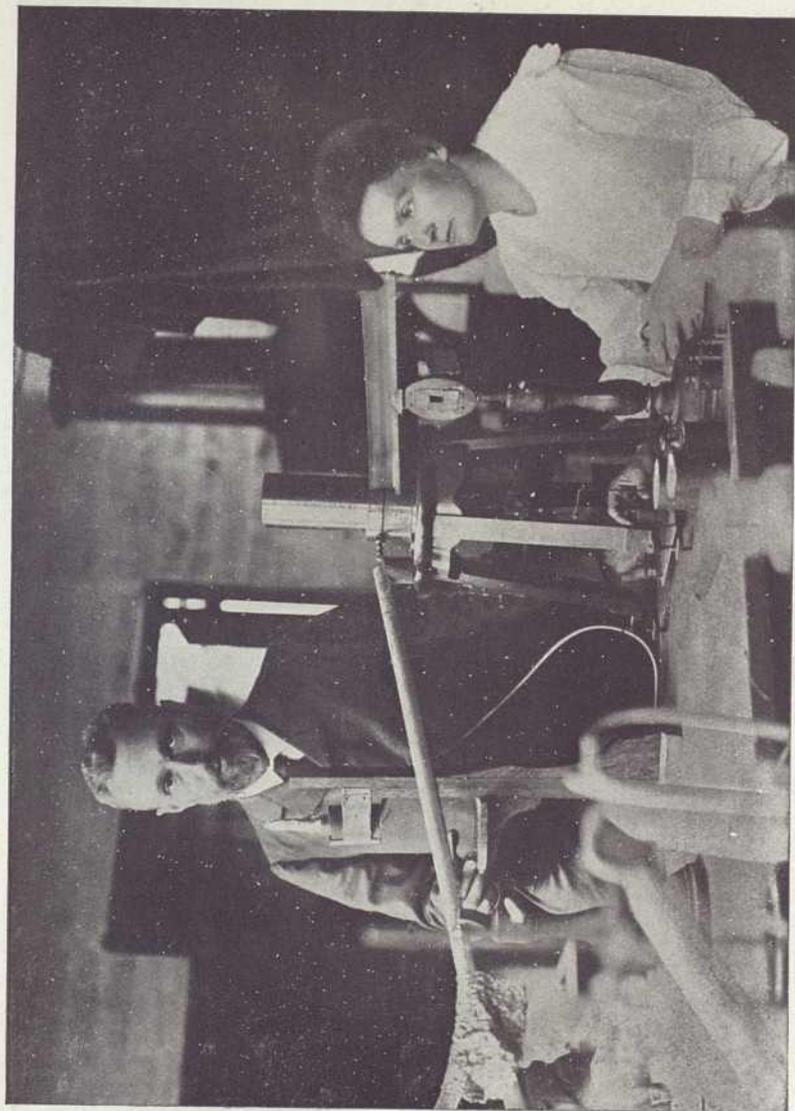
$$\text{pesar } \frac{1,008}{6,06 \cdot 10^{23}} \text{ gr.}$$

Pero de esto resulta:

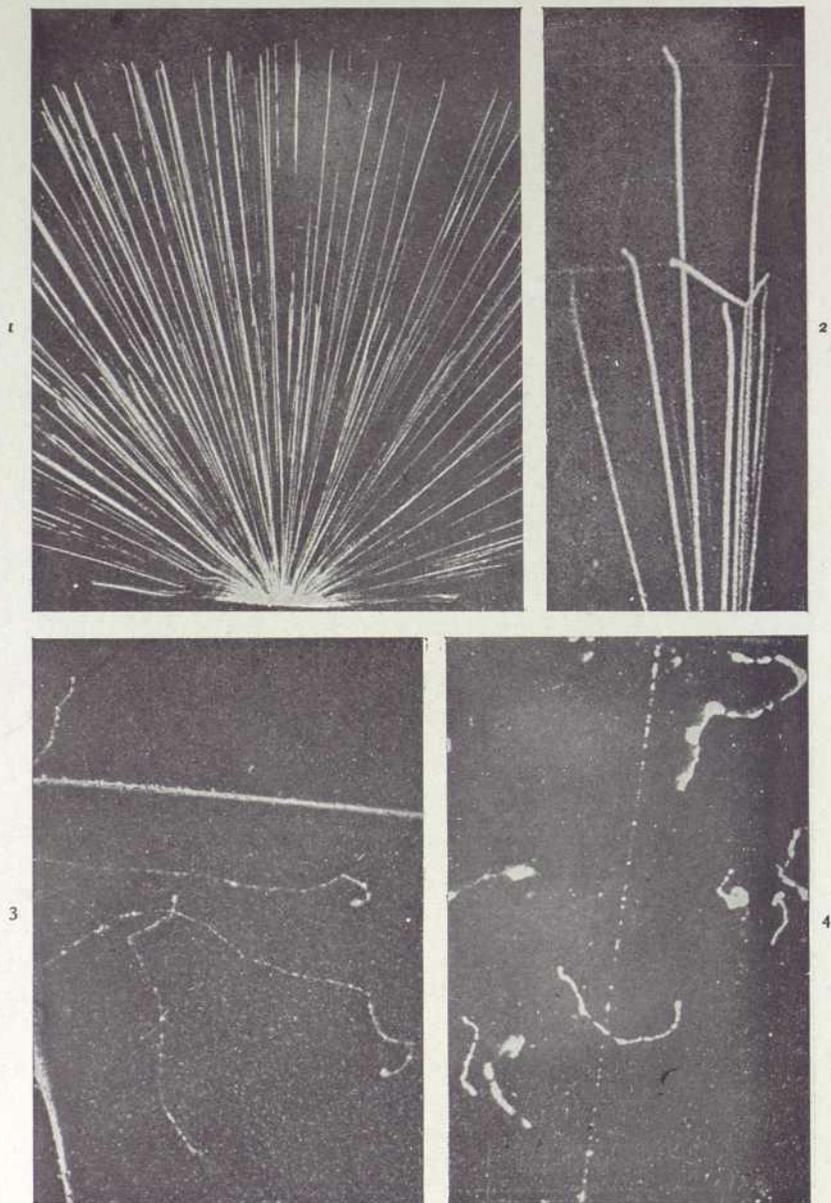
$$1,66 \cdot 10^{-24} = \frac{1,66}{10^{24}}$$

o bien:

$$\frac{1,66}{1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000} \text{ gr.}$$



El matrimonio Marie y Pierre Curie hizo sus grandes descubrimientos en un laboratorio montado con mucha sencillez



Trazos de niebla de rayos radiactivos. 1. Las partículas alfa de torio C y C' tienen diferente alcance. 2. Desvío de una partícula alfa por choque con un átomo de oxígeno. 3. Las partículas alfa ionizan marcadamente con más intensidad que las partículas beta. 4. Una rápida partícula beta y electrones más lentos

De análoga manera se puede calcular el diámetro de un átomo. Es de la categoría de  $10^{-8}$  cm., esto es: cienmillonésima de centímetro. Como un electrón es la 1840 avas parte de un átomo de hidrógeno, se puede calcular su peso en  $9 \cdot 10^{-28}$  gr. Imaginémonos que dividimos una pieza de 1 gr. en un millón de partes; tomemos una de estas partes y dividámosla nuevamente en un millón de porciones; así tendremos un trocito de una billonésima de gramo ó  $10^{-12}$ . Todavía hemos de dividir esta partícula en un millón de partes ( $10^{-18}$ ), y las partículas obtenidas nuevamente en otro millón; así habremos llegado al peso del átomo de hidrógeno. O bien, empleando el ejemplo de Wulf (fig. 96), que tal vez nos haga formar idea del infinito número de átomos y de moléculas: si tuviésemos una máquina maravillosa que fuese capaz de contar en cada segundo un millón de átomos, para contar los átomos de un gramo-átomo de hidrógeno necesitaríamos nada menos que ¡20 miles de millones de años! Pues en un año la máquina contaría «sólo» 31 billones de átomos, los cuales son únicamente  $31 \cdot 10^{12}$ . Pero en el gramo-átomo hidrógeno hay  $6,06 \cdot 10^{23}$  átomos.

### VEMOS LOS ÁTOMOS

Según sabemos, el aire contiene siempre vapor de agua. ¿Podemos ver este vapor? En las condiciones normales no, porque si el vapor de agua es puro, es incoloro e invisible. Se hace apreciable porque modifica el paso de los rayos solares; pero nosotros no vemos el vapor de agua en el aire. Si en una fría mañana de invierno, por ejemplo en el campo, nos asomamos al portal de nuestra casa, vemos, de súbito, cómo un hilo del telégrafo, que se mece ligeramente combado entre dos postes, se ha vuelto todo él blanco por estar recubierto de escarcha. ¿Qué es esta escarcha? Si la examinamos, vemos que está formada por diminutos cristales de hielo que se han depositado sobre el alambre. En otras palabras: el aire estaba sobresaturado de vapor de agua, y a causa de la baja temperatura el exceso de vapor de agua se ha condensado sobre el alambre en forma de hielo. Es decir: ahora, después que el vapor de agua se ha condensado, podemos «ver», de hecho, este vapor de agua; para ello habíamos de convertirlo en otra forma. Pero, a la inversa, podemos imaginarnos que el alambre era tan delgado que antes no podíamos verle, y ahora, que se han depositado cristales de hielo

sobre él, se ha hecho visible a nuestros ojos en toda su longitud.

En todas partes del aire flotan partículas de polvo, sobre todo, naturalmente, en las grandes ciudades, donde son levantadas por el tráfico de las calles o lanzadas a la atmósfera por las chimeneas de las casas y de las fábricas. En circunstancias normales no podemos ver estas partículas. Pero si, como antes con la escarcha, el aire está sobresaturado de vapor de agua y se enfría súbitamente, las partículas de polvo se hacen visibles a nuestros ojos, del mismo modo que de repente se hace visible con la escarcha el alambre que antes no se veía. Las partículas de polvo actúan como condensadores. El exceso de vapor de agua se condensa en ellas en forma de agua

líquida, en gotas. Y estas gotas flotan ahora en el aire, y a su conjunto le llamamos *niebla*. Pero esta facultad de condensar el vapor la tienen también los iones de aire, las moléculas de aire ionizadas.



FIG. 97

Y entonces surgió de pronto la idea de que este hecho estaba relacionado con otro hecho conocido; esto es, con la ionización del aire por los rayos de la radiactividad. Tuvo esta genial idea el físico inglés C. T. R. Wilson, profesor de la Universidad de Cambridge. Él se dijo: si los rayos alfa ionizan el aire que atraviesan, y si entonces se enfría súbitamente el aire sobresaturado de vapor, el exceso del vapor debe condensarse en los iones producidos por las partículas alfa. Wilson construyó un aparato que ha pasado a la historia de la investigación del átomo, con el nombre de «cámara de Wilson», y que hoy puede considerarse como uno de los medios más importantes para el estudio de aquél.

Reducida a su más simple expresión una cámara de Wilson consiste en un recipiente cilíndrico provisto de una tapadera de vidrio y un fondo móvil. Este fondo puede moverse como un émbolo en un cilindro. Si se mueve hacia atrás de súbito, la cavidad de la caja se ensancha y el gas en ella contenido se dilata bruscamente. Pero cuando un

gas se dilata de súbito, se enfría. Debe tomar de sí mismo la energía calorífica necesaria para su dilatación. En la pared lateral de la caja se ha puesto una pequeña cantidad de un preparado de radio. El aire del interior de la caja se ha mantenido húmedo. Ahora principia el ensayo : un rayo alfa atraviesa transversalmente la caja, ionizando el aire. En el mismo momento se retira el émbolo, el aire se dilata, se enfría, y el vapor de agua se condensa en los iones. A la vez, desde arriba, se impresiona una placa fotográfica a través de la tapadera de vidrio. Se revela la placa y aparece una imagen sorprendente: del preparado de radio parten las partículas alfa, formando innumerables líneas finísimas y divergentes como el varillaje de un abanico. En su camino los rayos han ionizado el aire, y en todas partes, con el enfriamiento, se han condensado gotitas de agua en los iones, y el camino de una partícula alfa se ha vuelto visible en forma de una ráfaga de niebla como el alambre con la escarcha. Pero como una partícula alfa es un átomo de helio doblemente ionizado, de esta manera no



FIG. 98

hemos logrado fotografiar el átomo mismo, sino sus huellas, del mismo modo que podemos fotografiar el alambre, que antes tal vez no era visible en toda su extensión, recubierto por la escarcha. La cámara de Wilson nos proporciona, pues, realmente, la posibilidad de conservar fotográficamente la trayectoria de una partícula alfa y de hacer así visible un átomo aislado.

También los rayos beta ionizan el aire; también puede hacerse visible su curso, pero se mueven muy de prisa; así es que el vapor de agua no puede condensarse en él con uniformidad; sus trayectorias no son trazos continuos de niebla, sino ringleras de gotitas sueltas.

La imagen de los rayos alfa emitidos muestra claramente que las partículas alfa fueron proyectadas del preparado de

radio y que atraviesan el espacio en línea recta a través del aire. De repente cesa el trazo como si se hubiese roto, pero puede ocurrir que hacia el final del trayecto se presente un ángulo pronunciado. ¿De dónde procede este ángulo?, se preguntará. En realidad, la pregunta debería hacerse en esta otra forma: ¿Cómo es que moviéndose las partículas alfa en línea recta se presentan estos ángulos?

Imaginémonos que lanzamos una bola con una gran ballesta en un bosque con árboles de troncos muy gruesos. ¿Cuál será la trayectoria de la bola a través del bosque?



FIG. 99

Probablemente, no seguirá la línea recta. La bola tropezará pronto con uno de los gruesos árboles, será desviada, se dirigirá hacia un segundo árbol, será desviada de nuevo y así sucesivamente. Pues bien: las partículas alfa son corpúsculos de la masa de un átomo de helio. Pero los átomos de helio son mucho más pequeños que las moléculas de aire, a través de las cuales la partícula alfa sigue su camino como la bola a través del bosque. En un choque entre partículas alfa y moléculas de aire la partícula alfa debería ser desviada de la línea recta, la trayectoria debería ser en zigzag, con numerosos ángulos; sin embargo, aparte alguno que otro, la trayectoria es una línea recta. Sabemos que las partículas alfa chocan con moléculas de aire; las moléculas de aire están muy apretadas unas a otras (recordemos nuestros cálculos del capítulo anterior), de modo que los choques son inevitables. Pero como las partículas alfa ionizan las moléculas del aire, deben chocar con ellas. Aquí,

pues, la línea recta es también el camino menos verosímil de todos, y, sin embargo, las partículas alfa se mueven en línea recta.

Imaginémonos que nuestro bosque, tan densamente arbolado, se asemeja a un « bosque de Potemkin » (\*). Los grandes árboles en realidad no existen; están sustituidos como en el teatro, por piezas de cartón que los imitan. Cuando lanzamos nuestra bola con la gran ballesta, se mueve en línea recta, porque los tubos de cartón delgado no pueden dete-



FIG. 100

nerla en su trayectoria, puesto que quedan rotos con el choque. La bola se mueve, pues, en línea recta porque los árboles no están « llenos de materia », sino que son huecos. Lo mismo hemos de admitir respecto de los átomos y de las moléculas, a través de los cuales se mueve en línea recta una partícula alfa. Estos átomos no están totalmente formados de materia, sino que son huecos. Las partículas alfa, y también las partículas beta, no pasan a través de átomos y moléculas macizos (entonces nunca podría seguir la línea recta), sino que vuelan disparadas a su través, porque estos átomos y moléculas son precisamente huecos. De este modo, sobre todo las partículas beta, pueden atravesar aún sustancias

(\*) Bosque fingido. El nombre es debido a que el ministro de Catalina II de Rusia, Potemkin, improvisó muchos bosques fingidos para complacer a su soberana, haciéndole más agradable el viaje por comarcas despobladas de Rusia. — *N. del T.*

sólidas, cartón, láminas de aluminio, etc. Ciertamente los electrones, según ha demostrado Lenard, pueden en este caso ser fácilmente desviados, y dispersados como la luz al pasar por las redes de mallas muy estrechas; pero hay otra razón: las partículas alfa no se tuercen, sino que siguen la línea recta. Sólo alguna que otra vez se presenta un ángulo, y ahora hemos de probar de explicar la aparición de este ángulo.

Volvamos a nuestra imagen del bosque de Potemkin. Los tubos de cartón que imitan los árboles no pueden estar colgados del cielo y tampoco pueden sostenerse erguidos por sí mismos. Así ocurriría si no hubiese en absoluto bosque alguno. Pero suponemos que en realidad existe un bosque de pequeños árboles raquíticos y bastante separados unos de otros, y estos árboles han sido cubiertos por envolturas, dándoles el aspecto de grandes árboles que forman un magnífico bosque. Si nuestra bola es lanzada en el bosque, en la mayor parte de los casos con alguna suerte, sin ser estorbada por los tubos de cartón y atravesándolos, seguirá su curso entre los árboles sin desviarse de la línea recta. Pero si está de desgracia, tropezará alguna vez con un verdadero árbol, después de haber taladrado su envoltura de cartón, y entonces será desviada de su dirección.

Así podemos explicarnos también los ángulos de las partículas alfa. Los átomos y las moléculas están huecos, pero no carecen de toda materia. La materia se encuentra (esto no es todavía para nosotros seguro, pero sí verosímil) más bien en el centro del átomo hueco, como el verdadero árbol en el centro de la envoltura de cartón. En la mayoría de los casos la partícula alfa pasa precisamente a través del hueco del átomo, pero alguna que otra vez tropieza con este trocito de materia de dentro del átomo hueco, y entonces es desviada, presentando su trayectoria un ángulo vivo.

#### ELEMENTOS HECHIZADOS

En la orilla de un hermoso río estaba una vez el sabio griego Heráclito y contemplaba a unos jóvenes que se bañaban. — Quiero ir otra vez al río —, dijo uno de los jóvenes a su acompañante, y se dirigió al agua. Pero Heráclito le detuvo. — Tú no puedes bañarte por segunda vez en el mismo río —, dijo tranquilamente. El joven se extrañó y sonrió luego. — ¿Por qué no puedo bañarme dos veces en el mismo río? —, preguntó

a su vez cortésmente. — Porque el río no es ya el mismo — respondió Heráclito. — Porque el río en el cual hace pocos momentos te has bañado se ha cambiado entretanto. Otra agua de otras fuentes discurre ahora por su lecho, y también esta misma agua corre hacia allá, sin detenerse, sin volver nunca atrás. Pero tampoco tú mismo puedes bañarte dos veces en el mismo río, pues entretanto también tú te has cambiado. Cuando hablo contigo y te digo «tú», basta el corto intervalo de tiempo transcurrido entre que yo pronuncio la palabra «tú» y que tú la oigas para hacer de ti otro hombre. Y el que oyó la palabra «tú» es ya otro distinto de aquel a quien yo hablé.



FIG. 101

Y el sabio Heráclito se volvió y anunció al mundo la doctrina de la inestabilidad de todas las cosas, de la perdurabilidad de la transformación. Pero el hombre no comprendió esta doctrina, pues en la corriente del tiempo, en el curso inmutable de la vida, sólo posee el hombre un punto de sostén en lo sólido, que él llama «substancia», en lo invariable, que parece perdurar por más tiempo que pase. Yo sé que ahora soy otro distinto del que era hace pocos minutos, con otros pensamientos, un par de minutos más viejo, con nuevas experiencias, etc. Pero también sé que, a pesar de todo, he permanecido el mismo, que mi persona puede tener estos diferentes estados y experimentar estas modificaciones en un marco sólido que siempre es igual. Si fuese de otro modo, no tendría ningún asidero; y si no es así, entonces yo pruebo de explicar el cambio, o ... si no se puede explicar, entonces de la sorpresa surge la angustia ante un poder que es incomprensible.



FIG. 102

Si pongo tres manzanas en un plato y, al volver la espalda, se convierten en otras tantas ciruelas, entonces no pienso en un cambio de todo lo existente, sino en que alguien me ha jugado tal vez una broma. Para esta transformación ha de haber habido un motivo muy simple, pues las

manzanas no pueden volverse ciruelas. Pero si un hombre a quien conozco bien, de repente cambia radicalmente su modo de ser, entonces creo que se ha vuelto loco. Antes a los tales se los llamaba hechizados, y entre los pueblos primitivos que todavía están en íntima relación con las fuerzas naturales que les rodean, por admiración y timidez, por angustia e incompreensión mezcladas, se despierta la opinión de que en semejante cambio han intervenido poderes superiores. Lo que origina en los pueblos primitivos las creencias falsas, eso mismo origina en los pueblos civilizados la superstición, esa

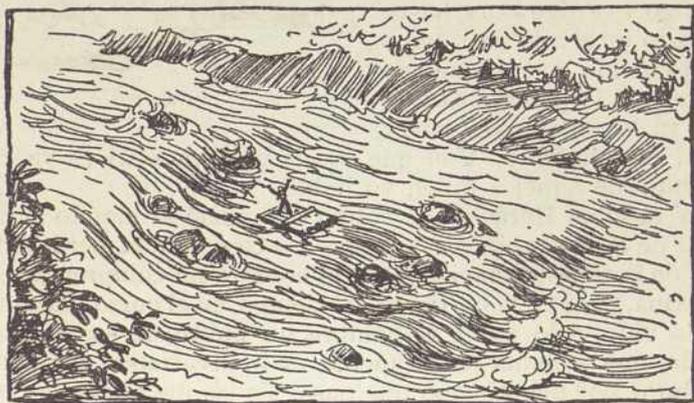


FIG. 103

pálida y espesa niebla que se pone en la frente, la oprime y la hace incapaz de salir del cerco. Nosotros edificamos fundándonos en que lo que hoy existe también subsistirá mañana, en que un objeto no puede ser de repente otro, y sobre esta creencia ha levantado la Química un monumento científico en el concepto del elemento: a través de todas las transformaciones, un elemento sigue siendo la misma substancia. Tanto si tenemos agua en forma de hielo, de agua líquida o de vapor de agua, siempre es la misma substancia, porque está formada por los mismos elementos en las mismas proporciones. Tanto si el oxígeno aparece en el agua o en el dióxido de carbono, o en una molécula de azúcar o en el hidroxilo de una base, siempre es oxígeno, que va de incógnito a causa de formar parte de una combinación química; pero con todo está contenido en estas substancias como elemento oxígeno,

de duración indefinida, la imagen primordial del ser en contraposición del « *Panta rhei* : todo pasa », de Heráclito. Sólo los fantasmas son de una ilimitada mutabilidad y los cuentos y las tradiciones de todos los pueblos nos hablan de estos seres, que de hombre, se transforman en árbol y de árbol en roca, fantasías propias del hombre atemorizado.

Comprendemos lo que debió de significar para la ciencia el convencimiento de que esta creencia es equivocada. La balsa con que el hombre había anclado en la corriente del tiempo, de súbito se había desprendido y era arrastrada por las aguas; el cable estaba roto y el hombre a merced de la corriente: los elementos no eran ya lo que fueron. Era como si un mago prodigioso los hubiese tocado, y empezaron a seguir la corriente del continuo devenir de las cosas.

El radio (peso atómico 226) había sido considerado como estable. Ahora resultaba que este elemento emitía partículas alfa y se convertía en radón (peso atómico 222). Pero tampoco el radón es estable, también el radón emite partículas alfa; su período de la mitad del valor es muy corto, llega escasamente a cuatro días. La corriente de la transmutación arrastra incluso a los elementos, y ya no hay paro posible. Del radón sale, por nuevo desprendimiento de alfa, una nueva substancia, el radio A, de peso atómico 218. Del radio A (período de la mitad del valor 3 minutos) se forma, también por emisión de rayos alfa, el radio B, otra nueva substancia, otro elemento, con el peso atómico 214 (cada vez debe disminuir el peso atómico en cuatro unidades, porque es emitida una partícula alfa de peso atómico 4). Pero el radio B ha recibido al nacer el impulso destructor, no tiene fuerza para subsistir, debe ejercer su función en la cadena de las sucesivas generaciones de substancias, debe irradiar y deshacerse. Sólo que ahora, como si el radio B no tuviera ya la fuerza necesaria para emitir las grandes partículas alfa, sólo da rayos beta, es decir, electrones, y rayos gamma. Como los electrones, en comparación con el átomo de hidrógeno, tienen un peso muy pequeño, en la emisión de los mismos no hay pérdida de masa. Y, sin embargo, el elemento se altera; el radio B, que tiene un período de la mitad del valor de 27 minutos en números redondos, se convierte en un nuevo elemento, el radio C con el peso atómico... sí, ¿qué peso atómico tiene ahora este radio C? No ha habido pérdida de masa en la irradiación; por lo tanto, el radio C debe tener el mismo peso atómico que el radio B. Pero esto no es posible si el radio B y el radio C

son substancias realmente distintas. No puede ser que dos substancias diferentes tengan el mismo peso atómico.

Pero ya dijimos: nuestro cable se ha roto, nos ha cogido la corriente y nos arrastra irremisiblemente; sólo podemos esperar el momento en que un breve remanso nos ofrezca la posibilidad de lanzar una nueva áncora para otra vez fijarnos. Por lo tanto, el radio B y el radio C tienen el mismo peso atómico y, con todo, son substancias diferentes. El radio C emite nuevamente partículas alfa. Ocurre aquí, con los elementos, lo mismo que suele acontecer con la herencia de predisposiciones en los seres vivos: la predisposición salta una generación, no aparece en la generación hija, y sólo se presenta de nuevo en la generación nieta. El radio C tiene otra vez la facultad de emitir partículas alfa, pero esta facultad está todavía poco desarrollada, pues sólo 0,03 % del radio resultante se convierten, con emisión de partículas alfa, en una nueva substancia, el radio C", naturalmente, de peso atómico 210, que ahora por emisión de electrones pasa a radio D. Pero el 99,97 % del radio C no se altera por emisión de partículas alfa, sino por irradiación de electrones, y forma otra substancia, el radio C'. Este radio C' es muy inestable; su período de la mitad del valor es sólo  $0,9 \cdot 10^{-8}$  segundos, es decir, en menos de una cienmillonésima de segundo se ha descompuesto la mitad de esta substancia con emisión de partículas alfa. El radio C' tiene, naturalmente, como el radio C un peso atómico de 214; la nueva substancia tendrá, pues, el peso atómico 210, exactamente como el radio D nacido del radio C". Estamos ahora tan acostumbrados a las inverosimilitudes, que no admitimos que la nueva substancia sea idéntica al radio D; pero tenemos una nueva sorpresa: lo mismo del radio C' que del radio C" nace el radio D. Pero todavía no ha terminado la serie de las transformaciones. El radio D, que tiene un período de la mitad del valor de 16 años, sigue desmoronándose, emite electrones y rayos gamma, y se convierte en radio E con período de la mitad del valor igual a cinco días, el cual con nueva emisión de electrones se transforma en radio F, y este radio F es el elemento polonio descubierto por María Curie con el número 84. Y siendo así que el polonio, como se vió al descubrirlo, es un elemento radiactivo tampoco es estable; su período de la mitad del valor es de 136,5 años, emite partículas alfa y se convierte en radio G. El polonio tiene el peso atómico 210, y, por lo tanto, el peso atómico del radio G es 206. Y ahora se ha llegado al punto

final de la serie: el radio G ya no es radiactivo, sino un elemento del todo « ordinario », que el químico conoce desde largo tiempo y que conoce todo el mundo: es el *plomo*. Se puede demostrar químicamente, sin dejar lugar a dudas, que este producto final del desmoronamiento del radio es el elemento químico plomo. De este modo hemos llegado al final.

Pero todavía no tenemos el principio. ¿Es el radio un elemento radiactivo primordial, o es él mismo producto de otro elemento radiante? En realidad, el radio no es el primer eslabón de esta serie, que empieza con el urano. El urano se transforma en urano I, el urano I en urano X<sub>1</sub>, el urano X<sub>1</sub> en urano X<sub>2</sub>, el urano X<sub>2</sub> en ionio, el ionio, cuyo peso atómico es 230, se desmorona, con emisión de partículas alfa, formando radio (peso atómico 226). Desde el urano, el más pesado de todos los elementos del sistema periódico, la serie de transformaciones llega, por lo tanto, pasando por el ionio, el radio y el polonio, hasta el plomo. En su tiempo se creyó haber descubierto dos nuevos elementos: el polonio y el radio, pero, en realidad, fueron 16, los cuales están en relaciones familiares entre sí: la serie del desmoronamiento urano-radio.

Pero el urano no sólo es el padre de esta gran familia. Pronto se formó una rama lateral, que siguió su propio camino, separándose de la familia. El urano II, del cual procede el ionio, se transforma sólo en un 97 % en ionio; el 3 % restante también con desprendimiento de partículas alfa, se convierte en urano Y, el cual se transforma con emisión de electrones en protactinio, y así engendra una familia independiente: la serie del actinio. La citaremos brevemente.

Protactinio, actinio, radioactinio, actinio X, actinioemanación, actinio A, actinio B, actinio C, el cual, nuevamente como el radio C, se convierte en parte en actinio C', y en parte, en actinio C'', y los dos se transforman luego en actinio D, y éste... no es sino plomo, sin duda alguna *plomo*, de peso atómico 207.

Pero existe todavía una tercera serie, la serie del torio, que deriva del elemento número 90, el torio, y que también citaremos aquí brevemente: torio, mesotorio I, mesotorio II, radiotorio, torio X, torioemanación, torio A, torio B, torio C, nueva doble transformación en torio C' y torio C'' y, por fin, torio D, el cual nuevamente, por tercera vez, es, sin duda alguna, plomo (peso atómico 208) formado ahora por vía muy distinta.

Y quedamos pasmados. Aunque ya estamos acostumbrados a sorpresas, ésta nos parece demasiado grande. En nuestra Tabla de los pesos atómicos consta que el plomo tiene como peso atómico 207,2. Y ahora afirman los químicos y los físicos que el producto final de la serie urano-radio es el plomo de peso atómico 206, que el producto final de la serie urano-radio es el plomo de peso atómico 207, y que el producto final de la serie del torio es el plomo de peso atómico 208. Parece una equivocación, pero no lo es. Los análisis químicos han demostrado claramente que todas estas substancias son plomo, y también que los pesos atómicos son exactos. El plomo obtenido de minerales de torio que no contenían urano presenta el peso atómico 208; el plomo de minerales de urano que no contenían torio mostró el peso atómico 206, y el plomo que conocemos por el uso diario y que continuamente empleamos tiene como peso atómico 207,2. El producto final de la serie del actinio dió el cuarto peso atómico del plomo 207.

Parece, pues, que todo se hunde. Acabamos de averiguar que existen diferentes substancias con el mismo peso atómico; ahora hemos de creer que una misma substancia puede tener pesos atómicos diferentes; los átomos no son los últimos componentes de las substancias, y para colmo de todo son, además, huecos; nos parece ahora que ya hay bastantes sorpresas, y buscamos con insistencia un lugar donde poder soltar el áncora, para terminar con esta terrible y tempestuosa navegación y conseguir un punto de reposo.

### En el interior de los átomos

#### ENTRADA EN UN NUEVO MUNDO

Antes de arriesgarnos a hacer el atrevido ensayo de penetrar en un nuevo mundo, queremos recapacitar lo que esto significa. Tenemos ante nosotros una pesa de 1 gr., y con ella pesamos el hidrógeno, el más ligero de los elementos. Como sea que 1 litro de hidrógeno, en las condiciones normales (cero grados Celsius y presión atmosférica normal), pesa 0,0899 gr., 1 gr. de hidrógeno debe tener aproximadamente un volumen de 11 litros. Un crítico listo dice: esto lo habríamos podido encontrar más sencillamente. Un *Mol* de hidrógeno, es decir, 2 gr. en números redondos, tiene un volumen de 22,4 litros; por consiguiente, la mitad, 1 gr., tendrá

un volumen de 11,2 litros. 11 litros de gas hidrógeno; bien, esto no es mucho si se piensa que en ellos hay 606 000 trillones de átomos, y que un átomo tiene el diámetro, en números redondos, de una cienmillonésima de centímetro. Una cienmillonésima de centímetro; hemos de tener presente este número si queremos comprender lo que veremos en nuestra nueva empresa: penetrar en el edificio de este átomo. Aquí no nos puede ayudar ningún microscopio ni ultramicroscopio; sólo puede servirnos la inteligencia, que inventa teorías y, a partir de éstas, proyecta experimentos que en aquellos diminutos dominios producen alteraciones de tal especie que se reflejan en el macrocosmo, en nuestro mundo de los sentidos, y que se pueden medir.

Los átomos son, pues, compuestos; esto se había demostrado ya como verosímil e incluso como necesario. Un átomo de radio debe contener, a lo menos, dentro de él, un átomo de radón y un átomo de helio doblemente ionizado, y además electrones, que emite en forma de rayos beta. Pero como los rayos beta pueden obtenerse también artificialmente (son idénticos a los rayos catódicos), tal vez investigando estos rayos beta artificiales se pueda predecir algo sobre aquellos diminutos componentes del átomo del radio. Se sabe que los cátodos que emiten rayos catódicos pueden hacerse de cualquier substancia y siempre dan rayos catódicos de la misma clase y electrones. Con razón se puede, pues, presumir que todos los átomos contienen electrones. Pero ¿dónde se esconden?

Una partícula alfa, que emitida por el radio vuela a través del aire, tiene dos cargas eléctricas positivas. Si choca con una molécula de aire, esta molécula queda ionizada por habersele cedido una carga que la molécula de aire adquiere. Existen dos posibilidades para poder explicar este proceso:

1. La partícula alfa podía llevar dos cargas positivas, pero la molécula de aire, que es eléctricamente neutra, no lleva carga alguna. Si la partícula alfa choca con la molécula de aire le cede una de sus cargas, como un corredor en la carrera de relevos entrega al otro más próximo su insignia. Entonces la partícula alfa tiene todavía una carga positiva y la molécula de aire también: está ionizada.

2. Pero hay también otra manera de interpretar el mismo proceso. La partícula alfa puede, como antes, llevar dos cargas positivas. La molécula de aire puede estar,

como decimos, descargada, pero supongamos, sin embargo, que este estado neutro no es debido a que la molécula de aire no lleve carga alguna, sino a que lleve dos cargas que se neutralizan, una positiva y otra negativa. Por fuera es entonces la molécula de aire tan exactamente neutra como cuando se supone que no tiene carga alguna.



FIG. 104

De la misma manera que un hombre que no tiene un solo céntimo en realidad no tiene menos que otro que lleva en la cartera 100 marcos y a la vez debe otros tantos. La molécula de aire lleva, pues, ahora, una carga positiva, y a la vez un electrón que neutraliza esta carga. Al chocar con una partícula alfa, ésta no cede una carga positiva, sino que arranca de la molécula de aire su electrón; las cargas eléctricas opuestas se atraen, como es sabido, y como al chocar la fuerza atractiva de la partícula alfa es mayor que la de la carga positiva de la molécula de aire, el electrón de ésta la abandona y pasa a la partícula alfa. El resultado es el mismo que en 1: la partícula alfa

tiene ahora una carga positiva menos, porque una de las dos le ha sido quitada por el electrón arrebatado. Pero con esto la molécula de aire no tiene ya pareja para su carga positiva; ahora está cargada eléctricamente por haber perdido un electrón.



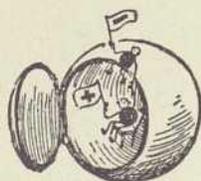
FIG. 105

Podemos, pues, como se ha dicho antes, admitir que todos los átomos contienen electrones, de forma que la segunda posibilidad es la más

verosímil. Por consiguiente, un átomo de radio emite un átomo de helio doblemente ionizado. Éste vuela a través del aire, quita primero a una partícula de aire un electrón, después otro, y entonces queda completamente descargado: se ha convertido en un simple átomo de helio. Como sus dos cargas positivas han sido neutralizadas por electrones, no tiene el deseo ni la facultad de atraer más; esto significa

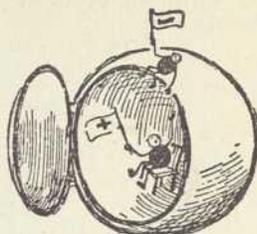
que una partícula alfa neutralizada no puede ya ionizar el aire. Pero si no puede ya ionizar el aire tampoco puede formar núcleos de condensación, no puede dejarnos la huella de su camino con trazos de niebla; la ruta de la partícula alfa cesa de súbito, como se manifiesta en las pruebas fotográficas.

El átomo contiene electrones, tal vez uno sólo, aunque esto todavía no lo sabemos, y además una carga positiva que tiene el mismo valor que la negativa del electrón y la neutraliza. Si se le arranca un electrón, entonces el átomo queda ionizado, presenta carga positiva. En la emisión radiactiva espontánea de rayos beta el átomo se ioniza también espontáneamente. Esto es lo primero que sabemos del átomo.



*El átomo es hueco*

FIG. 106



*Las cargas están separadas*

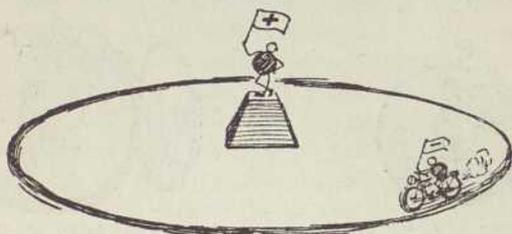
FIG. 107

Lo segundo es: los átomos son huecos. Los rayos alfa y beta pueden atravesarlos sin obstáculo. Pero no son completamente huecos; existe en su interior un poco de materia, que parecía ya haberse perdido totalmente. Se manifiesta en que opone resistencia a una partícula alfa volante y la desvía de su camino recto.

Y lo tercero es: si existe una carga positiva y además un electrón negativo y, finalmente, como tercer factor, todavía la propia partícula de masa, es posible que la carga positiva esté unida a la partícula de masa. Entonces la partícula de masa estaría cargada positivamente; el electrón, que también debe existir en el átomo, está cargado negativamente, y, juntos, los dos son eléctricamente neutros; pero no pueden estar pegados uno al otro. El átomo debe ser hueco; si el electrón y la partícula de masa estuviesen en contacto uno al lado de la otra, entonces con el choque de una partícula alfa no podría desprenderse, porque sería fuertemente retenido por la partícula de masa. De esto debe deducirse que el electrón se halla situado a cierta distancia de la

partícula de masa y, siendo esto así, el átomo es hueco ; entre la partícula de masa y el electrón no hay nada. Por esta razón, una partícula alfa puede circular entre los dos.

Pero ahora viene el físico y declara enfadado que esto no puede ser. Hace pocos momentos que nosotros mismos decíamos que las cargas eléctricas opuestas se atraen. Y ahora, pues, pensamos que el electrón, eléctricamente negativo, está a una determinada distancia de la partícula de masa con carga positiva. Reflexionemos : ¿no atrae el sol a los planetas con gran fuerza? Y ¿caen por ventura los planetas sobre el sol del cual están separados, gracias sean dadas a Dios, por buenas distancias en el espacio en que circulan, como el electrón según la opinión del físico? No ; pero ¿por qué no?

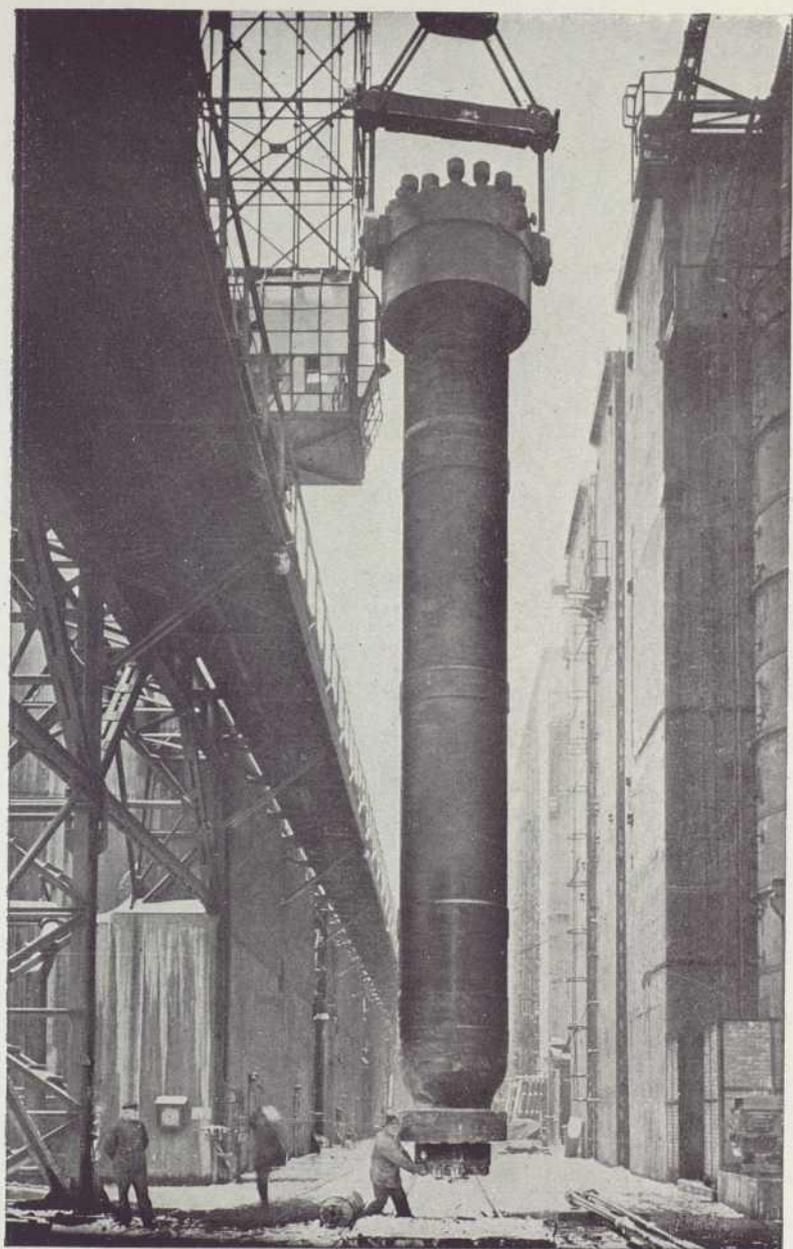


*El arquetipo del átomo*

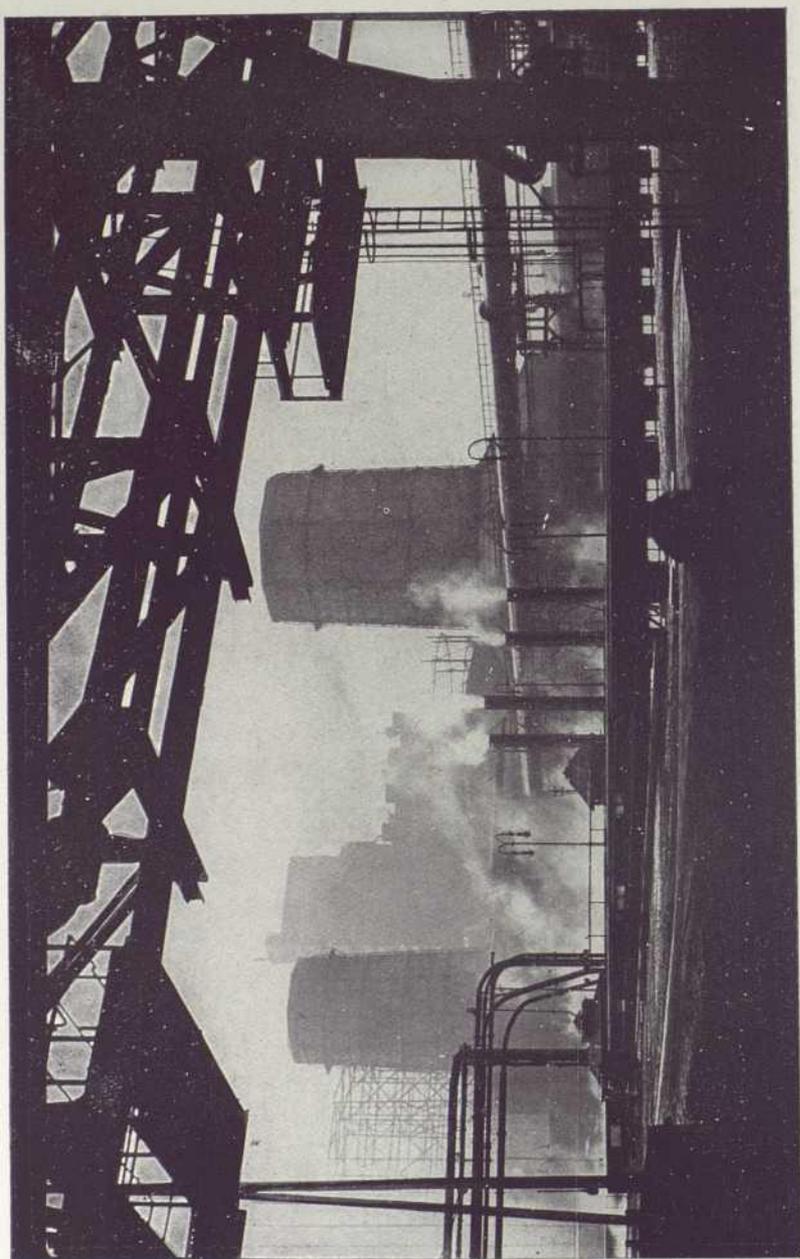
FIG. 108

Porque los planetas no están en reposo, sino que giran alrededor del sol. Si hago girar una piedra atada a un bramante, percibo cómo tira la piedra de mi mano en su tendencia a escaparse. El físico da a esta fuerza activa el nombre de fuerza centrífuga. Esta fuerza, con el debido impulso, mantiene siempre la piedra a distancia de mí, pone la cuerda tirante, impidiendo que la piedra me caiga encima ; pero, a su vez, el bramante impide que la piedra salga disparada, como pasaría si la dejaba, y la retiene firmemente ; el resultado de la acción de estas dos fuerzas opuestas es éste : la piedra gira alrededor de mí. Lo mismo exactamente ocurre con los planetas y el sol : también ellos saldrían disparados, pero no pueden porque el sol los atrae. También el sol los arrastraría hacia sí pero no puede porque la fuerza centrífuga los mantiene a distancia. El resultado son las trayectorias casi circulares de los planetas alrededor del sol.

Si nuestra imagen del electrón y de la partícula de masa es exacta, el electrón debe circular alrededor de la partícula



Instalación de un horno de alta presión por contacto para la síntesis del amoníaco en la fábrica de amoníaco Merseburg (Leunawerk)



Torres de lavado del gas de agua e instalación de desecación de lignito en la fábrica de amoníaco Merseburg (L. cuuawerik)

de masa, y con una velocidad tan enorme, que su fuerza centrífuga iguala la de atracción eléctrica entre la carga positiva y la negativa. El arquetipo o imagen primordial del átomo sería, pues, una partícula de masa, alrededor de la cual girase muy rápidamente un electrón. Es hueco, contiene las necesarias cargas y, sobre todo, contiene también un electrón, que puede ser arrancado; el átomo puede, pues, ser ionizado.

Mostramos al físico con orgullo nuestro modelo de átomo, es decir, propiamente el de lord Rutherford, inventor de este modelo. Y el físico contempló el sorprendente juguete y movió la cabeza diciendo: — Con todo, no puede ser. La Mecánica enseña que el movimiento circular no es uniforme;



FIG. 109

en cada momento la partícula cambia de dirección. Pero el electrón lleva, como usted concede, una carga eléctrica. Y la doctrina de la electricidad enseña que las cargas eléctricas que son movidas de manera no uniforme pierden continuamente parte de su energía en forma de radiación electromagnética, esto es, en forma de radiación luminosa. Por lo tanto, su cósmico átomo debería lucir continuamente, y así el electrón perdería tanta energía que su movimiento sería cada vez más lento, su trayectoria se encorvaría más y más hacia la partícula de masa central. Por lo tanto, no es posible.

No, así no es realmente posible.

Pero entonces vino el joven físico dinamarqués Bohr, y afirmó: — ¡Ha de ser posible, pues no hay otra solución! Yo afirmo, pues, por más que cabeceéis y arméis un gran escándalo: el átomo es tal como os lo ha mostrado lord Rutherford. El electrón gira alrededor de la partícula material que llamamos núcleo del átomo. — ¿Y la radiación? — ¡No irradia! —

declaró Bohr. — Pero esto no puede ser — exclaman los físicos. — ¡Debe irradiar! — No, yo aseguro que no irradia cuando gira alrededor del núcleo a que pertenece. Para los electrones hay, como para los planetas, determinadas vías en las cuales pueden moverse alrededor del núcleo. Una, que es la más interior, comparable a la trayectoria de Mercurio; otra, más apartada, que rodea concéntricamente a la interna, comparable a la de Venus. Después sigue la órbita de la Tierra, y así sucesivamente, según círculos cada vez más anchos alrededor del núcleo, y por todos pueden

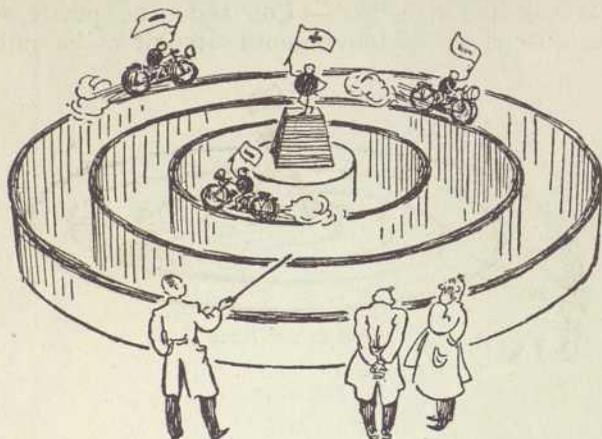


FIG. 110

circular los electrones. Pero entre los círculos no hay nada como nada hay entre las órbitas de Urano y de Neptuno; no hay más que el espacio vacío, y en este espacio vacío no pueden detenerse los electrones. Se parecen a los trenes que sólo pueden correr por los rieles, pero no por las entrevías.

— Esto es muy bonito — dijeron los físicos —. Esto ya no es Física, sino disposiciones dadas por la policía: Tú, pequeño electrón, sólo debes moverte en tu camino, pero no por entre vías. Pero esto no nos interesa a nosotros, físicos; nosotros hemos de investigar lo que es, y no lo que debe ser o no debe ser —. Pero no quedaron tranquilos.

— ¿De modo que sus electrones no irradian cuando siguen sus debidos caminos? — preguntó uno finalmente.

— No, no irradian; esto es lo que creemos.

— ¡Ja, ja! ¡Muy bien! ¿Y si con todo irradian? Puesto que usted debe convenir en que alguna vez un átomo emite, por ejemplo, luz, ¿cómo se explica esto? ¿De dónde procede entonces la energía?

Pero Bohr no se dejó intimidar.

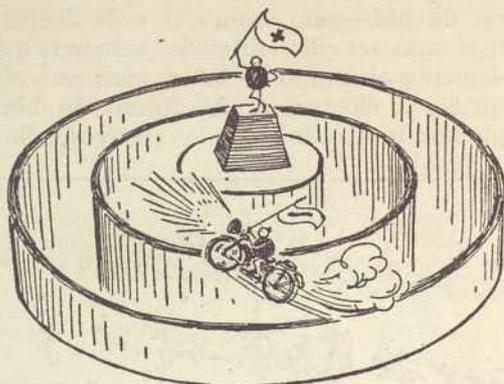


FIG. 111

—Todo círculo por el cual puede moverse un electrón corresponde a un determinado valor de energía. Si comunico a un átomo más energía, llevo con esto, por ejemplo, un electrón del círculo más interior al inmediato exterior. Los círculos exteriores representan mayores valores de energía que los interiores. La energía adicionada es empleada en llevar al electrón a un círculo más hacia fuera, más ancho, o a una capa o esfera superior, si consideramos al electrón en el espacio con tres dimensiones. Esto es como cuando estiro un muelle: la fuerza gastada se emplea en alargar el muelle; cuando lo suelto, retrocede rápidamente y queda energía en libertad.

Para darnos cuenta de ello, basta que pongamos la mano frente al muelle cuando éste recobra su posición natural. Cuando, pues, el electrón ha sido llevado a un círculo superior, donde se mueve, y llega el momento en que se separa de éste, entonces saltando a su antiguo círculo y quedando energía

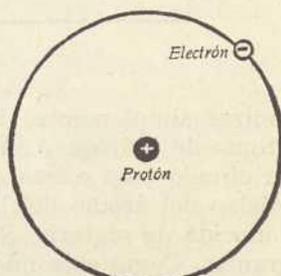


FIG. 112

libre, esta energía es realmente una radiación electromagnética, esto es, luz. Y en verdad, es luz de un color determinado, es decir, de una determinada longitud de onda.

Los físicos cesaron de bromear y principiaron a calcular y a experimentar. Pero Bohr empezó a construir los modelos de los distintos átomos de elementos.

El átomo de hidrógeno, como el más ligero, tenía que ser también el más sencillo. Además, sabemos que podemos ionizar doblemente el átomo de helio, pero esto significa que podemos sacarle 2 electrones. Al átomo de hidrógeno, en cambio, según han mostrado todos los ensayos, sólo se le puede

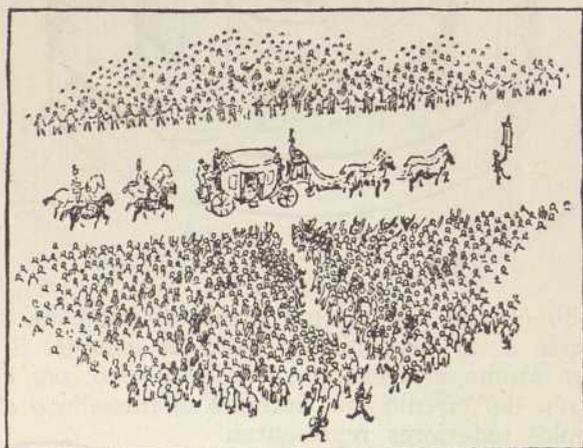


FIG. 113

ionizar simplemente. Por lo tanto, podemos admitir que el átomo de hidrógeno sólo posee un electrón que se mueve en su círculo o su esfera alrededor del núcleo del hidrógeno. El núcleo del átomo del hidrógeno es, pues, la menor cantidad conocida de materia. Su peso atómico absoluto es  $1,65 \cdot 10^{-24}$  gramos. Como este núcleo con su carga eléctrica positiva es una importante piedra constructiva de todos los átomos, se le ha dado un nombre especial: se le llama *protón*. Un protón alrededor del cual circula un electrón, es el átomo de hidrógeno eléctricamente neutro, simplemente ionizable.

El helio tiene el peso atómico 4. Con atrevimiento deducimos: tal vez el núcleo del helio consta de 4 protones, y de paso nos acordamos de que ya cien años atrás el inglés Prout

estableció la teoría de que todos los átomos estaban formados de átomos de hidrógeno, teoría que entonces no pudo mantenerse. El helio consta, pues, de 4 protones y, como es doblemente ionizable, 2 electrones. El helio, por lo tanto, tiene sólo 2 cargas positivas, y no 4, como requieren los 4 protones. La carga del núcleo del helio es, pues, 2 y no 4. Por otra parte, el núcleo tiene la masa 4; por consiguiente, no podemos formarlo con 2 protones. Sí; de pronto nos ocurre que esto no es posible en modo alguno. Cargas eléctricas iguales se repelen: ¿cómo puede subsistir un núcleo de varios protones?

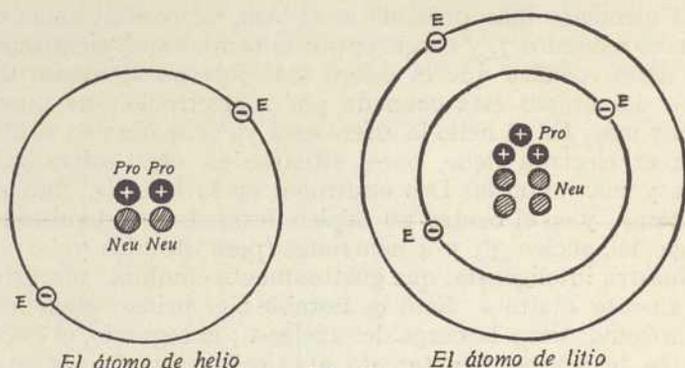


FIG. 114

Dos protones acoplados más se parecen a un par de pugilistas en el ring que a un pacífico matrimonio.

Pues bien; la teoría no cede tan pronto. Primero se probó a introducir electrones negativos en el núcleo, los cuales retendrían a los protones enemigos con sus cargas opuestas. Pero entonces vino el descubrimiento del inglés Chadwick: encontró el *neutrón*, un protón sin ninguna carga eléctrica. Se puede imaginar lo que costaría encontrar este neutrón, que no ioniza al aire, es decir, que no deja rastro alguno de niebla mediante el cual se le pueda reconocer. Pero piensen ustedes en el hombre invisible, descrito con tanto humor por H. G. Wells (\*), que pasaba por entre una apretada multitud. Naturalmente, no lo veían, pero podían seguir fácilmente su camino. De análoga manera pueden figurarse ustedes el des-

(\*) Alusión a la novela de H. G. Wells, *The invisible man*, publicada en 1897. — N. del T.

cubrimiento del invisible neutrón. El neutrón tiene la masa 1 como el protón, pero carece de carga. Si se le incluye en el núcleo del átomo, la masa del núcleo crece, pero no su carga. Y la teoría admite con buenas razones que los protones y los neutrones, por la acción de fuerzas especiales, en realidad todavía no bien explicadas, se atraen en el núcleo tan fuertemente, que la repulsión eléctrica entre protones no desempeña papel alguno. El helio posee, pues, un núcleo, formado por 2 protones y 2 neutrones. De esto resulta la carga +2 y la masa 4, y tiene 2 electrones, que circulan en una esfera alrededor de este núcleo.

El elemento más próximo es el litio, de peso atómico en números redondos 7, y carga 3; por lo tanto con 3 electrones. Pero ahora resulta que la esfera más interna alrededor del núcleo del átomo está ocupada por 2 electrones; no puede admitir más. En el helio la esfera está ya ocupada; en el litio el tercer electrón debe, pues, situarse en otra esfera más ancha y más externa. Dos electrones en la interna, uno en la externa, y en el centro un núcleo, formado por 3 protones (¡carga del núcleo 3!) y 4 neutrones (peso atómico 7).

Nuestra inteligencia, que gustosamente combina, nos grita nuevamente «¡alto!». Esto es notable: el primer elemento, el hidrógeno, tiene la carga del núcleo 1; el segundo, el helio, la carga del núcleo 2; el tercero, el litio, la carga del núcleo 3. Así es un hecho la ley: el número corriente o número de orden del sistema periódico expresa en cada elemento el número de cargas positivas del núcleo, es decir, el número de protones que hay en él, y a la vez el número de electrones de las esferas. El peso atómico indica, pues, cuántos neutrones están incluidos en el núcleo, ya que protones y neutrones forman el peso, o propiamente la masa del núcleo del átomo. Nuestro buen radio, que tiene la culpa de todo esto, tiene un peso atómico 226 y el número corriente 88 en el sistema periódico. El físico, en vez de número corriente, dice: «número de orden», y lo designa brevemente con la letra *Z* (\*). Esto quiere decir, pues, que el radio tiene en conjunto 88 electrones, a los cuales corresponden 88 protones en el núcleo.  $226 - 88 = 138$  neutrones deben, por lo tanto, estar incluidos en el núcleo para que resulte el peso atómico. Si es emitida una partícula alfa, entonces el núcleo queda disminuído en 4 unidades. Pero la partícula alfa de por sí

---

(\*) Inicial de la palabra *Zahl* (número). — *N. del T.*

lleva sólo 2, no 4 cargas; está constituida, pues, realmente, como el núcleo del helio, por 2 protones y 2 neutrones. Si en su curso se apodera de 2 electrones, se forma así un átomo acabado de helio.

Además, resulta que una esfera externa no admite sino 8 electrones, mientras que la primera esfera, como ya hemos visto en el helio, queda satisfecha por 2 electrones, de modo que no admite un tercer electrón: 8 electrones, no se encuentran más que en una esfera externa. Y ahora algo muy notable: los elementos que presentan estos 8 electrones envolventes en sus esferas externas son: neón (8 electrones en la segunda esfera), argón (8 electrones en la tercera esfera), criptón (8 electrones en la cuarta esfera), neón (8 electrones en la quinta esfera) y radón (8 electrones en la sexta esfera). En

#### METALES ALCALINOS

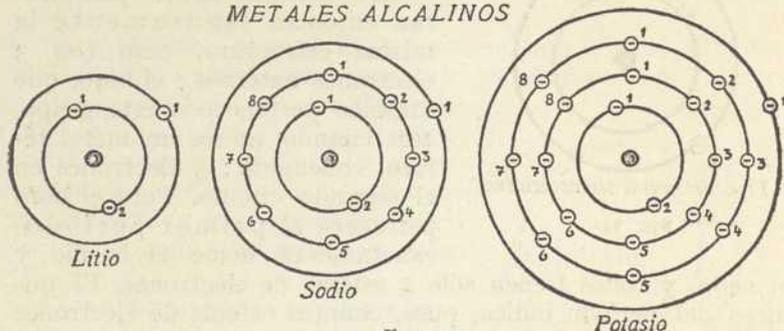


FIG. 115

otras palabras: los gases nobles muestran todos ellos una estructura atómica caracterizada por tener la esfera más externa completamente ocupada por electrones, de forma que no admite ninguno más. Presentan, pues, al mundo exterior una coraza de electrones, rehusan admitir a un electrón forastero, son insociables respecto de ellos, y esto concuerda muy bien con su comportamiento químico: ningún gas noble entra en ninguna especie de combinación. También el helio encaja en este tipo, pues su esfera externa está ya completamente ocupada por 2 electrones.

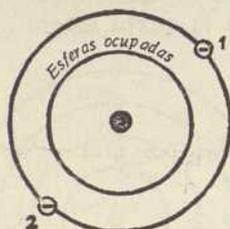
¿Podría esta concordancia hacer presumir una relación entre la estructura de las esferas de los electrones y las propiedades químicas? Debemos examinarlo antes.

El litio tiene 1 electrón en el segundo círculo, el sodio también 1 en el tercero (el segundo está completamente

ocupado), el potasio 1 electrón en el cuarto, el rubidio 1 electrón en el quinto, el cesio 1 electrón en el sexto, y el elemento 87, aún desconocido, tendrá seguramente también 1 electrón externo en el séptimo círculo. Por lo tanto, todos los metales alcalinos se parecen entre sí, no sólo por sus propiedades químicas, sino también por su estructura atómica.

Se comprenderá que las posibilidades que aquí se presentan calentaran la cabeza de los físicos.

Los metales térreocalcinos forman el segundo grupo del sistema periódico. También aquí se comprueba la hipótesis: todos tienen en el círculo externo 2 electrones, mientras que el inmediato interior se halla del todo cubierto con 8.



Tipo del metal térreocalcino

FIG. 116

Los metales térreos presentarán entonces seguramente la misma estructura, pero con 3 electrones externos; el boro, que también pertenece a este grupo, aun cuando no es un metal térreo, concuerda: 3 electrones en el segundo círculo. Pero el boro pertenece al primer período, exactamente como el berilio y

el neón, y todos tienen sólo 2 esferas de electrones. El número del período indica, pues, cuántas esferas de electrones tiene un átomo; el período  $x$  tiene  $x + 1$  esferas de electrones. El aluminio, el metal térreo del segundo período, tiene 3 electrones externos en la tercera esfera. Sin embargo ahora hay una diferencia. El elemento inmediato, escandio, tiene sólo 2 electrones en el círculo externo; como el metal térreocalcino calcio perteneciente al mismo período, pero en cambio ha aumentado el número de electrones en el círculo interno más cercano de 8 a 9. Por esto hablábamos antes siempre sólo de la ocupación completa de los círculos externos, que se alcanza con 8 electrones. Pero si por fuera de la esfera más externa se constituye todavía una nueva esfera, y esta nueva esfera está ocupada a lo menos por 1 electrón, la esfera que hasta entonces estuvo completamente saturada es capaz de admitir más electrones. Y, en verdad, en el tercer período la tercera esfera, y en el cuarto período del sistema la cuarta esfera admiten en conjunto hasta 18 electrones. En el quinto período

sube el número de electrones que pueden entrar en la quinta esfera, que pueden llegar hasta 32. ¡Diantre! Estos números ya los conocemos. Recapitulemos:

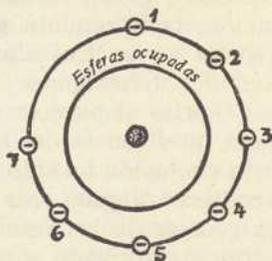
- 0 período: contiene (véase págs. 143 y ss.) 2 elementos. La esfera puede admitir 2 electrones.
- I período: contiene 8 elementos. La esfera puede admitir 8 electrones.
- II período: contiene 8 elementos. Las dos esferas externas pueden admitir 8 electrones.
- III período: contiene 18 elementos. La tercera esfera puede admitir 18 electrones.
- IV período: contiene asimismo 18 elementos. También aquí la tercera y la cuarta esferas pueden admitir 18 electrones.
- V período: contiene 32 elementos. La cuarta esfera puede admitir 32 electrones.

Naturalmente, esto no es una casualidad. El fundamento preciso sólo pueden descubrirnoslo consideraciones fundadas en la Mecánica de los Cuanta. Pero aquí debíamos indicarlo para mostrar cuán grande es la regularidad del sistema periódico una vez conocida la estructura del átomo, de cada vez mayor y más visible.

Todavía queremos ocuparnos brevemente de un grupo, del grupo de los halógenos: el flúor tiene en la segunda esfera 7 electrones; el cloro, en la tercera, 7; el bromo, en la cuarta, 7; el yodo, en la quinta, 7 electrones, y el elemento desconocido 85 tendrá entonces en la sexta esfera 7 electrones.

Como ya nos ocurrió antes, nuevamente conocemos los números que aquí se presentan:

- I grupo: Metales alcalinos. Valencia respecto del oxígeno 1. Número de electrones externos 1.
- II grupo: Metales térreoalcalinos. Valencia respecto del oxígeno 2. Número de electrones externos 2.
- III grupo: Metales térreos. Valencia respecto del oxígeno 3. Número de electrones externos, exceptuando el escandio, 3.
- IV grupo: Halógenos. Valencia respecto del oxígeno 7. Número de electrones externos 7.



Tipo de halógeno

FIG. 117

Y si pensamos ahora que los metales alcalinos y los halógenos se combinan gustosos entre sí, que los metales alcalinos tienen un solo electrón en el círculo más externo, mientras que los halógenos tienen allí 7; y si concebimos que un electrón del metal alcalino emigra de alguna manera al círculo más externo del halógeno y hace que la esfera más externa del halógeno contenga así 8 electrones, quedando completamente ocupada, entonces tal vez advertimos la importancia que tiene esta teoría atómica para el conocimiento de las combinaciones químicas, y cuán necesario es para el químico comprender a fondo estas nuevas ideas de la teoría física de los átomos.

#### CRISIS Y TRIUNFO DEL SISTEMA PERIÓDICO

Quien siga la evolución de la nueva teoría atómica en los últimos cuatro decenios; quien trate, como nosotros hemos hecho, de abarcar las diversas etapas en sus internas concordancias lógicas, se dará cuenta de lo razonado de esta evolución, comprenderá que raras veces en la historia de una ciencia se ve tan claramente que no obligan la arbitrariedad del investigador, ni el deseo de originalidad a establecer teorías al parecer más allá de todo lo imaginable, que la sana inteligencia del hombre rechaza, sino que, paso a paso, esta evolución ha sido originada por necesidades reales. Puede acontecer alguna vez que el mismo investigador, ante las exigencias de los resultados de sus mediciones, vuelva hacia atrás atemorizado y no se atreva a dar el paso decisivo que ha de echar abajo las ideas antiguas; pero no es posible negar los hechos y hay que seguir hasta el fin, con consecuencia, el camino emprendido. Las proporciones mensurables según las cuales intervienen los diferentes cuerpos en las combinaciones químicas obligaron a admitir los átomos como a los componentes más pequeños de todas las sustancias elementales; obligaron a admitir por vía experimental, otra mente, pues, a como los imaginó hace siglos la viva fantasía de los filósofos griegos, al afirmar que toda materia no es divisible hasta el infinito, sino que está formada por mínimas partes. Los resultados de las mediciones estaban presentes; no podían ser simplemente admitidos, era preciso explicarlos. Y pudieron explicarse de un modo claro e inequívoco. Pronto se vió si esta admisión era acertada: la admisión de la existencia de los átomos había de conducir a deducciones que, finalmente, debían nuevamente manifestarse evidentes

en fenómenos susceptibles de medición. Y en los nuevos resultados de las mediciones así logrados encuentra su justificación una teoría. Paso a paso se hacen a partir de la teoría nuevas mediciones, nuevas observaciones, y sobre ellas otra vez teorías, que aclaran los nuevos fenómenos dentro del concepto que del mundo se forma la ciencia de la Naturaleza. Por todas partes aparecen «enlaces transversales»; así de la teoría molecular de los gases, que es una teoría física, a la teoría atómica química; de ésta a la ciencia de la electricidad y a otras ramas de las Ciencias Naturales. Cada vez más apretada se vuelve la red, y el número de las posibilidades de explicación arbitraria va siendo cada vez más pequeño, porque no está permitida ninguna posibilidad de explicación que incluída en la red no pueda llenar todas las combinaciones. Así, la ciencia de la Naturaleza siguió el camino desde el átomo palpable, fácil de imaginar como una pequeña esfera maciza, hasta el átomo vacío de Bohr, con sus círculos permitidos y prohibidos de electrones, con su complicada estructura de protones, neutrones y electrones.

De fuera hacia dentro avanza la ciencia. Cuando el sistema periódico de los elementos fué establecido por los químicos, resultó que en él existían notables regularidades. Y durante decenios la Química se esforzó en encontrar estas regularidades y en expresarlas de algún modo como leyes naturales. Las regularidades de la Naturaleza se representan por leyes. Pero estas leyes sólo se formulan cuando los hechos las confirman; sin embargo, nadie sabe por qué motivos existen. Y sólo este conocimiento, del por qué existe una ley, del por qué en el segundo y en el tercer períodos aparecen 8 elementos, y en el cuarto y en el quinto 18 elementos de substancias químicamente emparentadas, sólo este conocimiento más profundo nos permite no sólo comprobar, sino realmente comprender esta regularidad. En este sentido fué la nueva teoría atómica un brillante complemento y una profundización en el sistema periódico de los elementos. Ahora que conocemos la estructura de las esferas de electrones, comprendemos también que no es casual que, después de determinados períodos, aparezcan elementos químicos de la misma valencia: es que no puede ser de otra manera. Si no conociéramos el sistema periódico, si hubiésemos establecido nuestros modelos de átomos a partir de los cálculos teóricos de los valores de energía admisibles en el átomo, habría resultado el sistema periódico exactamente en la forma en que lo conocemos.

Esto significa, pues, que el sistema periódico está así asegurado de un modo definitivo y sorprendente.

— Muy bonito — dirá el crítico — ; pero usted olvida algo muy importante. Según su teoría, todos los átomos están formados por electrones y núcleos, y los núcleos a su vez, que representan la verdadera masa del átomo, por protones, es decir, núcleos del hidrógeno y neutrones de masa igual. Pero reflexione usted, para citar sólo un ejemplo especialmente convincente, sobre la estructura del átomo del cloro. El peso atómico del cloro es 35,5 en números redondos. El número de orden es 17. Según su regla debería, pues, el núcleo del átomo del cloro contener 17 protones y tantos neutrones como se deduce de su peso atómico, es decir, 18,5. Dieciocho neutrones y medio en el núcleo del átomo del cloro, esto no puede admitirse, ¿no es cierto?

Indicaremos que tal vez se ha probado que el peso atómico no desempeña el papel que primitivamente se le atribuyó; quizás el peso atómico del cloro no fué determinado con exactitud. Pero nuestro crítico podrá replicarnos:

— El peso atómico del cloro es exactamente 35,457, esto es, se ha determinado hasta tres decimales exactamente (es decir, hasta la milésima de *Rag*, para citar nuevamente este nombre). No cabe una inexactitud: el peso atómico del cloro es exacto, y no puede explicarse por la teoría del átomo. Y luego: ¿no hemos aprendido que diversos elementos pueden tener el mismo peso atómico? (las series de transformación radiactivas) ¿Y que los mismos elementos pueden presentar pesos atómicos distintos? ¿Cómo quiere usted explicar esto con su modelo de átomo? Pero ¿cómo puede subsistir el sistema periódico, si todos los sólidos amonajamientos se derrumban? Usted habla de una grandiosa justificación del sistema periódico; yo hablaría más bien de una crisis decisiva. Ante todo, las transformaciones radiactivas derriban, según mi opinión, todo el sistema; porque el sistema presupone el concepto del elemento invariable, y las transformaciones radiactivas destruyen por completo este firme concepto del elemento.

Bien; esto sólo es aparente, y creemos que nuestro crítico se ha precipitado algo. Sin duda, las transformaciones radiactivas, mediante las cuales de un elemento se origina otro, no concuerdan con este sistema que muestra precisamente que los elementos inalterables, con sus propiedades inalterables, se pueden ordenar sistemáticamente. Si las propiedades no

son ya invariables, si los elementos experimentan mudanzas, toda clasificación sistemática carece de sentido, a no ser que estas transformaciones no sean casuales, y esto es muy importante, sino consecuencia de leyes. Y si esta conformidad a las leyes de las transformaciones se incluye en el sistema, entonces incluso las transformaciones radiactivas constituyen una prueba más acerca de la exactitud del sistema.

Lo que ocurre es lo siguiente. El radio emite una partícula alfa y se desmorona convirtiéndose en radón, que tiene su sitio fijo en el sistema. El peso atómico del radio, 226, disminuye, puesto que el peso de la partícula alfa es 4, en 4 unidades; por lo tanto, el peso atómico de la nueva substancia debe ser 222, y así se ha pesado también. Como una partícula alfa tiene 2 cargas nucleares, la carga del núcleo del radio debe disminuir en 2 unidades, y el nuevo elemento, ya que el radio tiene como número de cargas nucleares y a la vez como número de orden 88, debe tener como número de orden 86, concordándolo nuevamente con los hechos, porque el elemento 86 debe ser, como realmente es, el radón, un gas noble. Del elemento 86 se forma, por emisión de una partícula alfa, nuevamente disminuido en 2 cargas nucleares y en 4 unidades su peso atómico, una substancia con el número de cargas nucleares y de orden 84, y con el peso atómico 218, el radio A, y a partir de éste, el radio B, con el número de cargas nucleares y de orden 82, y con el peso atómico 214. El radio B se desmorona a su vez convirtiéndose en otro elemento, pero no emite partículas alfa, sino partículas beta, esto es, electrones. ¿Cómo podemos imaginarnos este proceso? ¿Podemos conjeturar lo que ha ocurrido?

El electrón que es lanzado por el átomo del radio B no puede ser un electrón externo, pues sabemos que la emisión de un electrón externo no significa más que ionización. Si, pues, el radio B emitiese un electrón externo no se alteraría su substancia, sino que se formaría simplemente un átomo de radio B ionizado (fig. 118). Pero los procesos radiactivos no son, y esto puede probarse, procesos que ocurran en las esferas electrónicas, sino alteraciones en el núcleo del átomo. Pero ¿cómo procede la partícula beta del núcleo del átomo? El núcleo consta de protones y electrones. Los protones son núcleos de hidrógeno simplemente cargados con carga eléctrica positiva, y se caracterizan por no tener ya ningún electrón. Por lo tanto, el electrón no puede proceder del protón. ¿Procedería, quizá, del neutrón?

Consideremos que todos los neutrones del núcleo están formados por un protón y un electrón ; así podremos comprender que, por la acción de potentes energías, este electrón se separe del protón, esto es, que un neutrón se descomponga en protón y electrón, y que este último sea emitido en forma de partícula beta.

Esto explicaría, pues, la radiación beta. Pero ¿qué le ocurre entonces al núcleo del radio B? El electrón fué emitido ; el protón quedó en el núcleo. Esto significa, por consiguiente, que el núcleo posee ahora un protón más que antes. El radio B tenía el número de orden 82, es decir, 82 protones en el núcleo y además el peso atómico 214, lo que quiere decir que junto a los 82 protones había en el núcleo, además, 132 neutrones. Ahora, después del desmoronamiento de un neutrón, quedan 131 neutrones en el núcleo, pero en cambio hay

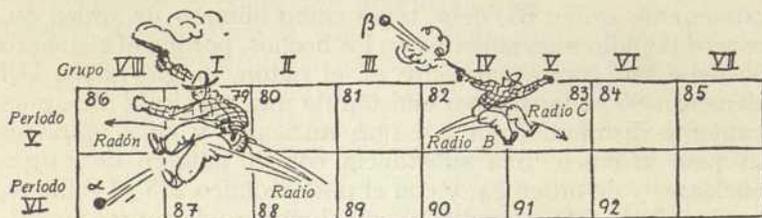


FIG. 118

en él 83 protones con el protón que ha quedado. Por consiguiente, el nuevo elemento formado tiene un número de cargas nucleares superior en 1 y así el número de orden 83. Esto significa que en el sistema periódico ha avanzado un lugar hacia la derecha.

Pero ésta es la regularidad de la descomposición radiactiva, que se ha llamado también *principio de transposición de Fajans-Soddy*. Cuando un elemento emite partículas alfa disminuye su número de orden en 2 y, por consiguiente, retrocede en el sistema periódico en dos lugares hacia la izquierda. Cuando emite partículas beta aumenta su número de orden en 1, y así avanza su número de orden un lugar hacia la derecha. De este modo, de un metal térreoalcalino (radio), por emisión de partículas alfa, resulta un gas noble (radón). Por emisión de rayos beta debería resultar del metal alcalino-térreo radio un metal térreo, el actinio.

Sin embargo, hemos visto que el radio realmente emite lo mismo rayos alfa que rayos beta que rayos gamma. ¿Por qué, pues, del radio sólo se forma radón y no, como debiera ocurrir con la emisión de rayos beta, actinio además? La pregunta puede contestarse fácilmente. De hecho, el radio que irradia espontáneamente, no es puro, pues contiene en estado natural todos sus productos de desmoronamiento; por lo tanto, radón y radio A, radio B, etc. Los rayos beta del radio natural proceden del radio B, que lleva mezclado; el radio, de por sí, sólo emite rayos alfa; por esto no puede transformarse en radón.

Pero todo esto prueba que la regularidad de las transformaciones radiactivas se manifiesta marcadamente en el sistema periódico, y en realidad no significa menoscabo alguno para el sistema, sino más bien la confirmación del mismo.

— ¿Sí? — Nuestro crítico no nos deja en reposo —. Usted decía que el radio B tiene el número de orden 82. Pero una ojeada a nuestro sistema periódico nos enseña que el elemento con el número de orden 82 no es el radio B, sino el plomo, que



FIG. 119

carece en absoluto de radiactividad. Según el cálculo todo concuerda bien, pero en realidad el sitio para el elemento B está ya ocupado por el plomo; ¿cómo quiere usted intercalar su radio B en el sistema? Y ¿dónde pondremos, sobre todo, estas singulares especies de plomo con sus pesos atómicos 206, 207 y 208 que hemos encontrado como términos finales radiactivos? ¿Tal vez todos, como el radio B y el plomo con el peso atómico 207,22, en la casilla que lleva el número de orden 82? ¡Me parece que la crisis del sistema periódico más bien ha empeorado!

— Sí; ¿que dónde vamos a colocar las diversas clases de plomo? Todas ellas son sin duda alguna plomo, y, sin embargo, todas tienen pesos atómicos diferentes. Como la diferencia está en el peso atómico, y el núcleo con sus protones y neutrones lo determina, tal vez se diferencien en la composición del núcleo. En este caso, como el número de cargas nucleares en las tres especies de plomo es el mismo, el plomo de peso atómico 207 debería tener un neutrón más en el núcleo que el plomo de peso atómico 206, y el plomo de peso atómico 208 tendría entonces 2 neutrones más. La carga nuclear no aumenta de este modo y, no aumentando, tampoco

varía nada en la estructura de las esferas electrónicas. Y esto significa que tampoco varían las propiedades químicas, porque, según ya vimos, la armazón de electrones es la que las determina. Por consiguiente, a pesar de ser diferentes los pesos atómicos, las propiedades químicas son iguales y el elemento es el mismo.

Nuestro crítico queda satisfecho, pero sonrío y dice:

— ¿Y qué ocurre con el plomo «natural», con el de peso atómico 207,22? ¿Contiene tal vez uno y un quinto más de un neutrón que el plomo 206?

También aquí hay una salida, que a primera vista parece muy atrevida. Nosotros no determinamos el peso atómico de un elemento en el átomo aislado, sino siempre en un número enorme de átomos. Como ya sabemos que existen tres especies de plomo de pesos atómicos diferentes, fácilmente podemos imaginarnos que en el gramo de plomo que utilizamos para la determinación del peso atómico existen las tres especies de plomo. Teníamos, pues, para tomar algunos números como ejemplo, en nuestra muestra de plomo, 4 trillones de átomos, de los cuales 1 trillón pertenecía al plomo 206, 1 trillón al plomo 207 y 2 trillones pertenecían al plomo con el peso atómico 208. Como las relaciones no varían, podemos prescindir tranquilamente de los trillones; tenemos siempre 1 átomo de plomo 206, 1 átomo de plomo 207 y 2 átomos de plomo 208 juntos. El peso total de los 4 átomos sería 829; y si 4 átomos pesan 829, entonces 1 átomo pesará la cuarta parte de este peso total, o sea 207,25. El peso atómico hallado es 207,22, es decir, muy aproximado al número encontrado para nuestra mezcla imaginada a capricho. Aunque nuestro cálculo grosero no es bien concordante, sin embargo nos enseña cómo podemos considerar los pesos atómicos que no son números enteros: estas substancias consisten en una mezcla de diferentes especies de átomos.

Por ejemplo: el cloro tiene el peso atómico 35,5; consideremos que siempre existan juntos 1 átomo de cloro de peso atómico 37 y 3 átomos de cloro de peso atómico 35; en este caso la determinación del peso de 4 átomos de cloro daría un peso total de 142, y la cuarta parte sería, pues, 35,5.

Esto parece muy bien; pero con todo podríamos pensar que se ha establecido una teoría demasiado arbitrariamente. Es necesario que, finalmente, estas teorías se demuestren, ya que tales determinaciones de pesos atómicos nada prueban, porque la teoría sólo fué establecida para explicar los pesos

atómicos. Sólo nos enseñan que puede ser así, ¡pero no que realmente sea así!

Por lo tanto ¡vengan pruebas!, y estas pruebas sólo pueden tenerse con experimentos. ¿Hay un camino para demostrar experimentalmente que existen átomos de diferentes especies, no sólo de plomo, sino también de cloro? El inglés Aston lo ha encontrado. Sabemos que si recorre el espacio una partícula cargada eléctricamente, la podemos desviar de su dirección recta mediante un campo eléctrico o magnético. De este modo las partículas alfa que se mueven más lentamente se desviarán menos que las rápidas partículas beta. Ya antes decíamos de este hecho que las partículas alfa debían ser más pesadas que las partículas beta, porque a igual velocidad es evidente que las partículas más pesadas se desviarán menos que las más ligeras. Este principio puede aplicarse ahora a los átomos. Si una determinada cantidad de cloro o de otra substancia está formada por átomos de

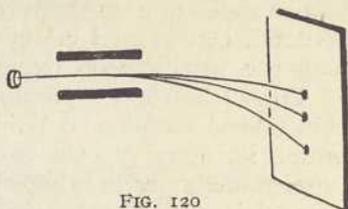


FIG. 120

pesos diferentes, y si logramos producir artificialmente con átomos de estos elementos «rayos de átomos» (\*), entonces al pasar estos rayos por campos intensamente eléctricos o magnéticos debe aparecer una desviación, que no será igual para todos los componentes de la substancia: los átomos más pesados se desviarán menos que los más ligeros, y de esta manera se pueden separar unos de otros en caso de existir los componentes de peso distinto (fig. 120). Pero Aston lo ha logrado, y ha podido demostrar fotográficamente que la mayor parte de los elementos está formada por tales mezclas de átomos de pesos distintos: ha obtenido *espectros de masas* de las substancias, como un prisma da el espectro de la luz solar, y así ha demostrado, sin duda alguna, que la suposición de la existencia de átomos de peso diferente, que forman los correspondientes elementos, no es una fantasía, sino una verdad demostrable.

Ahora comprendemos cómo pueden aparecer elementos iguales, pero con pesos atómicos distintos. Esta propiedad recibe el nombre de *isotopía*, y los elementos que pertenecen

(\*) Esto es, haces de radiaciones corpusculares formadas por átomos. — N. del T.

« al mismo lugar » del sistema periódico por su naturaleza química y por su número de orden se llaman *isótopos* (de igual sitio). Por lo tanto, los isótopos sólo se diferencian por el número de neutrones incluidos en el núcleo y, por consiguiente, por su peso. Las diferencias entre los pesos no son en general, naturalmente, muy grandes, pues en el plomo el isótopo 207 sólo se diferencia del isótopo 206 en  $\frac{1}{206}$  del peso atómico del segundo isótopo. Pero en el hidrógeno, cuyo peso atómico es sólo 1 en número redondo, la inclusión de un neutrón en el núcleo debió ser causa de que se doblase el peso atómico, y este isótopo del hidrógeno es el famoso « hidrógeno pesado », de peso atómico 2. El núcleo del hidrógeno pesado se llama *deuterón*, y en realidad se pudo demostrar después que un deuterón se desdobra en un protón y un neutrón, con lo cual la suposición teórica ha encontrado una brillante justificación experimental.

Con el hidrógeno pesado se puede obtener por combinación con el oxígeno, del mismo modo que con el hidrógeno ordinario, agua, y esta agua es la famosa *agua pesada*, de propiedades muy notables. Tiene un punto de ebullición diferente del que presenta el agua ordinaria; al parecer ejerce acciones muy distintas sobre los seres vivos, y así constituye un medio de investigación muy importante en biología. El agua natural contiene agua pesada en la proporción de 5000 : 1. Que el agua pesada, y sobre todo el hidrógeno pesado, tengan propiedades muy diferentes de las del agua y del hidrógeno ligeros, se explica fácilmente: la variación de las propiedades físicas en los elementos pesados, a causa de la introducción de un neutrón, debe ser muy pequeña, porque el neutrón, según vimos, sólo hace variar poco el peso, pero en el hidrógeno lo dobla, y con ello también produce una variación mucho más visible en las propiedades físicas de este elemento.

La transformación natural de los elementos nos enseñó que los átomos no son estables, sino que pueden desmoronarse. Nos enseñó también, con la más amplia visión teórica, que son huecos y que se parecen a diminutos sistemas planetarios, en los cuales minúsculos electrones giran alrededor de un núcleo, como los planetas alrededor del sol. Por medios adecuados, por ejemplo con rayos alfa, se puede arrancar a uno de estos sistemas de átomos un electrón externo, se puede ionizarlo. La pregunta era interesantísima: ¿Se podría también alterar artificialmente el núcleo? Imaginémosnos que

a un gigante de un supermundo se le ocurriese destruir nuestro sistema solar. Entonces probablemente cogería uno cualquiera de los cuerpos celestes y lo lanzaría con gran furia contra el sistema solar, como un jugador de bolos lanza su bola contra ellos. Entonces, o bien podría sólo hacer blanco en un planeta externo separándolo de su ruta (el sistema solar quedaría en este caso ionizado), o bien podría ser más afortunado y hacer blanco con gran furia en el mismo sol. ¿Qué ocurriría entonces? Probablemente, el cuerpo celeste utilizado como proyectil quedaría pegado al sol, o lo rompería en trozos si fuese bastante grande y su velocidad suficiente; o bien, con la fuerza del choque arrancaría una parte del sol, y él seguiría su camino. Todo esto podría ocurrir si se consi-

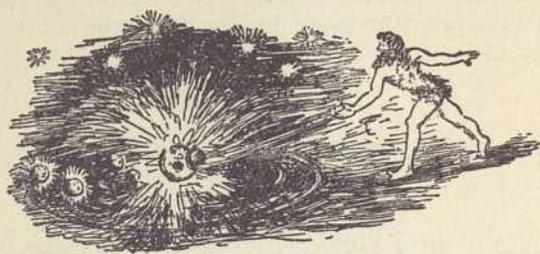
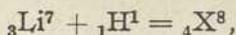


FIG. 121

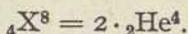
guiese disparar proyectiles bastante pequeños y con suficiente velocidad contra un sistema de átomos.

Ahora bien; nosotros disponemos de proyectiles de esta clase. Por una parte, las partículas alfa, que son núcleos de átomos; luego los protones, y finalmente los neutrones, a los cuales con medios adecuados podemos dar gran velocidad y dispararlos contra sistemas de átomos. La partícula alfa y el protón poseen una carga eléctrica que es igual a la del núcleo atómico atacado. Puede muy bien ocurrir que en la proximidad de un núcleo sean desviados como las partículas alfa en nuestra suposición, que ya presentan un ángulo marcado al final de su camino, de modo que no llegan siquiera a tocar el núcleo. Por el contrario, los neutrones que no tienen carga alguna pueden acercarse mucho más al núcleo, y con ellos hay muchas probabilidades de hacer blanco en un núcleo atómico. Pero también los protones y sobre todo los núcleos del hidrógeno pesado, los deuterones, consiguen hacer blancos, y resulta en todos los casos que el átomo verdade-

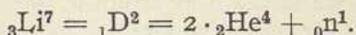
ramente alcanzado se altera, que, por consiguiente, podemos transformar artificialmente los elementos, desmoronar los átomos y con ello alterarlos. Así se atacó a los átomos de litio, por ejemplo, con protones. El litio tiene el peso atómico 7 y la carga nuclear 3. Un protón tiene el peso 1 y la carga nuclear 1. Si, pues, 1 protón penetra en un núcleo de litio, se debe formar un núcleo de peso atómico 8 y con la carga nuclear 4. El berilio tiene el número 4, como carga nuclear, pero el peso atómico 9. ¿Será el nuevo elemento formado un isótopo del berilio? Pero resultó otra cosa. Queremos expresar el proceso en forma de igualdad, que escribimos de la misma manera que las igualdades de las transformaciones químicas (\*), sólo que añadiremos en la parte superior derecha del símbolo, como exponente, el peso atómico, y abajo y a la izquierda, como índice, el número de carga y de orden. Por lo tanto :



y esta X se descompone en seguida en 2 átomos de helio :

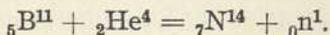


Atacando el litio con deuterones, se debería formar un elemento de peso atómico 9 (el deuterón tiene por peso 2) y de número de orden 4. Este sería el verdadero berilio, pero el proceso es algo distinto.



El nuevo elemento formado se descompone en seguida en 2 átomos de helio y 1 neutrón.

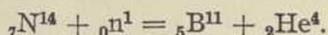
Si atacamos al boro con rayos alfa, esto es, con núcleos de helio, se forman nitrógeno y rayos de neutrones. La igualdad nos lo explica igualmente en seguida :



La suma de los pesos atómicos, así como la de los números nucleares a ambos lados del signo igual deben ser las mismas, del mismo modo que los pesos atómicos en las igualdades químicas.

El último proceso, por lo demás, también puede invertirse, puesto que existe otro según la igualdad :

(\*) Es decir, las ecuaciones químicas. — *N. del T.*



Así, atacando al nitrógeno con neutrones, se forman boro y helio.

Vemos cómo la práctica experimental siempre nos da nuevas pruebas de la exactitud de la teoría atómica, cómo podemos dar saltos en el sistema periódico, añadir piedrecillas de construcción y quitar otras, y cómo los nuevos elementos formados siempre se adaptan de nuevo, exactamente, a las regularidades del sistema:

Y también se puede disparar con rayos gamma, que son de muy corta longitud de onda, y así aparecen nuevas piedras de construcción atómica, a las que vamos a referirnos, esto es, las unidades de la electricidad positiva, desprendidas de la materia. Se llaman electrones positivos o *positrones*, correspondiendo en absoluto en carga y en masa a los electrones negativos.

Pero puede acontecer que un núcleo de átomo, que ha sido alcanzado por uno de nuestros proyectiles, sea tan fuertemente sacudido que no se conforme con perder una partícula nuclear. Ha recibido un golpe tan fuerte, que queda quebrantado en sus sólidos fundamentos y sigue desmoronándose de por sí, aun cuando no le alcancen nuevos proyectiles. Entonces tenemos de súbito ante nosotros elementos que se desmoronan espontáneamente, como se desmoronan el urano y el radio. Este fenómeno se llama *radiactividad artificial*.

Si atacamos al boro con rayos alfa, se forma nitrógeno; pero éste no es estable, sino que emite positrones, siendo por lo tanto radiactivo artificial. Si atacamos al magnesio con neutrones, se forma sodio; pero éste emite rayos beta y rayos gamma, por lo cual es también radiactivo artificial. Así se pueden activar artificialmente innumerables elementos, sirviendo como proyectiles los protones y los deuterones, las partículas alfa y los neutrones. Y, según sean los proyectiles empleados, aparecen en los mismos elementos, como se comprende, otras transformaciones, son emitidas otras partículas y se forman otros elementos radiactivos.

Desde este punto de vista todo el sistema periódico se convierte en una unidad, y estos resultados experimentales demuestran evidentemente que, en realidad, todos los elementos están constituidos por los mismos componentes fundamentales, protones y neutrones. Añadimos protones, in-

troducimos neutrones, y podemos calcular previamente qué elementos deben formarse. Añadimos y restamos en el sistema periódico como en una tabla de calcular, intercalamos piedrecillas de construcción y separamos otras, y, si se adaptan los correspondientes electrones alrededor de los núcleos resultantes, entonces aparecen nuevos elementos. Ninguna de estas innumerables transformaciones sale del sistema, y así ellas, que amenazaban ponerlo todo él en peligro, constituyen precisamente la prueba decisiva de su exactitud. Si damos una ojeada a todo su conjunto, si pudiésemos abarcar con una mirada todas las profundidades y bellezas de la teoría atómica moderna, entonces podríamos exclamar admirados como Fausto :

«¡Cómo se enlaza todo en el conjunto,  
lo uno en lo otro actúa y vive!»

Es como si un arquitecto quisiera construir una hermosa casa y de todas partes le llevasen piedras de construcción. Piedras que los canteros aislados, sin saber nada del edificio, habrían labrado para él en su taller. Y cuando estas piedras llegan, cuando el arquitecto las quiere utilizar, entonces se ve cuán admirablemente se adaptan, como si hubiesen sido hechas a medida por encargo. Los físicos y los químicos, los astrónomos y los geólogos, todos han contribuido con los conocimientos que en sus respectivas especialidades han adquirido, y todos se juntan para formar un grandioso y admirable edificio: la ciencia de la composición de la materia; la ciencia de la estructura del átomo.

Y así nos encontramos realmente en el umbral de una nueva era, en la que todas las ciencias colaboran y en la que rebasan las fronteras artificiales que las separan, y trabajan unidas en un edificio que proporciona a todas una base fundamental: la doctrina de los átomos como piedras constructivas de las substancias.

---



## Las mezclas

### Mal mezclado y bien mezclado

Tenemos delante de nosotros, en la mesa, dos barajas. El gran montón de la izquierda contiene los bastos, espadas y copas, y el montón más pequeño de la derecha todos losoros. Queremos barajar todos losoros en las dos barajas. Después de un par de intentos, examinamos las barajas y miramos cómo están repartidos losoros. «Mal barajado», dice el jugador crítico. Todavía siguen encontrándose dos, tres y hasta cuatrooros juntos. Por lo tanto barajamos nuevamente, hasta que una nueva inspección demuestra que ahora ya no se encuentran juntos dosoros. «Bien barajado», dice el jugador aprobando la mezcla, y el juego puede principiar.

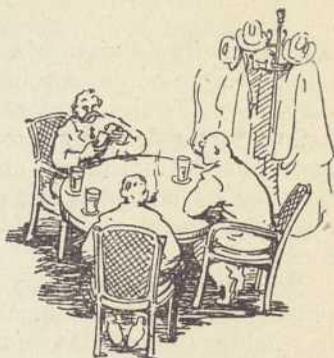


FIG. 122

Cuando en la Primera parte de este libro hablamos de las mezclas de las substancias, las diferenciamos según el estado de agregación de medio y fase, y luego según el tamaño de las partículas que entraban en la mezcla. La diferencia según el tamaño de las partículas debió quedar incompleta; y si bien permitía distinguir entre mezclas groseras, suspensiones y emulsiones por una parte y soluciones por otra, y entre ambos grupos las soluciones coloides, no se podía expresar bien lo que se entendía propiamente por muy pequeñas partículas, que para la obtención de tales mezclas se mezclan entre sí. Ahora conocemos estas partículas de substancia y sabemos que todas las substancias están formadas por moléculas. Podemos formular la pregunta de si

en las mezclas las moléculas de diferentes sustancias están bien mezcladas entre sí, o bien, como en los naipes mal barajados, si las moléculas siguen todavía formando grandes montones, es decir, si la mezcla está mal hecha o bien hecha, considerando como mezcla ideal aquella en que las moléculas de las dos sustancias están bien interpuestas, sin que haya aglomerados de moléculas de una misma especie.

Que las mezclas groseras, como las mezclas de arena o como las mezclas bien removidas de polvos de hierro y de azufre, en concepto molecular, no están bien hechas, es cosa evidente: podemos distinguir claramente las partículas

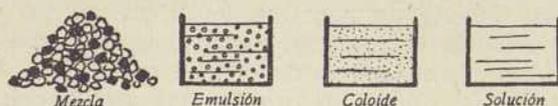


FIG. 123

aisladas a simple vista o a lo menos con auxilio de una lente o de un microscopio. Aquí se trata, pues, en realidad, de montones de moléculas; y considerando las relaciones de los tamaños, se puede decir que aquí están estratificadas y rotas montañas de moléculas, como en un monte muy quebrado. También en las finas suspensiones y emulsiones todavía las partículas están constituidas por un gran número de moléculas.

Sólo en llegando a los coloides nos encontramos en los límites del mundo molecular. Asimismo la mayor parte de los coloides son mezclas de montañas de coloides en un líquido; pero existen moléculas orgánicas tan grandes que cada una alcanza el tamaño de las partículas coloidales. En las soluciones coloides de tales moléculas gigantescas (en Química orgánica existen realmente moléculas formadas por miles de átomos) se encuentran, pues, las correspondientes sustancias verdaderamente divididas hasta las moléculas y bien mezcladas. Todavía daremos un paso más allá en el mundo de las moléculas al considerar las verdaderas soluciones, que corresponden al ideal de los naipes bien barajados.

También aquí hemos de considerar la otra división, es decir, la clasificación según el estado de agregación del medio y de la fase. En las mezclas sólidas, la partición no va más allá

de los montones de moléculas. Otra cosa ocurre con los gases. Sabemos que en los gases las moléculas de la substancia se mueven libremente; que en un gas la partición de la substancia ha llegado hasta quedar suelta la molécula aislada; esto es precisamente lo que caracteriza al estado gaseoso. Si ahora mezclamos dos gases uno con otro, por ejemplo, el oxígeno con el nitrógeno para formar el aire, entonces esta mezcla es perfecta; las moléculas sueltas de las dos substancias están tan bien mezcladas unas con otras como los naipes bien barajados de una baraja. Nunca encontramos aglomeraciones de varias moléculas de la misma substancia. Los gases, por lo tanto, también pueden mezclarse unos con otros en todas proporciones.

Pero los gases con los líquidos ya no se mezclan en todas proporciones. Para todo líquido y para todo gas existe un límite máximo de suscepción que, ciertamente, depende en alto grado de la presión y de la temperatura. Tales mezclas de gas y líquido siguen generalmente la ley de Henry, según la cual el poder absorbente de un líquido para un gas es proporcional a la presión a que el gas está sometido. Si empleamos, pues, una presión fuerte, podemos mezclar mucho gas con un líquido, o bien, como quiera que el gas no puede estar en un líquido más que dividido en estado molecular, podemos decir asimismo: podemos disolver mucho gas en el líquido. Si, por ejemplo, disolvemos con presión dióxido de carbono en agua — agua de Seltz o agua carbónica — al abrir la botella y disminuir la presión el gas se escapa nuevamente. Con poca presión el agua puede disolver menos dióxido de carbono que cuando la presión es mayor. Por otra parte, un gas se disuelve mejor en un líquido frío que en un líquido caliente. Si vertemos agua, por ejemplo, de la cañería, de donde suele salir fría, en un vaso y lo dejamos en una habitación templada, el agua se calienta, su poder disolvente del aire disminuye y se desprende el exceso de aire disuelto: vemos aparecer burbujas en la pared del vaso, que ascienden lentamente a la superficie, y allí desaparecen.

Una mezcla gaseosa es un todo homogéneo, y ejemplo de ello es el aire. Se comprende esto si consideramos que las leyes de los gases dependen sólo del número de moléculas de los mismos, no de su especie. Los gases presentan por esta razón la singular propiedad de que, en la mezcla de dos, cada uno de ellos se comporta como si estuviese completamente solo. En otras palabras: las propiedades de una mezcla de gases

pueden deducirse de las propiedades de los dos gases que la forman por simple suma. Si mezclamos dos líquidos entre sí, que sean del todo mezclables uno con otro (recordamos ahora que no todos los líquidos pueden mezclarse en cualquier proporción; por ejemplo: aceite y agua, éter y agua), entonces resulta un líquido homogéneo; pero sus propiedades no se pueden deducir simplemente de las propiedades de los líquidos que forman la mezcla. Aquí han ocurrido procesos que han producido un cambio. Entre las moléculas de las dos sustancias deben de haber actuado fuerzas que influyen en todo el conjunto, dándole otras propiedades nuevas. También dos líquidos presentan la propiedad de la *difusión* que nos es ya conocida en los gases. Si ponemos cuidadosamente los dos líquidos uno sobre otro formando dos capas, de modo que quede entre ambos una superficie de separación bien marcada, pronto observamos que este límite desaparece: los dos líquidos se compenentran, porque sus moléculas están en movimiento y atravesando la zona de separación penetran unas en la masa del otro líquido.

Las mezclas más importantes son las de cuerpos sólidos en sustancias líquidas. Son importantes porque así las sustancias sólidas pasan a un estado análogo al líquido, pasan a un estado en el cual son especialmente accesibles a las reacciones químicas. Por lo tanto, debemos fijar nuestra principal atención en estas mezclas de sustancias sólidas con líquidos. Sólo como complemento indicaremos que también existen las llamadas «soluciones sólidas», mezclas en las cuales sustancias sólidas o sustancias gaseosas están disueltas en un medio sólido. Se pueden incluir en ellas muchas *aleaciones*, en las cuales dos sustancias, es decir, dos metales, se compenentran completamente. Finalmente, corresponden a este grupo los llamados *cristales mixtos*. Se ha observado que sustancias que tienen una composición química análoga también cristalizan en formas análogas. Y en verdad esta analogía es tan pronunciada que estos cristales pueden compenentrase. Así, el cloruro sódico NaCl, y el bromuro sódico, NaBr, forman cristales mixtos en los cuales no se encuentran alternativamente partículas de cloro y partículas de sodio, como en un cristal de sal común, sino que a menudo una partícula de cloro está sustituida por una partícula de bromo. También aquí se habla de soluciones: de soluciones sólidas.

Las verdaderas soluciones y, entre las líquidas sobre todo, las soluciones acuosas, son las representantes más importantes de las mezclas, cuyo estudio permite conocer una multitud de hechos químicos importantes; por este motivo ofrecen un gran interés para deducir las leyes de las reacciones químicas. A su lado ha aparecido en los modernos tiempos, como segundo en importancia, el grupo de los coloides.

Si echamos cristales de sal común o de azúcar en agua, los cristales se disuelven. Pero ni siquiera hace falta que se agite, sino que la disolución se efectúa por difusión, poco a poco y por completo, aun sin ninguna intervención externa. El conjunto resultante, la «disolución», no es una simple mezcla, sino una mezcla homogénea. Tiene sabor salado o dulce y la vemos homogénea en todas sus partes. Sabemos ya que también aquí existe un límite para el poder disolvente, que una determinada cantidad de agua no puede disolver cualquier cantidad de sal común o de azúcar. Al llegar a un determinado punto la solución está saturada; si entonces echamos más sal y agitamos, ésta cae al fondo sin disolverse. Pero una solución saturada de sal común puede todavía disolver azúcar; la saturación sólo es válida para una substancia determinada.

La cantidad de substancia que una cantidad de líquido puede disolver hasta llegar a la saturación depende de la temperatura. Así, por ejemplo, el nitrógeno se disuelve en agua caliente mejor que en agua fría. Cuando una cantidad de agua disuelve mucha substancia hasta cerca del límite de saturación, decimos que la solución es *concentrada*; en otro caso la llamaremos *diluida*. Por «concentración» de una solución entendemos la cantidad en gramos de la substancia contenida en 1 litro de solución (pero no en 1 litro del disolvente).

La solución así formada posee ahora, exactamente como una mezcla de líquidos, propiedades distintas de las de ambas substancias primitivas. No es, como hicimos notar, una simple mezcla, sino que roza ya el límite de las combinaciones. Por el cambio de las propiedades debemos probar a reconocer la esencia del proceso de disolución y la naturaleza del mismo.

Primero un ensayo muy importante.

Tomemos una célula (un pequeño vaso) de arcilla cocida sin barnizar, cuyos poros están recubiertos de una delgada película. Si este vaso de arcilla lo llenamos de una solución

acuosa de azúcar, las partículas de azúcar no pueden atravesar los poros, pero sí los atravesará el disolvente, el agua. Cerramos el vaso con un tapón de caucho atravesado por un tubo de vidrio que penetra en la solución. Introducimos la célula así dispuesta en un gran vaso de vidrio que contenga agua (fig. 124). ¿Qué ocurre? Sabemos que los líquidos tienen la propiedad de la difusión. ¿Se difundirá el agua de la célula pasando al vaso grande lleno de agua? Si hubiésemos dejado la célula de arcilla en su estado poroso natural, la solución

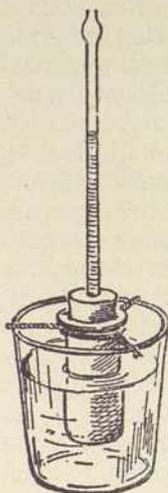


FIG. 124

se habría difundido a través de la célula y paulatinamente habría pasado al vaso grande. Ahora las partículas de azúcar no pueden atravesar las paredes de la célula, pero sí las partículas de agua. Si observamos nuestra célula durante un rato, vemos que el agua asciende lentamente en el tubo vertical. Pero esto sólo puede significar que ahora hay más líquido en la célula, lo cual a su vez quiere decir que el agua del vaso grande se difunde en la célula más que no el agua de la célula en el vaso grande. Como la columna de agua en el tubo vertical es empujada hacia arriba, debe de haber en la célula una presión mayor. A una determinada presión cesa el ascenso de la columna de agua, y entonces hay equilibrio; en este momento entra por difusión en la célula tanta agua como sale de ella. Entonces hay en la célula una presión mucho mayor que en el vaso

grande. Este exceso de presión se llama *presión osmótica*, y el conjunto del fenómeno recibe el nombre de *ósmosis*.

Esta presión osmótica, cuando se trata de soluciones diluídas, es proporcional a la concentración. Una solución de azúcar al 4 % tiene, por lo tanto, doble presión que una solución al 2 %. Pero la presión osmótica depende también de la temperatura y, en verdad, siguiendo una ley que dice: para todas las substancias disueltas la presión osmótica crece proporcionalmente a la temperatura, de modo que, subiendo la temperatura  $1^\circ$ , la presión aumenta en  $\frac{1}{273}$  del valor que tenía a  $0^\circ$ . Esto es realmente muy notable, pues esta ley corresponde exactamente a la ley del cambio de la presión en un gas cuando la temperatura sube de  $1^\circ$ . También en este caso el cambio corresponde a  $\frac{1}{273}$ . Podemos, pues, de-

cir: una substancia en disolución ejerce la misma presión que si llenase el mismo volumen en estado gaseoso. Pero como el estado gaseoso consiste en una división de la substancia hasta quedar las moléculas sueltas, así también una substancia disuelta, que está sujeta a la misma ley, debe tener en la solución las moléculas sueltas. Las substancias sólidas disueltas en el agua se encuentran pues, como los gases, en forma de moléculas aisladas, y por lo tanto la mezcla es completa.

Pero también algunas otras propiedades de las soluciones requieren todavía explicación. Así, la tensión del vapor de una solución es menor que la del disolvente. El punto de ebullición de la solución es más elevado; el punto de solidificación, más bajo, y estas variaciones, sobre todo las del punto de ebullición y del punto de solidificación, son tan regulares que a partir de ellas puede calcularse el peso molecular de la substancia disuelta. Además, al disolverse una substancia sólida en un líquido varían tanto el volumen como la temperatura. Si disolvemos sal común en agua se nota enfriamiento. El volumen de la solución es menor que el del agua y de la sal juntos, y hasta menor que el volumen del agua sola.

Pero lo más importante es que las soluciones presentan determinados fenómenos eléctricos. Si pongo en nuestro aparato de Hofmann, con el cual descompusimos el agua mediante la corriente eléctrica, agua químicamente pura y hago actuar la corriente, nada ocurre; el agua químicamente pura no conduce la corriente, o muy poco. Pero si disuelvo en esta agua algo de sal, la solución conduce en seguida la corriente; si disuelvo azúcar no la conduce. Por consiguiente, determinadas soluciones conducen la corriente eléctrica, pero no la conducen como los metales, que con ello no se alteran en su substancia, sino que las soluciones, con el paso de la corriente eléctrica, se alteran químicamente. Estas soluciones que conducen la corriente se llaman *electrolitos*. La solución de sal tiene, pues, propiedades electrolíticas; la solución de azúcar, no. Al parecer, en la disolución de ciertas substancias ocurren fenómenos que explican tanto el hecho de la descomposición química producida por la corriente como también, sobre todo, la conductibilidad eléctrica, y hemos de probar de comprenderlos, porque con ellos se conocerá lo esencial respecto de la naturaleza de una solución.

### Los caminantes sufren los efectos de la corriente

Nuestro químico nos ha llamado otra vez a su laboratorio, y los dos estamos junto a él, que, como la primera vez que estuvimos en este local, ha dispuesto ante nosotros un aparato Hofmann para descomposición del agua. Y una vez más, con su ayuda, aprendiendo y aun descubriendo, vamos a entrar en un importante campo de la Química; hemos de aprender cosas nuevas sobre la composición de las sustancias y sobre el comportamiento de unas con otras, y de este modo acercarnos un paso más a los secretos de la formación de la

materia. El tema que nos ha propuesto es: «Naturaleza de una solución y esencia de la acción electrolítica».

—En vez de agua tenemos esta vez una solución de sal común — dice el químico, mientras abre el conmutador que da paso a la corriente—. Sabemos que la sal común ( $\text{NaCl}$ ) está en la solución dividida hasta sus mo-



FIG. 125

léculas aisladas. Echamos el cristal de  $\text{NaCl}$  en el agua y el cristal desaparece. ¿Cómo podemos explicar este proceso?

En una gran plaza de la ciudad hay una enorme multitud apretada, que se encuentra en estado de continua agitación, sin moverse, no obstante, en conjunto, de su sitio. Esta plaza con esta muchedumbre es la imagen de nuestro líquido. En esta plaza entra ahora un grupo de hombres formando una columna cerrada. Los hombres están disciplinados. Llevan delante el capitán y avanzan con mucho orden en filas cerradas, como un pequeño bloque macizo. A este grupo de hombres es comparable nuestro cristal de  $\text{NaCl}$ . Este grupo de hombres penetra en la multitud de la plaza, empujando y abriéndose paso. ¿Qué ocurrirá? El orden queda pronto alterado y, a los pocos metros, el grupo queda deshecho; los hombres que lo formaban «flotan» desperdigados en la masa, cada uno de por sí, buscando la manera de seguir adelante. El cristal de sal común, de la misma manera,

al penetrar en el líquido se deshace y reduce a moléculas sueltas. Las moléculas de  $H_2O$  descomponen el perfecto orden del cristal. Por todas partes flotan ahora las moléculas de sal común entre las moléculas del agua. Y si determinamos el punto de ebullición de la solución, será más elevado que el punto de ebullición del agua pura; tan elevado que, a partir de él, podemos determinar el peso molecular de la sal común. No necesitamos efectuar aquí prácticamente esta determinación, porque en este momento no nos interesa conocer con exactitud el peso molecular del  $NaCl$ . Sabemos que así podríamos hallarlo. Na tiene el peso atómico 23; Cl el peso atómico 35,5. Pero si en realidad hiciésemos el ensayo, sufriríamos una gran desilusión: el peso molecular encontrado sería aproximadamente la mitad del calculado sumando los dos pesos atómicos.

— ¿No concuerda, pues, el método en la sal común? — pregunto.

El químico sonríe.

— La pregunta no está bien formulada — dice —. El método concuerda, porque se funda en un concepto exacto de la naturaleza de las soluciones. Si en la sal común el número encontrado es menor que el esperado, debe haber razones especiales que expliquen esta divergencia. Y estos motivos debemos averiguarlos.

— Lo malo es que los valores hallados son menores que los calculados — dice mi compañero —. Yo me habría podido imaginar que fuesen mayores, que las moléculas de sal común no estuviesen aisladas en la solución, sino reunidas constantemente por grupos de dos o de tres. En este caso podrían resultar naturalmente números mayores. Pero ¿más pequeños?

— El camino por donde usted busca la explicación es justo — dice el químico animado —. Debe usted tener el valor de seguir por él.

Mi compañero reflexiona.

— Los valores son más pequeños; esto sí que no me lo sé explicar — dice luego desorientado.

— Los valores son aproximadamente la mitad de los esperados. Pero cada molécula de sal común consta de dos átomos. Si las moléculas estuviesen siempre unidas de dos en dos, los valores deberían ser aproximadamente dobles. Pero como son aproximadamente la mitad ...

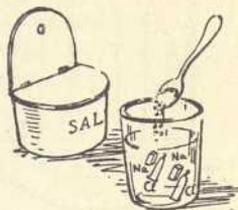


FIG. 126

— Esto significaría..... ; pero no, no puede ser.

— Hay que tener el valor de llevar adelante los pensamientos cuando es necesario — dice el químico.

— Esto significaría, pues — dice mi compañero —, que las moléculas están descompuestas. Y como las moléculas sólo se pueden descomponer de una manera, las moléculas de sal común deben estar descompuestas en sus átomos. De este modo se duplica el número de partículas de la substancia disuelta en el líquido, y los valores encontrados para los pesos moleculares deben ser aproximadamente la mitad. Esta suposición explica bien la divergencia observada.

— Pero esto no puede ser — exclamo excitado —. Si echamos un trocito de sodio en el agua, actúa, como hemos visto, con gran violencia sobre el agua. Se desprende hidrógeno y se forma lejía de sosa, según la igualdad

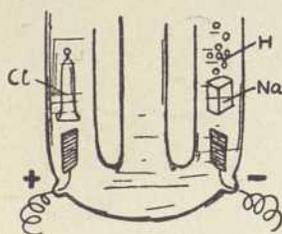
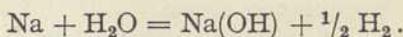


FIG. 127

Pero en una solución de sal común no se aprecia esta acción violenta ni se observa descomposición de agua y desprendimiento de hidrógeno; por consiguiente, las moléculas de

sal común tampoco pueden en la solución estar descompuestas en átomos de cloro y de sodio. ¡Cómo tendría gusto de sal el agua salada si en ella no hubiese nada de sal en disolución, sino que flotasen en ella átomos libres de sodio y átomos libres de cloro! No, la suposición no puede ser justa.

Esperamos la aclaración del químico, pero éste no hace más que encogerse de hombros.

— Dejaremos la pregunta en suspenso — dice —. Volvamos a nuestro aparato Hofmann. La corriente ha pasado a través de la solución. En el polo positivo se ha desprendido un gas verdoso: es cloro. Pero en el polo negativo apareció exactamente como en nuestra primera descomposición del agua, hidrógeno. ¿De dónde procede este hidrógeno ahora?

— Del agua — digo yo.

— Bien, del agua. Pero ¿por qué aparece entonces cloro en el polo positivo, y no como antes oxígeno?

— Porque hemos descompuesto una solución de sal común — opina mi compañero —. El cloro procede de la sal común.

— Y ¿dónde queda el sodio? No, no es como usted piensa. Cuando hacemos pasar la corriente a través de la solución de sal común se separa cloro en el polo positivo, y sodio en el polo negativo. Y como, según usted mismo afirmaba, el sodio actúa con violencia sobre el agua, este sodio formado en el polo negativo la descompone en seguida, se forma lejía de sosa, queda hidrógeno en libertad y éste se desprende. Por consiguiente, los átomos de cloro, al pasar la corriente a través de la solución se reúnen en el polo positivo, y los átomos de sodio en el polo negativo (fig. 127).

— Esto significaría, pues, que las moléculas de la sal común están descompuestas en átomos de Na y de Cl, y que al pasar la corriente se ponen en movimiento y se dirigen a sus respectivos polos.

— ¿Pero por qué viajan los átomos a través del líquido? — pregunta mi compañero —. Esto sólo pueden hacerlo si son atraídos por los polos. Por lo tanto, deben poseer cargas eléctricas. Los átomos de sodio deben llevar carga positiva; por esto los atrae el polo negativo. Los átomos de cloro deben llevar carga negativa; por esto los atrae el polo positivo. Así se logra explicar que los átomos se pongan en camino a través del líquido y se dirijan a los polos.

El químico asiente.

— Exactamente; así debe explicarse el proceso. Y como las partículas de cloro en su ruta hacia el polo positivo deben moverse hacia arriba, pues antes se creía que la corriente eléctrica representaba una caída del polo positivo al negativo, por esto se ha dado al polo positivo el nombre de *ánodo*, del griego *ana* = arriba y *hodos* = camino. El polo negativo se llama *cátodo*, del griego *kata* = abajo.

Pero yo no quedé todavía satisfecho con esta solución.

— Si las moléculas están rotas y los átomos sueltos se ponen en camino; entonces en su trayecto se pondrán nuevamente en contacto átomos de sodio libres con moléculas de agua, y la acción del sodio sobre el agua no deberá efectuarse sólo en los polos, sino ya durante el trayecto.

— Dijimos que los átomos deben llevar cargas eléctricas, pues de otro modo no circularían — explicó el químico —. ¿No conocemos ya átomos con cargas eléctricas que aparecen en otros ensayos?

— ¡Los iones! — exclama mi compañero —. Partículas alfa como átomos de helio doblemente ionizados y átomos de hidrógeno simplemente ionizados. Los iones son átomos, a

los cuales falta un electrón externo y por lo tanto llevan simple carga positiva, o bien poseen un electrón externo más que de ordinario y entonces llevan simple carga negativa. A los átomos de sodio de la solución cargados positivamente les falta, pues, un electrón externo, y los átomos de cloro cargados negativamente tienen un electrón de más.

— ¿Cuántos electrones externos tiene el sodio? — pregunta el químico rápidamente.

— Un electrón externo — responde mi compañero —. Uno solo en la tercera esfera.

— ¿Y el cloro?

— El cloro tiene siete electrones externos en la tercera esfera; las otras dos esferas, como también en el sodio, están completamente ocupadas.

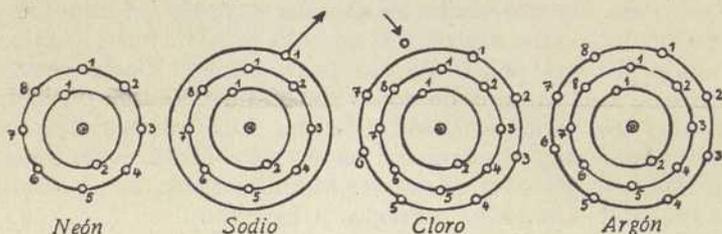


FIG. 128

— ¿Y qué es un átomo de sodio, al cual falta un electrón externo? ¿Cómo se presenta ahora su estructura en las esferas electrónicas?

Mi compañero reflexiona.

— El tercer círculo está vacío; por consiguiente no hay más que dos esferas, y la que ahora es la más externa está ocupada por ocho electrones. Se asemeja a la esfera del gas noble anterior, el neón.

— ¿Y cómo se presenta el cloro, que ha adquirido un electrón externo más?

— También su esfera externa contiene ahora ocho electrones; por consiguiente, está completamente ocupada como la de un gas noble, esto es, el argón.

— Y esto quiere decir que los átomos de sodio a los cuales falta el electrón externo están tan cerrados como los del neón respecto del mundo exterior, del mismo modo que los átomos de neón no entran tampoco en combinaciones químicas; por lo tanto, no pueden ser químicamente activos. Y los

átomos de cloro que tienen un electrón más, y así presentan la estructura electrónica del argón, se comportan, con su esfera externa ocupada por ocho electrones, del mismo modo que aquél respecto del mundo exterior, y son también químicamente inactivos. Por esto, pues, los iones de sodio no actúan en su trayecto sobre el agua más que cuando llegan al polo negativo. De éste salen — pues se trata del polo negativo — electrones, y el ion de sodio que a él llega capta uno de estos electrones, y, de esta manera, de ion de sodio pasa a ser átomo de sodio, vuelve a ser lo que era, químicamente activo, y reaccionando en seguida con el agua

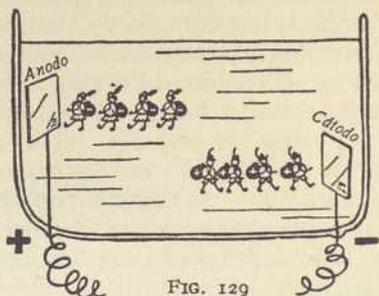


FIG. 129

forma lejía de sosa y desprende hidrógeno. Pero el ion de cloro llega con su exceso de carga negativa al polo positivo, que en seguida le quita el electrón sobrante: el ion de cloro se convierte en átomo de cloro, y estos átomos de cloro se reúnen en el ánodo en forma de un gas verdoso

— Entonces podemos también aplicar esta explicación a nuestra primera pregunta — dijo mi compañero —. En la solución deben estar contenidos el doble de moléculas de las que corresponden a la sal común disuelta; esto es lo que enseñó la determinación del peso molecular. Las moléculas no pueden partirse en átomos, pero sí en iones, ya que éstos no son activos químicamente.

— Sí; cuando disolvemos la sal común en agua, entonces se descomponen las moléculas en iones de sodio y en iones de cloro. Y si hacemos pasar una corriente eléctrica a través de la solución las partículas se dirigen a los polos correspondientes. Por esto han recibido su nombre: *iones*, del griego *ion* = emigrar, viajar. Y este es también el motivo del por qué las soluciones conducen la corriente eléctrica. Los iones llevan la corriente en pequeños paquetes; viajeros que, cargados cada uno con su paquetito, se abren camino hacia los polos de la

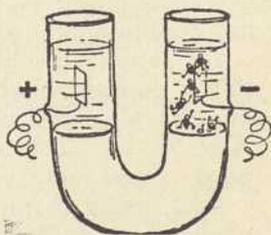


FIG. 130

corriente por entre la confusión de las moléculas de agua. Los iones de cloro se dirigen al ánodo y depositan allí sus paquetitos eléctricos, mientras los iones de sodio se dirigen al cátodo para recibir en él sus paquetitos. Se puede demostrar claramente con un ensayo que las partículas realmente atraviesan el líquido.

Se toma un tubo de vidrio en forma de U (fig. 130), se le llena de una mezcla de solución de sulfato de cobre (sal de cobre del ácido sulfúrico) y algo de gelatina vegetal, que, juntas, se cuajan formando una mezcla gelatinosa. Encima se pone una capa de solución de nitrato potásico (sal potásica del ácido nítrico) en los dos tubos y se hace pasar la corriente. La solución de nitrato potásico es completamente incolora; pero pronto, al pasar la corriente, principia a colorarse en el cátodo. El portador de esta coloración azul, que aparece rápidamente, es el cobre: los iones de cobre se dirigen al cátodo;

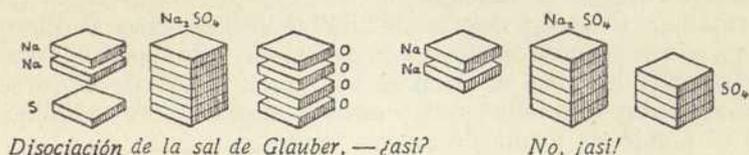


FIG. 131

allí se convierten en átomos de cobre y se depositan en él. Esta precipitación se usa también en la industria, como ustedes saben: en la galvanoplastia. El objeto que, por ejemplo, se quiere cubrir de una capa de plata, se sumerge, como cátodo, en un líquido que contiene una sal argéntica en disolución. La plata se dirige al cátodo y lo recubre de una capa de aquel metal.

— El hecho de que esta substancia en disolución se descomponga automáticamente en iones es, con todo, muy notable — digo —. ¿De dónde procede la carga eléctrica? No será seguramente que la corriente produzca primero los iones al pasar por el líquido. La variación del peso molecular demuestra que, aun sin ninguna corriente eléctrica, existen ya los iones en el líquido.

— Los iones no proceden de la corriente. Existen en el líquido, y son ellos los que facilitan el paso de la corriente a través de la solución. No podemos explicar aquí todavía de dónde proceden las cargas; pero sabemos que un átomo

de sodio pierde un electrón y que un átomo de cloro gana otro. Podemos, pues, imaginar que el átomo de cloro adquiere el electrón que el átomo de sodio pierde. Más adelante nos ocuparemos con mayor detenimiento de este tema. Por de pronto nos interesa otra cuestión. ¿Qué ocurre cuando disolvemos algo de sal de Glauber (\*),  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , en agua y luego tratamos de determinar a partir de la elevación del punto de ebullición o de la disminución del punto de solidificación el peso molecular de la sal de Glauber?

Nosotros calculamos:

— Cuando la sal de Glauber se descompone en sus iones, en vez de una molécula de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  aparecen varios iones, a saber: Na, Na, S, O, O, O, O. En conjunto siete iones. El peso molecular hallado será, pues, en números redondos, la séptima parte del verdadero.

— Desgraciadamente no es así — dice el químico —. Las mediciones demuestran que el número de partículas resultantes de la descomposición no es siete veces mayor, sino sólo triple.

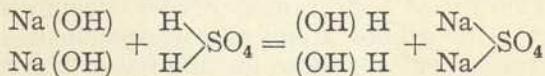
— ¿Triple? ¿Sí? ¿Y no se derrumba totalmente la teoría?

— Si creyésemos que siempre había de ocurrir lo que a primera vista pareciese más verosímil a nuestra inteligencia, entonces seguramente que la ciencia habría adelantado poco. Debemos reflexionar y probar de explicar el nuevo fenómeno según nuestra teoría y a la vez relacionarla con otros hechos conocidos. La sal de Glauber es una sal del ácido sulfúrico; ¿cómo se ha formado?

— Por neutralización del ácido sulfúrico con lejía de sosa, según la igualdad  $2\text{Na}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HOH}$ .

— ¿Y qué ocurre aquí?

— Los dos átomos de sodio de la lejía de sosa sustituyen a los dos átomos de hidrógeno, capaces de reaccionar, del ácido sulfúrico. Se combinan, pues, los dos átomos de sodio con el resto ácido  $\text{SO}_4$ , y los dos átomos de hidrógeno que han quedado libres con los hidroxilos de la base (OH).



El químico nos mira esperanzado, como si debiésemos sacar deducciones.

(\*) Sulfato sódico neutro, sal admirable de Glauber, sulfato de sosa ordinario. — *N. del T.*

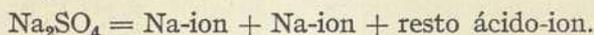
Pero, por de pronto, nada sabemos.

—¿Qué hay de notable en la transformación? — nos pregunta —. Ustedes hablaban de resto ácido y de hidroxilos.

—¡Ah!, presumo algo. Es notable que aquí no entren en reacción átomos, sino que se mantengan determinados grupos sin alterarse durante la reacción. El resto ácido se conserva, no hace más que ceder hidrógeno. Y el grupo hidroxilo también se conserva, desprendiéndose del sodio y adquiriendo, en cambio, hidrógeno.

—¿Y qué se deriva de esto respecto de la repartición en el líquido?

—Que en la descomposición en iones no aparecen los átomos aislados, sino que también aquí se conservan los correspondientes grupos de átomos. La sal de Glauber no se descompone, pues, en la solución, en sus siete átomos, sino según la igualdad:



Y por este motivo de cada molécula deben resultar tres nuevas partes, exactamente como se deduce de las mediciones.

—Esta división de las sustancias en una solución se llama *disociación*, y se denomina *disociación electrolítica* para distinguirla de la térmica, en la cual, según ya vimos, por la acción de elevadas temperaturas, por ejemplo, las moléculas de los halógenos se dividen en sus componentes (véase pág. 147). Los dos procesos no son comparables y de ninguna manera deben confundirse. En la disociación electrolítica aparecen iones como partes de la descomposición; en la disociación térmica las partes de la descomposición que aparecen son átomos. Las sustancias que se disocian en las disoluciones son *electrólitos*, y lo son todos los ácidos, todas las bases y todas las sales. El azúcar, por el contrario, no es ácido, base ni sal; no es un electrólito, y por esto, cuando está disuelto, no conduce la corriente eléctrica, según vimos. En la disociación de los ácidos, bases y sales, siempre se conservan íntegros los grupos atómicos correspondientes, esto es, todos los restos ácidos y todos los hidroxilos, y forman cada uno un ion.

—¿Cómo se forma aquí un ion — pregunta mi compañero —. Pues nosotros hemos definido el ion diciendo: un ion es un átomo al cual le falta o le sobra un electrón. ¿Pero los grupos de los restos ácidos, los grupos hidroxilos...?

— Por de pronto hemos de ampliar todavía el concepto del ion y decir : cada partícula de substancia que lleva una carga eléctrica es un ion, tanto si es un átomo aislado — como el átomo de sodio o el átomo de cloro — como si es un grupo de átomos, como el hidroxilo o el resto ácido. Es decir :

HCl	(ácido clorhídrico)	forma los iones H y Cl
HNO <sub>3</sub>	( " nítrico)	forma los iones H y NO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	( " sulfúrico)	forma los iones 2 H y SO <sub>4</sub>
Na(OH)	(lejía de sosa)	forma los iones Na y (OH)
Ca(OH) <sub>2</sub>	(hidróxido cálcico)	forma los iones Ca y 2 (OH)
NaNO <sub>3</sub>	(nitro sódico)	forma los iones Na y NO <sub>3</sub>

Por el paso de la corriente eléctrica todos los iones metálicos y todos los iones de hidrógeno son arrastrados al cátodo (*cationes*) ; llevan, pues, carga positiva, han perdido un electrón. Los iones de resto ácido y los iones de hidroxilo son atraídos, como los iones de halógenos, al ánodo (*aniones*) ; llevan, pues, carga negativa ; han adquirido, como grupos o átomos, un electrón, quedando así todavía por resolver de dónde procede el electrón y cómo lo llevan. Por esto se escriben los iones : ion de hidrógeno H<sup>+</sup>, ion de sodio Na<sup>+</sup>, ion de potasio K<sup>+</sup>, ion de resto de ácido nítrico NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, ion de hidroxilo (OH)<sup>-</sup>, ion de cloro Cl<sup>-</sup>. Si se quieren diferenciar los iones formados por disociación electrolítica en un líquido de los otros iones que ya conocimos se escriben así : Na', H', K' y NO<sub>3</sub>', (OH)' y Cl'.

— No puedo salir de apuros — digo después de reflexionar un rato. Mi pregunta de dónde proceden los iones no está todavía aclarada. La corriente eléctrica no los produce ; no separa primero de la molécula los componentes cargados. ¿De dónde proceden, pues? El hecho de que las moléculas de agua deshagan el cristal de sal común que entra en el agua, no puede explicar la partición de las moléculas, ni la carga eléctrica de las partículas resultantes de la partición. Si dividimos moléculas se forman átomos ; esto lo sabemos por mil igualdades y transformaciones químicas. ¿Por qué, pues, no se forman aquí átomos, sino iones? Ésta es la pregunta decisiva.

— Volvamos a pensar en nuestra imagen de una multitud apiñada en una estrecha plaza, en la que quiere penetrar un grupo ordenado de hombres. Modificaremos algo el cuadro ; admitiremos, por ejemplo, que el grupo no está formado sólo por hombres, sino que al lado de cada hombre va siempre una mujer. Ahora, con la apretada multitud, las

parejas se separan. Cada hombre aislado y cada mujer aislada siguen su camino a través de la muchedumbre de los que están en pie en la plaza. Nosotros, como observadores, seguimos con los ojos a las mujeres, y logramos ver algunas de ellas al otro lado de la plaza. Y notamos que cada una lleva en la mano un bastón, un bastón de hombre. Y nosotros, como observadores, nos preguntamos si estas mujeres recibieron este bastón de sus maridos en el momento en que tuvieron que separarse de ellos, o bien (y ésta es la segunda posibilidad) si ya lo llevaban ellas en el grupo.

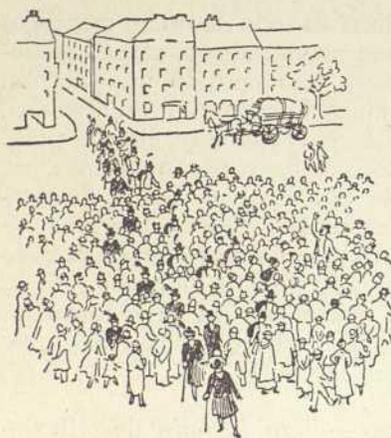


FIG. 132

Cada una de ambas posibilidades es igualmente verosímil; pero cuando observamos el grupo que atraviesa la plaza, notamos que ya en el grupo las mujeres llevan bastón.

¿Qué quiere decir esto?

Los hombres y las mujeres del grupo bien ordenado representan aquí los dos elementos sodio y cloro de la molécula de sal común. Los hombres pueden representar el sodio, y las mujeres el cloro. Los hombres llevan por costumbre un bastón consigo; las mujeres, no.

O aplicado a los átomos: los átomos de sodio tienen un electrón solitario fácil de transmitir; las mujeres tienen una mano libre para recibir el bastón; los átomos de cloro tienen un lugar disponible para este electrón externo libre. Ahora existen, por lo tanto, las dos posibilidades; o bien es transmitido el electrón del sodio al cloro en el momento de la separación, o bien esta transmisión ya se ha efectuado antes.

— Pero esto significaría que ya en el cristal las moléculas estaban de alguna manera divididas en iones — exclama mi compañero con viveza.

— Sí, ciertamente, significaría esto. Ya habíamos indicado antes que un cristal de sal común en realidad no contiene las moléculas dispuestas ordenadamente, sino que en él alternan siempre una partícula de sodio y otra de cloro, de manera que cada partícula de éste está rodeada por seis

partículas de sodio. Antes no nos habíamos preocupado de la naturaleza de estas partículas. Pero sabemos, sin embargo, que no pueden ser átomos de sodio ni de cloro, porque, si en el cristal, marchando juntos, los átomos de cloro y de sodio fuesen tales, entonces no sé cómo podría formarse así una combinación. Pero los cristales de sal común son una combinación química, es decir, una combinación de sodio y cloro, y por esto las partículas del cristal no pueden ser átomos.

Si nuestra suposición es acertada, entonces las partículas ya son iones en el cristal. Pero esto quiere decir que cuando

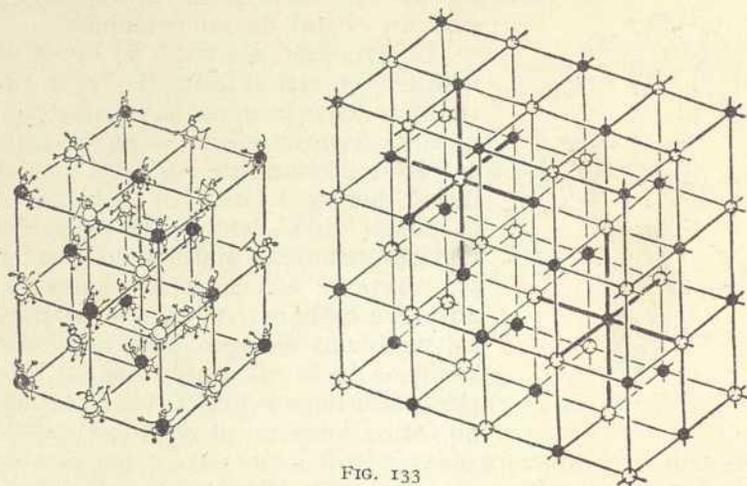


FIG. 133

el cloro y el sodio actúan entre sí químicamente, lo que primero ocurre es que (como ya indicamos en la página 185), el átomo de sodio cede su electrón externo al átomo de cloro. Se forma un ion de sodio con carga positiva y un ion de cloro con carga negativa. Los dos corpúsculos son cargas contrarias y deben atraerse mutuamente, como ocurre con todos los corpúsculos de cargas opuestas (fig. 133). La diferencia entre una mezcla de cloro y sodio y la sal común consiste en que en la mezcla los átomos están uno al lado del otro; pero en la combinación los iones están enlazados por la atracción eléctrica. En el cristal no llega esta mutua atracción hasta el contacto, sino que los iones permanecen a cierta distancia uno de otro, porque cada ion de cloro está rodeado por seis iones de sodio, todos los cuales le atraen, y lo mismo ocurre con el ion de

sodio, rodeado por seis iones de cloro que le atraen con fuerzas iguales. Así dos iones nunca pueden llegar a tocarse. Si sujetamos un cubo por sus seis caras con otros tantos bramantes de igual longitud, de cada uno de los cuales tira un muchacho, suponiendo que todos tengan la misma fuerza, el cubo permanece inmóvil, porque la tensión es igual en todos lados; esto es lo que ocurre con la disposición espaciada de los iones en el cristal. Los iones se atraen mutuamente, y como existe esta atracción y los componentes están en forma de iones, el cristal, a pesar de la separación de las partículas en el espacio, no es una mezcla de cloro y sodio, sino un cristal de sal común.

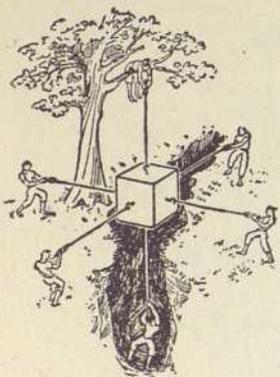


FIG. 134

La atracción eléctrica de los iones mantiene el cristal formado. La investigación experimental ha demostrado que la atracción eléctrica en el agua es aproximadamente ochenta veces menor que en el aire. Por lo tanto, si el cristal está dentro del agua, las fuerzas atractivas mutuas no pueden ya mantener enlazados los iones; el cristal se deshace, los iones se separan, las moléculas de agua penetran entre los iones de la sal común: la sal está electrolíticamente dissociada. El azúcar no forma iones en el cristal; el cristal

de azúcar es un verdadero cristal molecular, y por esto no pueden aparecer iones en la solución de azúcar, la solución de azúcar no puede conducir la corriente.

— ¿Pero por qué no se atraen mutuamente los iones en el seno del líquido? — pregunta mi compañero —. Porque debe ocurrir que dos iones se acerquen lo suficiente uno a otro en el seno del líquido para que se restablezca la unión, aun disminuyendo la fuerza atractiva en el agua.

— Dos hechos enseñan lo que aquí sucede — dice el químico —. Por de pronto veamos por qué no se atraen los iones uno a otro. Imaginémonos que tenemos un gran número de brújulas dispuestas formando un círculo (fig. 135). Todas las brújulas señalan al Norte. Cada brújula es un pequeño imán con polo Norte y polo Sur, y cada brújula dirige su polo Norte hacia el Norte aproximadamente, hacia el polo magnético de la Tierra, que ciertamente, aunque no dista mucho del polo Norte geográfico, es un polo magnético Sur, porque también

en la atracción magnética se atraen los polos opuestos y se repelen los polos del mismo nombre. Si introduzco ahora en este círculo de brújulas un poderoso imán, de modo que su polo Sur esté dirigido hacia arriba, entonces la mitad de las agujas se mueven de manera que todas dirigen su polo Norte al gran imán: la atracción de éste es más energética que la atracción del polo terrestre que está mucho más lejos. Todas las agujas de las brújulas están ahora en dirección del poderoso imán.

Consideremos ahora una molécula de agua. Está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Nos imaginaremos los átomos como pequeñas esferas. La esfera que

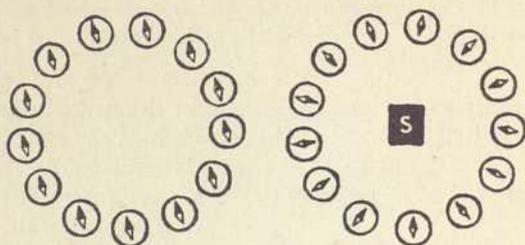


FIG. 135

representa el oxígeno es diez y seis veces mayor que cada una de las dos esferas que representan átomos de hidrógeno. Se puede, pues, representar una molécula de agua por una gran bola, a la que están adheridas dos bolas pequeñas (fig. 136). Estas dos bolas no están dispuestas simétricamente respecto de la bola grande, es decir, no se hallan en los dos extremos de un diámetro, sino que están adheridas a un mismo lado de esta bola. En conjunto la molécula de agua es neutra, pero podemos imaginarnos (lo cual ciertamente sólo es aproximadamente verdad) que está formada por un ion de oxígeno y dos iones de hidrógeno. El ion de oxígeno lleva dos cargas negativas, y los dos iones de hidrógeno en conjunto dos cargas positivas. Por consiguiente, la carga total exterior de la molécula de agua es igual a cero. Pero esto sólo es verdad cuando se considera el agua vista desde gran distancia. Si nos acercamos a la molécula por el lado donde no están los dos iones de hidrógeno, dominará la influencia de las dos cargas negativas de la esfera grande y la molécula de agua nos parecerá cargada negativamente. Si nos aproximamos a ella por la banda en que se hallan ambos iones de hidrógeno, entonces,

por el contrario, se verá claramente una carga positiva. La molécula de agua no es, pues, uniformemente neutra, sino que más bien, como un imán, tiene dos polos.

Ahora comprenderemos lo que ocurre cuando llega al agua un ion positivo, un ion de sodio, por ejemplo. La acción de

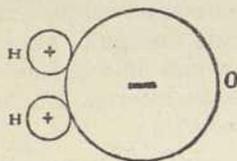


FIG. 136

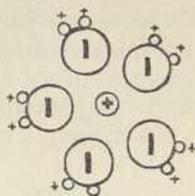


FIG. 137

este ion positivo será igual a la acción del gran imán sobre las agujas de las brújulas; todas las moléculas de agua de su alrededor (fig. 137) dirigirán al ion positivo sus caras de oxígeno, enfrentarán su carga negativa con la carga positiva del ion, y



FIG. 138

así envolverán al ion positivo en apretado círculo. Siguiendo una comparación que empleó una vez Debye en una conferencia, se puede decir que la entrada de un ion positivo de sodio en un líquido puede compararse a la entrada de una hermosa dama en un salón de baile: al momento se ve rodeada de un enjambre de caballeros, que la aíslan del resto de la concurrencia. Y por esto el ion de sodio, cercado de admiradores, no puede buscar al ion de cloro, al cual realmente pertenece; está encerrado

por el enjambre de las moléculas de agua orientadas, que lo aíslan del ion de cloro. Este fenómeno del envolvimiento de un ion por moléculas de agua orientadas se llama *hidratación*. Ocurre una hidratación análoga cuando entran moléculas

de agua en pequeña cantidad en un cristal sólido. En este caso el cristal no se disuelve, pero absorbe agua, el *agua de cristalización*, de que hablamos ya anteriormente. Como esta agua de cristalización no está propiamente combinada químicamente, pero sí fuertemente unida a la combinación, se escribe en las fórmulas por separado. Así, por ejemplo, el sulfato cúprico incoloro adquiere cinco moléculas de agua y su fórmula es entonces  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . El cristal hidratado es de color azul (ustedes recordarán los iones que dan color azul a la solución, pág. 212), y cuando se le calienta no cede de una vez el agua de cristalización, sino en porciones. Primero se forma un *hidrato* (así se llama a las combinaciones que contienen agua de cristalización) de la fórmula  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , y luego, calentando más, un tercer hidrato de la fórmula  $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , y sólo después la primitiva sal anhídrica e incolora.

Como final de estas consideraciones sobre las soluciones explicaremos brevemente el concepto de solución *normal*, que es muy importante químicamente. Sabemos que 35,5 gr. de cloro pueden combinarse con 1,008 gr. de hidrógeno formando ácido clorhídrico. Por otra parte, 1,008 gr. de hidrógeno se combinan con 8 gr. de oxígeno formando  $\text{H}_2\text{O}$ . Las cantidades en peso de una substancia que pueden combinarse con (o desprender) 1,008 gr. de hidrógeno se llaman *pesos equivalentes* de las respectivas substancias. Por esto en los ácidos que sólo contienen un átomo de hidrógeno el peso equivalente es igual a su peso molecular; por ejemplo,  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico) tiene el peso molecular 63,016, que se compone de:

$$\begin{array}{r} \text{O}_3 = 48,000 \\ \text{N} = 14,008 \\ \text{H} = 1,008 \\ \hline 63,016 \end{array}$$

Por lo tanto, de 63,016 gr. de  $\text{HNO}_3$  pueden desprenderse 1,008 gr. de H; 63,016 es, pues, también el peso equivalente de  $\text{HNO}_3$ .

Otro ejemplo:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ácido sulfúrico, tiene el peso molecular

$$\begin{array}{r} \text{O}_4 = 64,000 \\ \text{S} = 32,06 \\ \text{H}_2 = 2,016 \\ \hline 98,076 \end{array}$$

De 98,076 gr. de  $H_2SO_4$  pueden desprenderse, pues, 2,016 gramos de H; por lo tanto, de 49,038 de  $H_2SO_4$ , 1,008 gr. de H. Por esto, 49,038, mitad del peso molecular, es el peso equivalente de  $H_2SO_4$ . En los ácidos, como el ácido sulfúrico, que contiene dos átomos de hidrógeno, el peso equivalente es, pues, igual a la mitad del peso molecular. Una solución que en 1 litro de la misma contenga el peso equivalente de una substancia se llama *solución normal* o solución  $n/1$ . Si sólo contiene la mitad o la décima parte del peso equivalente, se llama medionormal,  $n/2$  o décinormal,  $n/10$ , respectivamente.

### El mundo de las dimensiones descuidadas

Existen ciertos hábitos, profundamente arraigados, que parecen invencibles, que mandan en el espíritu humano, sobre todo en su manera de expresarse. Cuando alguien en la vida cotidiana da cuenta de un acontecimiento, en el cual parecen intervenir « fuerzas sobrenaturales » o « poderes superiores », es inevitable en tal narración la cita : « Hay más cosas entre el cielo y la tierra de las que podemos imaginarnos con nuestro saber ».



FIG. 139

Cuando un conferenciante quiere explicar un hecho para él especialmente importante, principia esta explicación con las palabras : « Ya decían los antiguos griegos ... ». Y así parece necesario en la introducción del concepto molécula, al hablar con el pueblo, y a veces también científicamente, empezar diciendo : « Ya los antiguos griegos decían », requiriendo al lector se imagine que se divide un trozo de substancia y que se va dividiendo hasta que se llega al límite de visibilidad con un buen microscopio. Si continuamos siempre dividiendo (se prosigue), llegamos finalmente a un límite, a la última pequeña partícula, indivisible por medios mecánicos : la molécula.

Tenemos, pues, por una parte la materia dividida hasta el límite de la visibilidad, por otra parte las moléculas aisladas y entre las dos partes un intervalo, que en general sólo está caracterizado por este « si seguimos siempre dividiendo ». El mundo de las divisiones burdas es estudiado en la sección de suspensiones y emulsiones, mezclas mecánicas groseras, etc. ; el mundo de las mezclas moleculares se estudia en la sección

de soluciones, electrólitos, etc. El intervalo entre los dos, el mundo de « si seguimos siempre dividiendo », es, o mejor dicho fué, durante largo tiempo completamente descuidado. Por este motivo, uno de los primeros investigadores alemanes de este intervalo, Wolfgang Ostwald, tituló su libro de introducción a su estudio « El mundo de las dimensiones descuidadas. » Y este mundo de las dimensiones descuidadas es el mundo de los coloides, que sólo en la segunda mitad del siglo XIX fué tenido en cuenta, y sólo en nuestro siglo ha sido estudiado de un modo profundo y eficaz. Se trata, pues, en los coloides, de mezclas en las cuales la fase se encuentra en estado tan dividido, que las partículas pertenecen a la categoría de « si seguimos siempre dividiendo », es decir, por debajo de los límites de visibilidad, pero mucho mayores que las moléculas normales aisladas.

Tal vez se pregunte con razón: ¿Qué necesidad hay de esta separación? ¿Para qué destacar de repente estas sustancias de entre las demás mezclas dándoles un nombre propio? Una mezcla sigue siendo una mezcla y puede ser indiferente que las partes mezcladas sean grandes o pequeñas. Ciertamente, las suspensiones y las emulsiones se distinguen también de las mezclas groseras, pero esto no justifica la formación de una ciencia separada que trate de las suspensiones y de las emulsiones. Sólo cuando la división de la fase mezclada con el medio llega a las últimas partículas, es decir, cuando están mezcladas con el medio las moléculas sueltas, es cuando se presentan naturalmente nuevas relaciones, y sólo entonces está justificado considerar por separado estas mezclas moleculares. Por lo tanto, queden a un lado las mezclas y al otro las soluciones. Debería parecernos que esta división abarca completamente todo el campo de las mezclas.

Sin embargo, si hoy existe en realidad una ciencia de los coloides, que ha adquirido gran amplitud, debe haber habido serios motivos para tal separación, y nuestra tarea será encontrar y fijar las razones de la particularidad de los coloides.

Sabemos indicar fácilmente la diferencia que hay entre una solución y una suspensión o emulsión. Las emulsiones y las suspensiones aparecen con *enturbiamiento*; las partículas flotantes en un medio líquido son lo bastante grandes para que puedan percibirse, ya a simple vista, ya con ayuda de una lente o de un microscopio. Pero las soluciones son mezclas homogéneas; no se perciben las partículas flotantes a simple

vista, ni con auxilio de los más potentes instrumentos ópticos. Si observamos una mezcla coloide, sin duda la incluiremos entre las soluciones; tanto a simple vista como observada con el microscopio aparece homogénea, pues no se ven en ella pequeñas partículas flotantes. Cuando una mezcla coloide es clara como una solución, pasa, cual una solución, a través de todos los filtros, mientras que las suspensiones pueden separarse por filtración. Es decir, no atraviesan las mezclas coloidales toda suerte de filtros; esto es lo cierto, y parece revelarnos que los coloides no son sino suspensiones y emulsiones de partículas sumamente finas. Si vertemos una solución y una mezcla coloide en un recipiente cuyo fondo sea una membrana de las llamadas semipermeables, y luego sumergimos el conjunto en una vasija llena de agua, las partículas de

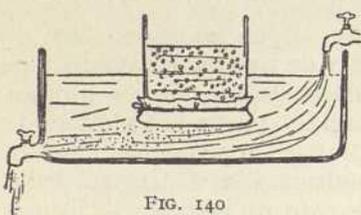


FIG. 140

la solución se difunden a través de la membrana, mientras que las partículas coloides son detenidas por ella (fig. 140). Y para impedir que la substancia disuelta, ya difundida, vuelva a penetrar en el pequeño recipiente, se procura que fluya agua en la vasija y arrastre consigo las partículas difundidas. Así se pueden separar las partículas disueltas, esto es, moléculas o iones, de las partículas coloides; este procedimiento se llama *diálisis*. Las soluciones presentan también, como vimos antes, el fenómeno de la ósmosis y de la presión osmótica. Pero las soluciones coloides lo presentan en tan pequeño grado que, por este motivo, se siente uno inclinado a creer que los coloides no son soluciones, sino suspensiones o emulsiones. Por otra parte, y esto habla nuevamente contra esta suposición, las emulsiones y las suspensiones tienen la propiedad de separarse por sí mismas de las mezclas. Dejadas largo tiempo en reposo, por la acción de la gravedad caen al fondo las partículas finamente divididas de la fase, separándose del líquido, que queda encima de ellas. Los coloides no presentan esta sedimentación: las partículas se mantienen años enteros suspendidas en el líquido sin depositarse. En esto vuelven a parecerse a las soluciones, que no se separan por sedimentación.

Y, sin embargo, hemos de retroceder otra vez, porque podemos ver los coloides, y esto habla claramente en favor de su pertenencia a las mezclas. En realidad no se ven por medio del microscopio ordinario. Esto tampoco es posible,

porque para nosotros, según las definiciones, el campo de los coloides sólo principia por debajo de los límites de la visibilidad. Y con todo ¿los podemos ver? Sí; los vemos, como vemos las partículas de polvo en el aire, a nuestro alrededor, cuando un rayo de sol entra en la habitación. No vemos propiamente las mismas partículas, sino la luz que reflejan. El relampagueo de ese rayo de luz nos demuestra que allí existe un corpúsculo que la refleja, y así se descubre a nuestros ojos poco finos.

Si vertemos en un recipiente agua muy limpia, es decir, que no contenga ninguna impureza, ninguna burbujita de aire, y hacemos pasar a través de ella el rayo luminoso de una lámpara eléctrica de arco, no veremos nada: el agua del recipiente está, como suele decirse, «ópticamente vacía». Si ahora

vertemos en esta agua una mezcla coloidal aparece en seguida un cono de luz, claramente visible, que se parece exactamente al cono luminoso que se ve en el local de un cine, cuyo aire contiene polvo. Este cono de luz es el llamado *cono de Tyndall* y el fenómeno que nos permite verlo *fenómeno de Tyndall*, y es una prueba

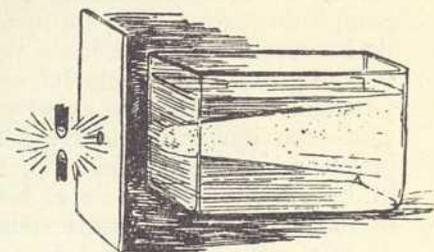


FIG. 141

del «enturbiamiento de las mezclas coloides», que realmente existe y que de esta manera se demuestra.

Después de estas aseveraciones podemos decir: Los coloides son soluciones, pero poseen propiedades típicas de las mezclas (enturbiamiento en la luz incidente, presión osmótica apenas mensurable, etc.). Y bien, son mezclas, pero poseen propiedades típicas de las soluciones (no se sedimentan, pasan a través de todos los filtros normales y aparecen homogéneas aun examinadas con los mejores microscopios). Los coloides representan, pues, algo intermedio entre las mezclas, como las suspensiones y las emulsiones, por una parte, y las soluciones por otra. Tienen propiedades de los dos grupos, y así reúnen las formas al parecer fundamentalmente distintas de división y de incorporación de sustancias. Demuestran que mezclas y soluciones no han de considerarse distintas en el fondo, y enseñan, por otra parte, que precisamente en este campo de los coloides, como límite y zona intermedia entre

ambas se hallan ocultos conocimientos que deben de ser de la mayor importancia para llegar a comprender tanto las soluciones como las mezclas.

La detenida investigación de los coloides nos enseña cuán difícil resulta el intento de establecer límites bien definidos entre los respectivos campos tratándose de estos fenómenos fluctuantes. Por esto la formación de la categoría de los coloides es algo arbitraria; todas las mezclas en las cuales la fase dividida se presenta en partículas mayores de una cienmilésima de centímetro ( $10^{-5}$  cm.) se incluyen en las suspensiones y emulsiones (sobre todo « las mezclas groseras »); en cambio, todas las mezclas en las cuales las partículas son menores de una cienmillonésima de centímetro ( $10^{-8}$  cm.) se incluyen en los sistemas moleculares dispersos, en las soluciones. Entre las partículas de tamaño  $10^{-5}$  y  $10^{-8}$  cm. está el campo de los coloides. Lo apropiado del establecimiento del límite superior está indicado por el hecho de que allí cesa la visibilidad, y a la vez la influencia de la gravedad sobre las partículas flotantes no es ya eficaz, porque el roce de estas diminutas partículas dentro del líquido no puede ser vencido por la acción de la gravedad. Lo arbitrario de la fijación del límite inferior estriba en el hecho de que muchas moléculas orgánicas pasan del límite señalado, y en que las soluciones de tales substancias orgánicas deberían ser siempre coloides. Ahí están, por ejemplo, los llamados *eucoioides*, mezclas coloides, cuyas partículas no son aglomeraciones de moléculas, sino moléculas aisladas, que por lo tanto representan en realidad soluciones, y que sólo a causa del tamaño de las moléculas deben incluirse entre los coloides.

Las dimensiones de la fase dividida son, por consiguiente, decisivas. Es indiferente que formen las partículas coloides moléculas grandes o pequeñas, aisladas o aglomeradas; lo único que importa es el tamaño de las partículas. De este tamaño dependen las mencionadas propiedades coloidales. Una solución coloide así o una mezcla coloide así recibe el nombre de *sol*, y nosotros podemos distinguir unos de otros los soles, como en su lugar hicimos con las mezclas, según los estados de agregación de medio y fase. Hay soles en los cuales una fase sólida está mezclada con un medio líquido: los *suspensoides* (es decir, suspensiones coloides); y también hay soles en los cuales una fase líquida está mezclada con un medio líquido: los *emulsoides* (emulsiones coloides). También son posibles otras mezclas, y tampoco debe ser forzosamente lí-

quido el medio. Si es líquido, se habla de *liosoles*; si el medio es el agua, de *hidrosoles*; pero si es gaseoso se llaman *aerosoles*.

Para preparar un sistema coloide existen dos posibilidades. O bien se parte de una división molecular y por operaciones adecuadas se logra que las moléculas se aglomeren; por lo tanto, que las partículas se vuelvan de mayor tamaño hasta que hayan alcanzado el tamaño coloidal. O bien se parte de emulsiones o suspensiones y se disminuye el tamaño de las partículas hasta reducirlo al de los coloides. Los dos métodos se llaman, respectivamente, método de condensación y método de dispersión.

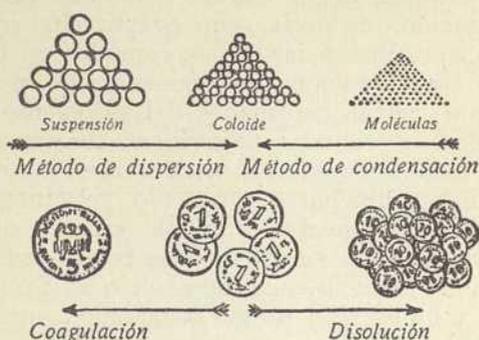


FIG. 142

La formación de sistemas coloides se parece, pues, algo al cambio de monedas en la vida cotidiana. Se puede obtener una moneda de un marco a cambio de diez *Groschen* (\*), o bien cambiando una moneda de cinco marcos. Así como este cambio de monedas, puede hacerse a la inversa, también es posible invertir el proceso en la obtención de coloides. Una moneda de un marco puede cambiarse en *Groschen*; en los coloides esto quiere decir que las partículas coloidales se dividen hasta el tamaño de moléculas aisladas; el coloide se ha convertido en solución. Este proceso se denomina *disolución*. O bien se toman cinco monedas de un marco cada una y se cambian todas por una moneda de cinco marcos. En los coloides este proceso significa que las pequeñas partículas coloidales se aglomeran, y así resultan poco a poco partículas cada vez mayores, hasta que se presenta un enturbiamiento o se forma un preci-

(\*) Un *Groschen* es equivalente a 10 *Pfennigs* o céntimos de marco. — N. del T

pitado. Como los coloides al parecer tienen propensión a la economía, el proceso de « cambio en grandes piezas » es frecuente, y se habla en este caso de *coagulación* (\*). En la coagulación se aglomeran las pequeñas partículas coloides, forman grupos mayores, y éstos se convierten en *grumos*. Así se originan suspensiones, que luego poco a poco se sedimentan naturalmente en forma de precipitado en el fondo del recipiente, o bien, como ocurre con el ácido silícico, forman masas gelatinosas, los llamados *geles*. En sentido más amplio se entiende por geles todas las materias sólidas que se pueden separar de los soles. Esta separación puede conseguirse por coagulación, pero también puede lograrse, como en las soluciones, por concentración, es decir, por evaporación del líquido. Los geles no son sustancias puras, como los cristales que se obtienen por concentración de soluciones, sino mezclas; contienen siempre ciertas cantidades del disolvente, y por lo general pueden absorberlas todavía en mayor proporción, sin que por esto se conviertan otra vez en coloides; como sabemos, pueden hincharse formando gelatina.

Un coloide muy conocido es la cola (palabra derivada del nombre latino *colla* que se dió a todas estas mezclas), que se encuentra en el comercio en estado sólido en forma de láminas u hojas, y no es sino un gel coagulado: un *coagel*. Esta cola se disuelve nuevamente en el agua, y esto quiere decir que si ponemos en contacto el coagel con su disolvente, se forma otra vez un coloide con el coagel y el disolvente. Los geles que por la acción de su disolvente se convierten nuevamente en coloides se llaman *geles resolubles*. No todos los geles son resolubles, pues hay *geles irresolubles* (\*\*).

Sin embargo, todo esto no es más que una perspectiva de la teoría de los coloides, que en pocos trazos ha de darnos idea de la clasificación de estas múltiples sustancias. Más importante es la cuestión de la naturaleza de las partículas coloidales. Sabemos que, en general, no son moléculas sueltas. Las moléculas aisladas sólo forman coloides cuando son moléculas de las llamadas gigantes, cuyas dimensiones pasan de una cienmillonésima de centímetro, que es el límite inferior de los coloides. Si entran en disolución sustancias

---

(\*) *Coagulum* es el nombre latino del cuajo, fermento de la membrana mucilaginosa del cuajar de las terneras. Este fermento se emplea para cuajar la leche. Coagulación significa, pues, propiamente, cuajadura.

(\*\*) En español los geles resolubles suelen llamarse *reversibles* y los irresolubles *irreversibles*, aunque estas palabras tienen un sentido más amplio. -- N. del T.

formadas por tales moléculas, las soluciones resultantes no presentan las propiedades de las otras soluciones, sino que por sus propiedades son coloides. Muchas soluciones de albúmina son soluciones coloides de esta especie.

Pero como los coloides tienen muchas propiedades comunes con las soluciones, es interesante la pregunta de qué es lo que realmente sucede cuando hacemos pasar una corriente eléctrica por una solución coloidal. Sabemos que en las verdaderas soluciones existen iones que, por la acción de la corriente, principian a moverse, dirigiéndose, según su carga eléctrica, al polo positivo o al polo negativo. Si hacemos pasar la corriente por un coloidal, vemos también que las partículas se ponen en movimiento. Pero a diferencia de las verdaderas soluciones, las partículas coloides se mueven en una sola dirección, hacia el ánodo o hacia el cátodo. Esta circulación de tales partículas se llama *electroforesis*. La palabra tiene más amplitud de lo que supone su empleo; significa propiamente, transporte de electricidad, porque *foresis* deriva del griego *pherein* = llevar. *Electroforesis* sería, pues, propiamente, también, el transporte de la corriente por los iones en las verdaderas soluciones, pero en la ciencia se limita el significado de la palabra al transporte en un solo sentido por la corriente. El proceso de la *electroforesis* demuestra por de pronto que también las partículas coloides deben llevar carga eléctrica, positiva o negativa. Y este hecho nos hace comprensible el estado coloidal: si todas las partículas llevan cargas de un mismo signo, entonces no pueden juntarse unas con otras. A causa de su igualdad de carga se repelen y siempre dejan entre sí el mayor espacio posible, de modo que ocupan con bastante uniformidad todo el líquido de que pueden disponer.

Pero si las partículas coloides cargadas positivamente llegan al cátodo, es decir, al polo negativo de la corriente que las ha atraído, entonces las partículas se descargan por la acción de los electrones negativos que salen del cátodo, pierden su carga positiva, se vuelven eléctricamente neutras. De este modo desaparecen las barreras que separan las pequeñas partículas coloides y la substancia se aglomera en el electrodo: se coagula.

Esto demuestra claramente que las cargas eléctricas existentes mantienen el estado coloidal. Cuando desaparecen las cargas se presenta la coagulación y la substancia forma grumos. Esto da ocasión a un interesante experimento. ¿No se podrá

lograr de otra manera desposeer a las partículas coloides de su carga sin hacer pasar por ellas una corriente? Recordamos haber oído que hay coloides cuyas partículas, por electroforesis, se dirigen al cátodo, y otros cuyas partículas van al ánodo. Por lo tanto, estos dos coloides deben estar diferentemente cargados. ¿Qué ocurrirá si vierto en un coloide cargado negativamente otro con carga positiva? Bien; las cargas se compensarán y tendremos, como realmente ocurre, coagulación. Un coloide no es, pues, estable en presencia de otro coloide de carga opuesta.

Esto nos lleva a adelantar otro paso. Sabemos que si introducimos una sal en un disolvente y agitamos, la sal se disocia en sus iones. Pero estos iones se caracterizan por sus cargas eléctricas. ¿Qué ocurrirá, pues, si disolvemos una sal en un coloide formado por un disolvente en el cual están finamente repartidas partículas de substancia? La sal se dividirá en sus iones, y las cargas eléctricas de los iones actuarán de un modo u otro sobre las cargas eléctricas de las partículas coloides. También en este caso las cargas se compensarán; también en este caso hay coagulación. Esta importante coagulación se llama *coagulación electrolítica*, porque se presenta por adición de un electrólito a un coloide.

Hagamos ahora el ensayo de precipitar electrolíticamente coloides, coloides diversos, por ejemplo, una solución coloidal de oro y una solución coloidal de albúmina. Encontramos que el sol de oro se puede coagular pero el sol de albúmina no. Investigamos más detenidamente estos dos coloides y luego muchos otros, encontrando así que estos dos son representantes de dos grupos de coloides, que por de pronto se distinguen en que los de un grupo se pueden precipitar electrolíticamente y los del otro no. También en muchas otras propiedades se distinguen los dos grupos. Así, los coloides que pertenecen al grupo de la albúmina son estables, mientras que los otros con el tiempo pierden su estado coloide y se aglomeran por sí solos. En la coagulación los coloides del primer grupo dan precipitados gelatinosos, geles, que todavía contienen bastante disolvente. Pero el grupo del oro da precipitados más bien pulverulentos. Los geles del primer grupo son resolubles; los del segundo, irresolubles.

La ciencia de los coloides ha podido aclarar este distinto comportamiento de los dos grupos. El hecho de que los geles del grupo de la albúmina sean resolubles y por consiguiente añadiéndoles disolvente pasen otra vez al estado coloide (a este

proceso se le llama también *peptización*) demuestra que estos geles tienen ciertas relaciones con el disolvente, que le tienen afición. Este afecto al disolvente se manifiesta en estas sustancias no sólo en forma de gel, sino también en el comportamiento de la fase en el disolvente mismo. El estado especial de estos cuerpos se manifiesta, asimismo, en los soles, y por esto se llaman estas sustancias *soles liófilos*, soles que aman al disolvente. En un sol liófilo cada partícula coloide está rodeada por el disolvente, de manera parecida a como en la hidratación (véase pág. 220) cada ion está rodeado por moléculas de agua; el disolvente forma un firme muro protector alrededor de cada partícula coloide aislada, con lo cual las moléculas de agua o en general las moléculas del disolvente entran en ciertas relaciones con las partículas coloides. Por esto tales soles liófilos, como los soles de albúmina, son también estables. No es posible una coagulación, porque el muro del disolvente impide que las partículas se aproximen unas a otras. Y, finalmente, por el mismo motivo los soles liófilos no pueden aglomerarse electrolíticamente: los iones no pueden penetrar por la pared protectora del disolvente; por esto no se puede efectuar un cambio de cargas. Pero si se logra quitar el disolvente al coloide y destruir así la pared protectora, entonces también estos coloides son eléctricamente coagulables. Se puede, por ejemplo, destruir la envoltura de agua en los hidrosoles por adición de alcohol, y entonces el coloide puede precipitarse electrolíticamente.

El segundo grupo, al cual pertenece el sol de oro, no tiene ningún cariño al disolvente, y con alguna exageración la ciencia llama a estos soles liófilos, odiadores del disolvente. Estos soles no forman, pues, ninguna pared protectora alrededor de las partículas coloides, y por esto no son indefinidamente estables. Son coagulables electrolíticamente y cuando están aglomerados no admiten las grandes cantidades de disolvente que los liófilos, aun en estado sólido, son capaces de absorber; por esto no se vuelven gelatinosos, sino que expulsan al disolvente en lo posible, y devienen pulverulentos. Por tal motivo no se hinchan, no tienen interés en juntarse con el disolvente ni en masa ni en estado de fina división; son irresolubles, no se convierten otra vez en coloides por adición de disolvente.

Es muy interesante y prácticamente muy importante que las propiedades del primer grupo puedan transmitirse al segundo. Si se combina un sol liófilo con un sol liófilo, las

partículas del sol líofilo se colocan alrededor de las partículas del otro coloide como pared protectora. Así actúa el sol adicionado como *coloide protector*. Las partículas coloides protectoras impiden, como la pared protectora del disolvente, que se aproximen unas a otras las partículas del coloide protegido, y ya no es posible la coagulación.

La ciencia de los coloides ha llegado a constituir un campo tan inmenso y tan rico, que en el marco de este libro no es posible otra cosa más que hacer constar sus principios más importantes. Para dar una idea de la significación de los coloides en la ciencia, en la industria y en la vida cotidiana, puede servir una enumeración de los más importantes. El cuero es un coloide; la lana y el algodón son coloides animales y vegetales. La madera, que está formada esencialmente por celulosa, pertenece al reino de los coloides. La cola y la gelatina son coloides. El caucho es un coloide; hasta el acero es una solución coloide sólida. El vidrio rubí debe su admirable color al oro disuelto coloidalmente en él. Las tintas ferrogálicas y la tinta china son soluciones coloidales. En el fraguado del cemento y de la argamasa intervienen procesos de este tipo; en toda la tintorería y en el curtido desempeñan los coloides un papel decisivo. El papel, la seda artificial (\*) y otros muchos productos industriales como el celuloide, la bakelita, la galalita y otros pertenecen al campo de la ciencia de los coloides y, finalmente, sobre todo, todos los procesos que se realizan en los organismos vivos; pues los órganos, el protoplasma de las células, etc., son coloides o están formados por ellos, como la propia albúmina es un coloide típico. Se puede verdaderamente decir que « el mundo de las dimensiones descuidadas » no es campo de investigación privada de unos pocos sabios, no representa una parcela aislada entre las substancias, sino que « los coloides se cuentan entre las cosas más extendidas, más generalizadas y más usadas que conocemos » (Wolfgang Ostwald).

---

(\*) Hoy llamada *rayón*. — *N. del T.*

## Las combinaciones

### Yoduro de dietilmesociclohexilbenzotiocarbocianina

¿Qué es un nombre? El nombre es ruido y humo, nos dice el poeta: el nombre no es nada; lo que importa es la cosa. ¡Exacto! Pero el filósofo nos dice que al lado de los nombres, que sólo son realmente ruido y humo, y que no son más que signos verbales de las cosas, existen otros que expresan la verdadera naturaleza de aquéllas. Si un hombre se llama Molinero, « hoy » puede ser este nombre sólo una denominación, pero primitivamente designó la profesión de un antepasado; un hombre que se llamaba Molinero era realmente molinero y a esto debía su nombre. Para el principiante que quiere penetrar en los arcanos de la Química, los nombres químicos son los obstáculos con que tropieza ya en sus umbrales. La memoria fracasa ante estas palabras formadas artificialmente, y como siempre aparecen las mismas voces sólo diferentemente agrupadas, poco a poco se forma en la mente un caos, y los nombres de la Química juegan el mismo papel que las fórmulas de la Física: espantan al lector de buena voluntad. Cuando lee nombres como tricloruro de triaquotriamincobalto, o bien la palabra monstruo que encabeza este capítulo, que hemos transcrito más bien para acostumbrarle que para horrorizarle, entonces tal vez piense el lector que la Química se complace en la formación de palabras complicadas para impedir que entren en ella los profanos, atrincherada tras de estas vallas de espinos artificiales.

Los nombres deben designar cosas o seres. En la vida humana se han convertido en simples señales externas, pero han de distinguir concretamente a quienes los llevan. Así, cuando alguien se llama Molinero o Alcalde, por ejemplo, no sólo le antepone el nombre de pila sino que en muchos casos es necesario añadir la profesión, domicilio, etc., para caracterizar a la persona de quien se trata. Mucho peor es

el caso de los árabes, que sólo disponen de pocos nombres; por esto siempre se repiten los mismos. Por esto se llama a un Hussein « hijo de Alí » para distinguirlo de otros. Y cuando existen varios Hussein que son hijos de Alí, entonces se dice: « hijo de Alí y nieto de Faisal », y así sucesivamente, hasta que se ha llegado a caracterizar bien la persona para no poderla confundir con otra. Así se forman nombres larguísimos, que son comparables a nuestros hermosos nombres químicos. Por ejemplo, el gran rey de la Arabia unida se llama:

Abdul Asis ibn Abdur Rahman ibn Faisal ibn Turki ibn Abdallah ibn Mohammed ibn Saud.

Éste es un nombre de persona que supera en longitud a cualquier nombre químico, pero que tiene mucho de común con los nombres químicos. Un nombre así no es un simple nombre de familia, sino una rama entera del árbol genealógico. Indica exactamente la serie de generaciones, determina la situación de un determinado individuo en la historia de su pueblo. El nombre es, pues, una expresión genética.



FIG. 143

El nombre de una sustancia química también es expresión de la naturaleza de la misma, pero no indica la historia de su origen, sino su composición. Cloruro sódico, nombre sencillo, nos indica en seguida la composición de la sustancia correspondiente a la fórmula  $\text{NaCl}$ . Dióxido de carbono es, como indica el nombre,  $\text{CO}_2$ . Y de la misma manera el químico ilustrado, a partir de un nombre como los de ambos citados ejemplos, o de uno formado según las reglas de la nueva nomenclatura oficial, como 2-metil-4-etil-5,5-dimetilheptano, puede fijar inmediatamente la fórmula de la correspondiente sustancia. Sería una necedad querer introducir al lado de estas denominaciones que indican la composición y la naturaleza de una sustancia, otros nombres especiales. Muchas sustancias, como medicamentos o materias colorantes u otras conocidas desde antiguo, tienen también nombres vulgares, que nada dicen de su naturaleza. Pero sería superflua y necia empresa inventar nombres que de nada nos servirían para medio millón de cuerpos.

La dificultad consiguiente al gran esfuerzo que se exige a la memoria persiste en cada caso, pero se alivia mucho si el principiante sabe que, después de conocida la regularidad

de la nomenclatura, aprende a comprender los nombres y con ello está en situación de formarlos por sí mismo, en caso de olvidarlos, a partir de la fórmula. Sólo lo dificulta la circunstancia de que no en todos los casos la nomenclatura es lógica, porque precisamente influyen los acontecimientos históricos y a veces los nombres y partes de los nombres se parecen mucho unos a otros; así ocurre con las combinaciones alcalinas, las combinaciones alquílicas, combinaciones alquilénicas y alcaloides.

Pero como, según se ha dicho, los nombres químicos son nombres positivos, son denominaciones que indican la naturaleza de la cosa, así también la explicación del nombre ha de ser una explicación de esta naturaleza, y sólo se puede llegar a la comprensión del nombre mediante la comprensión de la estructura de la combinación química de la substancia. Si, a pesar de todo, el lector encuentra al principio muchos nombres embrollados, debe consolarse pensando que esto ocurre a todo principiante. Tenemos ante nosotros un campo inmenso, del cual por de pronto sólo sabemos que contiene aproximadamente medio millón de substancias distintas. Queremos entrar en este campo, queremos saber algo de las substancias, y con el valor no apocado todavía por las dudas del saber demasiado, vamos a emprender decididos esta tarea: conocer la naturaleza de las combinaciones químicas.

### Combinaciones inorgánicas

#### DOS SUBSTANCIAS: UNA COMBINACIÓN

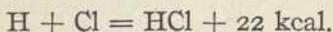
Éste es ciertamente el caso más sencillo: dos átomos se combinan formando una molécula. La molécula resultante está, pues, formada por dos átomos, y es la molécula más simple que puede imaginarse. Ya conocemos tales moléculas: HCl, el gas clorhídrico; CO, óxido de carbono; FeS, sulfuro de hierro. Podemos, pues, comprender que, por ejemplo, en la formación del clorhídrico, se encuentran un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno y engendran la nueva combinación. Pero sabemos que los átomos de cloro y los átomos de hidrógeno no se hallan en estado libre (véase pág. 133). Para el cloro libre y para el hidrógeno libre tuvimos que admitir el estado molecular, tuvimos que escribir  $\text{Cl}_2$  y  $\text{H}_2$ ; siempre están dos átomos unidos formando una molécula. Para la

formación de clorhídrico necesitamos, sin embargo, sólo un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno, es decir: antes de que los dos elementos puedan entrar en combinación, es necesario que los dos átomos de cloro y los dos átomos de hidrógeno se separen uno de otro, que se rompan las moléculas de cloro y de hidrógeno. Cuando se ha realizado esta rotura, entonces durante un corto momento los átomos están verdaderamente libres, y la combinación del Cl con el H se efectúa en seguida. El cloro y el hidrógeno en este estado libre, activo, se llaman también cloro e hidrógeno *in statu nascendi*, en estado naciente. Si descomponemos el clorhídrico, entonces por un breve instante los átomos de cloro y los átomos de hidrógeno están en libertad, y, si podemos impedir que se combinen formando HCl, los átomos volverán a unirse formando moléculas de cloro y de hidrógeno. De esto se deduce una regla química importante: en estado naciente los elementos son muy propensos a reaccionar.

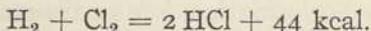
Si conservamos una mezcla de cloro y de hidrógeno, a la temperatura ordinaria, en la obscuridad, es muy estable: los dos elementos no se combinan. El motivo de no combinarse es precisamente el hecho de que las moléculas de cloro y de hidrógeno no están rotas; por lo tanto, si queremos lograr una combinación hemos de añadir energía. Una energía que baste para romper las moléculas  $H_2$  y  $Cl_2$ . Esto lo conseguimos calentando, o por medio de una chispa eléctrica o, en este gas cloro detonante, también por exposición a la luz, debiéndose advertir que sólo son eficaces los rayos azules y los violados, no los rayos rojos, de larga longitud de onda, que tampoco impresionan las placas fotográficas. Si introducimos energía, de esta manera se efectúa la combinación en el acto, con tanta violencia que ocurre una explosión, por lo cual se ha dado el nombre de gas cloro detonante a la mezcla de las dos substancias. Esta combinación es explosiva, lo cual quiere decir que en ella se produce energía, se pone calor en libertad. Basta también encender o calentar la mezcla de cloro y de hidrógeno en un pequeño punto; en este punto se combinan los dos elementos, la energía puesta en libertad basta para romper las moléculas vecinas y así, con ayuda de la energía que siempre va poniéndose en libertad, se propaga rápidamente la reacción a toda la mezcla. Una reacción en la cual se pone calor en libertad, como ocurre en este caso, se llama reacción *exotérmica*: sale

calor fuera (*ex*). Si, por el contrario, es preciso añadir calor para que la reacción se realice, o en otras palabras, si una reacción gasta calor, se llama *endotérmica*: debe entrar calor dentro (*in*).

Pero ahora se dirá: la unión del cloro y el hidrógeno es también una reacción endotérmica, porque hemos de darle energía para iniciar la reacción. Sin embargo, como el exceso de calor puesto en libertad es mucho mayor que el calor introducido y éste no actúa más que como excitante por esto se incluye esta reacción entre las exotérmicas. El calor producido o gastado en una reacción se llama *tonalidad térmica* de esta reacción. Del mismo modo que se puede medir el calor necesario para una reacción endotérmica, se puede valorar el que es puesto en libertad en una reacción exotérmica. La medida de la cantidad de calor, como ya dijimos en otra ocasión, es la caloría (*cal*), esto es, la cantidad de calor necesaria para hacer pasar la temperatura de 1 gr. de agua de 14,5° Celsius a 15,5° Celsius. Mil calorías constituyen una kilocaloría (*Kcal*), llamada también *gran caloría*. Cuando se quiere expresar la tonalidad térmica de una reacción en una igualdad o ecuación química — y esto es necesario, porque la tonalidad térmica, cambio de energía, es tan característica en una reacción como el giro en una casa comercial — se escribe el número de calorías a la derecha de la igualdad, con el signo más (+) delante si la reacción es exotérmica, es decir, cuando se produce calor, y con el signo menos (—) antepuesto si la reacción es endotérmica, o sea cuando se consume calor:

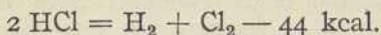


o bien, como siempre reaccionan dos átomos de cloro con dos átomos de hidrógeno:

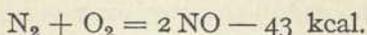


Reflexionemos ahora sobre el significado de estas fórmulas: la igualdad anterior dice que la acción de un mol (peso molecular en gramos) de hidrógeno, esto es, 2,016 gr. ó 22,4 litros de hidrógeno, sobre un mol de cloro, equivalente a 70,914 gr. o también 22,4 litros de cloro (véase pág. 119), se forman 72,930 gr. ó 44,8 litros de gas clorhídrico, y en esta reacción se ponen en libertad 44 grandes calorías, tonalidad térmica del clorhídrico.

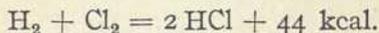
En la formación del clorhídrico, pues, se pone calor en libertad. ¿Qué ocurrirá si, inversamente, descomponemos el gas clorhídrico formado? Podemos considerar que en este caso habremos de añadir energía para destruir la molécula HCl formada, y resultará que la cantidad de energía así gastada es exactamente igual a la que se puso antes en libertad en la formación del mismo cuerpo. El calor de descomposición de la molécula del clorhídrico es exactamente igual al calor de formación :



Ésta es una nueva ley, no sólo aplicable a este caso aislado, sino de aplicación general : el calor de formación y el calor de descomposición de una combinación son siempre iguales y sólo se distinguen por su signo. En general, la formación de una combinación es un proceso exotérmico, en el cual, por lo tanto, se pone calor en libertad. Pero la descomposición de una combinación es un proceso endotérmico, por lo común ; existen también casos en que ocurre lo contrario : así se combinan  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$ , formando dos moléculas de óxido nítrico con absorción de calor :



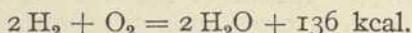
La formación y la descomposición del clorhídrico constituyen, pues, un proceso reversible ; por consiguiente, podemos leer la igualdad de izquierda a derecha y de derecha a izquierda :



Leída de izquierda a derecha significa : Del hidrógeno y el cloro se forma clorhídrico con desprendimiento de 44 kcal. Leída de derecha a izquierda significa : si añadimos 44 kcal. a dos moléculas de clorhídrico, éste se descompone en sus componentes. Conocemos muchos procesos reversibles de esta especie. Si añadimos al agua una determinada cantidad de calor, el calor de vaporización, se evapora, hierve. Pero cuando el vapor de agua se condensa convirtiéndose en agua líquida, entonces el calor de condensación queda libre y es exactamente igual al calor de vaporización.

Exactamente de la misma manera que del gas cloro detonante por adición de energía excitadora se forma clorhídrico, también a partir de una mezcla de hidrógeno y oxígeno se

forma agua. En este caso existen asimismo mezclas entre sí una molécula de  $H_2$  y una molécula de  $O_2$ ; también aquí debe preceder una rotura de la molécula por adición de energía excitante, y entonces la reacción se efectúa con violencia, según la igualdad :



Por lo tanto, también esta reacción es exotérmica y en realidad se ponen en libertad mayores cantidades de energía que en la formación de clorhídrico. Ahora comprendemos mejor lo que dijimos en la página 30 : el agua formada es más pobre en energía que la mezcla detonante ; las 136 kcal. todavía estaban contenidas en la mezcla y sólo esperaban el momento de desprenderse. Por esto la mezcla detonante es el sistema inestable, mientras que el agua es el sistema estable. También esta reacción es reversible ; sabemos que el agua a temperatura muy elevada se disocia térmicamente, que sus moléculas a una temperatura muy alta se rompen y el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno. Leída de derecha a izquierda la igualdad nos enseña en seguida qué cantidad de calor debe emplearse para descomponer el agua en sus elementos : 136 kcal.

Éste es, pues, nuestro primer descubrimiento en el campo de las combinaciones ; las reacciones químicas tienen una tonalidad térmica que nos enseña exactamente el gasto y la producción de energía. En general, en la formación de una combinación se pone calor en libertad, y en la descomposición de una combinación es absorbido calor. Los procesos son reversibles y, por lo tanto, representables por una misma igualdad :  $A + B = AB + x \text{ kcal.}$  quiere decir : la formación de  $AB$  produce  $x$  kcal. ; la descomposición consume la misma cantidad de kcal.

Éste es un conocimiento adquirido, pero también este conocimiento tiene sus puntos débiles ; si lo relacionamos con otros hechos antes encontrados, se presentan nuevos problemas. Sabemos que el agua a muy elevadas temperaturas se disocia en sus dos componentes, está disociada térmicamente. ¿ Requiere, pues, la reacción en que se forma agua a partir de  $2 H_2$  y  $O_2$ , bajas temperaturas ? ¿ Puede conservarse la mezcla inoperante a elevadas temperaturas, sin que se efectúe la combinación ? Esto sería ilógico, pues elevando la temperatura se comunica calor a la mezcla y, cuando

se le añade calor, entonces debe realizarse precisamente la combinación.

Cuando por esto preguntamos de nuevo a nuestro químico, nos responde así:

— A elevadas temperaturas se comunica calor a la mezcla; por consiguiente, se realiza la reacción. Esto es del todo exacto. Pero, como a estas altas temperaturas se descomponen nuevamente las moléculas, también debe ocurrir este proceso. Hemos de admitir, pues, que las dos reacciones se realizan simultáneamente. A partir de los átomos libres de H y de O y a elevada temperatura se forma así continuamente  $H_2O$  y al mismo tiempo se descomponen sin cesar

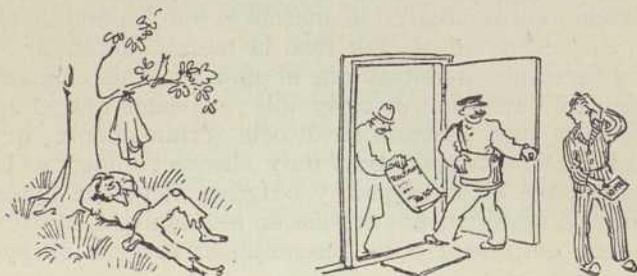
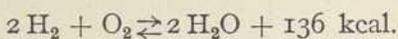


FIG. 144

moléculas de  $H_2O$  por disociación térmica. Ya conocemos tales procesos simultáneos. Cuando se evapora un líquido, pasan continuamente moléculas del líquido al aire de encima de él, se vuelven gaseosas y, por el contrario, van a parar continuamente moléculas gaseosas al líquido. Cuando llegan al aire más moléculas de las que pasan al líquido, se dice que el líquido se evapora. Cuando pasan al líquido más moléculas de las que se evaporan, se dice que el vapor se condensa en la superficie del líquido. Pero si se evaporan tantas moléculas como se condensan, entonces se habla de un equilibrio, a saber, de un equilibrio dinámico. Si no tengo ni un céntimo, pero tampoco tengo deuda alguna, mi hacienda está en equilibrio estable. Si cada día cobro diez marcos y gasto diez marcos, también habrá equilibrio, pero éste no será estático, sino dinámico. Exactamente lo mismo ocurre en el equilibrio de la presión osmótica (véase pág. 204): por difusión a través de la membrana entran en la célula tantas moléculas como salen de ella. Un equilibrio dinámico

como éste ocurre también en nuestra reacción; se forman exactamente tantas moléculas a partir de los átomos como moléculas se descomponen en sus átomos; así permanece la mezcla exteriormente invariable. Entonces se encuentran unos al lado de otros, hidrógeno, oxígeno y agua. Pero este *equilibrio químico*, como así se llama, cambia con la temperatura. A temperaturas bajas, por ejemplo a la temperatura ordinaria de la habitación, el equilibrio se establece cuando la formación de moléculas es casi total, es decir, se presenta equilibrio cuando sólo hay un mínimo número de ellas descompuestas, mientras que casi un cien por cien de átomos de hidrógeno y de oxígeno se han combinado formando moléculas de agua. A temperaturas muy elevadas el equilibrio está del otro lado; entonces hay equilibrio cuando se han formado muy pocas moléculas de agua y son muchas las descompuestas. A 2000° Celsius, por ejemplo, aproximadamente el 2 % de la cantidad total se ha disociado en hidrógeno y oxígeno, y a 1000° la disociación es todavía apreciable. A la temperatura de la habitación apenas hay disociación alguna, pero sin duda no deja de existir. Esta relación de equilibrio de una reacción química se expresa así:



Esta expresión no dice otra cosa que lo antes indicado; si se lee como indica la flecha superior, de izquierda a derecha, se forma agua con desprendimiento de calor; si se lee como indica la flecha inferior, de derecha a izquierda, a temperaturas elevadas el agua se descompone en sus elementos. Ahora hemos de añadir que siempre ocurren estos dos procesos simultáneamente, esto es, que ni la formación de agua a partir de sus primeras materias, ni la descomposición del agua en sus elementos, se realizan de un modo completo. Por la indicación de la tonalidad térmica se puede leer en seguida, a partir de la igualdad citada, el desplazamiento del equilibrio a elevadas temperaturas. Cuanto más alta es la temperatura, tanto más enérgica es la reacción endotérmica, es decir, de derecha a izquierda; al aumentar la temperatura el equilibrio cambia hacia el lado de la disociación; así se expresa el químico.

Vamos ahora a considerar otro ejemplo:

El amoníaco líquido es bien conocido de todos; químicamente no es más que una solución de gas amoníaco en agua.

Este amoníaco gaseoso tiene por fórmula  $\text{NH}_3$ , y es industrial y agrícolamente una substancia muy importante, pues contiene nitrógeno (N) en forma combinada. Las plantas, que tienen gran necesidad de nitrógeno, no pueden absorber el nitrógeno libre, tal como se encuentra en el aire; deben recibirlo en forma de una combinación química que pueda ser utilizada por ellas. En la Naturaleza las leguminosas (altramuces, etc.) representan la fábrica en la cual ciertas nudosidades de las raíces combinan el nitrógeno libre del aire. En la industria esta tarea incumbe a las fábricas de productos químicos.

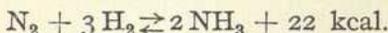
Tampoco el nitrógeno se encuentra en la Naturaleza en forma de átomos libres, sino en la de moléculas  $\text{N}_2$ , y esta forma molecular debe romperse. Las plantas no pueden hacerlo, y por esto el nitrógeno libre carece de valor. El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , es una combinación de nitrógeno, de la cual puede obtenerse, por un procedimiento adecuado, ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , cuyas sales son, por ejemplo, el nitro  $\text{KNO}_3$  y el nitro sódico o nitro de Chile,  $\text{NaNO}_3$ . Si logramos combinar el nitrógeno del aire con el hidrógeno



FIG. 145

formando amoníaco industrialmente, entonces Alemania podrá prescindir de la importación del nitro de Chile, tan importante para la agricultura, y del nitro ordinario (nitrato potásico), tan necesario para la obtención de materias explosivas, ya que puede disponer de las primeras materias hidrógeno y nitrógeno. Es bien sabido que la solución de este problema, y con ella la seguridad de poder disponer de los explosivos necesarios en tiempo de guerra, ha proporcionado a Alemania una ayuda decisiva.

El nitrógeno y el hidrógeno, pues, deben combinarse formando amoníaco. La igualdad de esta combinación es la siguiente:



El proceso de la formación del amoníaco es, por lo tanto, otra vez, exotérmico. Si se quiere obtener mucho amoníaco y el equilibrio debe desplazarse hacia el lado de las moléculas formadas, debe operarse, como en la obtención de  $\text{H}_2\text{O}$ , a bajas temperaturas. Pero esto sólo es una parte del problema. Consideremos una vez más las relaciones de los volúmenes.

De 1 litro de nitrógeno y 3 litros de hidrógeno se forman, como enseña la ecuación, 2 litros de amoníaco. En conjunto, 4 litros de primeras materias dan 2 litros de la combinación buscada, es decir: con la formación de amoníaco el volumen se reduce a la mitad.

En la formación de agua vimos que un proceso que consume calor se acelera cuando se le comunica calor. Hay hombres que no pueden guardar dinero alguno. Si tienen poco dinero, salen por la noche una vez a la semana. Si disponen de más dinero, tampoco éste les aprovecha, porque entonces salen dos o tres veces a la semana. Si tienen mucho dinero, bien, entonces salen cada noche para gastar rápidamente su dinero en alegre compañía. De nada sirve dar mucho dinero a gente como ésta. Vamos a examinar este proceso químicamente. El dar dinero es una acción exterior, el gastarlo es una reacción del hombre a esta acción. Se puede decir, pues, que ante la acción externa que le da dinero reacciona este hombre mediante un proceso por el que se esfuerza en disminuirlo en cuanto le es posible, lo gasta tan rápidamente como puede.

Esto es exactamente lo que vimos en el agua; si añadimos calor, entonces el agua reacciona con un proceso que gasta calor, esto es, con la descomposición en sus elementos. Y así como el agua reacciona a la acción del calor, como el hombre joven reacciona contra el dinero, así también reaccionan contra las acciones externas todos los procesos y equilibrios químicamente; se esfuerzan en actuar contra esta acción externa. El agua no quiere dejarse calentar, prefiere descomponerse, para lo cual gasta calor. El hombre joven no quiere tener dinero; sale de casa en seguida para malgastarlo.

Un par de hechos más del campo de la ciencia, que ilustrarán este importante principio:

En un recipiente tenemos una mezcla de hielo y agua. A esta temperatura hay equilibrio: ni se derrite el hielo, ni se solidifica toda el agua líquida. Si calentamos parece que debe aumentar la temperatura de la mezcla. Pero no es esto lo que ocurre, sino que más bien se excita el proceso, se gasta el calor, la temperatura permanece invariable y el hielo se derrite. La mezcla «escapa» a la acción externa, trabaja en contra



FIG. 146

de esa acción. El calor añadido no puede servir para aumentar la temperatura total, pues se emplea en la fusión del hielo.

Si ejercemos una presión exterior sobre un cuerpo, esta presión tiende a comprimirlo, es decir, a disminuir su volumen. Pero el cuerpo se defiende, no quiere contraerse. Por esto reacciona con un proceso que, por el contrario, tiende a dilatarlo: se calienta. Calentándolos los cuerpos se dilatan, como todo el mundo sabe. El cuerpo, pues, actúa nuevamente contra la acción externa, no quiere conformarse con un estado forzado y procura, en cuanto puede, disminuir la fuerza externa dirigida contra él.

Este principio, que es una de las más importantes leyes de la Naturaleza, se llama, según los nombres de sus descubridores, « principio de Le Chatelier y Braun », o « principio del mínimo esfuerzo ».

Para nuestra síntesis del amoníaco, esto es, para la obtención directa de  $\text{NH}_3$  a partir de sus elementos, se deduce una importante consecuencia de este principio. Según vimos, en la formación del amoníaco mediante sus elementos disminuye el volumen total hasta la mitad: 4 litros se vuelven 2; en general, de 4 volúmenes de primeras materias resultan 2 volúmenes de  $\text{NH}_3$ . Si prescindiendo de la temperatura hacemos que los dos gases se combinen formando  $\text{NH}_3$  a una presión elevada, ¿qué ocurrirá entonces?

Aquí la presión es una acción externa; el conjunto, es decir el sistema, actuará contra esta presión según el principio del mínimo esfuerzo; no sólo se contraerá con ella, sino que la rehuirá, iniciando un proceso que disminuya el volumen del sistema. En este caso se dice, pues: por la acción de una elevada presión el equilibrio se desplaza hacia el lado del amoníaco, porque éste sólo tiene la mitad del volumen de las sustancias de que se parte. Por lo tanto, si queremos realizar prácticamente la transformación de modo que el hidrógeno y el nitrógeno se conviertan en lo posible totalmente en amoníaco, hemos de operar a elevadas presiones, y, según ya vimos antes, a bajas temperaturas.

Pero todos estos hermosos conocimientos teóricos adquiridos no bastan para lograr verdaderamente la obtención del amoníaco mediante el hidrógeno y el nitrógeno; los dos elementos no quieren combinarse, no reaccionan entre sí. Existen también hombres a quienes no basta dinero alguno para hacerles reaccionar; trabajan y viven exactamente como antes, no salen de casa para poner en práctica el principio del

mínimo esfuerzo, sino que apáticamente guardan el dinero ; no reaccionan en modo alguno contra las acciones externas. Sería, pues, necesario resolver el tercer y más difícil problema : los dos elementos deben ser llevados a manifestar interés mutuo, esto es, a reaccionar ante todo uno sobre otro.

Si en una estancia hay dos hombres que no pueden verse uno a otro por estar enemistados, podremos imaginárnoslos sentado el uno en un rincón y el otro en otro, sin mirarse

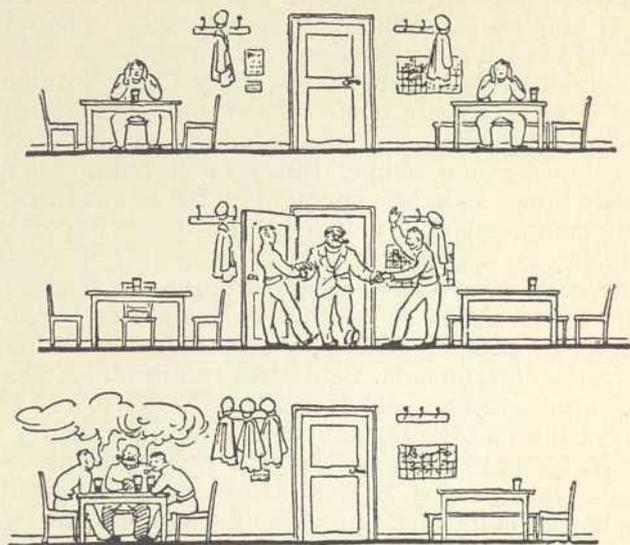


FIG. 147

siquiera, como si no existieran. Pero nosotros queremos reconciliarlos, y hacemos que un tercero, que es un buen amigo de ambos, entre en la estancia. Los dos irreconciliables se levantan, se aproximan al tercero, le saludan como buenos amigos, y sin darse cuenta siquiera se saludan bajo la influencia de aquél ; se dan también las manos y la unión queda restablecida.

Ésta es una importante pregunta : ¿Existen tales amigos en el mundo de las substancias?

Sabemos que  $H_2$  y  $O_2$ , a la temperatura ordinaria, no entran en reacción. Si elevamos la temperatura, en seguida se combinan. Pero hay otro camino para que la unión se efectúe. Tomemos platino muy finamente dividido, la llamada

«esponja de platino», y luego hagamos pasar por ella una mezcla de hidrógeno y oxígeno; súbitamente, aun a la temperatura ordinaria, se combinan y forman agua. En este proceso el platino no se altera, desempeña el papel del amigo mediador, que da la mano a las dos substancias y las une entre sí. Están ya combinadas y así quedan sonrientes y contentas, para volver a reanudar su vida amistosa.

Este importante proceso en el cual una substancia, sin alterarse ella misma, favorece la combinación de otras dos, recibe el nombre de *catálisis*, y la substancia que actúa en este sentido se llama *catalizador*. Así, por simple acción de la luz se combinan ya, según vimos,  $H_2$  y  $Cl_2$ , y forman  $HCl$ , pero no se logra de este modo que se combinen el hidrógeno y el bromo. Si se emplea el platino como catalizador se efectúa la combinación a temperatura poco elevada, cosa que de otro modo nunca se habría conseguido. De esta manera, pues, podemos comprender que una de las tareas más importantes y más difíciles de la Química, es la de encontrar el catalizador más adecuado para una reacción. Porque no siempre es el platino el que sirve. El platino es realmente, como suele decirse, un catalizador general, y sus efectos no se limitan a una reacción determinada. Pero otros catalizadores son específicos, actúan en una sola reacción, y lo difícil es hallarlos.

Si probamos a calentar una mezcla de hidrógeno y nitrógeno, para forzar su unión con elevadas temperaturas, veremos que nada conseguimos. Pero si añadimos un catalizador (se emplea hoy en la industria un óxido de aluminio que contiene hierro, de composición secreta), finalmente se consigue la deseada combinación: de la mezcla de hidrógeno y nitrógeno se forma amoníaco. Desgraciadamente sólo a temperaturas elevadas, y esto significa, según ya hemos visto, una pérdida en el rendimiento de amoníaco. Porque los catalizadores sólo actúan acelerando la velocidad de la reacción, pero no desplazan el equilibrio. El aumento de la temperatura también acelera la velocidad de la reacción, a menudo tanto, que un aumento de  $10^\circ$  puede duplicarla, pero a la vez desplaza el equilibrio, en la formación del agua como en la formación del amoníaco, hacia el lado de la descomposición de la substancia. La gran ventaja de los catalizadores estriba en que aceleran la reacción; pero no hacen variar el rendimiento. A temperaturas bajas, la velocidad de la reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno es tan pequeña que prácticamente no se forma nada de amoníaco. A temperaturas elevadas la velocidad de reacción es mayor, pero también es mayor

el número de moléculas formadas que se descomponen. Por esto hace falta aquí un catalizador, que, sin embargo, tiene la desagradable propiedad de no entrar en actividad sino a elevadas temperaturas.

La industria ha de procurar salir del paso en estas circunstancias y encontrar un término medio acertado entre el deseado aumento de la velocidad de la reacción por el catalizador y el aumento de la temperatura, para lograr el mayor rendimiento combinando una gran presión, por una parte, y la elevación de temperatura, que perjudica la producción de amoníaco, por otra parte; hoy se trabaja según el procedimiento de Haber Bosch, que ha adquirido fama mundial, a menos de 200 atmósferas de presión, a una temperatura de 500° Celsius y con el catalizador ya mencionado de óxido de aluminio ferruginoso. Por este procedimiento prepara Alemania su amoníaco y con él el nitrógeno combinado usado económica, técnica y militarmente; así se ha hecho independiente de la importación extranjera, y hasta llegó a exportar grandes cantidades de aquél hasta el momento en que en el extranjero se descubrieron también estos procedimientos de síntesis.

Las combinaciones que hasta ahora hemos considerado, se caracterizan porque en ellas se unen simplemente dos átomos de dos elementos en una molécula. En el clorhídrico y en el agua se realiza la unión, con ayuda de un pequeño excitador, espontáneamente; en el amoníaco tuvieron que buscarse penosamente medios que produjeran la unión directa. Siempre hay en estas combinaciones sólo dos elementos, y el número de átomos que entran en la combinación depende, naturalmente, de la valencia. El hidrógeno es monovalente; el cloro también lo es, pero el oxígeno es divalente respecto del hidrógeno y el nitrógeno trivalente respecto del mismo así; las combinaciones deben ser:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_3\text{N}$ .

Exactamente así se combinan muchos elementos directamente con el oxígeno; sabemos que esta reacción se llama oxidación y que las combustiones deben contarse entre las oxidaciones. Cuando arde el carbón, quemándose por completo, entonces se combina el carbono tetravalente con el oxígeno divalente, formando la combinación  $\text{CO}_2$ , dióxido de carbono. También las combustiones son procesos exotérmicos y deben excitarse primero calentando, pero luego siguen con gran intensidad. Lo contrario de una oxidación es una reducción (véase pág. 91), en la cual se quita oxígeno a una combinación.

## EL CAMINO DEL ACERO

Ya indicamos anteriormente que el proceso de reducción es de especial importancia para la obtención industrial de los metales. El hierro, la más importante de las materias industriales para el hombre, es, en verdad, un elemento muy esparcido y que a menudo se encuentra; pero en estado nativo sólo se halla en la Tierra en tan pequeñas cantidades, que sería vano intentar la obtención industrial del hierro a partir del que se halla libre en tan escasa proporción. En la Tierra se encuentra el hierro principalmente en forma de combinaciones, siendo las más importantes las combinaciones con el oxígeno, los óxidos de hierro. Para obtener hierro puro, por lo tanto, hemos de separar el oxígeno de la combinación, hemos de reducir el óxido de hierro y quedarnos con el hierro aislado (Fig. 148).

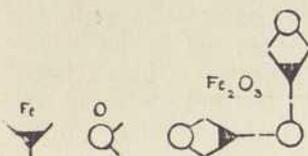
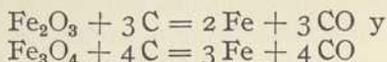


FIG. 148

Existen dos óxidos de hierro que tienen las fórmulas  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; en la primera el hierro es trivalente, pues los tres átomos del oxígeno divalente tienen en conjunto seis valencias, y por lo tanto los dos átomos de hierro deben tener cada uno tres valencias para sumar entre los dos también seis valencias. En el segundo óxido no se ve directamente la valencia a partir de la fórmula. Esta combinación es más bien de naturaleza complicada; contiene también  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , es decir, el óxido del hierro trivalente y además  $\text{FeO}$ , esto es, un óxido del hierro divalente, o sea, en conjunto  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , o con mayor exactitud  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ . El hierro se encuentra, lo diremos aquí brevemente, sobre todo en combinaciones, tanto divalente como trivalente; así existe un cloruro de hierro 2,  $\text{FeCl}_2$  (en este modo de escribir los nombres se incluye en ellos el número que expresa la valencia) y un cloruro de hierro 3,  $\text{FeCl}_3$ . Los correspondientes óxidos son  $\text{FeO}$ , óxido de hierro 2 y  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , óxido de hierro 3. Antes (\*) se distinguían en el hierro (y también en el cobre y en otros elementos) estas distintas combinaciones que se originan a causa de la diferente valencia del metal con los nombres de combinaciones (o compuestos) *ferrosas* o *férricas*, nombres que todavía se encuentran

(\*) En España sigue todavía haciéndose así, llamándose a los dos cloruros respectivamente cloruro ferroso y cloruro férrico, y a los dos óxidos, óxido ferroso y óxido férrico. — N. del T.

a menudo en las obras de Química. Los nombres terminados en *oso* corresponden a la menor valencia, y los terminados en *ico* a la mayor. Por consiguiente, las combinaciones ferrosas son las del hierro divalente, y las férricas las del hierro trivalente. El óxido ferroso  $\text{FeO}$ , que está contenido en la combinación  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , no se encuentra libre en la Naturaleza, porque es muy fácilmente oxidable. Las fórmulas para la reducción del hierro a partir de sus óxidos empleando reductores apropiados, que separen el oxígeno de la combinación, cuando se emplea como reductor el carbón, son, pues :



Teóricamente esto parece muy sencillo, pero pocos procesos entre las sustancias químicas muestran de una manera tan clara cuán grande es la diferencia entre una igualdad o ecuación química establecida teóricamente y su aplicación práctica en la industria. En la obtención del amoníaco ya hemos podido observar las dificultades que se presentan cuando las sustancias no quieren combinarse. Aquí las dificultades no son de otra especie, pues estriban sobre todo en los procesos muy complicados que en realidad se efectúan cuando se quiere reducir el óxido de hierro con carbón. Pero dedicaremos a este tema un capítulo especial, porque es un ejemplo de la complicada naturaleza de muchas reacciones químicas, ya que la obtención del hierro es de extraordinaria importancia para la industria en general y, sobre todo, porque el proceso técnico y su utilización industrial forman un cuadro magnífico de la armonía que existe entre las diversas actividades de la Química técnica en los distintos campos de trabajo, y respectivamente en cuanto se refiere a la obtención del acero.

Los minerales de hierro son, pues, el punto de partida, encontrándose en ellos el hierro en forma de óxido o de sulfuro. Pero ahora nos limitaremos a considerar que también en la Naturaleza las combinaciones de hierro en los minerales no se hallan en estado de sustancias puras, sino en forma de mezclas, a menudo muy complejas, de óxidos de hierro, combinaciones de silicio, combinaciones de calcio, manganeso, etc. Estas mezclas que acompañan a un mineral se llaman «gangas» del mismo, y el tratamiento de estas gangas requiere disposiciones técnicas especiales para separar el metal y la ganga. Las combinaciones de hierro están

muy esparcidas en la Tierra, sobre todo los óxidos hidratados de hierro, que son la causa de los colores pardo, rojo y amarillo de las tierras, por ejemplo, de la arcilla: sabemos que el ocre pardo rojizo es un óxido de hierro. Todos los minerales de hierro naturalmente sólo son industrialmente aprovechables para la extracción del hierro cuando su tanto por ciento en hierro es elevado. Los minerales más convenientes son: la hematites ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), la magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), la limonita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ), es decir, el óxido de hierro hidratado, la siderosa ( $\text{FeCO}_3$ ), que es un carbonato de hierro y, finalmente, la pirita ( $\text{FeS}_2$ ). Los minerales que no contienen el hierro en forma de óxidos deben someterse a una operación

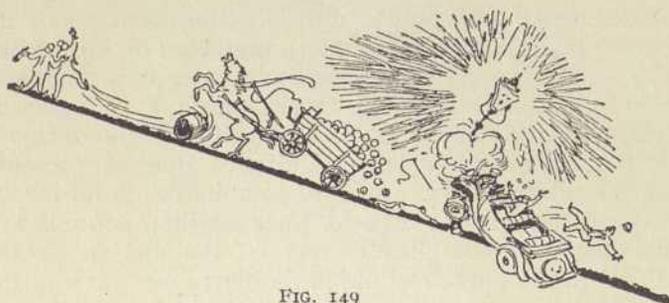


FIG. 149

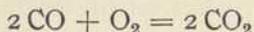
preliminar, por ejemplo, la pirita a la tostación, para que, finalmente, el hierro esté sólo en forma de combinaciones oxigenadas. De estas últimas se obtiene el hierro por reducción.

El proceso puramente teórico de esta reducción es bastante sencillo, como ya vimos antes, y parece que no ofrece dificultad alguna calentar el hierro con carbón, expulsar el óxido de carbono que se forma y recoger el hierro que queda de residuo.

Si quisiésemos, confiados en este sencillo proceso teórico, obtener industrialmente el hierro de sus minerales, nos encontraríamos de súbito tal vez en el caso de aquellos jóvenes de quienes se cuenta que, una noche, estando algo beodos en lo alto de una empinada carretera, vieron en el suelo un barril vacío, y no pudieron resistir la tentación de hacerlo rodar montaña abajo. Por de pronto corrió moderadamente, dando saltos al bajar por la pendiente, y nadie presumió que pudiese ocurrir nada inesperado: el barril debería llegar al final de la cuesta y allí rodaría por la recta carretera hasta

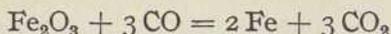
detenerse. Pero se presentaron inesperados accidentes: en una curva tropezó con un carro tirado por una caballería, y cayó el caballo; el carretero, con la sacudida fué a parar al suelo, y, desgraciadamente, quedó éste delante de un automóvil en rápida marcha; el chofer quiso frenar a tiempo, pero con el brusco movimiento el auto fué a dar contra un árbol; el ocupante del automóvil, un famoso cirujano llamado para hacer una operación urgente, quedó gravemente herido, y tuvo que ser llevado a un hospital; el paciente que debía ser operado murió, resultando de esto la ruina de una gran empresa industrial; en una palabra, a causa de un suceso casual puede presentarse una serie de casualidades que lleguen a producir un cataclismo. Lo importante para nosotros es que, aun en el curso de un proceso, al parecer muy claro y fácilmente comprensible, pueden ocurrir hechos secundarios que, dificultándolo o favoreciéndolo, intervengan en su parte esencial y que, si se quiere asegurar bien el éxito del proceso principal, deben ser tenidos en cuenta. Por este motivo debemos ocuparnos en primer lugar de los posibles procesos secundarios de esta reacción, para estar seguros de que no intervendrán perturbando su buena marcha y para que al llegar al final no resulte que en vez de hierro puro obtengamos algo muy diferente, inesperado.

Según nuestra primera igualdad,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es reducido por C a Fe, formándose CO, óxido de carbono. Este CO, óxido de carbono, llamado también monóxido de carbono, nos pone ya sobre aviso, porque sabemos que existe, además de él, otra combinación que también es óxido de carbono, el  $\text{CO}_2$ , dióxido de carbono. ¿Qué relaciones tienen estas dos sustancias con la combustión del carbón? Cuando el carbón se quema por completo, se forma, según la igualdad  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ , dióxido de carbono. Si predomina el carbón, de modo que éste no se queme por completo, la reacción se efectúa según la igualdad  $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ ; pues bien, el carbono es propiamente tetravalente (el carbono divalente, cuya existencia debe admitirse en esta combinación CO y en algunas combinaciones orgánicas es una solución ocasional), es decir, la combinación del carbono tetravalente con dos átomos de oxígeno divalente,  $\text{CO}_2$ , es en realidad el «verdadero» óxido de carbono. Esto se manifiesta también prácticamente por el hecho de que el CO todavía es combustible, según la igualdad:



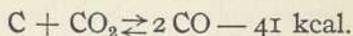
Esta igualdad es muy importante para nuestra reacción. Pues si en la reducción del óxido de hierro se forma óxido de carbono, entonces, con acceso de aire, este óxido de carbono puede arder muy fácilmente, convirtiéndose en dióxido de carbono, reacción secundaria, sobre cuya significación respecto de nuestra reacción principal nada podemos decir de momento. ¡Pero debemos tenerla presente!

El hecho de que el CO sea él mismo combustible, nos deja todavía abierta otra posibilidad. Combustible quiere decir tener cariño al oxígeno, y esto a su vez significa ser fácilmente oxidable o, a la inversa, obrar como reductor. Por lo tanto, el óxido de carbono actúa todavía, como el carbono puro, como reductor sobre el óxido de hierro, según la igualdad:



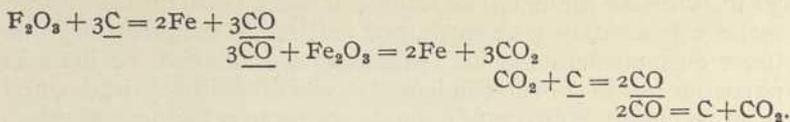
Por consiguiente, no sólo el oxígeno del aire quema el óxido de carbono convirtiéndolo en  $\text{CO}_2$ , sino también el oxígeno del óxido de hierro. Y como en la reducción de este óxido de hierro por el carbón se forma CO, podemos admitir con razón que este CO naciente reacciona en seguida con  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , según la anterior igualdad, produciendo Fe y  $\text{CO}_2$ . Ésta es una reacción secundaria que interviene en el proceso principal favoreciéndolo; no sólo el C reduce el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , sino también el CO formado en esta reducción.

Pero el  $\text{CO}_2$  formado no deja de actuar y no sale pacíficamente de la mezcla de las diferentes sustancias para dirigirse al aire. Todo el proceso se realiza a muy altas temperaturas, y a estas altas temperaturas ocurre una nueva acción: para poder salir, el  $\text{CO}_2$ , que se forma muy abajo en la masa, debe atravesarla toda y al hacerlo se pone en contacto con el carbón y reacciona según la igualdad

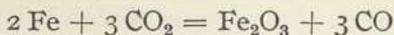


Una reacción reversible en equilibrio químico que, como indica la tonalidad térmica, a elevadas temperaturas, sobre todo, suministra CO, pero a temperaturas bajas, leída de derecha a izquierda, forma con CO, al revés, nuevamente C y  $\text{CO}_2$ . Vemos, pues, que aquí ocurre una serie de reacciones, que es difícil de seguir exactamente, todas las cuales intervienen en el proceso de reducción, debiéndose añadir aún, sobre todo, que la descomposición de 2 CO en C y  $\text{CO}_2$  a temperaturas medias se realiza en presencia de un catalizador;

pero el catalizador necesario es el hierro, que precisamente resulta de la reducción. Podemos, pues, expresar de la siguiente manera la cadena de reacciones, haciendo notar que las sustancias de fórmula subrayada actúan reduciendo el óxido de hierro:



El hecho de que en todas estas reacciones aparezcan sustancias reductoras como C y CO, nos demuestra que hasta ahora todas las reacciones intervienen favorablemente. Pero ocurre que todavía se presenta otra reacción secundaria que no es en manera alguna favorable, sino, por el contrario, perjudicial. Al atravesar la masa, el dióxido de carbono no sólo se pone en contacto con el carbón (con lo cual, como ya se ha dicho, se transforma en C y CO), sino que reacciona también directamente con el hierro libre, ciertamente sólo a elevadas temperaturas, según la igualdad



La reducción de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  por CO es también, como enseña la igualdad, un proceso reversible; a elevadas temperaturas, de  $\text{CO}_2$  y Fe se forman otra vez  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y CO, es decir, del hierro puro se vuelve al óxido de hierro. Además, actúa también desfavorablemente el hecho de que el carbón, que se forma en la descomposición de  $2\text{CO}$  en C y  $\text{CO}_2$ , no se emplea completamente en la reducción de óxido de hierro, sino que, muy finamente dividido, se precipita sobre él y, cuando funde a elevadas temperaturas, penetra en este hierro; el hierro libre resultante de este proceso es así impuro, mezclado como está con carbón, lo cual es muy desfavorable, como más adelante veremos.

Resulta, pues, de hecho que, al efectuarse la reacción principal, se efectúan también otras muchas reacciones secundarias, las cuales, en parte, la favorecen y en parte la perjudican en su marcha.

En la industria hay que tener en cuenta todas estas reducciones, y el proceso industrial de la obtención del hierro en los altos hornos demuestra que se ha conseguido hacer eficaces todas las reacciones secundarias favorables. Ciertamente

no puede combatirse aquí la proporción de carbono contenido en el hierro en bruto de los altos hornos, y por esto es preciso someter este hierro a un tratamiento ulterior: éste es el camino del acero.

Un alto horno es un horno de cuba de una altura de 20 a 30 m. y de un diámetro de unos 3 m. Está construido con materias refractarias y se carga por arriba. Al cargarlo hay que tener en consideración las reacciones secundarias. Se llena la parte inferior del horno con leña y se vierte encima, primero, una capa de coque. Sobre esta capa de coque se echa luego el mineral de hierro mezclado con fundentes. Estos fundentes deben convertir la ganga del mineral en escoria fácilmente fusible, a la cual se da después salida. Si la ganga del mineral es «ácida», como en las mezclas que contienen ácido silícico o cuarzo puro ( $\text{SiO}_2$ , dióxido de silicio), el fundente es la cal. Si, por el contrario, la ganga es «básica», es decir, algo rica en cal, se añade arena cuarzosa. Este fundente, a las altas temperaturas del horno, forma con la ganga una mezcla fácilmente fusible, en la cual se encuentran  $\text{CaO}$ , óxido de cal o cal viva;  $\text{SiO}_2$ , cuarzo; y óxido de aluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . A la capa de mineral con su fundente (al conjunto se llama en alemán «Möller») sigue una capa de coque, luego otra capa de Möller, y así sucesivamente hasta que el horno está lleno.

Entonces se enciende la leña, y por la parte inferior se insufla aire caliente en el horno, quemando su oxígeno la capa inferior del coque. El oxígeno del aire se combina con el carbono del coque formando dióxido de carbono (igualdad I en el esquema, fig. 150). El  $\text{CO}_2$  formado, pasa a través del coque y reacciona con el carbón, dando óxido de carbono (igualdad II). Este CO entra ahora, a elevadas temperaturas, en la capa de mineral y reduce el óxido de hierro a hierro, convirtiéndose él mismo en dióxido de carbono (igualdad III en la capa B). Pero el aire insuflado arrastra este  $\text{CO}_2$  hacia arriba, se pone entonces nuevamente en contacto con el carbono y se transforma otra vez en CO (igualdad II en la capa C). Otra vez asciende CO, entra de nuevo en la capa de óxido de hierro y reduce el óxido a hierro. Este proceso se repite rítmicamente una y otra vez; en la capa de coque el dióxido de carbono que penetra en ella se reduce a óxido de carbono, y este óxido de carbono reduce luego, en la capa de mineral, el óxido de hierro. Este hierro baja lentamente de arriba abajo. Como las temperaturas del alto horno van creciendo siempre hacia abajo, en las capas inferiores llegan a más de  $1500^\circ$ ; también varían las reacciones en las distintas capas del horno.

En la parte de arriba reina una temperatura de unos 400°. Aquí la carga se seca y se esponja. Debajo, en la parte principal del horno, la temperatura es de 500 hasta 900°; ésta es la zona propia de reducción, en la que, por este proceso, se pone en libertad el hierro del óxido de hierro.

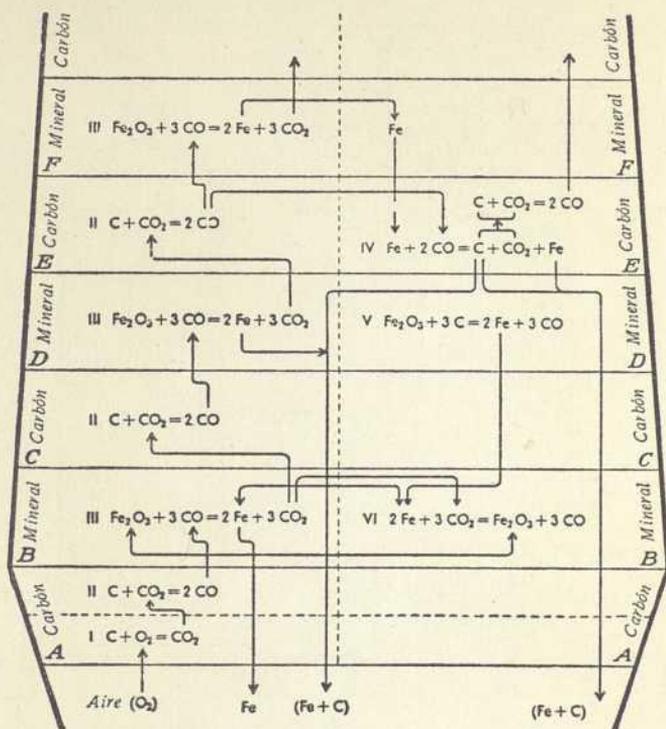
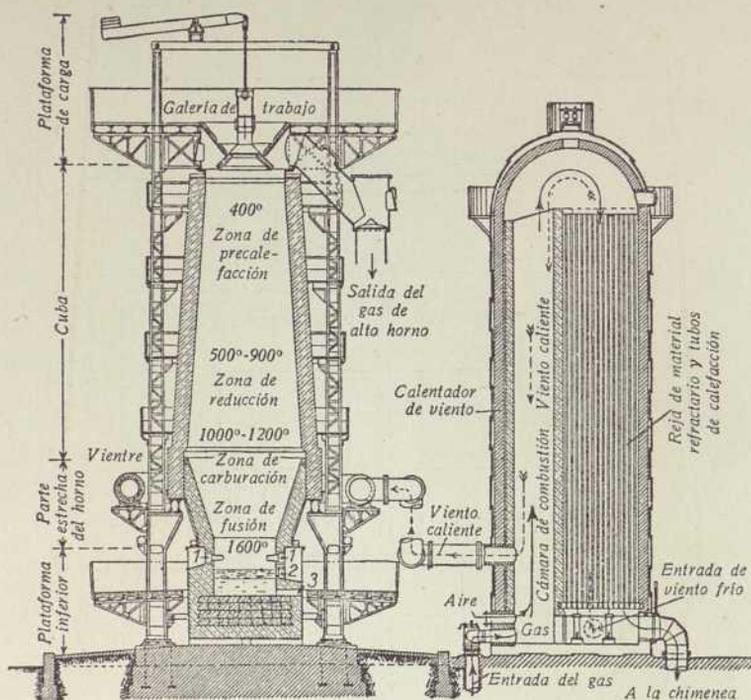


FIG. 150

Este hierro libre baja en el horno, llega, pues, de la capa F a la capa E (mitad derecha del esquema). Pero allí se ha formado justamente, a partir del carbón y del dióxido de carbono, óxido de carbono; por consiguiente, al bajar el hierro libre se pone en contacto con el óxido de carbono. Así se presenta la reacción secundaria por la acción catalítica del hierro y el óxido de carbono se descompone en carbono libre y dióxido de carbono. El hierro queda de este modo inalterado, pero una parte del carbono formado se deposita en forma

muy dividida sobre el hierro, que se lo lleva consigo. El  $\text{CO}_2$  que se ha formado asciende por entre la capa de coque y se convierte en  $\text{CO}$  (igualdad IV del esquema). El hierro cargado de carbón baja hasta la zona caliente inferior del horno, en donde se hace fundir. Así funden también los componentes

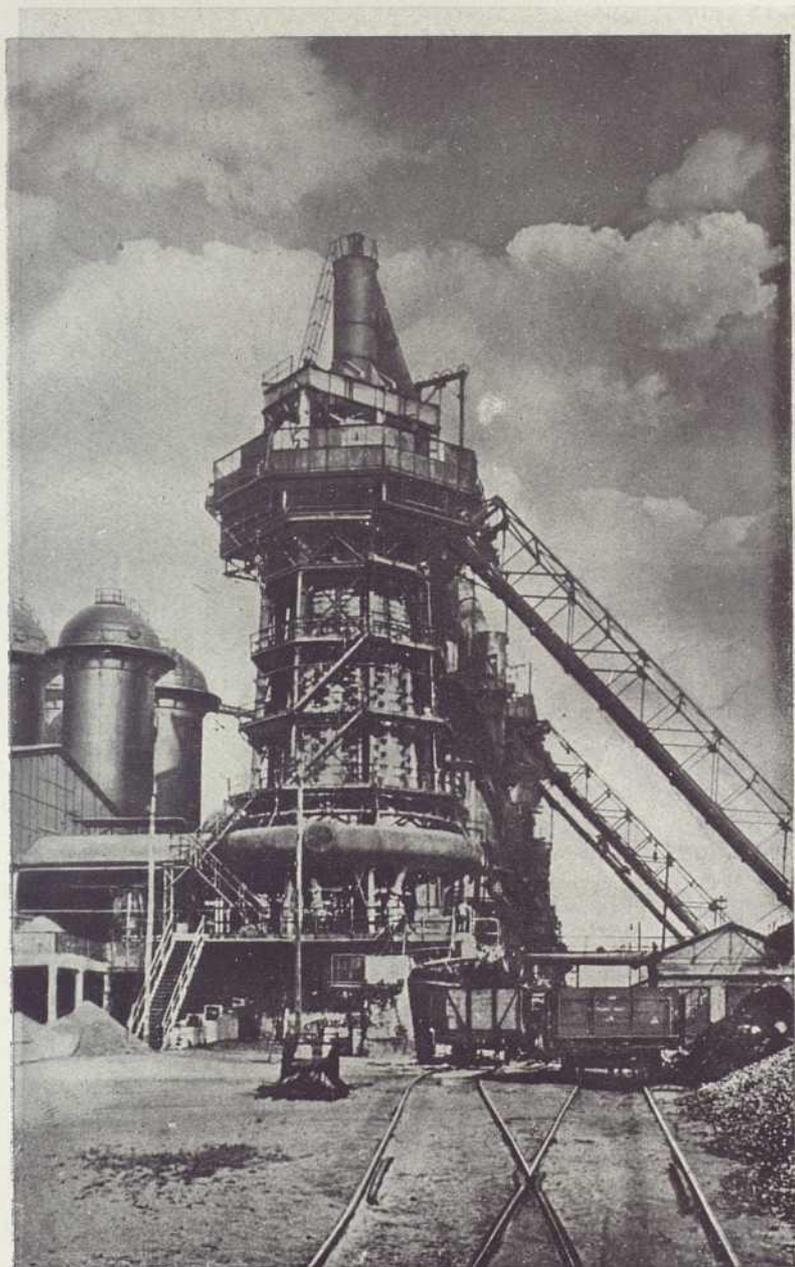


1, toberas; 2, salida de escorias; 3, abertura de sangría

FIG. 151

de las gangas, y en el fondo del horno se reúne el hierro carbonoso líquido y encima las «escorias» más ligeras.

Pero una parte del carbón formado según la igualdad IV desciende libre a la capa inferior siguiente de mineral, y aquí reduce como antes arriba el óxido de hierro a hierro (igualdad V del esquema). El hierro libre así formado baja también como todo el otro hierro al fondo del horno. Pero en la capa muy caliente *B* se pone en contacto con  $\text{CO}_2$  y se oxida convirtiéndose en  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , reacción secundaria perturbadora que



Instalación de altos hornos con calentadores de vientos (izquierda) y montacargas oblicuos para la carga de los hornos.



En el convertidor Thomas se insufla una corriente de aire caliente a través del hierro en bruto, y en ella se queman el carbón superfluo y las impurezas perjudiciales: el hierro en bruto se convierte en acero

LÁMINA X

se presenta a elevadas temperaturas. Las flechas del esquema expresan cómo se suceden unas a otras las distintas reacciones. Hacia abajo se separan finalmente hierro líquido y escorias. Como la escoria es más ligera que el hierro, flota encima de él y puede dársele salida por una abertura especial (fig. 151).

Esta escoria, que flota encima del hierro fundido en el fondo del horno, está formada, según vimos, sobre todo por cal, silicio y oxígeno, es decir, elementos que se hallan a menudo en la corteza de la Tierra. Esto impulsa a hacer una comparación que la Geología por otra parte confirma. En realidad, la superficie sólida de la Tierra no es otra cosa más que la escoria que flota encima del núcleo metálico en fusión ígnea del cuerpo terrestre; también en ella se han reunido las combinaciones de silicio y aluminio-calcio, y asimismo las de hierro y oxígeno. Pero la existencia del hierro en la escoria de la Tierra se parece también a la proporción extremadamente pequeña de hierro de las escorias de los altos hornos; de la extraordinaria riqueza de la Tierra en este valioso material sólo está a nuestra disposición la porción que ha ido a parar a la escoria; estamos encima de cantidades inmensas de metal y no podemos alcanzarlas. Sólo podemos recoger algunas gotas que de la colosal riqueza han pasado a la escoria.

Si, pues, el hierro y la escoria bajan al fondo del horno, los gases ascienden por él hasta lo alto, experimentando en el trayecto muchas transformaciones y por último saliendo. Contienen ante todo mucho CO, y por esto son todavía combustibles. Antes se encendían estos gases (\*), y las llamas luminosas de los altos hornos, que eran visibles de lejos, son conocidas por muchos de otros tiempos. Pero pronto se vió lo que se malgastaba; estos gases por una parte eran muy calientes, tenían siempre una temperatura de 200 a 300°, y por otra parte desprendían al arder mucho calor. Y para el funcionamiento de los altos hornos el calor era muy necesario; hay que insuflar en ellos aire caliente por la parte inferior. Así se emplearon los gases desprendidos para calentar el aire; corresponden a cada alto horno cuatro « calentadores de viento », altas torres terminadas por arriba en cúpula, que caracterizan por fuera el alto horno. Interiormente están construídas de manera que el aire o gases, que se insuflan a su través, se ven forzados a pasar por « vías » de material refractario al cual calientan. A estas torres se con-

(\*) El gas que sale se llama en España « gas de alto horno », y en Alemania *Gichtgas*. — *N. del T.*

ducen luego los gases que salen del horno, que primero se calientan con el calor del material refractario interno, y luego son quemados con el aire dentro del calentador; así el material refractario del calentador, llamado *Cowper*, se calienta mucho. Entonces se cierra la entrada de gas del alto horno que se ha calentado en el *Cowper*, y, caliente, se insufla en el horno por las toberas. El material refractario, que con esto se ha enfriado, vuelve a calentarse con el gas de alto horno.

Finalmente, se emplean también las escorias, principalmente en las fábricas de cemento de alto horno, que se instalan ahora en la vecindad de los altos hornos.

El hierro carbonoso va luego a las fábricas de acero, es el llamado hierro en bruto, hierro colado o fundición. Al salir del horno se le recibe en moldes de arena, donde se solidifica, o se vierte directamente en grandes recipientes que se transportan en seguida a las fábricas de acero. El hierro en bruto se funde con facilidad, porque el carbón que contiene disminuye el punto de fusión; el hierro en bruto funde ya a  $1100^{\circ}$ . Por otra parte, a causa del carbón que lleva es muy quebradizo. Si se enfría bruscamente este hierro en bruto (y contiene todavía manganeso), el carbono se combina químicamente con el hierro: se forma la combinación  $Fe_3C$ , llamada carburo de hierro o cementita. El hierro resultante se llama también *fundición blanca*. Pero si el hierro en bruto contiene silicio y se deja enfriar lentamente, entonces se separa carbono libre en forma de *grafito*, y este grafito da al hierro un aspecto gris: *fundición gris*.

En la industria es preciso ahora descarburar este hierro en bruto. Esto se logra procediendo al revés de lo que se hace en los altos hornos, quemando el carbón en el hierro para formar  $CO$  ó  $CO_2$ .

Para ello existen varios procedimientos, que en parte dependen de las impurezas que siempre acompañan al hierro en bruto. Primero, según el procedimiento que lleva el nombre de su inventor Sir Henry Bessemer, se pone el hierro de fundición en un gran « convertidor » de hierro piriforme y se insufla aire caliente a través del hierro fundido; así, el carbón del hierro se quema; las temperaturas en el interior del convertidor Bessemer suben hasta más de  $2000^{\circ}$ . El convertidor está recubierto interiormente de un « forro ácido », que es una mezcla de arcilla y arena cuarzosa. Por la combustión, en el convertidor se queman a la vez

eventuales impurezas de silicio; los gases de combustión salen por arriba de la caldera abierta, el hierro líquido se vierte sencillamente volcando la caldera piriforme.

La proporción de ácido fosfórico que acompaña a muchos hierros en bruto presentaba una dificultad especial. Con la combustión en el convertidor Bessemer no se conseguía eliminar este ácido fosfórico. Entonces el inglés Sidney Gilchrist Thomas logró aplicar al convertidor otro «forro», un revestimiento de dolomita y cal. Este forro «básico» del convertidor absorbe los productos de combustión del fósforo, y de este modo aun facilita el trabajo del hierro en bruto fosforado. Pero la ventaja especial de este procedimiento estriba en que la misma caldera Thomas constituye un producto importante cuando ha absorbido el producto de combustión del fósforo; se muele finalmente el forro y se emplea en agricultura como un importante abono rico en ácido fosfórico, que lleva el nombre de escorias Thomas, pues las plantas sólo pueden absorber el fósforo, como el nitrógeno, en determinadas formas, y la caldera Thomas no sólo resolvió el problema de poder trabajar el hierro fosforado, sino que también contribuyó a la solución del segundo problema, de proporcionar a la agricultura el fósforo combinado que le es tan necesario.

Mencionaremos también los procedimientos que llevan los nombres de *William Siemens* y de los hermanos *Pierre y Emile Martin*, que esencialmente se basan en los mismos principios y sólo difieren en la ejecución técnica.

La mayor parte del hierro en bruto obtenido en Alemania contiene fósforo, y la producción de acero se consigue casi exclusivamente empleando el forro básico debido a Thomas.

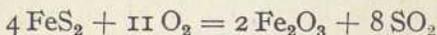
Dijimos ya antes que la ciencia del hierro y del acero ha llegado a ser una ciencia especial de la cual no podemos comunicar aquí ni siquiera los más importantes hechos. Las diferentes clases de hierro, como hierro colado, hierro de forja, acero, fundición, etc., se distinguen unas de otras por su proporción de carbón y por sus propiedades, pero se diferencian también por la manera de presentarse el carbón en los hierros: en forma de combinación química o de mezcla, integrando los propios cristales de hierro o no. También el enfriamiento rápido o lento desempeña un gran papel; en una palabra, el químico del hierro debe tener gran acierto, como un buen cocinero, para obtener una determinada suerte de hierro o de acero; un pequeño exceso de una substancia añadida, y todo se altera o se echa a perder. Por adición de otros

metales, como cromo, níquel, manganeso, tungsteno (volframio), molibdeno, vanadio, se obtienen los llamados aceros nobles, como el acero-tungsteno, el acero-cromo-níquel, aleaciones, cristales, mezclas, etc., que hacen más rico y más difícil el campo de la ciencia del hierro. Para nosotros deben bastar aquí los fundamentos de la obtención del hierro como ejemplo de la manifestación de numerosas reacciones acopladas y, sobre todo, como ejemplo de uno de los más importantes procesos técnicos en que las reacciones químicas desempeñan papel decisivo.

#### ACCIÓN DE LAS MASAS

El camino que conduce al hierro y al acero principia en el punto en que el mineral de hierro es reducido a hierro metálico por el carbón y el óxido de carbono. Los minerales que no contienen el hierro en forma de óxido, por ejemplo la de pirita,  $\text{FeS}_2$ , deben trabajarse de modo que el sulfuro se convierta en óxido: esto es lo que decíamos. Pero en este punto principia a la vez un nuevo camino de la obtención industrial de una importante substancia y nuevamente se observa aquí que en la industria química los procesos están maravillosamente acoplados. Los gases calientes que salen del alto horno, con su combustión calientan el aire, que a su vez calienta el alto horno. La escoria sirve como cemento de altos hornos en construcción. Por tostación de la pirita de hierro transformamos el sulfuro en óxido de hierro, y así obtenemos simultáneamente una substancia que sirve como primera materia para la obtención del importante ácido sulfúrico, el dióxido de azufre.

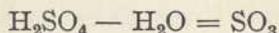
Por combustión de la pirita se forman óxido de hierro y dióxido de azufre, según la igualdad



Aquí sólo nos interesa la segunda de las substancias formadas, el dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ . Se forma también en la combustión directa del azufre, exactamente como en la combustión del carbón se forma la combinación análoga  $\text{CO}_2$ , dióxido de carbono. Pero también con el azufre ocurre, del mismo modo que con el carbono, que se forman otras combinaciones con el oxígeno: por ejemplo  $\text{SO}$ , correspondiente al óxido de carbono  $\text{CO}$ , que sólo fué descubierto recientemente y que es muy inestable. Luego el trióxido de azufre  $\text{SO}_3$ ,

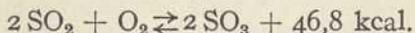
el tetróxido de azufre  $\text{SO}_4$ , conocido desde hace poco tiempo, como el  $\text{SO}$ , y muy inestable también, y finalmente el sesquióxido de azufre,  $\text{S}_2\text{O}_3$ , que es una combinación de trióxido de azufre con azufre.

El dióxido de azufre es de por sí una substancia industrial de importancia. Se emplea, como todo el mundo sabe, en el azufrado de toneles, habitaciones etc., para matar las bacterias que puedan existir en ellos. Por esto, cuando al tostar la pirita en los hornos, junto con  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se forma dióxido de azufre, no debe darse libre salida a este gas aun cuando no pudiera utilizarse en la industria, sino que hay que transformarlo aprovechándolo si es posible o cuando menos haciéndolo inofensivo; de otro modo las plantaciones de las inmediaciones de la fábrica se verían seriamente perjudicadas. Se consume mucho  $\text{SO}_2$  en las fábricas de papel, que obtienen con él la llamada celulosa al sulfito. Pero ante todo tiene el  $\text{SO}_2$  importancia en la fabricación del ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Recordemos (véase pág. 86) que los ácidos oxigenados están relacionados con una combinación que se llama anhídrido del ácido. Así el  $\text{CO}_2$  es el anhídrido del ácido carbónico (que en sí no es estable), porque  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ : anhídrido + agua = ácido, o al revés: ácido — agua = anhídrido. Según esto, deberíamos poder obtener el ácido sulfúrico poniendo en contacto anhídrido con agua. ¿Qué substancia es este anhídrido del ácido sulfúrico? Fácilmente lo podemos deducir:



Por lo tanto, el trióxido de azufre es el anhídrido del ácido sulfúrico, pero al quemar azufre o en la tostación de la pirita lo que se forma es dióxido de azufre. Por consiguiente, el importante problema industrial queda planteado así: ¿Hay algún medio para convertir el  $\text{SO}_2$ , fácil de obtener, en  $\text{SO}_3$ , para preparar fácilmente ácido sulfúrico? Así, debería ser posible, exactamente como vimos antes respecto del sesquióxido de azufre  $\text{S}_2\text{O}_3$ , que puede formarse por combinación entre S y  $\text{SO}_2$ , añadir otro átomo de oxígeno al  $\text{SO}_2$ , de modo que resultase  $\text{SO}_3$ .

La igualdad teórica de este proceso es:



La unión del dióxido de azufre y el oxígeno es, pues, un proceso exotérmico, como la combinación de H y Cl, de  $2 \text{H}_2$  y  $\text{O}_2$ , de  $\text{N}_2$  y  $3 \text{H}_2$ . Y esto significa, como ya sabemos, que el

rendimiento en  $\text{SO}_3$  debe ser grande si operamos a bajas temperaturas. Pero, exactamente como en la formación del  $\text{NH}_3$ , amoníaco, a partir de sus elementos, la velocidad de la reacción a la temperatura que sería favorable para la completa formación de  $\text{SO}_3$  mediante sus primeras materias es tan baja, que prácticamente no se produce nada de  $\text{SO}_3$ . Por esto debemos aumentar la velocidad de la reacción. Podemos conseguirlo, como sabemos, de dos maneras: por elevación de la temperatura, con lo cual, sin embargo, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, y con el empleo de catalizadores, que sólo

hacen variar la velocidad de la reacción, pero no modifican el equilibrio.

Además, la igualdad muestra que de tres volúmenes de primeras materias resultan dos volúmenes de  $\text{SO}_3$ , es decir, del mismo modo que en el amoníaco, el rendimiento es favorecido por altas presiones (conviene observar que este hecho no se aprovecha en la industria). Sin embargo, el proceso no queda bastante



FIG. 152

aclarado por estos dos hechos, pues en la reacción interviene todavía algo que hasta ahora no hemos podido apreciar: las masas de las substancias que en ella toman parte. Y esta acción de las masas es lo que ahora nos interesa. Vamos a probar de explicar la influencia que las cantidades de las primeras materias y las cantidades formadas del producto de la reacción ejercen en la marcha de la misma.

Si ustedes están sentados en el sillón del dentista y, más o menos resignados, se disponen a soportar lo que les espera, entonces tal vez ensayen de deducir las alegrías que les aguardan del aspecto de los instrumentos que el dentista toma en sus manos. Pero entre los dentistas hay muchos que tienen la amable costumbre de tranquilizar a su paciente diciéndole: « Ahora le dolerá mucho ». Queda por resolver si esta amistosa indicación es apropiada en todos los casos, si verdaderamente a un hombre angustiado debe empezarse asustándole de veras con tal indicación. Es posible que, según la ley del mínimo esfuerzo, el paciente reúna ahora verdaderamente

todas sus fuerzas de resistencia para sentir el dolor lo menos posible. Pero de la misma manera puede ocurrir lo contrario : que el pobre paciente quede completamente abatido, porque su angustia por el temido dolor se confirme tan convincentemente. Pues bien, el lector de un libro al alcance de todos sobre Ciencias Naturales es un poco comparable, en verdad, a lo menos así me parece, al paciente de un dentista. Lee con atención persistente ; comprende todavía, pero ahora va a ser científico, y entonces se acabó. ¿Es oportuno que el autor, lo mismo que el dentista, confirme de súbito esta angustia y diga : ¡atención! ¡Ahora será difícil! En los libros científicos de enseñanza a menudo se marcan estos puntos difíciles con letra pequeña, o bien se añade la consoladora observación : En la primera lectura puede saltar el lector este punto. Pues en la lectura de libros científicos rige desde antiguo el siguiente principio : la introducción se lee al final, porque generalmente es un resumen del contenido de la obra y, por lo tanto, sólo al final puede comprenderse bien. Pero como una introducción precisamente es introducción y no está al principio por broma, debe sacarse de ello la consecuencia : leer la introducción y seguir adelante ; leer por segunda vez todo el libro.

Pero, como se ha dicho, esto es válido para los lectores científicos.

He indicado que no comparto incondicionalmente la opinión de que el dentista obre de manera oportuna al asustar al paciente anunciándole próximos dolores. Y por esto tampoco he dicho que va a venir algo difícil, pues todas estas consideraciones eran necesarias sólo para calmar al lector que hojeando este capítulo para ver lo que sigue tropezase con algunas fórmulas que le llenasen de angustia. Más bien intento poner todo mi poder sugestivo en estas palabras : ahora no será en modo alguno difícil, como dice el dentista ; ahora no dolerá, ¡de veras que no!

Los catalizadores aumentan la velocidad de la reacción ; así dijimos muchas veces, ¿pero qué quiere decir esto propiamente? Las palabras velocidad de reacción nos parecen usadas hasta ahora con poca precisión, no nos podemos formar por de pronto una idea exacta de su significado. ¿Qué quiere decir, por ejemplo, en la vida práctica : la velocidad de un tren rápido es grande? Corre mucho, se dice también. Pero un ciclista que corre mucho y un tren rápido que corre mucho son expresiones iguales que tienen, sin embargo, diferente significación. ¿Podemos comparar la velocidad de un ciclista con

la de un tren rápido? Naturalmente, sí podemos medir la velocidad. Y la Física nos da un concepto claro de la velocidad: se mide por el camino recorrido en la unidad de tiempo. Así podemos juzgar lo grande que es la velocidad de un tren rápido que recorre en una hora 112 km., y podemos comparar también esta velocidad con la de un ciclista que, para ganar el premio de su deporte, recorre 28 km. por hora; la velocidad del tren rápido es exactamente cuádruple de la del ciclista.

El concepto de velocidad debe considerarse científicamente como medible, y también puede precisarse el concepto de velocidad de reacción en el sentido de que se pueden indicar medidas relativas a esta velocidad cuando dos substancias se combinan para formar una tercera substancia. Si  $H_2$  y  $Cl_2$  reaccionan para formar  $2HCl$ , entonces por de pronto se

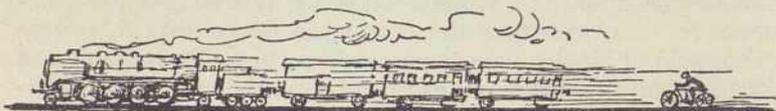


FIG. 153

observa que, con gran velocidad de reacción, en un minuto, por ejemplo, se forma más  $HCl$  que con menor velocidad de reacción. Aquí, si consideramos la inversa, al cabo de un minuto, con gran velocidad de reacción tendremos menos  $H_2$  y  $Cl_2$  libres que con menor velocidad. Con gran velocidad de reacción hay, al cabo de un minuto, por lo tanto, menos moléculas libres de hidrógeno y de cloro que con menor velocidad, y esto significa que con gran velocidad han reaccionado unos con otros más átomos de hidrógeno y de cloro. Por esto precisamente la cantidad de  $HCl$  formado es mayor. Si indicamos, pues, cuántos átomos reaccionan entre sí por segundo, la unidad de tiempo, entonces en este número de átomos tendremos una medida de la velocidad de la reacción.

Sabemos por la teoría de los gases (págs. 113 y sig.) que las moléculas de hidrógeno y las de cloro en el estado gaseoso se encuentran en movimiento rápido y continuo, y que este movimiento aumenta en rapidez con la temperatura. Imaginémonos, por ejemplo, en tiempo de los «antiguos romanos», un campo de batalla, en el cual a un lado luchan los legionarios romanos y en el otro los guerreros de Pirro. Los dos bandos de soldados se dirigen al campo a

marcha lenta ; no es verosímil que haya muchos heridos y muertos. Calmosamente se acercan los soldados unos a otros, calmosamente se encuentran también unos a otros, y con ruido teatral se cruzan las espadas y se golpean los escudos ; se han enzarzado ya dos guerreros. Pero otro es el caso cuando en los dos ejércitos aparecen los caudillos y dan impulso a la



FIG. 154

lucha. De repente todo el campo entra en viva agitación. Los guerreros de los ejércitos enemigos se lanzan unos contra otros como corredores que van a ganar un premio, y en brevísimo tiempo se han formado parejas que luchan. Con la mayor velocidad del guerrero, el átomo de la batalla, el «rendimiento», esto es, el número de las parejas de guerreros que combaten entre sí, es mayor. No en absoluto, porque aun con velocidad de «marcha lenta» puede, finalmente, cada guerrero herir a su contrario. No ; el rendimiento en la unidad de tiempo es lo que aumenta.

Esto es también lo que ocurre con nuestros dos gases : con temperatura creciente la velocidad de las moléculas

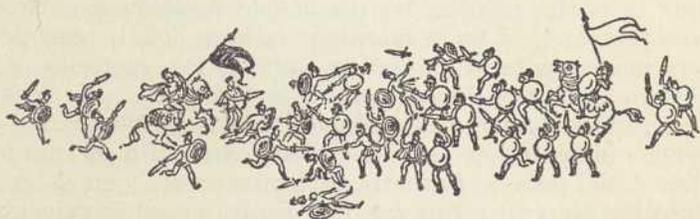


FIG. 155

libres es mayor, y con ella el rendimiento en la unidad de tiempo. El rendimiento en la unidad de tiempo ; pero éste era la medida de la velocidad de la reacción, y por lo tanto podemos decir : con creciente temperatura la velocidad de la reacción es mayor. Hasta crecer muy aprisa ; con un aumento de temperatura de  $10^{\circ}$  la velocidad de reacción sube generalmente al doble.

Pero si volvemos al campo de batalla, el rendimiento en la unidad de tiempo no depende sólo de la velocidad con que corren los legionarios. Finalmente depende mucho de si en los dos bandos luchan cien soldados o mil. Los dos ejércitos enemigos son a la vez las sustancias de partida o primeras materias de la reacción « combate »; las parejas que luchan enzarzadas y a su vez separadas son los productos de esta reacción. El rendimiento en la unidad de tiempo, es decir, la cantidad de los productos formados en una unidad de tiempo es, por esto, dependiente del número de los guerreros o, expresado químicamente, de la cantidad de las materias de que se parte. La probabilidad de que dos guerreros se enzarzen en combate es mayor cuando en los dos bandos luchan mil que cuando sólo luchan cien, suponiendo que el campo de batalla es bastante grande para poder contener todas las parejas de combatientes. Si, pues, mil guerreros se lanzan contra otros tantos, en la unidad de tiempo se habrán formado mil parejas de luchadores: el rendimiento es muy grande. Si al dirigirse unos a otros no todos corren lo mismo, los más rápidos se encontrarán primero que los demás y el rendimiento en la unidad de tiempo será, por ejemplo, sólo de doscientos guerreros. Si sólo hay en conjunto doscientos guerreros por bando, el rendimiento, aun con la mayor rapidez de marcha, en la unidad de tiempo sólo es de doscientas parejas.

En la velocidad de reacción, según esto, influyen no sólo la temperatura, sino también la cantidad de las sustancias de que se parte, esto es, las masas que reaccionan entre sí. Pero esta velocidad no se mantiene siempre igual, pues para volver nuevamente al campo de batalla, los guerreros enemigos no entran en lucha todos a la vez. En el primer minuto aproximadamente de cada mil guerreros por bando se forman quinientos pares de combatientes. En el minuto siguiente, del resto se forman trescientos pares, y en el tercer minuto los doscientos que quedan. En este caso la velocidad de reacción en el primer minuto es 500, en el segundo 300 y en el tercero 200. La causa de estas diferencias es que, en la marcha de la reacción, la cantidad de las sustancias de partida cada vez ha de ser menor. Cuantos más productos se han formado, tanto menor es la cantidad de sustancias de partida disponibles que pueden reaccionar entre sí. Si decimos: al cabo de tres minutos el rendimiento es de 1000 parejas, quiere esto decir 333 parejas por minuto, y así expresamos la marcha de nuestro combate con la misma exactitud que

cuando decimos : un tren rápido ha empleado dos horas en recorrer la distancia que hay de A a B, que es de 100 km., y, por consiguiente, su velocidad es de 50 km. por hora. Pero, en realidad, el tren a causa de desperfectos en la máquina se detuvo en la localidad C una hora, y su velocidad fué, pues, en realidad, de 100 km. por hora.

Esto nos enseña que el concepto de velocidad de reacción no se puede determinar simplemente a partir del rendimiento final y luego medirla teniendo en cuenta el tiempo empleado en recorrer el trayecto, sino que hemos de considerar la marcha de la reacción en cada unidad de tiempo. Se introduce aquí un concepto, que ya conocemos por la teoría de la radiactividad, el concepto del « período de la mitad del valor ». En el radio el período de la mitad del valor era el tiempo en que la mitad de una cantidad de radio existente se ha transformado por emisión de partículas alfa. En una transformación química podemos decir análogamente : el período de la mitad del valor de una reacción es el tiempo en que se ha transformado la mitad de las materias de partida. Cuando la substancia A reacciona con la substancia B, en un segundo, por ejemplo, se han combinado la mitad de A y B para formar AB, en el siguiente segundo la mitad del resto de A y B, es decir, una cuarta parte de la cantidad primitiva y así sucesivamente. Examinemos el caso con más detenimiento. Hacemos actuar uno con otro el hidrógeno y el yodo para obtener HI. De cada substancia tomamos un gramo-átomo, es decir, el número de gramos que expresa el peso atómico ; por lo tanto, de hidrógeno 1 gr. y de yodo 127 gr. (tomando el peso atómico en números redondos). Y ahora formamos una tabla. Antes de principiar existían en total 128 gr. de substancias de partida y 0 gr. de yodhídrico. Nuestra unidad de tiempo es aquí el « período de la mitad del valor »  $t$ . De momento no nos interesa saber cuánto vale  $t$ , tanto si es un segundo, como un minuto o tres minutos, pues para nosotros es indiferente por de pronto ;  $t$  es siempre para esta reacción el tiempo constante, en el cual de  $x$  e  $y$  gramos se transforman  $\frac{1}{2}(x + y)$ . En la primera unidad de tiempo se ha transformado la mitad de las substancias de partida ; por lo tanto, de 128 gr. de substancias de partida ( $H_2 + I_2$ ) quedan sólo 64 gr., habiéndose formado 64 gr. de yodhídrico (2 HI). En la segunda unidad de tiempo  $t$  se combina la mitad, 32 gr. de substancias de partida, formándose 32 gr. de yodhídrico, y así sucesivamente :

$t$	=	0	1	2	3	4	5	6	7	8
$H_2 + I_2$	=	128	64	32	16	8	4	2	1	$\frac{1}{2}$
$2 HI$	=	0	64	96	112	120	124	126	127	127,5

La primera columna indica la relación existente entre las substancias de partida y el producto de la reacción antes de principiar ésta: 128 gr. de substancias de partida y nada de producto de la reacción. Después de la primera unidad de tiempo se ha transformado la mitad: 64 gr. de substancias de partida, 64 gr. de producto. Tercera columna: se ha transformado la mitad de 64 gr., por lo que quedan 32 gr. de substancias de partida y se han formado 32 gr. de producto; en conjunto, pues, 96 gr. de producto. Cuando han transcurrido siete unidades de tiempo, tenemos 127 gr. de producto y sólo 1 gr. de substancias de partida. Después de la octava unidad de tiempo no desaparece el gramo que queda, sino sólo la mitad de 1 gr., esto es,  $\frac{1}{2}$  gr.: queda, por lo tanto,  $\frac{1}{2}$  gr. de materias de partida y se han formado 127,5 gr. de producto. De unidad en unidad de tiempo la masa de substancias de partida va siendo cada vez menor si la reacción se efectúa completamente hacia un lado y no se forman, por reacción inversa y simultáneamente, de nuevo substancias de partida, como en  $2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O$ . De este modo la velocidad de la reacción hacia el final va volviéndose cada vez más pequeña, porque en la unidad de tiempo cada vez se transforma menor cantidad de substancias de partida. Como aquí calculamos con un período de la mitad del valor, la segunda línea de la Tabla no sólo nos indica qué cantidad de substancias de partida queda después de cada unidad de tiempo, sino también la cantidad de producto formada en esta unidad de tiempo, ya que cada cantidad ha de ser igual a la cantidad que queda de las substancias de partida (mitad del valor). Así vemos, pues, que en la primera unidad de tiempo se forman 64, luego 32, después 16, luego 8, después 4 gr. de producto, y así sucesivamente, y estos números son, según nuestra determinación, una medida para la velocidad de reacción efectiva, la cual va siendo menor a medida que disminuye la cantidad de substancia de partida. Pero éste es sólo un concepto de la velocidad de reacción; la Tabla nos señala otro, y éste se encuentra en el concepto de  $t$ , la unidad de tiempo. Dijimos antes que es indiferente el valor de  $t$ . Resulta evidente que la velocidad de una reacción para la cual  $t = 1$  minuto, en la que por lo tanto en 1 minuto se ha transformado la mitad de las substancias de partida, es mayor que la velocidad de otra

reacción en la que  $t = 3$  minutos, en la cual, por consiguiente, en 3 minutos se ha transformado la mitad de las substancias de partida. Este segundo concepto de la velocidad de reacción es, por este motivo, característico para una reacción determinada, y le llamamos *velocidad de reacción característica*. Cuando es grande, el período de la mitad del valor es, naturalmente, pequeño.

El concepto de la cantidad de una substancia en un sistema ya se nos ha presentado una vez en las soluciones. Si disolvemos en 1 litro de agua 6 gr. de sal común, la solución tiene una concentración determinada (véase pág. 204) y la medida de esta concentración es la cantidad de substancia disuelta en la unidad de volumen de solución. Si están disueltos 12 gr. de sal común en 2 litros de agua ó 18 gr. en 3 litros, la concentración de las tres soluciones es la misma, porque  $6 : 1 = 12 : 2 = 18 : 3$ . La concentración de una solución se determina por el cálculo según el quebrado :

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidades de substancia disuelta}}{\text{volumen de la solución}}$$

Pero sabemos que, en una solución diluída, que por esto contiene poca cantidad de substancia disuelta en la unidad de volumen, son válidas las mismas leyes que para los gases (véase pág. 205). Inversamente, podemos por esto preguntar si también existe en los gases una especie de concentración. El concepto puede establecerse en las soluciones que son mezclas, naturalmente sólo como en las mezclas de gases. La cantidad de un gas o el número de sus moléculas que están en movimiento no tienen un volumen fijo, porque pueden contraerse o dilatarse mucho. Pero cuando se ha establecido un volumen determinado, una cantidad de un gas ejerce cierta presión. Según la regla de Avogadro, volúmenes iguales de dos gases a la misma presión y a la misma temperatura contienen el mismo número de moléculas, pero esto significa que están en la misma cantidad. Si dos gases ocupan el mismo volumen y tienen la misma temperatura, pero sus presiones son distintas, quiere decir que de un gas hay mayor cantidad que del otro, y por esto su presión es mayor. Por lo tanto, a igualdad de volumen y de temperatura, la presión es la medida de la cantidad de un gas.

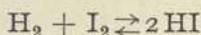
Una mezcla de dos gases, como conjunto, ejerce la misma presión que un gas solo. Esta presión se llama presión total

de un gas. Pero cada uno de los dos gases que forman la mezcla ejerce de por sí una presión que se denomina *presión parcial* del correspondiente gas en la mezcla. Es una regla importante la de que un gas en una mezcla gaseosa ejerce una presión parcial como si estuviese completamente solo en el espacio (véase pág. 201). En una mezcla gaseosa los dos gases están en las mismas condiciones de temperatura y de volumen, los dos ocupan, cada uno de por sí, el mismo espacio. Si con todo las presiones parciales de los dos gases son diferentes, esto demuestra que sus cantidades también deben ser diferentes, o dicho en otras palabras, que su concentración en la mezcla no es la misma. Por consiguiente, la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa es la medida de su concentración, y aquí podemos poner en vez de concentración presión parcial, para comprender, por ejemplo, las relaciones de cantidades en la combinación de  $H_2$  con  $I_2$ .

Sabemos por las anteriores consideraciones sobre este problema que la velocidad de reacción de hecho, que se llama *efectiva* para distinguirla de la característica, depende de la cantidad de sustancias de partida; por consiguiente, depende de la concentración. Es directamente proporcional a ella, esto es: disminuyendo la concentración disminuye también la velocidad de reacción, como la Tabla indicaba. Si, pues, en una solución o en una mezcla gaseosa existen las dos sustancias de partida en estado de gran concentración, se pondrán a menudo dos átomos en contacto y así podrán combinarse. Por lo tanto, se puede decir que la probabilidad de encontrarse dos átomos cuando la concentración es grande es mayor que cuando la concentración es pequeña. Si A y B se unen para formar AB, la probabilidad del encuentro de los átomos de A y B es mayor cuando la concentración de A es grande que cuando es pequeña. Lo mismo puede decirse respecto de la concentración de B. Pero las dos concentraciones actúan aquí juntas, y el cálculo de probabilidades enseña que la probabilidad del encuentro de dos átomos, considerando las dos concentraciones a la vez, es proporcional al producto de ambas concentraciones.

Estas consideraciones conducen a una de las leyes más importantes de la Química, a la ley de la acción de las masas de Guldberg y Waage: la velocidad efectiva de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones de las sustancias reaccionantes.

El hidrógeno y el yodo gaseoso reaccionan entre sí según la igualdad



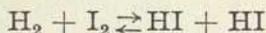
La igualdad, como indican las dos flechas de enlace, es una igualdad de equilibrio químico; siempre se forma yodhídrico y a la vez la molécula de yodhídrico se descompone en  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ . Si leemos la igualdad de izquierda a derecha podemos decir que, según la ley de acción de las masas, la velocidad de reacción es proporcional al producto de las concentraciones de  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ . Si se quiere un símbolo que exprese la concentración de una substancia, se escribe:  $[\text{H}_2]$  = concentración de  $\text{H}_2$  e  $[\text{I}_2]$  = concentración de  $\text{I}_2$ . Si llamamos  $v_1$  a esta velocidad de reacción, podemos escribir:

$$v_1 = [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

Pero no decimos que la velocidad de reacción es igual al producto de las concentraciones, sino que le es proporcional, puede ser triple o vez y media ó 0,5678345 veces el producto. Pero esto quiere decir que hemos de añadir al producto un factor que primero hemos de determinar y que llamaremos  $k_1$ :

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

Si leemos nuestra ecuación de equilibrio de derecha a izquierda, podremos establecer una igualdad para la velocidad de reacción  $v_2$  existente en esta dirección. La substancia de partida, cuya concentración nos interesa, es aquí HI, pero en la forma  $2\text{HI}$ , o bien  $\text{HI} + \text{HI}$ , pues podemos escribir también:



Así resulta evidente que la igualdad para  $v_2$  será:

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}] \cdot [\text{HI}] \text{ o bien : } v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

porque como sabe el matemático,  $a \cdot a = a^2$ .

Pero la igualdad de equilibrio expresada con las dos flechas dice que entre las dos reacciones se ha establecido equilibrio. Consideremos el caso de que el proceso de izquierda a derecha, esto es, la formación de HI se efectúe más rápidamente que el proceso contrario, y entonces para el proceso de la formación de HI podrá medirse una velocidad de reacción que no corresponda a la verdadera velocidad de este proceso, sino que sea menor. Podemos también considerar que el pro-

ceso se efectúe al revés al mismo tiempo. La velocidad medida será, por lo tanto,  $V = v_1 - v_2$ .

Si se presenta equilibrio, esto quiere decir que la mezcla reaccionante no cambia ya de composición. Pero este equilibrio es dinámico (véase pág. 240), se efectúan después como antes reacciones en las dos direcciones, mas sus velocidades son iguales:  $v_1 = v_2$  y, por lo tanto,  $V = 0$ .

En este caso si sustituimos  $v_1$  y  $v_2$  por los valores de las anteriores igualdades, tendremos:

$$k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

y mediante una sencilla transformación resulta:

$$\frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{k_2}{k_1} = K$$

porque  $k_2$  y  $k_1$  son constantes.

Esta  $K$ , como se comprende fácilmente, se llama *constante de equilibrio*, mientras que las dos constantes de concentración  $k_1$  y  $k_2$  no son más que las velocidades de reacción características de las dos reacciones. La constante de equilibrio de una reacción es, según esto, igual al cociente de las dos velocidades de reacción características.

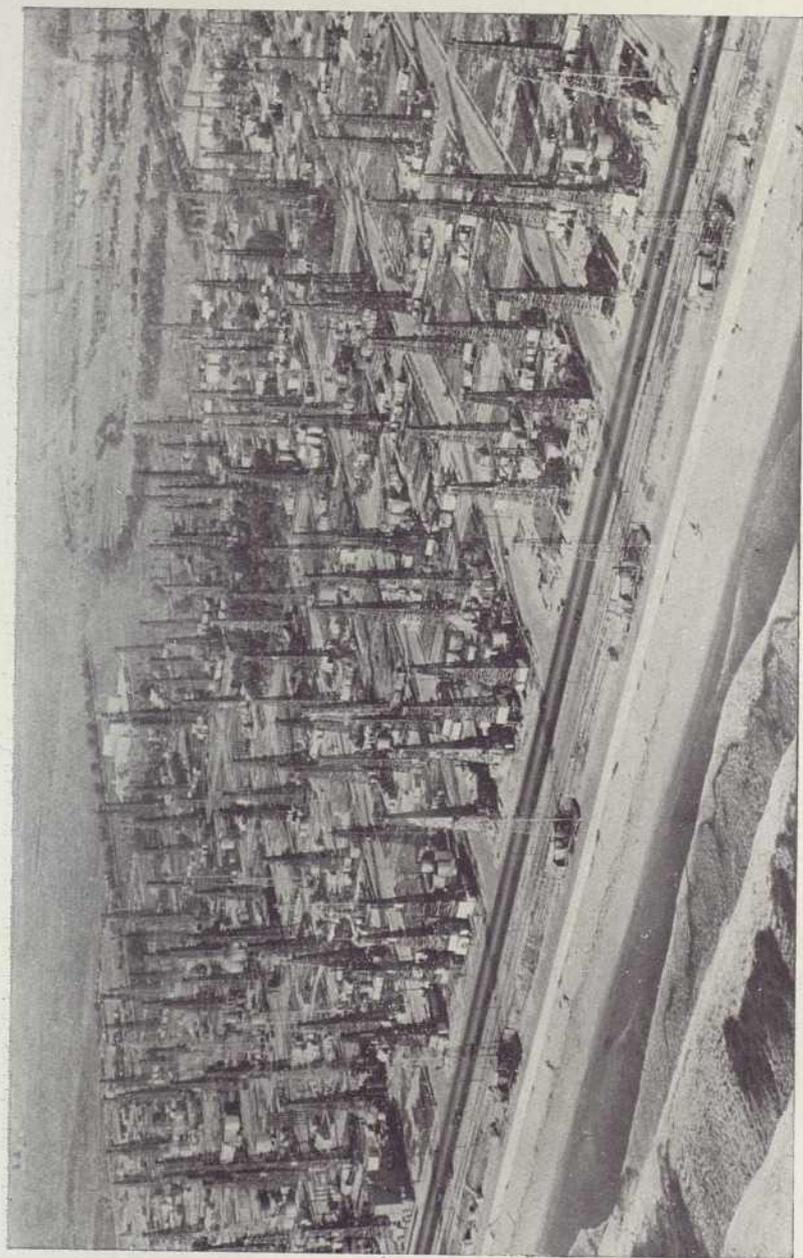
Formulemos nuevamente la anterior igualdad: en el equilibrio químico el producto de las concentraciones de las sustancias de partida, dividido por el producto de las concentraciones de los productos de la reacción, es una cantidad constante.

Mediante un ejemplo numérico aclararemos lo que esto significa. Tenemos un quebrado

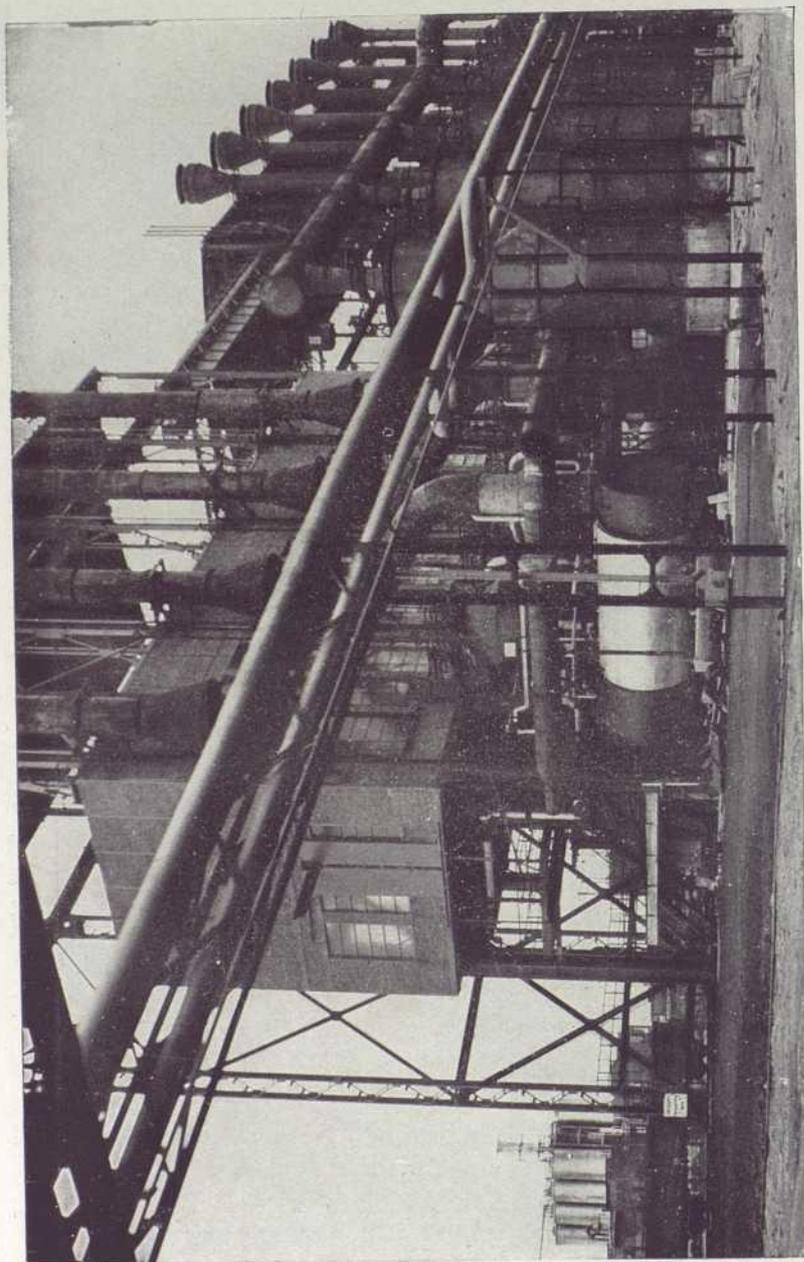
$$\frac{4 \cdot 3}{6} = 2$$

Ahora recibimos el encargo de cambiar el numerador y el denominador del mismo, pero sin hacer variar el valor del quebrado. Aumentamos el segundo factor del numerador, el 3, por ejemplo, y ponemos en su lugar 6. Es evidente que también hemos de modificar el denominador si el valor del quebrado ha de seguir constante; por lo tanto tendremos:

$$\frac{4 \cdot 6}{x} = 2$$



Yacimiento de petróleo de la costa sur de California. El petróleo suministra aceites para motores, para limpiar y lubricantes, disolventes, vaselina, parafina, asfalto, etc.; de aquí la importancia económica de esta primera materia

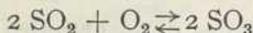


Grandes generadores para la obtención de gasolina sintética, según el procedimiento de Fischer-Tropsch en Oberhausen-Holtien, comarca del Rhin

No ofrece dificultad alguna adivinar o calcular aquí el valor de  $x$ ; este valor ha de ser 12, porque 24 dividido por 12 es 2. En otras palabras: si en un quebrado cuyo valor debe mantenerse constante aumentamos el numerador, se aumenta automáticamente el denominador. Respecto de nuestro equilibrio químico, esto significa:

Si aumentamos en nuestra igualdad el segundo factor, que es la concentración de  $I_2$ , se aumenta con ello automáticamente el denominador, que es la concentración de HI. Esto quiere decir que con el aumento de la concentración de una de las sustancias de partida se aumenta el rendimiento. Y esto tiene, como fácilmente se comprende, una aplicación práctica general.

Volvamos ahora finalmente a nuestro trióxido de azufre. Nuestra igualdad era:



En el lado izquierdo están las sustancias de partida, esto es,  $\text{SO}_2 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ , y en el lado derecho dos sustancias:  $\text{SO}_3 + \text{SO}_3$ .

Establezcamos, pues, aquí, la igualdad de acción de las masas:

$$\frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = K$$

Si en el numerador aumentamos el primero o el segundo factor, es decir, si lo hacemos actuar con mayor concentración, se aumenta la concentración de  $\text{SO}_3$ , o sea el rendimiento. Pues bien, un aumento de la concentración de  $\text{SO}_2$  no conviene, porque  $\text{SO}_2$  es caro. En cambio  $\text{O}_2$  es barato y no hay más que hacer actuar mayor cantidad de aire, que contiene  $\text{O}_2$ . Según esto, se tiene a mano aumentar el rendimiento con un exceso de oxígeno.

Resumamos ahora las condiciones para la oxidación industrial del  $\text{SO}_2$  para obtener  $\text{SO}_3$ :

1. Bajas temperaturas.
2. Catalizadores, que aceleren la velocidad de la reacción.
3. Exceso de oxígeno.

Todavía ofrece una dificultad el catalizador. Por de pronto se observó que el platino también puede actuar aquí muy bien como catalizador, pues funciona a unos  $400^\circ$  con un rendimiento todavía bastante bueno. Pero pronto se presenta

un defecto: al cabo de cierto tiempo el catalizador platino pierde su actividad. Resultó que había sido «envenenado» y, en realidad, no por el mismo  $\text{SO}_2$ , sino por impurezas de la pirita, sobre todo el arsénico, que en la tostación se convertía en  $\text{As}_2\text{O}_3$  y actuaba como veneno del catalizador. Se buscó otro catalizador y se le encontró en el óxido de hierro, pero éste sólo actúa a unos  $600^\circ$ , siendo entonces el rendimiento muy malo. Finalmente, se descubrió un catalizador que contiene óxido de vanadio, que trabaja a  $500^\circ$  y no es sensible a los envenenamientos como el platino, aun cuando ciertamente no es tan inmune como el óxido de hierro. Este ha sido el medio práctico que permite ahora obtener industrialmente ácido sulfúrico en gran escala.

#### ¿UN NUEVO ELEMENTO?

Una de las cualidades de la Química es la de formar un coto cerrado, en el cual todos los hechos, todos los fenómenos, están estrechamente unidos por armónicas relaciones. Se puede principiar en cualquier punto y luego, paso a paso, espigar en todo el campo de la Química, guiados por las conexiones existentes entre las sustancias y por la regularidad de las leyes a que están sujetas. Es como en la concatenación de ideas en la mente. Si pienso en el dios germano Thor, en seguida me imagino, involuntariamente, el martillo (\*). Si entonces me dejo llevar por el torrente voluntario de las ideas, comienza a ponerse en marcha la asociación de pensamientos, que es determinada en su origen por la casualidad y que se funda en la profesión propia o en las ocupaciones favoritas. Así, al martillo siguen tal vez las tenazas. Un oficial, al pensar en las tenazas, quizá recuerde Sedán, y la cadena se perderá en la Historia. Un médico tal vez piense en el parto, y la hilación de ideas le llevará a problemas medicobiológicos. Siempre son las relaciones que se han formado entre las representaciones y los conceptos lo que nos hace forjar estas cadenas de ideas. En la Química no se trata de relaciones casuales, sino de relaciones verdaderamente fundadas. Podemos confiar en estas relaciones y estar seguros de que nos llevarán a penetrar a fondo en el campo de trabajo de la Química y de que a cada paso descubriremos algo nuevo. Así principiamos con la unión del hidrógeno y el cloro en el

(\*) Thor, dios del trueno, era terrible por tres objetos que poseía: el martillo tonante, el cinturón de fuerza y los guantes de hierro. — *N. del T.*

clorhídrico, la mezcla «gas cloro explosivo» nos llevó a la mezcla «gas detonante» de hidrógeno y oxígeno; en ambas reacciones apareció el concepto de tonalidad térmica. El siguiente paso condujo a una tercera combinación del hidrógeno, el amoníaco; el concepto del equilibrio químico, de las reacciones reversibles y la ley del mínimo esfuerzo fueron el rendimiento teórico, y logramos una primera idea de lo que es la catálisis. Pero todas estas reacciones pertenecen al tipo de las adiciones o yuxtaposiciones: dos elementos se unen para formar una combinación; dos sustancias que antes estaban mezcladas como elementos se juntan en una combinación. Una



FIG. 156

ojeada a las combinaciones más importantes de este tipo nos condujo a la clase de los óxidos, a la reacción de la oxidación: adición de oxígeno, y a su inversa, la reducción: substracción de oxígeno o adición de hidrógeno. Ahora, pues, podemos decir que el cloro se reduce a clorhídrico, el oxígeno se reduce a agua (a la vez el hidrógeno, por oxidación, a agua: de nuevo muestra el agua su posición especial, pues se produce, a la vez, mediante oxidación de H por adición de oxígeno y reducción de O por adición de H) y el nitrógeno es reducido a amoníaco (siempre con adición de hidrógeno). El proceso de la reducción nos llevó lógicamente a la reducción de los metales partiendo de sus óxidos, al proceso de los altos hornos, y el hecho de que los minerales que no contienen el hierro en forma de óxido, sino en la de sulfuro, deban ser primero «tostados», nos hizo fijar en la formación del dióxido de azufre, esto es, la oxidación del azufre, de la cual pasamos a la obtención de  $\text{SO}_3$  por el procedimiento

de contacto. Se llama procedimiento de contacto porque  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  se combinan formando  $\text{SO}_3$  por contacto con el catalizador. El rendimiento teórico fué aquí la ley de la acción de las masas. Y ahora todavía debemos dar el último paso para la obtención del ácido sulfúrico, con lo cual lograremos dar una nueva ojeada a las relaciones existentes entre las sustancias y a la vez daremos a conocer, como hecho sorprendente, un nuevo elemento, el elemento « amonio », que en vano buscamos en la Tabla de los elementos, porque no es un verdadero elemento, sino un notable elemento aparente.

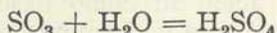
Sabemos ya por la teoría de las soluciones que existen combinaciones en las cuales dos elementos se combinan para formar una nueva unidad. Por ejemplo, el ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , que contiene nitrógeno, hidrógeno y oxígeno, o también nuestro ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , que aquí nos interesa primero. Las combinaciones hasta aquí estudiadas contenían sólo dos elementos:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , y así sucesivamente. El siguiente ensayo para conseguir combinaciones más complicadas consiste ahora en hacer actuar entre sí las combinaciones de doble sustancia hasta ahora conocidas.

Como sabemos que  $\text{SO}_3$ , el trióxido de azufre, es el anhídrido del ácido sulfúrico, es razonable que, ante todo, pensemos en una combinación con el agua. ¿Qué ocurrirá si ponemos nuestra combinación en contacto con agua, es decir, si la dirigimos al agua?

La respuesta parece fácil: Si la correspondiente combinación es soluble en el agua, se formará una solución de la sustancia en el agua. Por lo tanto, si por ejemplo hacemos pasar  $\text{HCl}$  por agua, entonces resultará una solución de  $\text{HCl}$  en agua, y sabemos que esta solución se llama ácido clorhídrico. Si ahora, podríamos deducir, dirigimos  $\text{SO}_3$  al agua, se formará una solución de  $\text{SO}_3$  en agua, el ácido sulfúrico. ¿Es así? Sabemos ya, y queremos emplear aquí este conocimiento simplemente adquirido, pero todavía no comprendido, que el ácido sulfúrico tiene la fórmula  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , que en realidad es una combinación de  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Por esto llamamos también al  $\text{SO}_3$  anhídrido del ácido sulfúrico; con el agua forma este ácido. ¿Puede deducirse también procediendo a la inversa, que el gas  $\text{HCl}$  es el anhídrido del ácido clorhídrico y que entonces el ácido clorhídrico tiene análogamente la fórmula  $\text{H}_3\text{ClO}$ ? En este caso la disolución de  $\text{HCl}$  en agua constituiría un proceso químico y no una simple mezcla; en favor de esto aboga el hecho de que en esta disolución ocurra una gran elevación

de la temperatura del sistema. Pero sabemos también, por la teoría de los iones, que el agua no sólo puede actuar sobre una combinación formando una solución acuosa: las moléculas de agua pueden, por ejemplo, entrar en un cristal de sulfato de cobre, constituyendo un hidrato de la fórmula  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (véase pág. 221); por consiguiente, no es tan simple como parecía la acción del agua sobre otras sustancias, y hemos de examinar este problema algo más detenidamente.

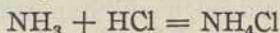
Si comparamos  $\text{HCl}$  y  $\text{SO}_3$ , ambos en estado gaseoso, entre sí, nos daremos cuenta de algo muy importante:  $\text{HCl}$  en estado gaseoso es un ácido, pero  $\text{SO}_3$  no es ácido.  $\text{HCl}$  en el agua y  $\text{SO}_3$  en el agua, en cambio, son ambos ácidos. Debemos, pues, deducir que el ácido sulfúrico sólo ha adquirido su carácter ácido con la entrada del agua, pero que el ácido clorhídrico no se alteró substancialmente con la misma, pues antes era un ácido y sigue siéndolo. Por esto podemos decir con razón: si dirijo  $\text{HCl}$  al agua, el gas se disuelve en ésta, y en verdad se disuelve en gran cantidad; un volumen de agua puede disolver unos 450 volúmenes de clorhídrico. Pero si pongo  $\text{SO}_3$  en agua, esta substancia no se disuelve en el agua, sino que se combina con ella según la igualdad



$\text{HCl}$  no es, pues, el anhídrido del ácido clorhídrico, porque de por sí ya es ácido. Pero  $\text{SO}_3$  es el anhídrido del ácido sulfúrico, porque sólo constituye un ácido en combinación con el agua. Industrialmente, en verdad, no podemos recurrir a esta formación del ácido sulfúrico, porque al dirigir  $\text{SO}_3$  al agua se forman grandes masas de vapor.  $\text{SO}_3$  produce de por sí una espesa niebla en el aire, se combina, por tener una alta tensión de vapor ya a la temperatura ordinaria, y, por lo tanto, por emitir muchas moléculas al espacio, con la humedad atmosférica y produce ácido sulfúrico, que luego flota en el aire en forma de gotas, resultando una densa niebla. Por esto se utilizó en la guerra el  $\text{SO}_3$  para producir nieblas artificiales. Estas nieblas, obtenidas por la acción del  $\text{SO}_3$  sobre el  $\text{H}_2\text{O}$ , no son, sin embargo, condensables, de manera que el ácido sulfúrico obtenido en forma de niebla no es aprovechable industrialmente. Por esta razón en la industria no se dirige  $\text{SO}_3$  al agua, sino al ácido sulfúrico, que se convierte así en el llamado « ácido sulfúrico fumante », empleado en la fabricación de materias colorantes artificiales. O bien

se dirige el  $\text{SO}_3$  al ácido sulfúrico de 95 %, que contiene, pues, poca agua, la cual, uniéndose con el  $\text{SO}_3$  forma un ácido sulfúrico del 100 %.

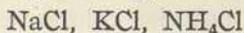
El ácido sulfúrico fué el primer resultado de nuestro ensayo de combinación entre las combinaciones de doble substancia hasta ahora conocidas. El resultado nos tienta a probar, por ejemplo, de combinar  $\text{HCl}$  con  $\text{NH}_3$ . Tanto si hacemos reaccionar entre sí estas dos substancias, ambas en solución acuosa como en estado gaseoso, se forma una combinación por adición según la igualdad



Esta combinación es la sal amoníaco, cuyo nombre científico pronto aprenderemos. Si calentamos esta nueva combinación se descompone, como era presumible, en las dos substancias primitivas,  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$ . Si disolvemos la sal amoníaco en el agua, hay dos posibilidades: o bien se formará una solución molecular comparable, por ejemplo, a una solución de azúcar, o bien un electrólito, con lo cual la combinación se descompondría necesariamente en sus iones. Pero los electrólitos son ácidos, bases y sales. Pues bien, la solución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , cuando hacemos el ensayo con el papel de tornasol, no reacciona como ácido ni como base, ni huele a amoníaco como la solución de gas amoníaco en agua, llamada vulgarmente y con poca propiedad amoníaco líquido. Todo haría creer que aquí tenemos una solución molecular y ningún electrólito. Pero si se hace pasar una corriente eléctrica por esta solución ocurre, como en un electrólito, un transporte de corriente y se desprende cloro en el ánodo. Por lo tanto, la sal amoníaco debe estar disociada en iones en la solución, y uno de estos iones, como demuestra el ensayo, es el ion cloro. El otro ion ha de tener, pues, la fórmula  $\text{NH}_4$ .

Esto es, por de pronto, muy notable, y muestra claramente la diferencia entre la disociación térmica y la electrolítica (véanse págs. 214 y ss.). La sal amoníaco se disocia térmicamente en sus dos componentes  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$ . Electrolíticamente se disocia en sus dos iones  $\text{NH}_4$  y  $\text{Cl}'$ .

Como la solución de sal amoníaco en agua no reacciona ácida ni básicamente, sino como neutra, no puede, por lo tanto, tratarse más que de una sal. La sal amoníaco se comporta, pues, como si fuera una sal del ácido clorhídrico, de modo que serían análogas las siguientes combinaciones:



Por consiguiente, la combinación del amoníaco con otra combinación parece haber producido singulares fenómenos que por de pronto queremos estudiar todavía en otro caso. Combinemos ahora, por ejemplo,  $\text{NH}_3$  con  $\text{H}_2\text{O}$ . De nuevo pueden ocurrir dos casos: que se disuelva simplemente el amoníaco en el agua o que se forme una combinación como en el ácido sulfúrico. La solución de amoníaco en agua tiene reacción básica y manifiesta disociación. Por lo tanto ha habido combinación, que por esto debe tener la fórmula  $\text{NH}_5\text{O}$ , y esta combinación debe ser el llamado amoníaco líquido o solución acuosa del gas amoníaco.

Pero aquí se presenta una dificultad: la solución de amoníaco en agua, es decir, la combinación  $\text{NH}_5\text{O}$  reacciona, decíamos, básicamente. Da color azul al papel rojo de tornasol; por consiguiente, debe ser una base, una lejía. Dijimos en la Primera parte de este libro que toda base se caracteriza por el grupo hidroxilo ( $\text{OH}$ ), combinación de un átomo de oxígeno con un átomo de hidrógeno, y que este grupo es comparable a un Estado dentro de un Estado, una molécula en una molécula, y por esto también permanece unido en las reacciones (véase pág. 83). Toda substancia que contiene un hidroxilo es una base; así dijimos. Y al revés: toda base debe contener un hidroxilo. Pero la solución acuosa de amoníaco es una base, pues tiene reacción básica y, por lo tanto, debe contener un grupo hidroxilo, un grupo ( $\text{OH}$ ). En  $\text{NH}_5\text{O}$ , si así lo escribimos, no hay ningún grupo hidroxilo, pero podemos descomponer la fórmula en  $\text{NH}_4\text{HO}$ , o para mayor claridad,  $\text{NH}_4\text{OH}$ . De nuevo aparece el singular grupo  $\text{NH}_4$ , y además ahora existe un grupo  $\text{OH}$ , que explica el carácter básico de la solución acuosa de amoníaco.

Queremos detenernos un momento, porque estamos aquí en el umbral de una de las mayores conquistas logradas por la Química científica. ¿Qué hemos hecho? Una insignificante pequeñez, así podría parecer; hemos escrito de otro modo una fórmula para una combinación, esto es todo. En vez de  $\text{NH}_5\text{O}$  escribimos  $\text{NH}_4\text{OH}$ , lo que, sin embargo, resulta lo mismo: ambas fórmulas dicen que en esta combinación se han combinado un átomo de nitrógeno, un átomo de oxígeno y cinco átomos de hidrógeno para formar una molécula. Y, con todo, esta pequeña diferencia en el modo de escribir es tan importante que nos permite echar la primera mirada al campo de la Química científica, cuyo grandioso éxito se ha hecho palpable a todos en la obtención sintética de las materias

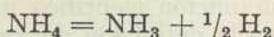
colorantes, medicamentos, vitaminas y hormonas; un campo en el cual la Química ha logrado por primera vez el dominio sobre todas las sustancias: el de la Química orgánica sintética.

De nuevo preguntamos: ¿Qué ha ocurrido? Hemos escrito una fórmula de otra manera. ¿Por qué hicimos esto? Seguramente no lo hicimos por arbitrariedad o por el deseo de volver a encontrar el singular grupo  $\text{NH}_4$ . Nos vimos obligados a este modo de escribir por el comportamiento de la sustancia; reaccionaba básicamente y por esto debía contener un grupo hidroxilo. Pero esto significaba que la fórmula  $\text{NH}_5\text{O}$  no podía explicarnos el verdadero comportamiento de la sustancia, mientras que la fórmula  $\text{NH}_4\text{OH}$  en seguida descubre que aquí existe un cuerpo de reacción básica, porque aparece el grupo hidroxilo. El grupo  $\text{OH}$  es, pues, como ya dijimos, una pequeña molécula especial en otra molécula, y permanece siempre unido en la mayoría de las reacciones. El  $\text{O}$  y el  $\text{H}$  en este grupo deben, pues, estar muy unidos de un modo especial. Pero en la fórmula  $\text{NH}_5\text{O}$  los cinco átomos de hidrógeno tienen todos el mismo valor, están contenidos en la molécula de un modo u otro por igual. Pero la fórmula  $\text{NH}_4\text{OH}$  nos enseña que uno de estos cinco átomos de hidrógeno es algo especial, que está firmemente combinado con el átomo de oxígeno, y esto significa que la fórmula nos dice algo sobre la unión de los átomos en la molécula. Podemos, pues, decir, y esto es lo notable, que aquí por primera vez se nos presenta, que del comportamiento de una sustancia no sólo hemos aprendido su composición total, sino que también hemos podido averiguar la disposición de los átomos en la molécula. La fórmula en bruto, o *fórmula empírica*, que expresa simplemente los átomos que contiene la molécula, la fórmula  $\text{NH}_5\text{O}$  no basta para el conocimiento de una sustancia, necesitamos conocer su *fórmula de estructura*, que nos indica cómo están dispuestos los átomos en la molécula.  $\text{NH}_4\text{OH}$  es ya una fórmula de estructura, aunque muy ruda; nada nos dice de la unión entre el nitrógeno y los cuatro átomos de hidrógeno restantes; nada de cómo el  $\text{NH}_4$  está unido con el grupo  $\text{OH}$ , pero es la primera ojeada a la estructura de una molécula química, y por esto tan importante.

Por lo tanto, aquí está este notable grupo de átomos  $\text{NH}_4$ , que puede juntarse con el cloro, que unido al hidroxilo forma una base y que, sobre todo, se comporta completamente como si fuese un elemento, forma un  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , es decir, una sal  $\text{NH}_4$

del ácido nítrico, comparable a la sal potásica del ácido nítrico  $\text{KNO}_3$ . Por esto el grupo  $\text{NH}_4$  ha recibido un nombre propio: *amonio*. Y las combinaciones en que entra el grupo  $\text{NH}_4$  como un elemento se llaman combinaciones amónicas o compuestos amónicos:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  cloruro amónico, como  $\text{KCl}$  cloruro potásico,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  carbonato amónico, como  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  carbonato sódico,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  sulfato amónico, como  $\text{K}_2\text{SO}_4$  sulfato potásico. El sulfato amónico es un importante abono nitrogenado. El grupo (\*)  $\text{NH}_4$ , como indican las fórmulas, se parece, pues, a un metal monovalente a un metal alcalino. Las sales amónicas tienen especial semejanza en concepto químico con las sales potásicas correspondientes.

Como es natural, se ha probado a menudo de obtener el grupo  $\text{NH}_4$  mismo, de igual modo que se pueden obtener los verdaderos elementos a partir de sus combinaciones. Pero el grupo  $\text{NH}_4$  no puede existir aislado, pues se descompone en seguida según la igualdad:



Pero que a este grupo  $\text{NH}_4$ , el amonio, le corresponde realmente carácter metálico, lo demuestra el hecho de que se pueda obtener una aleación de amonio y mercurio, una amalgama de amonio.

#### LOS FUERTES « ÁCIDOS DÉBILES »

Hemos llamado « sales » a las combinaciones amónicas, concepto que nos es ya conocido por la Primera parte del libro (págs. 99 y ss.); encontramos que se forman actuando entre sí bases y ácidos. Esta definición de sal es, pues, genética porque explica su formación. Pero aprendimos también que las sales en solución tienen la propiedad de disociarse en sus iones, y que las soluciones de una sal reaccionan neutralmente, esto es, que no tienen reacción ácida ni alcalina. Esta definición se funda en las propiedades salinas; mas si queremos definir exactamente el concepto de sal, si queremos decidir acerca de la legitimidad de la designación como sales de las combinaciones de amonio, hemos de aclarar si basta que respondan a una de las dos definiciones o si han de satisfacer a ambas a la vez.

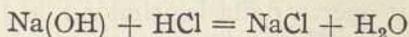
(\*) Se dice también *radical*. En el texto se habla de radicales más adelante. — N. del T.

La pregunta parece sin importancia, pero la tiene; primero nos incita a examinar con detenimiento qué es una sal. ¿Está en la naturaleza de una sal el estar formada por la acción de una base sobre un ácido? No; sabemos ya que, por ejemplo, NaCl, la sal sódica del ácido clorhídrico, también puede formarse por la acción directa del cloro sobre el sodio. Además sabemos que el sulfuro de plata,  $\text{Ag}_2\text{S}$ , puede considerarse tanto como una combinación directa de azufre y plata como una sal del ácido sulfhídrico  $\text{H}_2\text{S}$ .

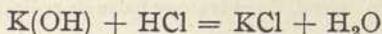
Por consiguiente, ¿debemos definir una sal por las propiedades que posee? Pero el hecho de que una sal en solución acuosa se disocie no basta, pues también los ácidos y las bases se disocian. El hecho adicional de que una solución salina tiene reacción neutra, desgraciadamente no concuerda con todos los casos, porque existen también sales que reaccionan básicamente y otras que reaccionan como ácidos. La acción fisiológica de muchas sales, de tener sabor salado, apenas puede servir como definición científica utilizable.

Resulta, pues, que la definición de un concepto químico tan general como el de «sal» tropieza con dificultades. Sin más sólidas razones queremos decidirnos y diremos que el concepto de «sal» es sobre todo un concepto genético, pues designa substancias que se forman, junto con agua, en la acción de ácidos y bases entre sí. Estas substancias poseen determinadas propiedades, se disocian y generalmente tienen reacción neutra. Los casos en que no tienen reacción neutra requieren una explicación aparte de por qué las sales son de reacción neutra. Los casos en que las sales se forman de otra manera, por ejemplo, mediante contacto directo de sus elementos, requieren una demostración de que estas substancias no difieren en sus propiedades de las sales formadas por el procedimiento normal; o, dicho de otra manera, que se pueden formar las mismas substancias por «neutralización».

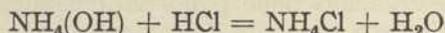
¿Son, pues, sales las combinaciones amónicas? El proceso de la acción de la lejía de sosa sobre el ácido clorhídrico se efectúa según la siguiente igualdad:



De un modo completamente análogo actúan entre sí la lejía de potasa y el ácido clorhídrico para formar cloruro potásico y agua:



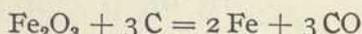
Si probamos ahora hacer actuar el ácido clorhídrico sobre el hidróxido amónico,  $\text{NH}_4(\text{OH})$ , ocurre realmente una transformación según la ecuación :



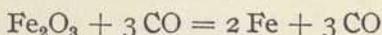
El cloruro amónico, cuya formación a partir del amoníaco y el ácido clorhídrico examinamos en el capítulo anterior es, pues, también según su formación, una sal, y del mismo modo las demás combinaciones amónicas, o de amonio, son asimismo sales de los correspondientes ácidos.

Hasta ahora hemos considerado, ante todo, combinaciones que se forman por adición de los átomos constructivos ; así se juntan H y C, H y O, H y N, en determinadas relaciones numéricas, para formar respectivamente clorhídrico, agua y amoníaco. También se juntan  $\text{SO}_2$  y O formando  $\text{SO}_3$ , y éste se junta con  $\text{H}_2\text{O}$  formando  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Otra manera de unirse los átomos en una molécula lo aprendimos en los procesos de reducción. En este caso las substancias que se juntan se combinan también por adición, pero una de las dos no es un elemento simple, sino una combinación que primero debe ser desunida, del mismo modo que, en los procesos de pura adición, debían romperse las moléculas elementales  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{N}_2$ . Así, por ejemplo,



El óxido de carbono se forma por adición, pero el oxígeno necesario debe sustraerse al óxido de hierro. Lo mismo ocurre en el otro proceso de reducción :



También aquí el oxígeno que se adiciona al carbono debe quitarse antes al óxido de hierro. La oxidación del hierro se efectúa asimismo por adición :



En este caso el dióxido de carbono es el que proporciona el oxígeno, y el óxido de hierro se forma por adición del oxígeno puesto en libertad (en estado nascente) al hierro.

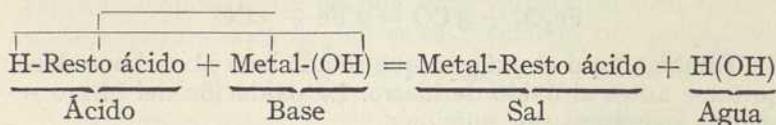
Las combinaciones por neutralización constituyen, sin embargo, otro proceso, que se llama de cambio o sustitución, que, si se quiere, podemos llamar « adquisición » ; la Química designa a estas reacciones como de « doble sustitución ». Un

señor, a quien daremos el nombre de Hidroxilo, va a casa del comerciante Resto-ácido para comprar paño. El comprador Hidroxilo quiere pagar al contado; lleva consigo el dinero. El comerciante Resto-ácido tiene paño para vender. El mismo sirve al buen cliente y pronto se lleva a cabo la venta del paño de color azul marino; el comerciante Resto-ácido entrega el paño al cliente Hidroxilo, y el comprador Hidroxilo entrega su dinero al vendedor Resto-ácido. Cuando el señor Hidroxilo sale de la tienda, en vez de su dinero lleva ahora paño, y el comerciante Resto-ácido en vez de paño tiene ahora el dinero que ha cobrado. Esta es la reacción de doble sustitución, que se realiza al neutralizar los ácidos con bases; el ácido consiste en hidrógeno reaccionante y resto ácido y la base



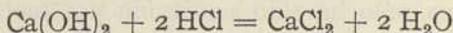
FIG. 157

consiste en un metal y el grupo hidroxilo. En su acción mutua, el ácido cede su hidrógeno a cambio del hidroxilo y la base cede su metal a cambio del resto ácido:

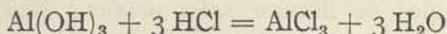


Las igualdades del principio de este capítulo enseñan cómo del HCl, ácido clorhídrico, reaccionando con lejía de sosa, lejía de potasa e hidróxido amónico, se forman las correspondientes sales y agua. Pero ¿qué ocurrirá si el HCl actúa sobre el hidróxido cálcico? El hidróxido cálcico tiene la fórmula  $\text{Ca(OH)}_2$ ; el metal calcio es, pues, como indica esta fórmula y como sabemos ya por el examen del sistema periódico de los elementos (véase pág. 144), divalente, por lo tanto, puede combinarse con dos elementos monovalentes.

Podemos imaginarnos, por ejemplo, que un elemento monovalente tiene un brazo que puede alcanzar a otro. Un elemento divalente tiene dos brazos, que pueden ser cogidos a la vez en una combinación. Si el HCl actúa sobre el  $\text{Ca(OH)}_2$ , el hidrógeno del ácido se combina con un grupo hidroxilo y el cloro se junta con el metal. Para el segundo (OH) no hay ningún H presente para formar agua; en otras palabras, aquí debemos hacer actuar 2 moléculas de HCl:

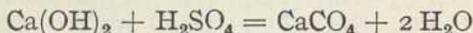


Análogamente, con un metal trivalente, como el aluminio, hemos de hacer reaccionar 3 moléculas de HCl:

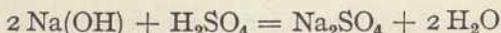


El metal monovalente sodio forma, pues, un cloruro de la fórmula NaCl, el metal divalente calcio forma un cloruro de la fórmula  $\text{CaCl}_2$ , un metal trivalente como el aluminio un cloruro  $\text{AlCl}_3$  y el carbono tetravalente, por último, un cloruro  $\text{CCl}_4$ , llamado tetracloruro de carbono. Las mismas relaciones que en el ácido clorhídrico encontramos en el ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ .

Hagamos actuar ahora el ácido sulfúrico sobre el hidróxido cálcico, y la reacción se realiza según la igualdad:

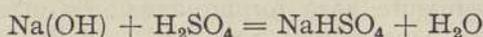


En el ácido sulfúrico hay dos átomos de hidrógeno sustituibles, es decir, capaces de reaccionar, que pueden juntarse con los dos grupos hidroxilo (OH) y formar 2 moléculas de agua. Del ácido sulfúrico no necesitamos, pues, más que 1 molécula. Lo mismo ocurre en la combinación del ácido sulfúrico con el divalente magnesio. Pero si se hace actuar la lejía de sosa sobre el ácido sulfúrico, como la lejía de sosa sólo posee un hidroxilo, se necesitarán 2 moléculas de lejía:



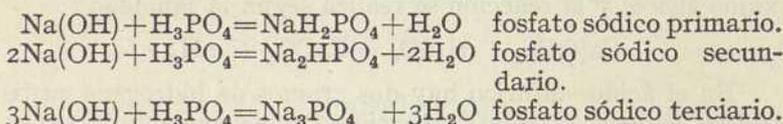
Los ácidos que sólo contienen un átomo de hidrógeno capaz de reaccionar, como HCl y  $\text{HNO}_3$ , se llaman *ácidos monobásicos*, porque sólo pueden reaccionar con un grupo hidroxilo básico. Al revés, las bases que sólo contienen un hidroxilo se llaman *bases monoácidas*. Los ácidos que poseen dos átomos de hidrógeno capaz de reaccionar, como el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o el ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  se denominan *ácidos bibásicos*, y análogamente  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$ , etc., se denominan *bases biácidas*.

Pero los ácidos bibásicos presentan una particularidad: la posibilidad de formar combinaciones es en ellos mayor; los dos átomos de hidrógeno no han de ser precisamente sustituidos a la vez, los dos son independientes, y puede ocurrir que en un proceso de neutralización sólo sea sustituido uno de los dos átomos de H, por ejemplo, según la igualdad:

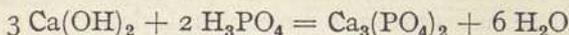


Aquí, pues, sólo ha sido sustituido por metal un átomo de hidrógeno, pues el otro sigue unido al resto ácido. La combinación tiene, por decirlo así, todavía algo de carácter ácido (porque el hidrógeno es lo que da carácter al ácido), y por esto estas sales se llaman *sales ácidas*;  $\text{NaHSO}_4$ , sulfato sódico ácido, o la conocida sal ácida del ácido carbónico  $\text{NaHCO}_3$ , carbonato sódico ácido, llamado también bicarbonato de sosa. Como se comprende, en vez del sodio pueden intervenir otros metales monovalentes u otros grupos monovalentes:  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ , etc.

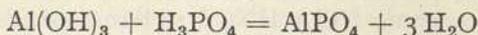
Un ácido tribásico como el ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , que contiene tres átomos de hidrógeno sustituíbles, y sustituíbles con independencia uno de otro, puede, pues, formar tres sales con una base monoácida:



Con el calcio, divalente, el ácido fosfórico formará una sal, en la cual las valencias se corresponden: tres dobles valencias equivalen a dos triples valencias, esto es, cada grupo equivale a seis valencias simples, por lo tanto:



Las bases triácidas reaccionan simplemente con los ácidos tribásicos una con otro:



Estos comportamientos de los ácidos mono y polibásicos con las bases mono y poliácidas son hechos observados: las sales formadas según nuestras igualdades,  $\text{NaCl}$  cloruro sódico,  $\text{KCl}$  cloruro potásico,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  cloruro amónico,  $\text{CaCl}_2$  cloruro cálcico,  $\text{AlCl}_3$  cloruro alumínico,  $\text{CaSO}_4$  sulfato cálcico.

cico,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sulfato sódico y  $\text{NaHSO}_4$  sulfato sódico ácido, y los fosfatos sódicos primario, secundario y terciario, son todas combinaciones conocidas, bien definidas y determinadas sustancias, que se caracterizan como especies químicas. Así,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es el carbonato sódico, la sosa que todas las amas de casa conocen; pero si sólo ha sido sustituido un átomo de hidrógeno del ácido carbónico por sodio, entonces se forma el bicarbonato sódico,  $\text{NaHCO}_3$ , y en vez de la sosa tenemos el carbonato sódico ácido; de una sustancia que sirve para limpiar y lavar se pasa por esta simple variación a un producto medicinal. Pequeñas variaciones, que a primera vista parecen sin importancia alguna; ¡pequeñas causas producen grandes efectos!

Pero éstos son por de pronto hechos y no son todavía explicaciones de hechos. Esto es así; lo podemos comprobar en cualquier instante, pero no sabemos por qué es así.

Debe sorprendernos, pienso yo, que siendo, al parecer, algunos componentes de las sustancias que reaccionan entre sí esenciales para la formación de la combinación y de sus propiedades, otros no lo sean. Si tratamos la lejía de sosa por el ácido sulfúrico se produce sulfato sódico. Si ponemos en contacto lejía de potasa y ácido sulfúrico se forma sulfato potásico. Otra vez dos sustancias diferentes: el sulfato sódico en forma de cristales, conocido con el nombre de sal de Glauber, es un purgante y está contenido en buena cantidad en el agua del manantial de Carlsbad. Pero el sulfato potásico es un componente de los abonos potásicos. Si se comparan las dos fórmulas  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , parece que lo que determina el carácter de una sal es, sobre todo, la parte del metal, mientras que el resto ácido es el mismo en todos los sulfatos.

No queremos tratar más detenidamente las difíciles cuestiones que aquí se presentan; lo que nos interesa es el hecho de que, en la reacción de un ácido con una base, no actúan las moléculas enteras una con otra, sino sus partes, pues el resto ácido permanece inalterado y también sigue inalterado el grupo hidroxilo; las otras dos partes, el hidrógeno y el metal, se sustituyen mutuamente. Por consiguiente, tanto el ácido como la base se han dividido en dos partes.

Se nos recordará que esto no es cosa nueva; sabemos por la teoría de las soluciones que los ácidos y las bases en solución acuosa se descomponen en sus iones. Y, sin embargo, ¿no es sorprendente que también aquí se manifieste la división en iones? Aquí no hemos hablado de soluciones ni de

iones y transporte de corriente, hemos hecho actuar simplemente ácidos y bases entre sí ; el efecto es como si las moléculas de ácido y las moléculas de base estuviesen divididas en dos partes.

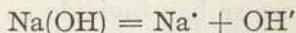
Cuando un ingeniero quiere perforar una montaña, los trabajadores principian a excavar y producir explosiones ; en los dos lados opuestos de la montaña las máquinas comienzan a perforarla, como si quisiesen hacer dos túneles en vez de uno. Y de súbito llega el momento en que las barrenas encuentran el vacío, porque detrás de la delgada pared que perforan ya no hay roca alguna, sino el espacio vacío que los trabajadores del otro lado han dejado libre de obstáculos. Se ha conseguido la perforación de la montaña y de dos galerías ha resultado un solo túnel. Ciertamente así tenía que suceder, y para eso se hicieron los cálculos ; sin embargo, el momento



FIG. 158

de la rotura de la última barrera, la unión de las dos galerías hechas por separado, es un momento solemne, un alegre acontecimiento ; tal vez porque es la victoria de la inteligencia sobre la Naturaleza. Y esto es lo que nos ocurre. En la teoría de las soluciones, que es una teoría de las mezclas, aprendimos la disociación en iones ; ya entonces vimos cómo dos galerías separadas se unían ; los iones de las soluciones no eran más que iones producidos por radiaciones radiactivas. Y luego en la teoría de la neutralización, que es una teoría de las combinaciones, encontramos que los ácidos y las bases reaccionan como si estuviesen divididos en dos partes ; aparece de nuevo el concepto de la disociación en iones.

La lejía de sosa, es decir, la solución acuosa de la base hidróxido sódico, está descompuesta en sus iones :



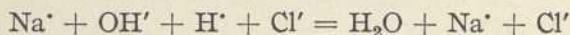
El ácido clorhídrico, esto es, la solución acuosa de clorhídrico se ha descompuesto en sus iones  $\text{HCl} = \text{H}' + \text{Cl}'$ .

Si hacemos actuar estas dos substancias una sobre otra, entonces, si queremos tener en cuenta este hecho, hemos de

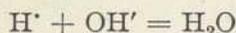
escribir nuestra igualdad de modo que no estén ya la lejía de sosa y el ácido clorhídrico a la izquierda, sino los iones que se forman así que se disuelven la lejía y el ácido. Así :



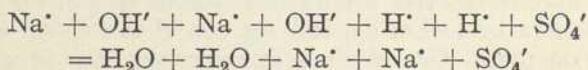
En la derecha, si recordamos la teoría de la neutralización (véanse págs. 86 y ss.), tal como lo indicamos en la Primera parte, debe aparecer por de pronto  $\text{H}_2\text{O}$ , esto es, el agua ; lo decisivo en las neutralizaciones es, como demuestra el calor que se desprende en todas ellas, la combinación del ion OH con el ion H para formar la molécula neutra de agua :



Si evaporamos la solución se evapora el disolvente, los iones libres Na y Cl se acercan más uno a otro, desaparece la barrera de agua que los separaba, y de repente se unen uno con otro a causa de sus cargas eléctricas opuestas,  $\text{Na}^{\cdot} + \text{Cl}' = \text{NaCl}$ , una molécula de sal que, como antes la molécula de agua, es eléctricamente neutra. Si nuevamente añadimos agua, sabemos que en seguida aparecen otra vez por división los iones  $\text{NaCl} = \text{Na}^{\cdot} + \text{Cl}'$ .

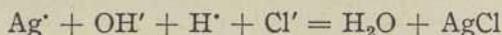


Esta es la reacción decisiva, y esta igualdad es la *igualdad de iones de la neutralización*. Se presenta en todos los procesos de neutralización, por ejemplo en la reacción entre la lejía de sosa y el ácido sulfúrico



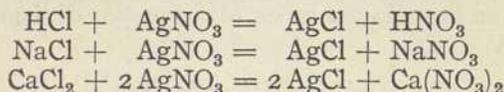
No es del todo exacto que, en general, las sales en solución acuosa se disocian. Hay sales que no son solubles en agua, que pueden agitarse tranquilamente con ella ; caen al fondo y permanecen en el agua sin disolverse. Por lo tanto, no se disocian, sino que sus moléculas siguen inalteradas. Para hablar con exactitud, debemos decir : estas sales tampoco son del todo insolubles, también ellas se disocian un poquito, se disuelven poco, como también el agua se disocia un poco. Pero, prácticamente, estas sales son insolubles, como lo son el sulfuro de plata ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ), o el cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ), o el sulfato bórico ( $\text{BaSO}_4$ ). ¿Qué ocurrirá si hacemos actuar entre

sí, por ejemplo, hidróxido de plata  $\text{Ag}(\text{OH})$  y clorhídrico  $\text{HCl}$ ?

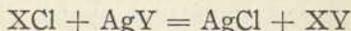


Como  $\text{AgCl}$  es insoluble, en seguida irá al fondo formando un precipitado. El cloruro de plata, llamado también cloruro argéntico, por su sensibilidad a la luz es una substancia importante en fotografía, lo mismo que las otras sales halogenadas (\*) de plata: yoduro de plata  $\text{AgI}$ , bromuro de plata  $\text{AgBr}$ .

Recordamos ahora de la Primera parte haber oído que los ácidos fuertes expulsan a los ácidos débiles de sus combinaciones. Queremos utilizar este conocimiento preliminar, que luego examinaremos detenidamente, y comparar entre sí las tres siguientes reacciones distintas: 1. La acción del clorhídrico sobre el nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$ , sal argéntica del ácido nítrico, que se usa en medicina con el nombre de piedra infernal como substancia cáustica. 2. La acción del cloruro sódico ( $\text{NaCl}$ ) sobre el nitrato de plata, y 3. La acción del cloruro cálcico ( $\text{CaCl}_2$ ) sobre el nitrato de plata:



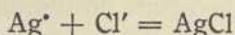
Cuando investigamos la acción de las bases sobre los ácidos, encontramos que en todas estas reacciones se observaba algo común: la acción del grupo  $\text{OH}$  de la base con el hidrógeno del ácido. Este proceso, deducíamos nosotros, era lo esencial. Si examinamos estas tres igualdades, vemos que en todas ellas se encuentra la acción del ion  $\text{Ag}$  con el ion  $\text{Cl}$  en el  $\text{AgCl}$ , cloruro de plata. Que el cloro aparezca en combinación con el hidrógeno, el sodio o el calcio, es indiferente, pues la combinación formada es siempre  $\text{AgCl}$ . También aquí determina el proceso la reacción entre dos iones; podemos escribir las tres reacciones dejando sin precisar las otras parejas:



$\text{X}$  puede ser, pues, hidrógeno o sodio o calcio u otra substancia.  $\text{Y}$  puede ser un resto ácido, que es desalojado por el clorhídrico, y, siendo esto así, del mismo modo que en

(\*) O sales *haloideas*. — *N. del T.*

la igualdad de iones de la neutralización, podemos prescindir de los compañeros y escribir :



Ésta es la igualdad de iones de todos los procesos en los cuales por medio del clorhídrico es expulsada la plata de una sal soluble de plata, y se forma cloruro de plata. Pero esto tiene consecuencias prácticas importantes. Si tenemos una solución cuya composición no conocemos y vertemos en esta solución nitrato de plata, y al hacerlo se forma un precipitado de cloruro de plata insoluble, entonces sabremos que la solución contenía el ion cloro. Naturalmente, también es válido lo inverso. Si vertemos en una solución desconocida ácido clorhídrico, y se precipita cloruro de plata, existen iones de plata en la solución. El metal que se presenta combinado con el cloro (en el primer caso), o con el resto ácido que está unido con el ion plata, lo podemos averiguar por medio de otras reacciones, y así saber cuál es la substancia que está disuelta en el líquido. Ahora comprendemos también por qué en una combinación de reacción básica puede existir un hidroxilo. El ion OH es la causa de la reacción básica y por esto reaccionan básicamente tanto NaOH como KOH y como  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y  $\text{NH}_4(\text{OH})$ ; todas estas substancias están disociadas y contienen en la solución el ion OH, y por esto una combinación de reacción ácida, un ácido, debe contener también, en solución, hidrógeno: el ion hidrógeno es la causa de la reacción ácida.

Pero ¡alto! Se presenta una objeción que, al parecer, es irrefutable. En la Primera parte del libro hemos hablado de la sosa y hemos dicho que una solución de sosa es resbaladiza al tacto y que, como ahora podemos decir, es de reacción básica. ¿Dónde está aquí el grupo OH? La sosa es carbonato sódico,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , y aunque descompongamos la fórmula y la escribamos como queramos, nunca lograremos separar un grupo OH. ¿De dónde procede, pues, la reacción básica de la solución de sosa?

Siempre vamos inquiriendo; lo que hace avanzar a la ciencia son los problemas que surgen. De cada conocimiento adquirido nace una pregunta, y esta pregunta exige una respuesta, que generalmente sólo puede darse en vista de un nuevo hecho descubierto. ¿Por qué la solución de sosa, es decir, la solución de una sal, tiene reacción básica y no neutra? La sal de por sí no es básica, pero para la reacción básica es neces-

rio el ion OH. ¿De dónde procede este ion OH? Bien; hemos disuelto una sal en agua. De la sal no puede proceder el grupo OH, y entonces sólo queda una posibilidad: la de que el ion OH proceda del agua. El agua tiene la fórmula  $H_2O$ , o escrita de otro modo: HOH. Aquí hay, pues, un ion OH — ya sabemos que el agua, aunque muy poco, se disocia en sus iones — según la igualdad  $H_2O = H' + OH'$ . ¿Tiene, tal vez, el carbonato sódico, como sal en disolución, la singular propiedad de favorecer la disociación del agua, de modo que aparezcan más iones OH y así se explique la reacción básica de una solución de sosa?

¡Cambio de señoras!

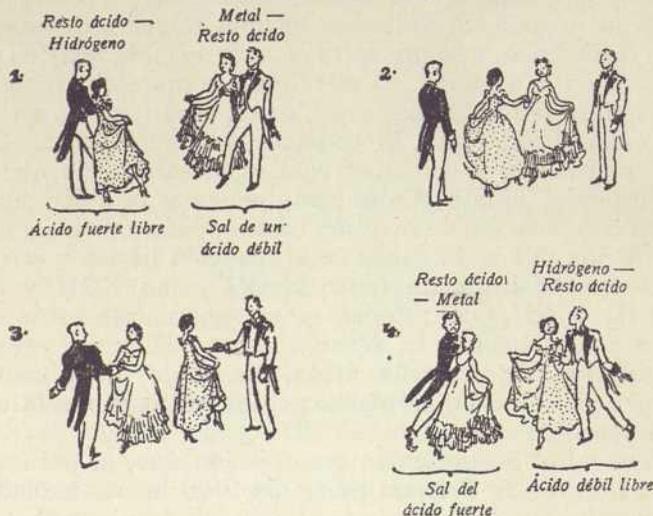
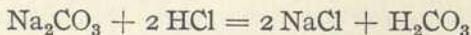


FIG. 159

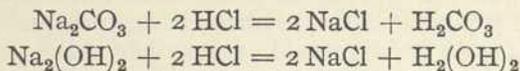
Para poder responder a esta pregunta debemos primero ocuparnos algo más detenidamente del caso, ya mencionado varias veces, de que un ácido fuerte expulsa de sus combinaciones a un ácido débil. Si tratamos nuestra sosa con ácido clorhídrico, ocurre una transformación según la igualdad:



El ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte; el ácido carbónico,  $H_2CO_3$ , es un ácido muy débil. La acción del HCl sobre la sal del ácido débil se efectúa así: el resto ácido del ácido fuerte ocupa el lugar del resto ácido del ácido débil, y esto se

piensa cuando se dice : el ácido fuerte expulsa al ácido débil de sus sales. Pero, naturalmente, a la vez se efectúa otra cosa. Del ácido fuerte libre (HCl) se forma una sal de este ácido, y por esto queda ahora en libertad el ácido débil. Por esta razón se puede decir también que el ácido débil se hace independiente, queda libre, y el ácido fuerte aparece en sustitución de él, con su carácter, en la sal. Por lo demás, hay que observar que el ácido carbónico libre,  $H_2CO_3$ , no puede existir y se descompone en seguida en dióxido de carbono, o sea en su anhídrido y agua :  $H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$ .

El proceso de la expulsión tiene gran semejanza con la reacción de neutralización. Comparemos :



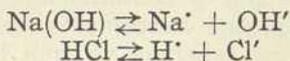
El desacostumbrado modo de escribir  $Na_2(OH)_2$  en vez de  $2 Na(OH)$  y de  $H_2(OH)_2$ , en vez de  $2 H_2O$ , será con seguridad fácilmente comprensible, porque aquí sólo se trata de hacer resaltar la semejanza de ambas reacciones.

En los dos casos se introduce el resto ácido del ácido energético en la combinación metálica y expulsa al que hasta entonces fué el compañero del metal, en un caso el grupo  $CO_3$  y en otro el grupo (OH) de la combinación. Y en los dos casos se combina el grupo desalojado con el hidrógeno del ácido formando una nueva combinación, que una vez es el ácido carbónico libre (que ciertamente no es estable), y otra vez es el agua. Pero sabemos ya que lo que mueve esta segunda reacción es el hecho de que el H y el grupo OH se combinan formando agua. Esta acción es el motor de la reacción. ¿No ocurrió lo mismo anteriormente? Entonces el impulso del resto ácido del ácido carbónico que tiende a combinarse con el hidrógeno del ácido fuerte para formar ácido carbónico libre sería la fuerza motriz de la reacción ; el ácido débil separa al fuerte del hidrógeno y se pone él mismo en su lugar. De  $2H$  y  $CO_3$  se forma  $H_2CO_3$ , y el resto ácido del ácido fuerte se ve obligado a tomar como compañero al metal. Los ácidos débiles son, pues, propiamente los fuertes ; quieren convertirse en ácidos libres y entonces el ácido libre « fuerte » es destruido y convertido en una sal.

Pero ¿por qué es esto así? Hemos de preguntar de nuevo ; porque hasta ahora sólo hemos aprendido hechos. ¿Qué quiere decir propiamente ácido fuerte?

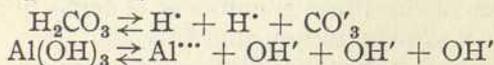
De nuevo la teoría debe sacarnos de dudas. En solución acuosa los ácidos se disocian en sus iones; esto es lo que siempre hemos dicho. Pero en otro lugar hemos hablado mucho de equilibrios químicos, de que se establece un equilibrio en todos los procesos de formación de substancias, según el cual, junto con la producción de una de ellas, siempre se efectúa en cierta manera un proceso inverso. ¿Ocurre esto tal vez en la disociación? Cuando se introduce un ácido en el agua quizá no se descompone por completo en iones, sino que quedan siempre en el líquido moléculas del ácido sin descomponer.

Sabemos que los iones de una substancia llevan cargas eléctricas opuestas, que, por consiguiente, se atraen mutuamente, y que sólo por haber disminuído la fuerza atractiva en el agua y por la valla que forma la misma alrededor de los iones a causa de la hidratación (véase pág. 221), es impedida su nueva unión inmediata. Pero es evidente que siempre vuelven a combinarse iones para formar moléculas, sin cesar tampoco la descomposición de nuevas moléculas en iones. Unos al lado de otras en un líquido se encuentran siempre, por lo tanto, iones disociados y una determinada cantidad de moléculas no disociadas. Los ácidos fuertes, como el ácido sulfúrico, el ácido clorhídrico, el ácido clórico ( $\text{HClO}_3$ ) y las bases fuertes, como la lejía de sosa, la lejía de potasa, etc., están casi por completo disociados en sus iones. Si establecemos la igualdad de equilibrio, por ejemplo, para la lejía de sosa y para el ácido clorhídrico:



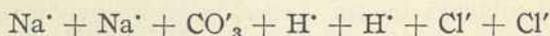
podemos decir: el equilibrio se establece a base de una gran preponderancia de la parte derecha, es decir, de la descomposición en iones. Sólo muy pocos se unen entre sí formando moléculas.

Pero los ácidos débiles, como el ácido carbónico, el ácido acético, el ácido prúsico o cianhídrico, y lo mismo las bases débiles, como por ejemplo, el hidróxido de berilio  $\text{Be}(\text{OH})_2$  o el hidróxido aluminico  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , sólo están muy poco disociados; en ellos el equilibrio se produce a base de un predominio de la parte izquierda:

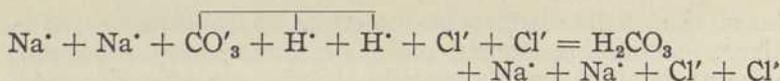


En ellos, pues, hay muchas más moléculas no disociadas que iones. En los ácidos y en las bases medianamente fuertes

las moléculas disociadas y las moléculas no disociadas se mantienen en equilibrio numérico. En la Primera parte dijimos una vez que dando al agua la fórmula  $H(OH)$  puede considerarse, a causa de su grupo  $OH$ , como base y, a causa de su hidrógeno sustituible (por ejemplo, por el sodio  $Na + H(OH) = Na(OH) + \frac{1}{2} H_2$ ), también como ácido. Si ahora se examina hasta qué punto está el agua disociada, se encuentra que lo está muy poco. En el agua existen tan pocos iones en comparación con el número de moléculas, que de cada dos mil millones de moléculas de agua sólo una está disociada en iones. Si consideramos el agua como base o como ácido, debe ser una base extremadamente débil o un ácido de menguadísima energía. En otras palabras: de la cantidad de moléculas disociadas, del grado de disociación, podemos deducir la fuerza de un ácido. Los ácidos fuertes están muy disociados, los ácidos débiles lo están poco. Pero poco disociado sólo significa que las dos partes de la molécula están fuertemente unidas o que se atraen fuertemente una a otra. Dado que el hidrógeno y el grupo hidroxilo tienen tanta tendencia a formar agua, que, como el más débil de los ácidos, apenas está disociada, por esto la formación de la misma constituye el impulso de la neutralización: cuando el ácido y la base, cada uno de por sí, se descomponen en sus iones, entonces los iones  $H$  del ácido y los iones  $OH$  de la base tienden uno hacia otro, se combinan formando agua; esto significa que se forma la substancia menos disociada. Pero ocurre exactamente el mismo proceso cuando un ácido fuerte se encuentra con la sal de un ácido débil. Las substancias de partida en forma de iones se hallan al actuar el  $HCl$  sobre la sosa en la siguiente forma:

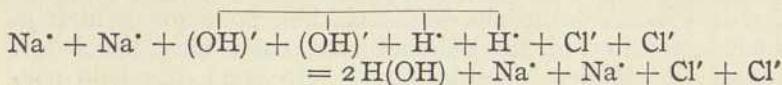


es decir, los iones de  $Na_2CO_3$  y de  $2 HCl$ . El ácido carbónico  $H_2CO_3$  es un ácido muy débil que en las soluciones está, por lo tanto, muy poco disociado. Pero esto significa que si los iones  $H$  y los iones  $CO_3^-$  se hallan juntos en solución acuosa se unen en seguida y forman moléculas de ácido carbónico. En la solución de que se trata los iones  $H$  y los iones  $CO_3^-$  se encuentran juntos, y nada importa, naturalmente, que los iones  $H$  procedan del ácido clorhídrico; por esto se combinan inmediatamente para formar ácido carbónico libre, y como fuerza motriz de la reacción se forma ácido carbónico libre no disociado:

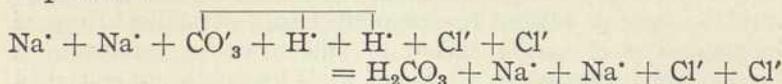


con lo cual entonces el ácido carbónico libre, según vimos, se descompone de nuevo en seguida en su anhídrido y agua, y al evaporarse aquél los iones restantes se unen formando cloruro sódico. El  $\text{CO}_2$ , dióxido de carbono formado, se desprende de la mezcla y pasa al aire. Terminando estas consideraciones, estableceremos, para mayor claridad, una vez más en forma de igualdad de iones, las dos reacciones, la neutralización y la expulsión de un ácido débil por un ácido fuerte:

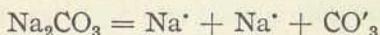
Neutralización:



Expulsión:



Ahora podemos también contestar a nuestra pregunta de por qué el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en solución acuosa tiene reacción básica. ¿Qué sucederá si disolvemos sosa en agua? Se disociará en sus iones:

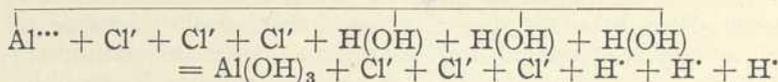


Sabemos que el ion resto ácido  $\text{CO}'_3$ , como resto de un ácido débil, tiene tendencia a unirse en seguida con dos iones de hidrógeno para formar ácido carbónico libre. ¿De dónde puede tomar estos iones de hidrógeno? Todo el proceso se efectúa en solución acuosa y en el agua se encuentran, como ahora sabemos, algunos pocos iones  $\text{H}^{\cdot}$  y  $\text{OH}'$ , porque precisamente también el agua está algo disociada. Por consiguiente, el ion  $\text{CO}'_3$  se lanzará ávidamente sobre los pocos iones  $\text{H}^{\cdot}$  y formará ácido carbónico. Pero estos pocos iones no bastan, y como el  $\text{CO}_3$  se encuentra por disolución en concentración bastante alta, obliga al agua a dar más iones  $\text{H}^{\cdot}$ , es decir, a disociarse en mayor escala. Por esto ocurre un proceso que podemos representar esquemáticamente así:



Pero los iones  $\text{OH}'$  que aparecen dan ahora a toda la solución su carácter básico, y a causa de ellos la solución de sosa en

agua tiene reacción básica. Como en este proceso, que se llama *hidrólisis*, al contrario de lo que ocurre en la neutralización, el agua se descompone en sus iones y se forma ácido carbónico libre, se puede decir: la hidrólisis es la inversa de la neutralización. A causa de la disociación del agua, pues, las soluciones de las sales de bases fuertes y ácidos débiles tienen reacción básica. Por el contrario, las sales de bases débiles y ácidos fuertes tienen reacción ácida, como podemos probar sólo indicando las correspondientes igualdades: sea la sal el cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3$ , como sal del débil hidróxido de aluminio y del fuerte ácido clorhídrico:



por lo tanto, se forma el hidróxido de aluminio, débil y no disociado, quitando al agua los tres iones OH necesarios. Quedan los iones de cloro y los iones de hidrógeno que no se combinan, porque el ácido clorhídrico está fuertemente disociado. La solución reacciona ácidamente a causa de los iones H libres.

#### EN EL INTERIOR DE LAS MOLÉCULAS

Al tratar del hidróxido amónico vimos que la fórmula empírica de una substancia (véanse págs. 279 y ss.) poco nos dice sobre la naturaleza química, sobre la manera cómo reacciona. Y con esto se ha presentado el problema de la fórmula de estructura. ¿Cómo están unidos entre sí en la molécula los átomos, o los iones?

Es muy notable que esta pregunta sobre las moléculas inorgánicas, que son relativamente de estructura sencilla, sea mucho más difícil de contestar que cuando se trata de las mucho más complicadas moléculas orgánicas formadas a veces por centenares y hasta por millares de átomos. Tratar de este problema en Química inorgánica es tan difícil que hemos de renunciar aquí a ocuparnos en la estructura de las moléculas inorgánicas. Uno de los motivos de que sea tan difícil en las substancias inorgánicas establecer fórmulas de estructura es el hecho de que los elementos en estas combinaciones entran con valencia variable. Hasta ahora hemos dicho siempre que el oxígeno es divalente y el hidrógeno monovalente; por esto se combina un átomo de oxígeno

con dos átomos de hidrógeno para formar agua. Sin embargo, hemos de considerar que entre los dos elementos todavía existe una segunda combinación, el peróxido de hidrógeno, llamado vulgarmente agua oxigenada (\*). Tiene la fórmula  $H_2O_2$ . El segundo átomo de oxígeno está en verdad más flojamente combinado; con facilidad se le puede expulsar de la combinación y el peróxido de hidrógeno se convierte entonces en agua, perdiendo oxígeno. Como esta descomposición ya se efectúa por la acción de la luz, se debe conservar el  $H_2O_2$  en frascos de color pardo oscuro. La débil unión del segundo átomo de oxígeno hace presumir que aquí no existe ningún verdadero cambio de valencia, ni en el oxígeno ni en el hidrógeno. Pero sabemos que el cloro, por ejemplo, siempre es monovalente respecto del hidrógeno, como lo demuestra también su combinación  $HCl$ , que es muy estable. En cambio, respecto del oxígeno puede aparecer el cloro con diferentes valencias, esto es, como monovalente, divalente, trivalente, tetravalente, pentavalente y hexavalente y, según ya nos mostró el sistema periódico (véase pág. 145), en el mayor grado de valencia, como heptavalente. Existen combinaciones de la forma  $Cl_2O$ ,  $ClO_2$ ,  $Cl_2O_6$  y  $Cl_2O_7$ , aun cuando no todas estas combinaciones son conocidas en estado libre. El nitrógeno entra en combinación como trivalente y también como pentavalente en diferentes substancias, por ejemplo:  $N_2O_3$ , trióxido de nitrógeno, anhídrido del ácido nitroso  $HNO_2$  ( $N_2O_3 + H_2O = 2 HNO_2$ ) y el pentóxido de nitrógeno  $N_2O_5$ , anhídrido del ácido nítrico  $HNO_3$  ( $N_2O_5 + H_2O = 2 HNO_3$ ).

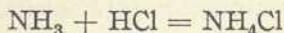
Esta diversidad de valencias dificulta, entre otras cosas, el establecimiento de fórmulas de estructura que expresen verdaderamente el comportamiento químico. Por esto hemos de limitarnos aquí sólo a breves consideraciones sobre el problema de las fórmulas de estructura inorgánicas, hablando de las llamadas *combinaciones complejas*.

Recordamos que, en la teoría de las soluciones y de la disociación electrolítica, nos admiraba que el sulfato sódico  $Na_2SO_4$  no formase como era de esperar siete iones, sino sólo tres. El resto ácido permanece intacto, se disocia entero; así decíamos, y encontramos este hecho nuevamente en la teoría de la neutralización, en la formación de las sales. Así, se disocia el ácido nítrico  $HNO_3$  en solución acuosa, en los iones  $H^+$  y  $NO_3^-$ , el ácido sulfúrico  $H_2SO_4$  en los iones  $H^+$  y  $H^+$  y  $SO_4^{2-}$ .

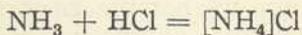
(\*) Nombre impropio, que en rigor significa agua que contiene oxígeno en disolución. — N. del T.

El grupo del resto ácido no puede volverse a descomponer en iones, forma un complejo firme que se separa inalterado como ion, estando los cuatro átomos de oxígeno (como en el ácido sulfúrico) unidos con el azufre de diverso modo que lo están los dos átomos de hidrógeno con el resto ácido. No podemos decir cómo es esta unión, pues el comportamiento del ácido sulfúrico sólo nos enseña que debe ser así. En muchos casos es conveniente expresar en la fórmula de una substancia la presencia de un complejo que en sí no se divide por disociación, para indicar la estructura de la molécula en su fórmula. Entonces para el ácido sulfúrico se escribe  $H_2[SO_4]$ , para el ácido nítrico  $H[NO_3]$ , y así sucesivamente, indicando con los paréntesis rectangulares que el grupo comprendido dentro de ellos es un complejo (o un grupo complejo). El hidrógeno que está fuera del paréntesis puede disociarse; puede, pues, formar un ion y por esto se llama *ionógeno* (formador de iones). Los átomos o iones del complejo no son *ionógenos*.

La diferente significación de la unión ionógena y la no ionógena en una molécula resulta especialmente expresiva en las combinaciones amónicas. El amoníaco puesto en contacto con el clorhídrico forma cloruro amónico:



En solución acuosa este cloruro amónico se disocia en los dos iones  $NH_4^+$  y  $Cl^-$ . Como muestra este proceso,  $NH_4$  se ha convertido, pues, en un complejo que se mantiene íntegro, sin dividirse por disociación. Si queremos escribir nuestra fórmula con paréntesis debemos juntar en el complejo el hidrógeno del ácido con el amoníaco, pues en esta combinación queda todavía el cloro del ácido en unión ionógena; por esto puede aparecer como ion en la solución acuosa:



Lo mismo puede decirse respecto de la combinación del amoníaco con el agua:  $NH_3 + H(OH) = [NH_4]OH$ .

Lo que está fuera del paréntesis puede disociarse en la solución acuosa, y así ocurre; el complejo forma un conjunto íntegro como ion, lo que también se confirma en la solución del cloruro amónico en el agua.

Pero nuevamente la valencia nos presenta dificultades:

El hidrógeno y el cloro son dos elementos monovalentes (es decir, el cloro respecto del hidrógeno, véase pág. 146), los

dos tienen cada uno un solo brazo. Cuando se unen entre sí, se alargan la mano y la unión se hace visible al exterior por una cadena de brazos. Si queremos hacer visible en la fórmula esta cadena que une las dos substancias y respectivamente cada uno de sus átomos, escribimos  $H - Cl$ , representando el trazo o raya corta que cada uno de los dos átomos ha alargado su brazo al otro, de modo que los dos brazos se han convertido en uno. Si se une el átomo divalente del calcio con un átomo también divalente de oxígeno, los dos elementos son de dos brazos cada uno : cada átomo alarga al otro sus dos brazos ; la fórmula del óxido cálcico es entonces  $Ca = O$ . Estas combinaciones están saturadas. Las valencias disponibles están ocupadas. El nitrógeno es trivalente respecto del hidrógeno, y, por lo tanto, puede unirse con un átomo también trivalente o con tres átomos monovalentes. En el amoníaco conocemos el segundo caso : un átomo de nitrógeno ha cogido y retenido con sus tres brazos los brazos de tres átomos de hidrógeno :



También esta combinación está saturada ; también en ella están ocupadas todas las valencias disponibles. Y, sin embargo, hemos afirmado que en la formación del ion amonio es admitido un átomo de hidrógeno en el complejo y que, por lo tanto, el átomo de nitrógeno completamente saciado todavía es capaz de unirse con un cuarto átomo de hidrógeno. ¿Cómo es esto posible?

Por de pronto hemos de observar que la teoría de la valencia en las combinaciones no queda destruida por este hecho, sino ampliada. ¿Pero cómo hemos de entender esta ampliación? Supongamos que un hombre tiene que poner tirante con las dos manos un trozo de tela y al mismo tiempo tiene que cortarla. Si no hay nadie cerca para ayudarle, el hombre se decide rápidamente : coge un extremo de la tela con los dientes, y con la mano que así le queda libre procede a cortar la tela. Ciertamente, no tiene en los dientes tanta fuerza como en la mano, y si tuviera que retener asidos por la brida un par de indómitos caballos, apenas si podría sujetar un tercero cogiendo sus riendas con la boca. La fuerza para sujetar algo con esta «mano auxiliar», los dientes, es mucho más pequeña que la de las manos, pero, con todo, es eficaz. Así, podemos imagi-

narnos también que un átomo de nitrógeno con sus tres manos retiene tres ariscos átomos de hidrógeno, pero que todavía es capaz de fijar de alguna manera un cuarto átomo del mismo. Llamando valencias a las fuerzas que determinan la unión de un átomo con otros, podemos decir que un átomo de nitrógeno trivalente tiene tres *valencias principales*. Pero posee todavía *valencias secundarias*; por consiguiente, todavía puede fijar más átomos. Su valencia no resulta así alterada; en nuestro caso sigue siendo = 3, como nuestro hombre, al recurrir a la ayuda de los dientes, no pasó de súbito a tener tres brazos. Pero con auxilio de las valencias auxiliares el átomo de nitrógeno puede todavía unirse con un cuarto átomo de H. Hemos representado las fuerzas de valencia perceptibles en un átomo por brazos y podremos indicar con puntos las valencias secundarias. Así, la fórmula de estructura del cloruro amónico, consistente en el cloro ionógeno y el complejo amonio, es:

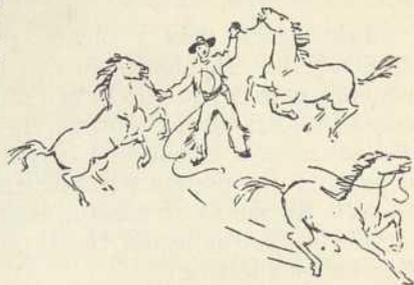
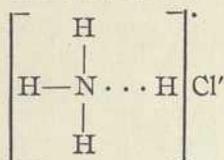


FIG. 160

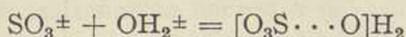
Aquí hemos de observar que la partícula de cloro, que está unida como ion, posee como anión (ion que se dirige al ánodo) una carga negativa. Pero en su conjunto, la molécula de cloruro amónico no lleva carga; por consiguiente, el complejo debe llevar carga positiva. Esto es fácilmente comprensible porque a la molécula de amoníaco, eléctricamente neutra, se ha unido un ion H con su carga positiva. Este ion H se ha separado por disociación del ácido clorhídrico y ha pasado a formar parte del complejo  $\text{NH}_4$ .

Del todo análogo es el caso del ácido sulfúrico. Aquí el  $\text{SO}_4$  forma un complejo, un ion complejo, y este ion, según sabemos por la teoría de las soluciones y de la neutralización, lleva dos cargas eléctricas negativas. Para expresar la valencia, es decir, el número de cargas de un ion, se escribe:  $\text{Cl}'$  para el ion negativo monovalente,  $\text{H}'$  para el ion positivo monovalente,  $\text{SO}_4''$  para el ion negativo divalente,  $\text{Al}'''$  para el ion positivo trivalente, y así sucesivamente. El azufre respecto

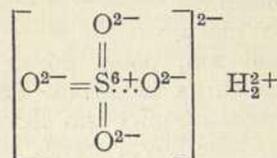
del oxígeno es positivo y hexavalente, por lo que deberíamos representar su ion por  $S^{++++}$  o más claramente  $S^{6+}$ . Pero el oxígeno es negativo divalente, o sea  $O^{2-}$ . Esto significa que la combinación  $SO_3$ , que podemos escribir en forma explicativa



está saturada, pues todas sus valencias principales quedan satisfechas. Y, sin embargo, este complejo saturado todavía fija un cuarto átomo de oxígeno mediante valencias secundarias. Cuando reaccionan entre sí el trióxido de azufre y el agua, formándose ácido sulfúrico, ocurre el siguiente proceso :



Los signos más y menos puestos juntos a la derecha de  $SO_3$  y de  $OH_2$  significan que las respectivas moléculas son neutras, esto es, que no llevan ninguna carga. Pero el ion  $SO_4$ , como indican los dos átomos de hidrógeno combinados ionogénicamente a él con sus cargas positivas, lleva dos cargas negativas que podemos explicarnos bien : el neutro  $SO_3$  tiene todavía un ion O divalente, negativo, unido por valencias secundarias. La molécula tiene, pues, la siguiente fórmula gráfica de estructura :



Estas formaciones complejas que se engendran por agregación de átomos, moléculas o iones a combinaciones ya saturadas, por medio de valencias secundarias, son muy frecuentes en las sustancias inorgánicas y en las orgánicas. Aparecen especialmente en las combinaciones de los metales pesados. Y realmente entran en ellas por un regular varios átomos o complejos de átomos por medio de valencias secundarias, pero de todos modos no muchos. Su capacidad de admisión de partículas unidas por valencias secundarias es limitada. En el complejo  $NH_4$ , el átomo de nitrógeno, como indica la fórmula, ocupa una posición cen-

tral, lo mismo que el átomo de azufre en el complejo  $\text{SO}_4$ . Estos átomos se llaman *átomos centrales*. El número de partículas unidas y unibles a un complejo recibe el nombre de *número de coordinación*. En  $\text{NH}_4$ , por lo tanto, el número de coordinación es 4, porque en la determinación del número de coordinación entran por igual las valencias principales y las secundarias. En  $\text{SO}_4$  el número de coordinación del azufre es 8. En otras combinaciones, sobre todo en las combinaciones del cobalto, aparece el número de coordinación 6; pero en todo caso sólo es posible mediante un determinado número de átomos o de grupos de átomos aumentar el complejo con valencias secundarias: justamente hasta alcanzar el número de coordinación.

Para ver esto todavía con más claridad, vamos a considerar una de las combinaciones complejas del cobalto, y aquí tropezaremos también con uno de estos hermosos nombres que al principio de esta parte dedicada a las combinaciones espantaron al lector. Consideremos una combinación del cobalto trivalente, elemento emparentado con el níquel, que pertenece a los metales pesados. Partimos del cloruro de cobalto (3) (recordamos que se indica la valencia en las fórmulas de las sustancias que tienen valencia variable). Su fórmula debe ser, pues,  $\text{CoCl}_3$ . El cobalto posee el número de coordinación 6, por lo tanto puede combinarse, por valencias secundarias, todavía con otros tres átomos o grupos de átomos, formando un complejo. Esta combinación compleja se logra fácilmente cuando se introducen grupos  $\text{NH}_3$ , esto es, amoníaco, en el complejo. Como esta incorporación de  $\text{NH}_3$  en una combinación se asemeja mucho a la formación de hidratos por incorporación de agua (agua de cristalización), estas combinaciones complejas formadas por introducción de  $\text{NH}_3$  reciben el nombre de *amoniacatos*. Como pueden agregarse tres grupos de  $\text{NH}_3$  a los tres átomos de cloro para completar el número de coordinación 6, con esta incorporación resulta un complejo de la fórmula  $[\text{CoCl}_3 \cdot \cdot \cdot (\text{NH}_3)_3]$ , que encerramos en paréntesis rectangular por tratarse de un complejo no disociable en iones. El nombre de estas sustancias se forma indicando el número de los átomos o grupos de átomos que se encuentran en el complejo empleando los nombres griegos de los números. Para uno se usa el griego *monos*; para dos, *dis* (dióxido de carbono); tres, *tria*; cuatro, *tettares*, *téttara* o tetra; quinto, *pente*, y seis, *hex*. En nuestro

complejo hay tres átomos de cloro que son restos ácidos, pero no restos ácidos combinados ionogénicamente, porque se hallan en el interior del complejo. Estos restos ácidos del interior de un complejo cuya unión no es ionógena, se designan añadiendo una *o* al nombre. Como se trata de tres átomos de cloro, de esta suerte nuestro nombre principiará: triclora... Además hay tres grupos amónicos. En la formación del nombre se acorta la palabra amoniaco, sustituyéndola por « amin » (\*). En el complejo hay tres grupos de amoniaco; por consiguiente, triamin. La combinación en conjunto se llamará, pues, añadiendo todavía el átomo central del cobalto (3), triclorotriaminocobalto (3).

Si queremos introducir en el complejo un cuarto grupo amónico se nos dirá que esto no es posible, porque el número de coordinación es 6 y ya lo hemos alcanzado. No, no es tan sencillo; y si, a pesar de todo, todavía queremos unir al complejo otra molécula de amoniaco, entonces algo debe salir de él, esto es seguro. No podemos pasar del número de coordinación. Lo que ocurre es algo muy notable: al entrar la cuarta molécula de amoniaco, uno de los átomos de cloro recuerda su primitivo papel de resto ácido, que tiene por objeto unirse a un complejo ionogénicamente. Uno de los átomos de cloro, pues, se sale de buen grado del complejo y se vuelve a unir a él ionogénicamente. Así de  $[\text{CoCl}_3(\text{NH}_3)_3]$  (por brevedad prescindimos aquí de la línea de puntos que representa las valencias secundarias) se forma una combinación  $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ . Su nombre es: cloruro de diclorotetraaminocobalto (3). Cloruro, porque ahora existe un átomo de cloro combinado ionogénicamente. Con nueva incorporación de amoniaco llegamos primero al  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ , que es el dicloruro de cloropentaminocobalto (3) (2 átomos de cloro con unión ionógena) y luego al  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ , que es el tricloruro de hexaminocobalto (3), en el cual los tres átomos de cloro del complejo están sustituidos por amoniaco.

Con esto no está todavía agotada la posibilidad de formación de complejos. En la última combinación podemos sustituir una molécula de  $\text{NH}_3$  por una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$ . Así se forma una combinación de la forma  $[\text{CoH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_3$ , que es un tricloruro de acuopentaminocobalto (3). Volviendo a quitar esta molécula de agua queda un sitio libre en el cual

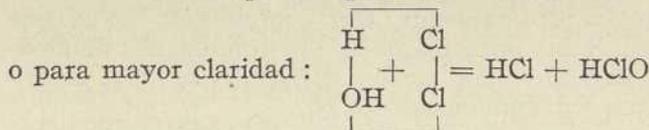
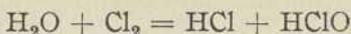
(\*) En español, por razones de fonética, « amino » y el compuesto total « triclorotriaminocobalto ». — *N. del T.*

vuelve a entrar uno de los átomos de cloro expulsados, y de este modo volvemos a la combinación  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ . La sustitución de las moléculas de amoníaco por agua puede llevarse hasta el final. Primero se forma  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$  o tricloruro de diacuotetraminocobalto (3). Luego, por nueva sustitución  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$ , el tricloruro de triacuotriaminocobalto (3) y, finalmente, una combinación en la que también una de las primeras moléculas combinadas de amoníaco está sustituida por agua  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_3$ , el tricloruro de tetracuodiaminocobalto (3).

Estas formaciones de complejos y sus fórmulas nos enseñan cómo están unidos los átomos aislados y los grupos de átomos en los mismos; por esto son fórmulas de estructura, que nos dicen mucho más sobre la acción química de las sustancias que las fórmulas empíricas, por ejemplo, la del tricloruro de tetracuodiaminocobalto (3):  $\text{CoN}_2\text{H}_{14}\text{O}_4\text{Cl}_3$ . En esta fórmula empírica apenas podemos ver nada; no sabemos cómo están unidos los átomos de H y cómo lo están los átomos de O; no vemos que los tres átomos de Cl están unidos ionogénicamente, es decir, que en solución acuosa se disocian, etc. Estas fórmulas y las sustancias con sus reacciones, sin embargo, nos enseñan que las posibilidades por agrupación y separación de sustancias, de átomos y de grupos de átomos, son mucho mayores de lo que dejaban presumir las simples moléculas de dos elementos. Y, con todo, no dan respuesta alguna a la apremiante pregunta: ¿Cómo se unen los átomos para formar moléculas? ¿Qué fuerzas los hacen juntar, y en qué consiste la diferencia entre la unión ionógena y la unión no ionógena?

Para contestar a esta pregunta, con la que ponemos término a la Química inorgánica, abandonemos el campo de las combinaciones inorgánicas complicadas y volvamos a las más sencillas; por ejemplo, al cloruro sódico ( $\text{NaCl}$ ) o al fluoruro sódico ( $\text{NaF}$ ), al agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), etc. También en el campo de estas sencillas combinaciones conocemos la diferencia entre unión ionógena y unión no ionógena. El  $\text{NaCl}$  es una combinación ionógena, y en la solución acuosa se disocia en sus iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ . Pero sabemos que los gases cloro, oxígeno, hidrógeno, flúor, nitrógeno y otros, en su estado gaseoso no se presentan en átomos sueltos, sino en forma de moléculas elementales:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$ ; siempre están reunidos dos átomos de Cl o de O, H, F o N, formando una molécula. Y estas moléculas no se disocian en solución acuosa. En una solución de cloro en

agua podría parecer que ocurre esto, pues en esta solución, que se llama «agua de cloro», al cabo de algún tiempo se forman dos combinaciones distintas: el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido hipocloroso (HClO), según la igualdad:



El agua se disocia en H' y OH', y la molécula de cloro se disocia en Cl y Cl; así parece efectuarse el proceso. En realidad, esta acción del agua sobre el cloro sólo se efectúa por la acción de la luz, y ya sabemos (gas cloro detonante) que la luz, como energía que es, tiene la facultad de dividir la molécula de cloro. Por esto, al cabo de algún tiempo, encontramos en el agua una mezcla de HCl y HClO, con lo cual el ácido hipocloroso (HClO) pronto pierde oxígeno y se convierte en clorhídrico (HCl).

Las moléculas elementales no están, pues, unidas ionógicamente; representan un caso especial comparadas con la unión ionógena o unión de iones. Por de pronto nos fijaremos en la unión de iones.

¿Qué sabemos ya sobre la unión de átomos en moléculas que luego se dividen en iones en la solución acuosa?

1. Todos los electrólitos forman tales uniones; se han formado por combinaciones de iones. Y esto quiere decir que todos los ácidos, bases y sales son combinaciones de iones.

2. En el cristal de sal común las partículas, que están dispuestas ordenadamente, no son moléculas de NaCl, sino los iones Na' y Cl' (véanse págs. 217 y ss.).

3. Los iones de sodio que se forman en la electrólisis del cloruro sódico no descomponen el agua, y, por lo tanto, no ejercen la acción propia de los átomos de sodio. Probamos ya a explicar, en la teoría de la electrólisis, este comportamiento especial de los iones de Na: han perdido un electrón externo, tienen por esto una carga positiva, y por el mismo motivo tienen una esfera de electrones que corresponde exactamente a la del gas noble que le precede en el sistema periódico (véase pág. 210).

Ante todo, el tercer hecho ya conocido nos lleva a nosotros, que buscamos una contestación a nuestra pregunta

sobre la naturaleza de la unión de los átomos en la molécula, nuevamente a nuestra teoría atómica ; de ella debemos deducir, de una u otra manera, cómo se forman las moléculas a partir de los átomos y por qué se juntan los átomos para formar moléculas.

Vamos nuevamente a ver a nuestro químico, pero esta vez nos hemos puesto el frac y vamos vestidos de etiqueta ; no se trata hoy de una cuestión científica, sino de un doble casamiento : las dos hijas del químico se casan hoy, y como son gemelas, triunfan los astrólogos : nacidas el mismo día y a la misma hora, correspondió a ambas el mismo horóscopo

y con él la misma suerte : se casan en el mismo día, a la misma hora, naturalmente con hombres diferentes. Se ha celebrado ya el gran banquete de boda con toda pompa y magnificencia ; los buenos vinos han caldeado los ánimos, y en el salón de fiestas comienza el baile de honor para honrar a las dos



FIG. 161

parejas de recién casados. En una de las mitades del salón baila Irene con su marido, y a su alrededor se ha formado un círculo de parejas de amigos, que se dan las manos y cantan en torno a la pareja que danza. En la otra mitad baila Hilda con su marido, y también aquí se ha formado el círculo de honor de amigos. Ocho personas alegres forman círculo alrededor de Irene, siete no menos alegres rodean a Hilda. Pero el orden y la armonía están algo perturbados, pues fuera del círculo que rodea a Irene baila un hombre solo, como si no quisiese entrar en el corro de los demás. Baila y corre como las otras ocho personas, canta y se divierte como ellas, pero va por donde quiere : es un individualista.

—Sea usted razonable, Lamberto — le dice el químico —. Vaya usted al otro lado con Hilda, pues allí falta un caballero.

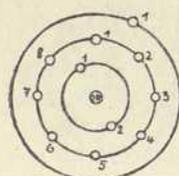
El individualista se para, ve que allá enfrente no hay más que siete personas que bailan y, con cierto sentimiento, se decide a cesar en su soledad, corre al otro lado del salón y se introduce en el otro círculo de honor ; ahora son ya ocho los que bailan alrededor de la pareja de recién casados.

El químico se ha acercado a nosotros.

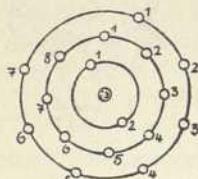
— Siempre ocurre lo mismo en la vida : no podemos salir de nuestra profesión. Ayer me preguntaban ustedes cómo los átomos se convertían en iones y cómo luego formaban moléculas. Ahora ustedes lo han vivido.

Nosotros quedamos algo perplejos. ¿Será el buen vino, el ánimo alegre? No hemos comprendido lo que quiere decir.

El químico coge la tarjeta de la minuta (al parecer estas tarjetas tienen un singular poder atractivo, porque en su dorso blanco y liso se puede escribir bien una cuenta) y nos dibuja un gran punto negro, traza dos círculos a su alrededor, pone en el más interno dos pequeños puntos y en el otro ocho, como si fuesen velas en una torta del día del natalicio, y dibuja alrededor de este círculo todavía otro, en el



Átomo de Na



Átomo de Cl

FIG. 162

que pone un solo punto. « He aquí la estructura de un átomo de sodio » — dice el químico —. En el centro el núcleo del átomo. Luego sigue la primera esfera de electrones con sus dos electrones. Luego la segunda con sus ocho electrones, y la tercera con un solo electrón. El sodio es un metal alcalino, pertenece al tercer período, tiene, pues, tres esferas, y en la tercera un solo electrón. Esto es, exactamente lo mismo que los bailarines alrededor de la pareja : ocho danzarines y un solitario que va por cuenta propia. Así ; y ahora la otra pareja con sus amigos. De nuevo en el centro un núcleo, en torno suyo la primera esfera con dos electrones, alrededor la segunda esfera con ocho electrones y, finalmente, la tercera esfera con siete electrones : siete danzarines y el par de novios. Y ahora invito al solitario a que acompañe a la otra pareja. Ahora hay en cada corro ocho bailarines en torno a la pareja correspondiente (fig. 163). Esto significa que quito el electrón externo del sodio y lo pongo en el sitio libre de la esfera exterior del cloro. El resultado es que el sodio tiene ahora una carga positiva, pues ha perdido un electrón compensador. Y el cloro tiene ahora una carga negativa, porque se la hemos proporcionado. Tenemos, por lo tanto, un ion de sodio y un ion de cloro, y ambos se atraen mutuamente

por tener cargas eléctricas de nombre distinto : se juntan formando una molécula. Esto es todo.

Por consiguiente, las fuerzas que juntan a los átomos en una molécula son, en la unión de los iones, las mismas que mueven a las pequeñas recortaduras de papel hacia la barra de lacre electrizada por frotamiento o las que hacen mover a los iones a través del líquido : las fuerzas de atracción entre cargas diferentes de naturaleza eléctrica. Y como en el agua estas fuerzas actúan con menor energía que en el aire (también esto lo sabemos ya, véase pág. 218), por esto los iones deben separarse en la solución acuosa. Su deseo de libertad es mayor que su tendencia a unirse, que ahora en el agua es pequeña : la substancia se disocia en sus iones. Si evapora-

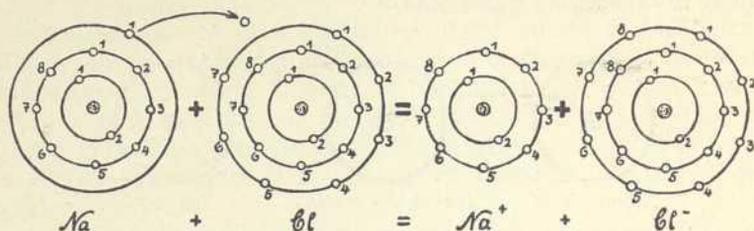


FIG. 163

mos el líquido, si lo concentramos, los iones se unen nuevamente, forman de nuevo moléculas. Pero sabemos, por la consideración de las reacciones de «doble sustitución», que a menudo ocurre que no se unen formando moléculas los mismos iones, pudiendo cambiar uno con otro sus respectivos lugares. Así expulsan los ácidos fuertes a los ácidos débiles, como dijimos, porque el ácido débil libre se forma primero que el fuerte. Precisamente se forman siempre, y esto es una ley, las combinaciones menos disociadas. Se forman las sales insolubles de preferencia a las solubles por el mismo motivo, porque siempre la sal insoluble une lo que luego se precipita en estado sólido.

Todo esto son cosas claras, tanto químicamente como desde el punto de vista de la teoría atómica. Pero aquí hay algo raro : cuando el sodio cede su único electrón externo, adquiere con ello la estructura electrónica del gas noble neón : ocho electrones en la segunda esfera ; la esfera externa está completamente ocupada. Y cuando el cloro

recibe un electrón en su esfera externa, adquiere con ello la estructura del gas noble argón (que sigue al cloro, mientras que el neón precede al sodio): ocho electrones externos en la tercera esfera; la esfera externa está completamente ocupada. En vez de un átomo de sodio y de un átomo de cloro tenemos, pues, ahora, si consideramos sólo el orden externo de los electrones, dos átomos de gases nobles: un átomo de neón y un átomo de argón, que sólo se diferencian de los verdaderos átomos de neón y de argón por la carga nuclear. Podemos, pues, esperar que estos iones de sodio, que se parecen a los átomos de argón, se comporten como los correspondientes átomos del gas noble, si sólo se consideran las acciones de los electrones externos. Y así es. Ya vimos que un ion de sodio no descompone el agua, remiso e inoperante como un átomo de gas noble.

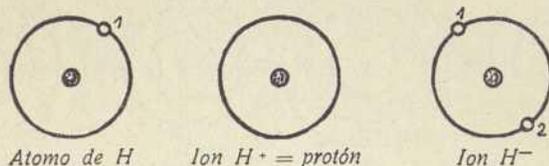


FIG. 164

Pero lo notable es que todas las sustancias, al parecer, tiendan a alcanzar esta disposición de los electrones propia de los gases nobles: les gusta encapsularse, tener su esfera externa completamente ocupada, de modo que o bien repelen a los electrones que se mueven en torno suyo o completan su esfera exterior con los que zumban a su alrededor. El cloro desea poseer ocho electrones externos, y para ello le falta uno. El sodio desea también ocho electrones externos, y o bien le faltan siete o le sobra uno.

Así, el cloro se apodera del electrón sobrante del sodio, y el sodio lo cede voluntariamente. De aquí la enérgica acción química del cloro sobre el sodio.

Nuestro hidrógeno se encuentra en una situación especial: no posee más que un electrón (fig. 164). Pero en la primera esfera hay sitio para dos electrones; el gas noble helio tiene esta estructura electrónica: con dos electrones la esfera externa está completamente ocupada. Si el hidrógeno quiere, pues, alcanzar la estructura electrónica correspondiente a un

gas noble, debe apoderarse de un electrón. Hasta ahora hemos visto siempre, sin embargo, que el hidrógeno se ioniza cediendo su único electrón externo del mismo modo que un metal alcalino; así se convierte en un ion de carga positiva, que, como los iones de hidrógeno en la disociación de los ácidos, naturalmente se dirige al cátodo, al polo negativo de los electrolitos. El hidrógeno forma siempre, según ya vimos, en la disociación, un catión, un ion con carga positiva. Pero ahora vemos que también existe la segunda posibilidad de coger un electrón, de obtener con ello una superflua carga negativa y así convertirse en anión, que en la electrólisis se dirige al polo positivo.

¿Es esto pura consecuencia teórica de la regla referente a que los átomos tienden a la estructura de los gases nobles, o es un hecho observado? Ambas cosas son ciertas. Realmente conocemos combinaciones en las cuales el hidrógeno actúa como un halógeno. Se junta, exactamente como el cloro, con un metal alcalino y forma así, por ejemplo, con el litio, una combinación de litio e hidrógeno, un *hidruro*; en la electrólisis de esta combinación el litio, como ion positivo, se dirige al cátodo, y el hidrógeno, como ion negativo, se dirige al ánodo.

En una situación análoga se encuentra el carbono. En la esfera más externa tiene cuatro electrones; por lo tanto, puede admitir cuatro electrones para alcanzar la estructura del neón, o expulsar cuatro electrones para tener la estructura del helio. Los dos casos son igualmente verosímiles y posibles. Por esto aparece el carbono tanto como elemento positivo como negativo; se combina lo mismo con elementos marcadamente positivos, por ejemplo, con los metales, formando los llamados *carburos*, por ejemplo,  $Al_4C_3$ , carburo de aluminio, que con elementos marcadamente negativos, por ejemplo, con el cloro, en  $CCl_4$ , tetracloruro de carbono. Éste es uno de los motivos de que el carbono pueda formar tan extraordinario número de combinaciones y de que desempeñe en la Química orgánica su papel único.

Pero también en los elementos « marcadamente » positivos y negativos ocurre una cosa análoga. El cloro, por ejemplo, es marcadamente negativo respecto del hidrógeno y forma por esto los iones negativos del clorhídrico, que se dirigen al ánodo. Y de la misma manera en todas las sales del ácido clorhídrico. Pero con el oxígeno puede, sin embargo, entrar en combinaciones, y el oxígeno es también « marcadamente »

negativo ; entonces se manifiesta de pronto que el cloro en las combinaciones oxigenadas también puede ser positivo, es decir, por cesión de electrones se ioniza. De modo que puede llegar a expulsar hasta siete electrones, pues sólo así alcanza una estructura de gas noble. Pero ahora el cloro es, respecto del oxígeno, de valencia variable ; su grado máximo de valencia es siete. Comprendemos la relación entre los electrones externos, que por esto se llaman también *electrones de valencia*, y la valencia de una substancia ; el hidrógeno es siempre monovalente, pudiendo admitir o ceder un electrón. El sodio y todos los metales alcalinos son monovalentes ;

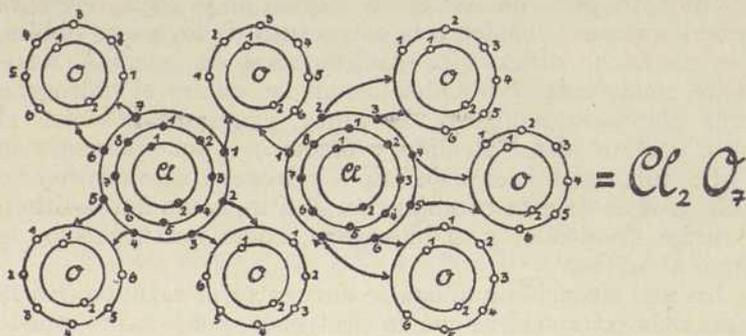


FIG. 165

pueden expulsar un electrón. El carbono y el silicio son, a lo sumo, tetravalentes ; pueden ceder o admitir hasta cuatro electrones. Pero el cloro es, o bien negativamente monovalente, pudiendo admitir sólo un electrón, o positivamente hasta heptavalente, porque puede ceder hasta siete electrones y pasarlos a otros tantos átomos, ionizándolos. En la formación de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , pues, aparecen siete átomos de oxígeno, a cada uno de los cuales faltan dos electrones externos (fig. 165). Dos átomos de cloro ceden en conjunto catorce electrones, que se ponen en los lugares libres de los siete átomos de oxígeno ; el conjunto se une entonces por fuerzas eléctricas en una molécula.

— ¿Y la unión no ionógena? — preguntamos — ; hace largo rato que hemos olvidado que estamos en una fiesta, en donde las conversaciones científicas están fuera de lugar.

— Sí ; la unión no ionógena, que se llama también unión atómica — el químico asiente meditativo —. Éste es un

capítulo difícil, que propiamente presupone el conocimiento de la teoría ondulatoria de la materia y donde deberíamos trabajar con ecuaciones diferenciales. Pero también se puede de un modo puramente químico y gráfico hacer por lo menos comprensible lo que aquí ocurre. El químico coge otra minuta y dibuja nuevamente en el reverso dos átomos.

— Así — dice, y luego nos entrega el dibujo —. Estos son dos átomos de cloro que se quieren unir en una molécula  $\text{Cl}_2$ . Cada uno de ellos tiene un núcleo atómico, una esfera interna con dos electrones, luego una segunda esfera con ocho electrones y, finalmente, una tercera esfera con siete electrones. También aquí se tiende a la estructura de los gases nobles, pero entre estos dos átomos iguales actúan las mismas fuerzas: no se ceden uno a otro ningún electrón y no se

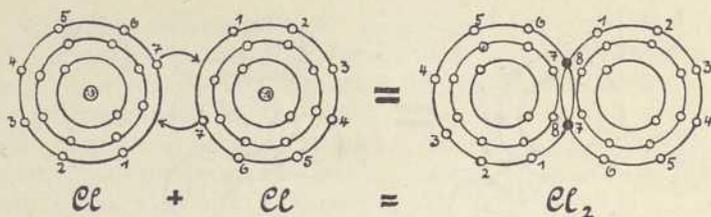


FIG. 166

ionizan, sino que se unen entre sí como si cada uno de ellos cediese uno, pero conservándolo en su propio círculo; entonces, como lo indican claramente los dos dibujos, tienen un par de electrones comunes (fig. 166). El átomo de cloro 1 ha introducido en el octavo sitio libre de su esfera externa el séptimo electrón del átomo de cloro 2. En cambio, también el átomo de cloro 2 ha introducido en su octavo sitio libre el séptimo electrón del átomo de cloro 1; así los dos átomos deben quedar firmemente unidos. Si, pues, escribimos  $\text{Cl}_2$  con un trazo de valencia que exprese a la vez la valencia y la unión, esto es,  $\text{Cl} - \text{Cl}$ , deberemos considerar que cada uno de los dos átomos cede un electrón de valencia, de modo que, cada uno, de hecho, posee ocho electrones en la esfera externa. Ahora tienen los dos un par de electrones comunes, y este par de electrones está expresado también por el trazo de valencia. A menudo encontramos esta unión de átomos; esto es, en todos los no electrólitos, y por tal motivo desempeña esta unión un papel tan importante en las combinaciones orgánicas; las reacciones orgánicas son sólo muy raras veces

reacciones de iones, pues en ellas predomina la unión atómica. Ya esto les da, comparativamente con las combinaciones inorgánicas, un carácter especial: en éstas predomina la unión de iones.

Pero también aquí encontramos no electrólitos, por ejemplo, el amoníaco (fig. 167). La unión de tres átomos de hidrógeno, cada uno con un electrón externo, con el átomo de nitrógeno con sus cinco electrones externos (en la segunda esfera), permite explicarla, como la de  $\text{Cl}_2$ , con dibujos: tres de los electrones externos del nitrógeno se juntan con los tres electrones de los átomos de hidrógeno; ahora cada átomo de hidrógeno tiene dos electrones (estructura de gas noble del helio) y el nitrógeno, que a sus cinco electrones ha añadido los tres de

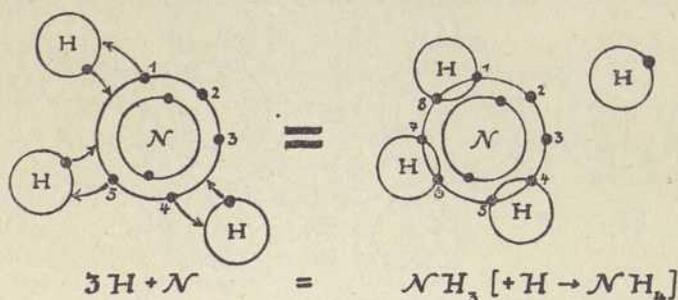


FIG. 167

los tres átomos de hidrógeno, posee ahora ocho electrones externos (estructura de gas noble del neón), de los cuales, sin embargo, dos no están ocupados; este par de electrones libres expresa la valencia secundaria del nitrógeno; por lo tanto, todavía puede enlazarse con nuevos átomos, por ejemplo, con un átomo de hidrógeno cuya carga nuclear convierte ciertamente al grupo  $\text{NH}_3$  en un ión positivo. Como los electrones reparten sus cargas negativas en las moléculas de por sí neutras, no existen ahora dos iones negativos como en el cloro, como pudiera haberse esperado, puesto que cada átomo ha adquirido un electrón; así no puede explicarse la unión de átomos a partir de esta imagen gráfica que es sólo muy grosera. Tampoco podemos decir nada aquí sobre las fuerzas que unen en este caso los átomos en la molécula; deben tenerse en cuenta observaciones relativas a la teoría ondulatoria, consideración del movimiento giratorio del elec-

trón (el hecho de que los electrones en sus círculos no se muevan sólo alrededor del núcleo, sino que, además, como la Tierra en su trayectoria, giren también alrededor de sí mismos), y muchos otros problemas átomofísicos, para poner del todo en claro esta unión de los átomos. Como final de la parte inorgánica y física de nuestra introducción, aquí sólo debía hacerse una indicación de cómo se forman las moléculas y de qué hay que pensar respecto a la manera de originarse las combinaciones, la doble sustitución y los iones complejos.

### Combinaciones orgánicas

#### LOS PODERES MUNDIALES

*El primer poder mundial.* El granjero Jefferson W. Smith, del Estado de Texas, Estados Unidos, se encuentra (sus vecinos lo comprueban nuevamente cada día desde algún tiempo) en período de gran excitación. Se le ha visto cómo en su viejo y desvencijado Ford llevaba un visitante a través del campo; se detuvieron en un sitio y el visitante anduvo por allí como quien examina detenidamente el lugar. ¿Quiere Smith vender algo?, se preguntan los vecinos sorprendidos. No pueden explicarse lo que pasa a su vecino, y el mismo Smith a nadie dice una palabra. Se esfuerza en parecer indiferente, pero no puede ocultar su fuerte excitación. Y un día Smith salió de viaje y regresó al cabo de una semana; el trigo, mientras tanto, se secó completamente; nadie de la granja cuida ya de la cosecha, y el granjero Smith viaja ahora en un hermoso Chevrolet nuevo, en vez de su desvencijado Ford.

Esto es el principio. Dos días después llegan de nuevo amigos, pasan todo el día en los campos, pisotean las plantas, no se preocupan del ganado ni de los cereales, montan aparatos y miden, hacen cálculos, y vuelven a marchar. Y al cabo de otra semana, en grandes camiones, llegan trabajadores, se anima la quieta comarca, ahora ruidosa, oyéndose gritar en todas partes; muévense las máquinas, llegan vehículos

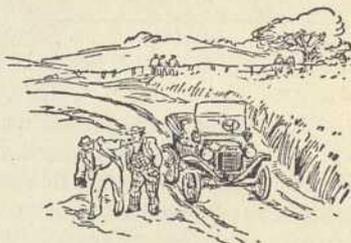


FIG. 168

y material, y de repente se oye la palabra que exalta los ánimos, desatando todas las pasiones escondidas entre los granjeros : ¡petróleo! Smith parece haber encontrado petróleo en su granja. ¿Parece? No ; es cierto que lo ha encontrado. Se trata, todo el mundo de repente lo sabe, de un inmenso yacimiento.

Y mientras en todas las granjas los granjeros súbitamente se entusiasman con la quimera del petróleo, de la repentina riqueza, mientras envían geólogos y zahoríes a explorar sus campos, porque, ¿no es verdad?, si debajo de la granja de Smith hay petróleo ¿por qué no lo habrá en las nuestras?, se levantan con rapidez inusitada las torres perforadoras (fig. 169), se instalan largos tubos de acero, que llevan en su extremo las

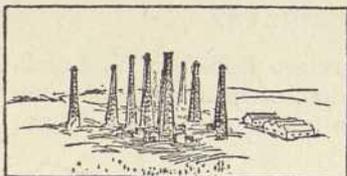


FIG. 169

barrenas de acero de forma de cola de pez, funcionan los motores y las barrenas taladran lentamente el suelo. Los vecinos, que son mantenidos alejados del lugar del trabajo mediante cercas, contemplan con catalejos la marcha de las operaciones. Pero nadie se preocupa de ellos.

Un geólogo les explica que este petróleo se formó en tiempos primitivos de la historia de la Tierra. En el sitio donde hay tierras compactas que llevan trigos, la riqueza del granjero, había antes grandes mares. Y en estos mares vivían, como hoy en todos los océanos, millones de animales. Allí medraban, se multiplicaban y morían. Los mares se secaron, se extendieron encima masas de tierra, también encima de los cadáveres de los animales, que estaban hundidos en el lodo, y en millones de años se descompusieron las materias orgánicas de que estos seres vivos estaban formados y de ellas se originó el petróleo, una mezcla de innumerables, apenas imaginables combinaciones, de las cuales hoy sólo conocemos una parte.

Semanas después la barrena ha penetrado profundamente en la tierra, cada vez ha sido preciso ajustar nuevos tubos de acero para llegar a lo profundo ; un día el yacimiento de petróleo, al que se ha abierto un boquete y que estaba en las entrañas de la tierra a gran presión, sale con furia en forma de gigantesco surtidor, arrastrando consigo piedras y piezas de acero como un volcán, y sólo con grandes esfuerzos consiguen los trabajadores especializados encauzar la fuente de petróleo, antes de que las piedras y los trozos de acero

arrastrados produzcan una chispa que inflame todo el manantial petrolífero, convirtiéndolo en una luminosa antorcha de gigantes.

Pero el manantial está encauzado ; en abundante corriente asciende el precioso líquido, y en seguida es conducido a la refinería. Pues este petróleo en bruto salido de la tierra es una mezcla de todas las substancias imaginables, de las más sencillas como de las más complicadas, de componentes sólidos y líquidos, incluso de agua, y se trata de separar todas las impurezas y luego de separar la mezcla misma.

Ciertamente no se trata el petróleo como si fuese una mezcla de minerales en que cada parte componente de la mezcla se procura aislar de las demás, de modo que puedan obtenerse casi puras las substancias en ella contenidas. La tría del petróleo es, por el contrario, bastante superficial, porque en la industria no interesan los componentes químicamente puros de la mezcla, sino las fracciones de la misma. Con este objeto se somete el petróleo a una destilación « fraccionada » : se calienta el petróleo fuera del contacto del aire, hasta una determinada temperatura, a la cual se evaporan, « pasan », los componentes de la mezcla que hierven a esta temperatura. Después son conducidos por tuberías y enfriados. Elevando la temperatura pasa una nueva fracción, y así sucesivamente hasta que queda un residuo sólido.

Las distintas fracciones del petróleo no son en modo alguno de composición homogénea, ni siquiera tienen un punto de ebullición exacto. Tan diferente suele ser, por el contrario, la composición de los petróleos de distintos manantiales, que para las fracciones aisladas sólo pueden señalarse valores medios. Así, a temperaturas comprendidas entre 40 y 70° Celsius pasa el llamado « éter de petróleo » ; entre 70 y 120°, la bencina. Luego siguen la ligroína, que se emplea como disolvente y desengrasante, los aceites para limpiar ; después, entre 150 y 300° el petróleo propiamente dicho, para el alumbrado, los aceites de calefacción para motores de aceites pesados, como los motores Diesel, los aceites lubricantes, etc. Y, finalmente, quedan en el residuo la parafina sólida, la vaselina, que, purificada, tiene importante aplicación en medicina, y el asfalto.

Bencina, aceites lubricantes, aceites de calefacción, parafina, petróleo de alumbrar, asfalto, disolventes, todo esto se encuentra en el petróleo que sale del suelo, y además innumerables substancias, y todas ellas juntas, no sólo la bencina, no sólo el petróleo, dan al « aceite de la tierra » la importancia

de « poder mundial » que hoy domina la economía y la política de los Estados como apenas se dió el caso de otra substancia vital en tiempos primitivos.

El petróleo en bruto es una mezcla de substancias; esto ya lo hemos visto, y dijimos que por destilación no se separan sus diversos componentes, sino que también las fracciones son ciertamente mezclas de substancias más parecidas entre sí que las que antes se encontraban en el conjunto. La Química ha logrado también obtener una gran parte de las substancias que propiamente forman el petróleo; pero para la industria estos componentes aislados ofrecen poco interés. ¿En qué consisten, pues, las fracciones?

La Química nos enseña que la parte fundamental de todas las fracciones del petróleo son los llamados *hidrocarburos*, esto es, combinaciones de carbono e hidrógeno. Si se determina, para obtener alguna orientación, el peso molecular medio de una tal fracción, se encuentra, por ejemplo para la fracción de la importante bencina, un peso molecular de 100 en números redondos. Por de pronto esto es muy notable. El carbono, como nos enseñó el sistema periódico de los elementos, es tetravalente respecto del hidrógeno, y según esto, la máxima combinación posible de carbono e hidrógeno es  $\text{CH}_4$ , el metano o gas de los pantanos. El carbono tiene por peso atómico 12 y el hidrógeno 1 en números redondos. El peso molecular del metano es, pues, 16. ¿Cómo se puede explicar para la bencina un peso molecular de 100? ¿Cómo se explican los pesos moleculares mucho más elevados de las fracciones más pesadas del petróleo?

Por de pronto, partiendo de los conocimientos hasta ahora adquiridos, vamos a probar de encontrar una solución a esta pregunta. Recordemos que en la Química inorgánica aparecían combinaciones de la forma  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , y así sucesivamente. ¿Se presentarán aquí, en los hidrocarburos, combinaciones análogas? ¿Estarán unidos en la molécula varios átomos de carbono y varios átomos de hidrógeno? En la forma en que se presentan los citados óxidos de cloro, seguramente que no. Pues el cloro tiene, según vimos, respecto del oxígeno la valencia máxima 7, y, por lo tanto,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  es la más elevada combinación posible de cloro y oxígeno. Todos los demás óxidos de cloro que aparecen presentan el cloro con menor valencia, lo cual es bien comprensible según la teoría de la unión de los iones (véase pág. 312). Pero  $\text{CH}_4$  es la más elevada combinación posible de carbono e hidrógeno, y con el

hidrógeno apenas pueden imaginarse combinaciones en las cuales entren varios átomos de carbono con valencia menor que la valencia 4. Una comparación con los diversos óxidos de cloro está, pues, fuera de lugar, como tampoco, cabe la comparación con las combinaciones complejas. Finalmente queda la posibilidad de que en estos elevados pesos moleculares no se trate de moléculas aisladas, sino de montones de moléculas, es decir, de partículas coloides. Pero el químico nos responderá a todas las preguntas que no es éste el caso, que aquí más bien se trata realmente de moléculas que sólo constan de carbono e hidrógeno y que, sin embargo, tienen un peso molecular de 100.

Presentimos algo : aquí hay algo nuevo que ni siquiera puede compararse con lo que hasta ahora hemos aprendido. Combinación de iones no existe aquí (así nos lo dice el químico), sino que en los hidrocarburos reina exclusivamente la unión de átomos.

No salimos, pues del paso, y pedimos a nuestro químico que nos explique la composición de estas notables moléculas. Por vía de análisis es posible averiguar la composición centesimal de un hidrocarburo aislado, y a partir de ella y del peso molecular podemos fijar la fórmula empírica de la substancia. Así se encuentra que en el petróleo existen hidrocarburos de muy diferente composición, pero que, y esto es muy importante, se pueden ordenar formando una serie. Por ejemplo, así :  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  ..., y, finalmente, nos lleva esta serie a valores cada vez más altos, hasta el mayor de los hidrocarburos conocidos  $\text{C}_{70}\text{H}_{142}$ , que por lo tanto tiene el peso molecular 982.

A un lector que sea matemático algo práctico, al examinar la serie de estos hidrocarburos tal vez se le ocurra algo : se acordará posiblemente, por haberlo aprendido en la escuela, del concepto de serie o progresión aritmética. Los números 3, 6, 9, 12, 15, 18, y así sucesivamente forman, así lo dice el matemático, una serie aritmética, lo mismo que los números 12, 19, 26, 33, etc. ; en una palabra, todos los números igualmente distantes, o mejor expresado, que aparecen por adición del mismo número, forman una serie aritmética. Una serie así forman también los antes citados hidrocarburos por el orden indicado, y la diferencia entre cada dos términos es  $\text{CH}_2$ , pues  $\text{CH}_4 + \text{CH}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$  ;  $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{CH}_2 = \text{C}_3\text{H}_8$  ;  $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{CH}_2 = \text{C}_4\text{H}_{10}$ , y así sucesivamente. Un peso molecular de 100 en números redondos para los hidrocar-

buros de la fracción « bencina » del petróleo significa, pues, que en esta fracción existirán de un modo predominante hidrocarburos  $C_7H_{16}$ , pues  $7 \cdot 12 = 84$ , y añadiendo 16 resulta 100 como peso molecular. Las fracciones de mayor punto de ebullición están formadas por hidrocarburos de pesos moleculares mucho más elevados, que por lo tanto contienen más átomos de carbono y de hidrógeno en la molécula. Pero ahora, a consecuencia del desarrollo de la industria, la fracción bencina ha adquirido una importancia económica especial, y se buscó un medio para aumentar la proporción de esta fracción en la destilación del petróleo: se logró, por viva calefacción de los hidrocarburos elevados, es decir, la fracción de los aceites lubricantes y otros, descomponer las grandes moléculas, romperlas (en inglés *crack*), de modo que, por rotura de las moléculas con muchos átomos de carbono, resultasen otras con menor número, precisamente los hidrocarburos deseados, la fracción de la bencina. Por esto se da a este procedimiento el nombre de *cracking*.

Para los países que poseen ricos yacimientos de petróleo, como los Estados Unidos, Rumania, Rusia, Persia, México y para los poseedores de los manantiales del Asia Menor, en el Irak, o de las Indias Holandesas, el problema del abastecimiento de bencina está así resuelto en principio. Ciertamente sólo en principio, porque en realidad el consumo de los productos del petróleo aumenta de modo extraordinario, más aprisa que los descubrimientos de nuevos yacimientos y que su explotación, y la ciencia ve con angustia el peligro que amenaza a la economía mundial con el agotamiento de la provisión de petróleo existente, que a la larga no puede resistir un consumo que crece, pudiéramos decir, de un modo explosivo. Por esto se ha suscitado en todas partes el problema, candente desde largo tiempo en los países que, como Alemania, carecen de suficientes depósitos de petróleo natural. ¿Hay algún camino para obtener industrialmente hidrocarburos líquidos de bajo punto de ebullición a partir de otras materias en bruto? ¿Existe para Alemania la posibilidad de producir sintéticamente bencina con primeras materias propias?

El camino teórico se presenta con claridad ante nuestra vista: la bencina es una mezcla de hidrocarburos; los hidrocarburos son combinaciones de carbono e hidrógeno. Si por ejemplo, combinamos átomos de carbono y átomos de hidrógeno, obtendremos hidrocarburo. Y si hacemos

la mezcla en las debidas proporciones y — podemos imaginarnos que aquí ocurrirá lo propio que en el procedimiento de Haber Bosch — con los catalizadores necesarios, entonces podremos obtener industrialmente bencina de primeras materias alemanas.

Pero, como en la Química inorgánica, el camino conduce a la industria a través de la ciencia, y hemos de conocer algo más detenidamente los hidrocarburos antes de que podamos realizar tan atrevidos proyectos o comprender su realización.

Por de pronto, para poder trabajar más fácilmente con los diversos hidrocarburos, queremos indicar sus nombres. Los primeros cuatro de nuestra serie tienen nombres triviales, que deben anotarse:  $\text{CH}_4$ , metano;  $\text{C}_2\text{H}_6$ , etano;  $\text{C}_3\text{H}_8$ , propano, y  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , butano. A, partir de éste la nomenclatura es más fácil: se toma el numeral griego, que expresa el número de átomos de carbono de la molécula, y se le añade la terminación « ano ».  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  tiene cinco átomos de carbono, cinco, en griego, se llama *pen*te, por lo tanto pentano;  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  hexano,  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  heptano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  octano. La próxima substancia sufre las consecuencias de que en la terminología científica se empleen dos idiomas clásicos. En  $\text{C}_9\text{H}_{20}$  y también en  $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$  se han elegido los minerales latinos, ya que estas substancias se llaman respectivamente nonano y undecano. Pero el principio es claro, y así es posible dar su nombre a cada nuevo hidrocarburo que aparece. Y viceversa, si en el nombre de una substancia se encuentra la terminación « ano », se sabe que se trata de un hidrocarburo de esta familia. Por lo demás, toda ella, por su carácter químico, de ser poco capaz de reaccionar (*parum affinis*: afinidad escasa), recibe el nombre de *grupo de las parafinas*.

Si se ha aplicado a la gran multitud de substancias una nomenclatura única (o a lo menos aproximadamente única) también se procura la uniformidad en las fórmulas de estas substancias. Supongamos que nuestras substancias tengan las fórmulas  $\text{CH}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$  ..., entonces, aun el que no sea matemático ejercitado, verá que todas estas substancias pueden ser designadas con una fórmula única, la cual indica que para un átomo de carbono siempre hay dos átomos de hidrógeno, es decir, que a  $n$  átomos de carbono siempre corresponden  $2n$  átomos de hidrógeno; por consiguiente, podríamos escribir:  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , y así, con esta fórmula, habríamos representado todas estas substancias; para tener una de ellas determinada, bastará sustituir  $n$  por el correspondiente número.

La estructura de las parafinas no es, con todo, tan sencilla, pero estamos convencidos de que también lograremos aquí encontrar una fórmula general. Las parafinas forman, según vimos, una serie aritmética, y el matemático nos dice que, para una serie aritmética, se puede hallar una fórmula que exprese el « término general », es decir, que por sustitución con números puedan derivarse todas las substancias de la fórmula general. Queremos dejar al lector la satisfacción de hacer estos ensayos, cerrando el libro y encontrando por sí mismo las fórmulas, pues aquí indicaremos sólo la forma definitiva.

La fórmula general empírica de las parafinas es:  $C_nH_{2n+2}$ .

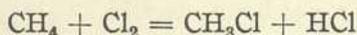
Si sustituimos  $n$  por 1 tenemos  $CH_4$ , metano. Si en vez de  $n$  ponemos 4 resulta  $C_4H_{10}$ , butano, y así sucesivamente.

Pero hay algo sorprendente, y para las combinaciones orgánicas muy importante y característico: con una sola fórmula podemos expresar una gran multitud de substancias de estructura análoga; con esta fórmula única podemos designar de una vez todo el campo de las parafinas. Todas las parafinas son químicamente parecidas, pues como indica su nombre todas son químicamente perezosas, siendo especialmente refractarias a la acción de los ácidos y bases y, a la temperatura ordinaria, incluso a la acción del oxígeno. A temperaturas altas arden, se unen con el oxígeno, de modo que toda la molécula se desmorona, se destruye; entonces se forman dióxidos de carbono y agua y, por lo tanto, lo mismo el carbono que el hidrógeno son oxidados por el oxígeno.

Las propiedades físicas de la serie de las parafinas varían gradualmente al aumentar el número de los átomos de carbono; el punto de fusión y el punto de ebullición ascienden al pasar de un término a otro; así, el metano funde a  $-183^\circ$  y hierve a  $-164^\circ$ ; el hexano a  $-95$  y  $+36$ ; el pentadecano  $C_{15}H_{32}$  a  $+10$  y  $+271^\circ$ . Algunas excepciones, que las hay, sobre todo en los puntos de fusión, las dejaremos de lado. La serie de los puntos de ebullición y de fusión enseña que los cinco primeros términos de la serie hasta el pentano son gaseosos a la temperatura normal; que los hidrocarburos medios son líquidos, y hasta líquidos viscosos, y los términos altos son sólidos.

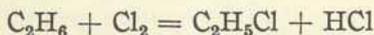
Las parafinas no constituyen la única serie de combinaciones orgánicas químicamente parecidas entre sí, y dispuestas al mismo tiempo en una serie cuya diferencia de un término a otro es  $CH_2$ ; estas series reciben el nombre de *series homó-*

logas. Tienen la propiedad de poderse representar por una fórmula general. Veremos la gran importancia que esto tiene si probamos a conseguir que las refractarias parafinas entren en reacción y formen combinaciones. Vimos ya que el oxígeno y los ácidos fuertes, como el sulfúrico o el nítrico a la temperatura ordinaria no actúan sobre las parafinas. Pero antes aprendimos que existe un grupo de elementos que llamamos «amigos de todo el mundo»: los halógenos flúor, cloro, bromo y yodo. Tienen la propiedad de contraer pronto amistades, aun entre las parafinas; las parafinas reaccionan con algunos halógenos, sobre todo con el cloro y el bromo. Primero el metano:

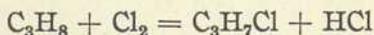


Según se ve, un átomo de cloro ocupa el lugar de un átomo de hidrógeno (una reacción así se llama de *sustitución*) y se forma clorhídrico y una nueva combinación, que llamaremos provisionalmente clorometano. También podemos sustituir por cloro dos átomos de hidrógeno, y entonces se forma otra combinación,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ; asimismo pueden ser sustituidos tres átomos de hidrógeno, formándose entonces, naturalmente,  $\text{CHCl}_3$ , una substancia muy conocida y de gran importancia en medicina como anestésico: el cloroformo. Si sustituímos, no directamente, sino por vía indirecta, que es la única posible, tres átomos de hidrógeno por tres átomos de yodo, obtenemos  $\text{CHI}_3$ , y éste es el medicamento conocido con el nombre de yodoformo. Y, finalmente, podemos reemplazar también los cuatro átomos de hidrógeno por cloro y obtenemos  $\text{CCl}_4$  o tetracloruro de carbono.

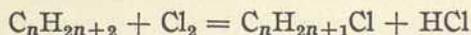
Lo mismo podemos hacer con el segundo término de la serie, el etano:



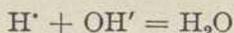
Y exactamente lo mismo con el propano:



Podemos seguir así con toda la serie, y esto significa que las reacciones de todos los términos de la serie de las parafinas son de análoga naturaleza, y que se puede aplicar a ellas la fórmula general y escribir:

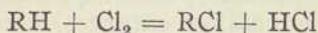


Ahora se ve con súbita claridad la gran importancia de esta fórmula general: sólo necesitamos una igualdad para poder preparar todos los monocloruros (productos de sustitución por un átomo de cloro) de toda la serie de las parafinas. Esto es análogo a la igualdad de iones de la formación de sales, en donde por simplificación semejante encontramos:



la igualdad de neutralización en todas las neutralizaciones. Sólo que aquí el alcance de esta simplificación es mucho mayor y enseña, ya desde el principio, lo muy desarrollada que está sistemáticamente la Química orgánica.

No es siempre cómodo escribir  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Cl}$ . Como los grupos de átomos que están antes del cloro siempre se repiten, en Química orgánica se ha adquirido la costumbre de abreviarlos y escribir en vez de ellos simplemente R. Esta R, análogamente al resto ácido, significa para nosotros resto parafínico, siendo una abreviatura de la palabra radical (de la voz latina *radix*: raíz). Nuestra igualdad general se escribe, pues, así:



(RH es, naturalmente, el radical + H, es decir, el hidrocarburo primitivo).

En esta igualdad podemos reemplazar R por todos los radicales posibles, o sea  $\text{CH}_3$  (radical del metano) o  $\text{C}_4\text{H}_9$  (radical del butano), y así sucesivamente. Se ha dado a estos radicales nombres especiales. Así,  $\text{CH}_3$ , radical del metano, se llama metilo;  $\text{C}_2\text{H}_5$ , radical del etano, etilo;  $\text{C}_3\text{H}_7$ , radical del propano, propilo, y así sucesivamente. En vez de la terminación « ano » se da al radical la terminación « ilo ». Sólo por motivos especiales se llama amilo al radical del pentano, en vez de llamarlo pentilo. El nombre general para estos R de las parafinas es « alkilo » o « alquilo ».

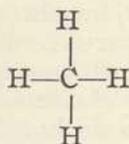
Tomemos como ejemplo el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) y sustituyamos un átomo de H por un átomo de Cl. Se forma así cloruro de propilo, cuya fórmula es  $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ . Si ahora investigamos este cloruro de propilo, nos encontramos con algo muy especial: se han formado dos substancias. Si las separamos, vemos que una de ellas hierve a  $46,6^\circ$ , y la otra ya a  $36,5^\circ$ . Podemos hacer cuantas observaciones se nos ocurran: siempre resulta que son dos substancias distintas. Y si determinamos su composición centesimal en carbono, hidrógeno

y cloro, vemos que es la misma en las dos sustancias. Si, como comprobación, averiguamos los pesos moleculares, también éstos resultan iguales. Las dos sustancias, que indudablemente son distintas, tienen la misma fórmula empírica:  $C_3H_7Cl$ .

Esto no es sólo sorprendente, sino que llega a ser muy penoso. Hasta ahora sólo necesitábamos las fórmulas de estructura para conocer la estructura interna de las moléculas. Pero aquí parece que la fórmula empírica nos induce a error, pues se aplica a dos sustancias distintas. Por esto debemos ocuparnos con algún mayor detenimiento de las fórmulas de estructura.

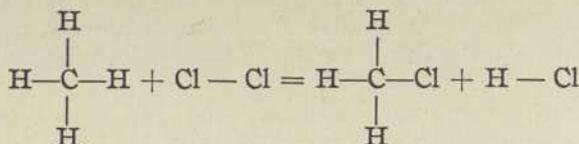
Probemos primero, con la más sencilla de las parafinas, el metano, de formarnos concepto de su estructura molecular. El carbono es tetravalente; esto, descontando pocas excepciones, es una regla fundamental en Química orgánica. Se podría considerar como un dogma, si no estuviese tan comprobado por la experiencia que también podemos afirmar que se trata de un hecho experimental. Las cuatro valencias del átomo de carbono están satisfechas, pues, en el metano por cuatro átomos de hidrógeno; la molécula está por esto saturada, y éste es el caso en todas las parafinas; por esta razón se llaman *hidrocarburos saturados* o, como se ha alcanzado el límite de admisibilidad de átomos agregados, *hidrocarburos límites*.

Nuestro sentido humano de simetría nos obliga a representar gráficamente el metano por la siguiente fórmula de estructura:



Ciertamente, esta fórmula no dice que, en realidad, los átomos estén dispuestos así. Es una imagen de la molécula que en la práctica infinitas veces ha concordado con los hechos, pero sólo representa en el fondo una imagen aproximada; las moléculas son con seguridad formaciones de tres dimensiones; nuestra fórmula de estructura es plana. Es, pues, una imagen de la molécula, como la fotografía es la imagen de la persona. Sobre esto hablaremos más adelante con mayor extensión. Aquí nos basta la fórmula de estructura plana.

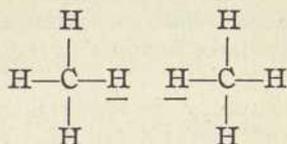
¿Qué ocurre cuando es sustituido un H por un Cl?



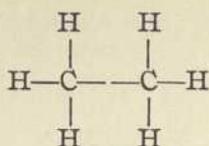
El concepto de sustitución aparece ahora claro para nosotros; un átomo de Cl ocupa el lugar donde antes había un átomo de H, y éste queda libre combinándose con el segundo átomo de Cl. Y así podemos representar también gráficamente la manera cómo los otros tres átomos de hidrógeno del metano son sustituidos por átomos de cloro.

Esto sería, pues, claro y comprensible. Ensayemos ahora con el segundo hidrocarburo, el etano  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

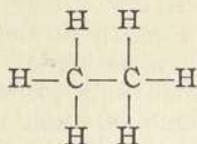
Pero aquí tropezaremos; no podemos imaginarnos cómo debe estar constituida esta molécula. El metano tiene cuatro átomos de hidrógeno, y los cuatro son monovalentes. Todas las valencias están saturadas. ¿Cómo pueden, pues, todavía juntarse? Pongamos dos moléculas del metano una al lado de otra:



y ahora combinemos atrevidamente. Sabemos que uno de los átomos de hidrógeno desaparece, esto es, aquel que puede ser sustituido por cloro. Imaginémonos que primero sale el átomo de hidrógeno y luego entra el cloro en el lugar vacío; así este lugar está desocupado sólo un brevísimo instante, pero esto significaría, con todo, que una valencia del carbono estaba libre, como un brazo extendido en el vacío. Hemos elegido para ello el átomo de H subrayado de la primera molécula, para que desaparezca dejando un lugar libre. Lo mismo puede, naturalmente, suceder a la segunda molécula de  $\text{CH}_4$ , sólo que ahora tenemos el átomo de H subrayado en la izquierda, lo cual es indiferente, porque la molécula del metano es del todo simétrica y no puede constituir diferencia alguna el átomo de H que elijamos. Ahora vemos, teóricamente y por un brevísimo instante, nuestras dos moléculas así:



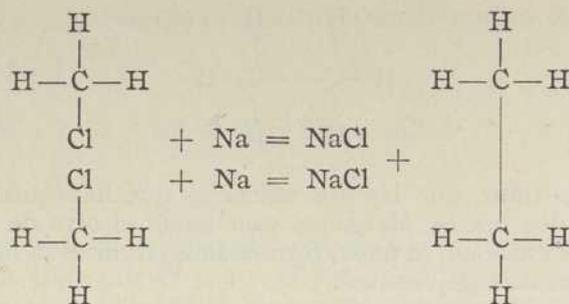
y así admitimos que las dos valencias que han quedado libres, los dos brazos alargados uno hacia el otro de los dos átomos de carbono, se unen, formándose entonces la molécula de la fórmula  $\text{C}_2\text{H}_6$ , etano :



Ésta es la fórmula de estructura del etano.

Se dirá que esto es ya muy bonito. Pero de esta manera, se pueden combinar todas las fórmulas de estructura posibles e imposibles. Esto sería proceder con excesiva libertad en la ciencia. Sólo que hemos de responder que hasta podemos probar que ésta es la fórmula de estructura del etano.

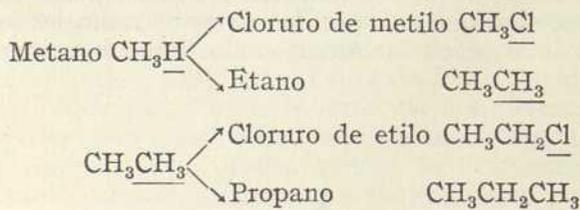
Sin embargo, sabemos que el cloro, como todos los halógenos, tiene una especial predilección por los metales alcalinos, como el sodio. Si, pues, hacemos actuar el sodio sobre el cloruro de metilo, podemos figurarnos que la fuerza atractiva del sodio es tan grande que sacará al cloro de su combinación. Se formará entonces cloruro sódico y ... Sí; pero ¿qué queda restante si al  $\text{CH}_3\text{Cl}$  se le quita el cloro? El radical metilo libre, exactamente igual que cuando separamos un átomo de hidrógeno en nuestra combinación. El químico alemán Adolf Wurtz ensayó a obtener por este camino el radical libre de un hidrocarburo; mas el ensayo fracasó o, mejor dicho, dió un sorprendente resultado, bien distinto del esperado. Resultó que los radicales libres no pueden existir como tales, sino que siempre dos de estos radicales se unen formando una nueva molécula, como indican nuestras fórmulas :



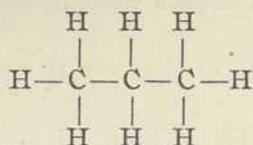
En este proceso, pues, a partir de dos moléculas de cloruro de metilo se forma una molécula de etano, junto con dos moléculas de cloruro sódico. Esta reacción, que permite obtener del metano etano, como del etano butano, y así sucesivamente, se llama síntesis de Wurtz. La síntesis de Wurtz, por lo tanto, nos demuestra que nuestra imagen de la estructura del etano es verdaderamente justa, porque explica el proceso que ocurre en la reacción.

Las fórmulas de estructura, tal como las hemos escrito, son muy incómodas y, por esto, se ha tratado de encontrar otra forma que pudiéramos llamar más racional que, sin embargo, explique todo lo importante. Así, escribimos etano  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_3$ ; esta fórmula de estructura simplificada dice lo mismo que la anteriormente expuesta: dos grupos  $\text{CH}_3$  están unidos entre sí por los dos átomos de carbono.

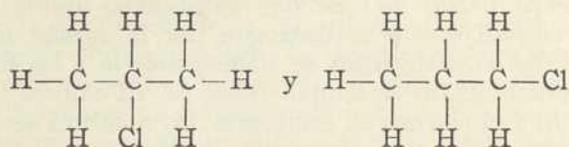
El siguiente hidrocarburo es el propano, con la fórmula empírica  $\text{C}_3\text{H}_8$ . Podemos pensar que su fórmula de estructura se podrá deducir de la del etano, como obtuvimos la del etano partiendo de la fórmula del metano. Dos grupos  $\text{CH}_3$  forman la molécula del etano; de uno de ellos quitamos un átomo de H y lo sustituimos por un grupo  $\text{CH}_3$ . Podemos decir, pues, que los hidrocarburos superiores se forman a partir de los inferiores como las combinaciones halogenadas de los hidrocarburos. Comparemos los dos procesos:



La estructura del propano será, pues, como puede leerse en la simple fórmula racional:



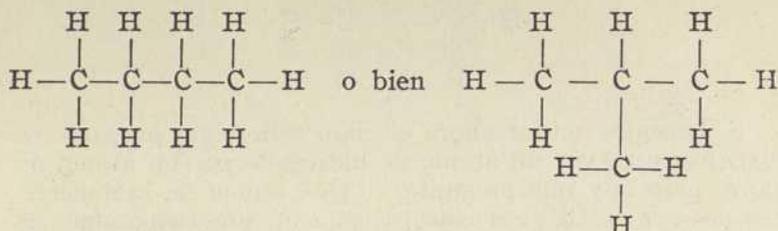
Si hacemos actuar ahora el cloro sobre este propano, se sustituye otra vez un átomo de hidrógeno por un átomo de cloro, pero hay que preguntar: ¿Qué átomo de hidrógeno? Los dos grupos  $\text{CH}_3$  extremos tienen cada uno tres átomos de hidrógeno del mismo valor, de los cuales podemos, pues, sustituir uno: obtenemos de este modo un cloruro de propilo de la fórmula  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_2\text{Cl}$  o, lo que es lo mismo, a causa de la simetría del átomo,  $\text{CH}_2\text{Cl} \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CH}_3$ . Por lo tanto, lo mismo da que el átomo de cloro entre en el extremo de la derecha como en el de la izquierda. ¿Pero qué ocurrirá si el átomo de cloro sustituye a un átomo de hidrógeno del carbono del medio? Entonces se forma una sustancia de la fórmula  $\text{CH}_3 \cdot \text{CHCl} \cdot \text{CH}_3$ , también un cloruro de propilo. Obtenemos así dos cloruros de propilo:



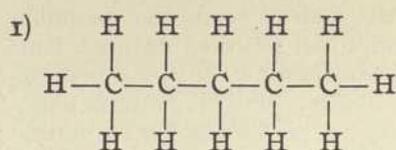
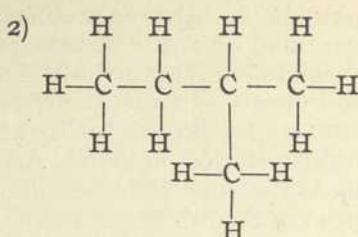
Los dos cloruros de propilo, cuyas fórmulas de estructura están aquí señaladas, son, pues, y esto es uno de los fenómenos más importantes de la Química orgánica, sustancias diferentes: son las dos sustancias que hemos encontrado antes. Tienen la misma fórmula empírica y, por lo tanto, la misma composición centesimal, pero con todo son dos sustancias distintas, con puntos de ebullición y con otras propiedades diferentes. Toda la diferencia estriba en que el átomo de cloro una vez se unió en el extremo de la cadena del carbono y otra vez en medio de ella.

Lo mismo encontramos cuando, por sustitución con un grupo  $\text{CH}_3$ , queremos pasar del propano, al siguiente hidrocarburo, el butano. El butano tiene por fórmula empírica  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  y se forma, a partir del propano por sustitución de un

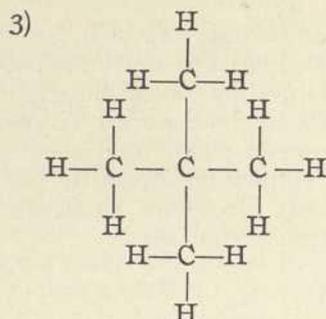
átomo de H por un grupo  $\text{CH}_3$ . Así existen ahora, como en el cloruro de propilo, dos posibilidades; o bien entra un grupo  $\text{CH}_3$  en un extremo de la cadena del carbono o en medio de la cadena :



La substancia en la cual el nuevo grupo se halla en el extremo se llama *butano normal*, o abreviadamente *n*-butano. La otra substancia en la cual se encuentra el grupo en el medio se llama *isobutano*, o abreviadamente *i*-butano. También el *n*-butano y el *i*-butano se diferencian marcadamente por sus puntos de ebullición, y es una ley general que las substancias de cadena de carbono en línea recta, es decir, los hidrocarburos normales, tengan puntos de ebullición más altos que los de cadena ramificada, es decir, los isohidrocarburos. El hecho de que dos substancias de la misma fórmula empírica sólo se distingan por la forma de agregación de los sustituyentes se llama *isomería* y las substancias correspondientes se llaman *isómeras*. El cloruro de propilo normal y el cloruro de isopropilo (los nombres se forman análogamente) son, pues, isómeros, lo mismo que el butano normal y el isobutano. El número de isómeros crece muy rápidamente con el número de átomos de carbono. Ya en el butano podemos introducir el nuevo grupo  $\text{CH}_3$ , o bien en el extremo del *n*-butano, o bien en su centro, dando dos pentanos isómeros. Pero podemos introducirlo en el *i*-butano nuevamente en el extremo (y así resulta, como el lector fácilmente puede deducir, la misma substancia que en la sustitución en el medio del *n*-butano), o bien otra vez en el medio, reemplazando por el grupo  $\text{CH}_3$  el átomo de hidrógeno restante del medio del hidrocarburo. Los tres isómeros del pentano tienen así las siguientes fórmulas de estructura :

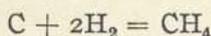
*n*-pentano

iso-pentano



También iso-pentano, pero para distinguirlo del otro se le llama tetrametilmetano; los cuatro átomos de H del metano están sustituidos por grupos metilos CH<sub>3</sub>.

Después de esta breve excursión al campo de la Química orgánica vamos a volver a nuestro petróleo, a la pregunta relativa a la bencina sintética. El camino teórico más indicado para obtener sintéticamente los hidrocarburos superiores, cuya mezcla constituye la bencina, a partir de primeras materias indígenas, sería el camino del metano. De dos moléculas de metano, con la síntesis de Wurtz, podemos obtener el etano y sucesivamente los demás hidrocarburos. Pero el metano se obtiene sintéticamente mediante carbón e hidrógeno por intermedio de catalizadores de níquel:



Sin embargo este camino sería para la industria demasiado complicado y nada económico, y por esto los dos procedimientos alemanes para la obtención de bencina sintética han emprendido otras rutas.

El primer procedimiento es el de Bergin, procedente del profesor Friedrich Bergius de Heidelberg. El procedimiento Bergin reúne el proceso del «cracking» y la hidrogenación del hidrocarburo, esto es, la agregación de hidrógeno al hidrocarburo. Se mezcla, formando una papilla, lignito, que

abunda en Alemania, finamente molido, con una pequeña cantidad de aceite pesado, fracción del petróleo natural. Empleando una presión de 200 atmósferas y en presencia de hidrógeno se calienta de 400 a 500°, y, con esta calefacción a alta presión, el lignito se une al hidrógeno formando hidrocarburos líquidos. Así se producen los hidrocarburos de la fracción de la bencina, y el producto industrial de este procedimiento ha llegado a ser generalmente conocido con el nombre de *bencina Leuna* (por ser obtenido en la fábrica Leuna).

En el segundo procedimiento se trabaja también por vía directa. Es debido al director del Instituto del emperador Guillermo para la investigación del carbón, de Mühlheim, en el Rhin, el profesor Franz Fischer y su colaborador Tropsch. También aquí se trabaja con hidrógeno puro como sustancia de partida, pero el carbón se emplea en forma de óxido de carbono. Se dirige vapor de agua al carbón candente y se forma una mezcla de gases según la igualdad:



es decir, una mezcla precisamente de las dos sustancias que se utilizan para esta síntesis de la bencina. Ciertamente la composición centesimal no es todavía la apropiada, pero fácilmente se corrige. En el procedimiento se trabaja a temperaturas de 200° en números redondos y con presión poco elevada. El papel principal en la hidrogenación que aquí se realiza del óxido de carbono, formando hidrocarburos líquidos, lo desempeñan otra vez los catalizadores. Primitivamente se trabajaba en este procedimiento con catalizadores compuestos, que contenían entre otras materias níquel, cobalto y hierro. Pero si se investiga detenidamente el modo de actuar de estos catalizadores, se encuentra un tipo de catálisis distinto del que hasta ahora hemos conocido. Primero se combina el catalizador, por ejemplo, el cobalto, con el  $\text{CO}_2$ , formando un carburo de cobalto, una combinación de cobalto y carbono. Si este carburo de cobalto así formado se pone en contacto con gas de agua, la mezcla de óxido de carbono e hidrógeno, se separa de ella nueva cantidad de carbono y de este modo se forma una combinación más rica en dicho elemento, mientras que el oxígeno que queda libre se combina con el hidrógeno y forma agua. Naturalmente, queda todavía hidrógeno libre, y este hidrógeno libre quita

ahora al carburo más rico en carbono, con carbono superfluo flojamente unido, este carbono, y se combina con él formando un grupo  $\text{CH}_2$ , que no puede existir libre, como tampoco podía existir en libertad el grupo  $\text{CH}_3$ . Finalmente, estos radicales  $\text{CH}_2$  se unen entre sí formando cadenas de carbono, y el procedimiento está hoy perfeccionado de tal manera que es posible señalar exactamente las proporciones de hidrocarburos medios y superiores de la mezcla obtenida, o en otras palabras, precisar las proporciones de la bencina resultante, su aceite pesado, su parafina sólida y demás componentes. Así hoy se puede obtener, si tal se desea, la mitad de la producción en forma de parafina sólida. Pero es interesante, como se ha dicho, la acción del catalizador, que en modo alguno obra por contacto y aun en la reacción no queda sin alterar: substraer carbono al óxido de carbono, se combina con él flojamente y luego lo rinde en forma utilizable por el hidrógeno para volver a combinarse con nuevo carbono y volver otra vez a cederlo.

La solución industrial de un problema tan importante económicamente ha sido, por lo tanto, conseguida en Alemania de dos maneras distintas: combinando el carbón, que en forma de hulla o de lignito tanto abunda en Alemania, directamente con el hidrógeno, e hidrogenándolo para convertirlo en hidrocarburos líquidos, que tanta importancia tienen como sustancias productoras de fuerza.

*Otro poder mundial.* Es bien cierto: la Humanidad no conoce a sus mayores exploradores e inventores. ¿A quién se le ocurrió por primera vez construir un carro con ruedas? ¿Quién fué el primero que habiendo formado dos montones separados de cocos, los juntó y calculó el número de cocos del montón resultante, no contándolos uno a uno, sino sumando: 30 cocos y 50 cocos son ochenta cocos y, por consiguiente, en el gran montón debe haber ahora 80 cocos? (Este hombre fué, por lo demás, el inventor de las matemáticas y, por esto, para muchos, no muy digno de veneración). Y, finalmente, ¿quién ha descubierto el alcohol?, creando, por decirlo así, un poder mundial, mayor y más importante que el Imperio romano o que el Imperio mundial de Gengis Jan, que ha traído al mundo más dicha y alegría de lo que uno puede imaginarse, y más desgracias que las guerras promovidas por las potencias mundiales políticas. Sólo sabemos que el conocimiento del alcohol es muy antiguo, que no sólo «ya los antiguos griegos», no, siglos y

decenas de siglos antes, «ya los antiguos egipcios y babilonios» conocían la cerveza y el vino, que todos los pueblos de la Tierra en alguna forma tienen en gran estima, las bebidas alcohólicas. Y cuando hoy estamos ante una tienda y vemos en sus escaparates alineados los productos de este poder mundial, el alcohol, entonces se enturbian nuestros ojos al contemplar esta plenitud de vinos, licores, aguardientes y productos alcohólicos de todas clases. En todas las esquinas de las calles llaman nuestra atención los rótulos con nombres de innumerables clases de cerveza, nos entusiasmos con nuestros vinos alemanes y tampoco despreciamos los vinos tintos de latitudes más hacia el Sur. Conocemos los aguardientes rusos, como la vodka y la subrovka, conocemos el vino de arroz del Asia oriental y el matahombres «Bärenfang» (\*) de la Prusia oriental, el distinguido coñac francés y el «espíritu del Imperio británico», el whisky; ¡ah!, es imposible recordar, ni aproximadamente, la abigarrada lista. Y todas estas bebidas, blancas y rojas, verdes o amarillas, secas o dulces, finas o ásperas, todas atraen al gran



FIG. 170

número de sus amigos y de sus adversarios, a causa del alcohol que contienen. El alcohol, que hace a los hombres felices, que les hace olvidar las penas y sinsabores del mundo, que produce sueños maravillosos, que desata las lenguas y al cual los antiguos presentaban como un dios, y que tiene por fórmula  $C_nH_{2n+1}OH$ .

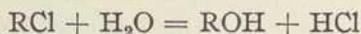
Sí, perdónenme; aquí tratamos de Química y no de la historia romántica del alcohol, y por esto mediante la escueta fórmula hemos de procurar salvarnos de la embriaguez que nos coge ya sólo al escribir el nombre de la bebida de los dioses, tan estimada y tan condenada.

Es bien notable: aquí se juntan algunos átomos de carbono con algunos átomos de hidrógeno, y se forman las dife-

(\*) Trampa de osos. Es una bebida de los campesinos comparable a nuestra ratafia. — *N. del T.*

rentes fracciones del petróleo; ahora, por casualidad, entra en la molécula un átomo de oxígeno, y de pronto ha aparecido el ligero, volátil y embriagante alcohol: un montoncito de carbón, un poquito de gas hidrógeno y algo de gas oxígeno. Es incomprensible cómo la insignificante modificación en la composición de una substancia puede producir tan grandes variaciones en sus propiedades. Podemos hacer constar el hecho, podemos utilizar prácticamente su conocimiento, pero, finalmente, no lo podemos explicar.

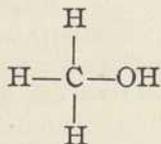
Pero es el hecho lo que aquí nos interesa, que se nos presenta cuando hacemos actuar sobre un cloruro de alquilo de la fórmula  $RCl$ , algo de agua o bien óxido de plata húmedo  $AgOH$ . El átomo de cloro es expulsado y se forma un alcohol:



Quien aleccionado por los conocimientos químicos hasta ahora adquiridos vea esta fórmula, que indica para el alcohol metílico  $CH_3OH$ , para el alcohol etílico  $C_2H_5OH$ , es de esperar que dirá: ¡Ya, ya! El alcohol es una base, pues contiene el grupo  $OH$ .

Desgraciadamente hemos de desilusionarle, pues de nuevo se manifiesta que la Química orgánica es muy distinta de la inorgánica.

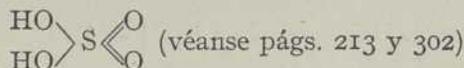
Bien, dirá el lector; pero tenga la amabilidad de escribir razonablemente sus fórmulas y no de modo que den lugar a confusión. Escriba, por ejemplo, para el alcohol metílico  $CH_4O$ , para el alcohol etílico  $C_2H_6O$ , y así a nadie se le ocurrirá tomar el alcohol como una base. Pero tampoco esto es exacto. ¿Cómo se podrá agregar entonces todavía un oxígeno a la molécula saturada  $CH_4$ ? El grupo de átomos  $OH$  es monovalente, y puede reemplazar por sustitución a un átomo de hidrógeno. Pero a  $CH_4$  no le podemos agregar ningún otro átomo de oxígeno; la fórmula debe ser  $CH_3OH$ , o la fórmula de estructura:



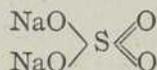
El lector irritado dice que la ciencia, llamada lógica, siempre pone las cosas oscuras y las complica todo lo posible. Precisamente nos habíamos esforzado a sostener que el grupo

OH es el signo característico de una base y ahora resulta que no es así. Pero le ruego me diga: ¿cómo está unido en la molécula este grupo OH que conocimos en las bases? ¿Ionógenamente, no es verdad? Pues bien, el grupo OH del alcohol no está unido ionógenamente. El alcohol no se disocia en solución acuosa. Este grupo está, en el alcohol, en unión atómica con el resto alquílico.

Y para tratar la cuestión en conjunto descubriremos que estos grupos OH, que no son signos característicos de una base, también se presentan en la Química inorgánica. Es corriente en muchas reacciones y aun necesario dar a los ácidos una fórmula de estructura en la que existe el grupo OH; así, por ejemplo, el ácido sulfúrico se escribe:



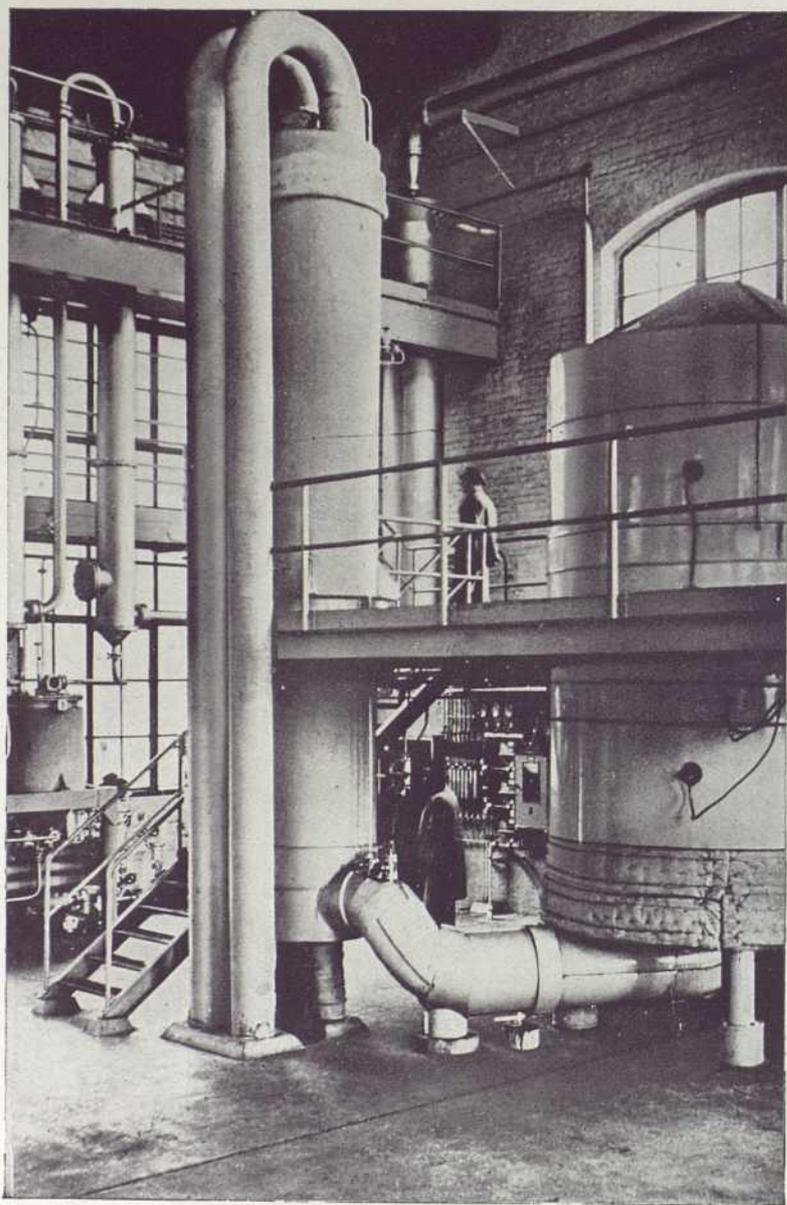
Aquí entran, pues, contrayendo la fórmula a  $(\text{OH})_2\text{SO}_2$ , en la molécula del ácido sulfúrico, dos grupos OH, pero que no están unidos ionógenamente como grupos, pues sólo el hidrógeno se halla en unión ionógena. Únicamente el hidrógeno es sustituido en la formación de sales, de modo que la fórmula del sulfato sódico,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , escrita de esta manera, es:



Pero existe ahora, como vamos a demostrar, también una razón, extendiéndonos a la fórmula de estructura del alcohol, para atribuir a éste el grupo OH, es decir, para considerar separado de los demás uno de los átomos de hidrógeno. Queremos seguir ahora otro camino teórico para llegar al alcohol y no considerar a éste como procedente de un halogenuro de alquilo, sino como un derivado del agua. Si en el agua HOH sustituyo un átomo de hidrógeno por un grupo alquílico, es decir, por el radical  $\text{CH}_3$ , proceso análogo a la formación del etano a partir del metano (véanse págs. 326 y ss.), llegamos a la fórmula  $\text{CH}_3\text{OH}$ , esto es, nuevamente al alcohol metílico, que ahora podemos considerar como agua monoalquílica: un átomo de hidrógeno del agua está sustituido por un radical monoalquílico. Pero sabemos, sin embargo, que en el agua el hidrógeno está unido al oxígeno de manera que puede ser sustituido por un metal alcalino como el sodio. Si nuestro anterior ensayo de considerar el alcohol como agua monoal-

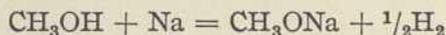


Por incisión en la corteza se obtiene el látex de las plantas de caucho tropicales, análogamente al queso de la leche de vaca



Con carbón y cal se obtiene por un procedimiento complicado el caucho sintético *Buna*. Instalaciones para la preparación de productos preliminares

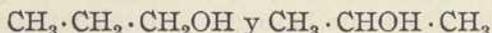
química es acertado, el grupo OH del alcohol ha de conservar la propiedad que tenía en el agua. Por lo tanto, si hacemos actuar Na sobre el alcohol, teóricamente debe expulsar al hidrógeno del grupo OH y ocupar su lugar. Esto es lo que en realidad ocurre :



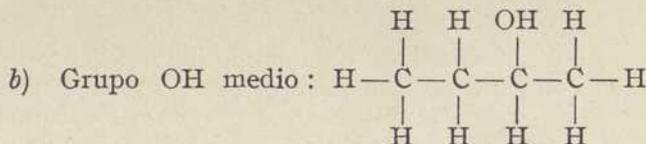
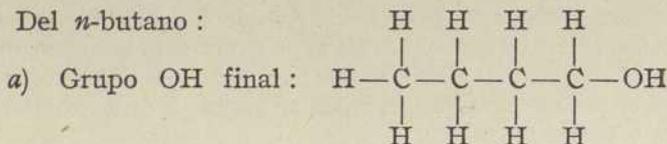
La combinación  $\text{CH}_3\text{ONa}$  se llama metilato sódico ; en general estas combinaciones se llaman alcoholatos : metilato, etilato, butilato, y así sucesivamente. Por otra parte, también presenta el grupo OH reacciones especiales en la Química orgánica, que hacen necesario concederle una posición especial en la molécula del alcohol.

Así como hay combinaciones halogenadas de todos los hidrocarburos de las series homólogas de las parafinas, así también las hay de todos los correspondientes alcoholes, que aquí representaremos por la fórmula general  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ . De los diferentes alcoholes aislados sólo mencionaremos aquí el venenoso alcohol metílico y el importante alcohol de las bebidas, el componente de todos los líquidos alcohólicos, el propio « poder mundial », el alcohol etílico. Sabido es que no se obtiene en la industria por el procedimiento teórico descrito aquí, sino por medio de la fermentación alcohólica de los hidratos de carbono ; más adelante volveremos a ocuparnos de este tema.

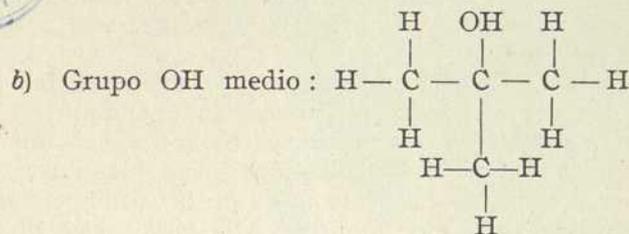
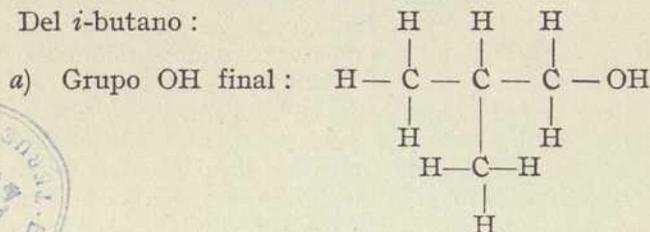
Los alcoholes tienen interesantes propiedades en las que debemos ocuparnos, porque nos muestran una multitud de importantes reacciones y transformaciones de sustancias en la Química orgánica. Por de pronto es evidente que, en la derivación teórica de los alcoholes de las combinaciones halogenadas, se introduce el grupo OH en el sitio donde antes estaba el átomo de cloro, es decir, en otras palabras, que debe haber alcoholes normales e isoalcoholes, según se parta de un halogenuro normal o de un isohalogenuro. Empleando la escritura racional, análogamente a los dos cloruros de propilo, tendremos dos alcoholes propílicos :



(véase pág. 328). Del butano podemos esperar cuatro alcoholes, es decir, dos derivados del butano normal y dos del isobutano. Para mayor claridad señalamos sus fórmulas de estructura (véase pág. 329) :

1. Del *n*-butano :

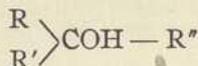
Es indiferente el átomo de carbono medio al que se une el grupo OH :

2. Del *i*-butano :

Fijémonos ahora en el átomo de carbono que lleva el grupo OH ; en el alcohol butílico se encuentran tres casos distintos, esto es: 1 a)  $\text{CH}_2\text{OH}$ , 1 b)  $\text{CHOH}$  y 2 b)  $\text{CCOH}$ . En el primer caso el grupo OH está unido, junto con dos átomos de hidrógeno, al átomo de carbono ; en el segundo caso está unido, junto con un átomo de hidrógeno, al mismo átomo de carbono, y en el tercer caso no va acompañado de ningún átomo de hidrógeno (sino que está enlazado a un átomo de carbono, que por su parte está unido con los átomos de hidrógeno). Los tres tipos deben distinguirse bien uno de otro, porque reaccionan de distinta manera. Los alcoholes del primer tipo se

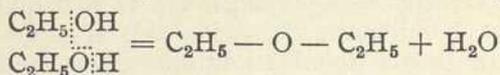


denominan *primarios*, y se les puede dar la fórmula general  $RCH_2OH$ . Los alcoholes del segundo tipo, que podrían tener [véase el correspondiente alcohol butílico 1b)  $C_2H_5 \cdot CHOH \cdot CH_3$ ] la fórmula general  $R \cdot CHOH \cdot R'$  (en la cual  $R$  y  $R'$  significan que aquí pueden entrar dos radicales alquílicos que, como en el alcohol butílico citado, pueden ser diferentes), se llaman *secundarios*. Los alcoholes del tercer tipo, finalmente, a los que podemos dar la fórmula general, fácilmente comprensible:



se llaman alcoholes *terciarios*.

Habíamos visto (pág. 328) que en la síntesis de Wurtz a dos combinaciones de halogenuros alquílicos, esto es, a dos moléculas de cloruro metílico, podían quitarse los dos átomos de cloro y que entonces los radicales que quedaban libres se juntaban formando una nueva molécula. Aquí en los alcoholes encontramos un proceso análogo, sólo que naturalmente no se separa cloro, sino que de dos moléculas de alcohol, por medio de agentes deshidratantes, se quita agua:

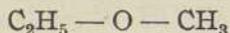


Sale, pues, una molécula de agua de dos moléculas de alcohol, y el segundo átomo de oxígeno sobrante de los dos grupos OH sirve de lazo de unión para los dos radicales restantes, juntándolos en una nueva molécula. Estas substancias, cuya fórmula general (aquí la reacción no sólo es evidentemente válida para el citado alcohol etílico), es  $R - O - R'$ , se llaman éteres (singular éter). El éter representado en la fórmula anterior o *éter dietílico* (dietílico, porque a cada lado del O hay un radical etilo) es el «éter» tan empleado en Medicina.

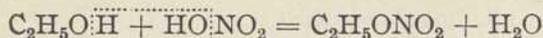
Pensemos ahora otra vez en la sustitución que antes hemos hecho de un átomo de hidrógeno del agua por un radical alquílico (véase pág. 336), con lo cual llamamos a los alcoholes agua monoalquílica (\*), y así podemos llamar al éter agua dialquílica; los dos átomos de hidrógeno de la molécula de agua están sustituidos ahora por radicales, y así se forma una substancia de la fórmula  $ROR'$ . Si estos dos radicales son

(\*) Por razones fáciles de comprender, traducimos *alkilierteres* por «alquílico» para no poner «alkilado», que sería la traducción literal. — N. del T.

iguales, como en el éter dietílico, se dice que es un *éter simple*; si son diferentes el éter es *mixto*, como lo es un éter de esta forma:



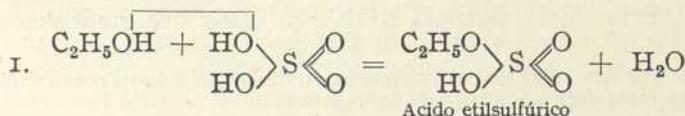
Una segunda reacción importante de los alcoholes es su acción sobre los ácidos inorgánicos. Aquí tenemos nuevamente un caso en el cual debemos escribir la fórmula de estructura de un ácido inorgánico, por ejemplo, la del ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , con un grupo OH, para poder comprender el proceso que ocurre.

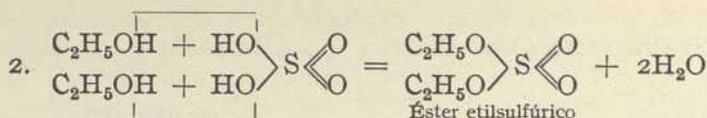


Con salida de agua, para cuya producción, como se ha demostrado, no se utiliza el grupo OH del alcohol, sino precisamente el grupo OH del ácido, mientras que el alcohol sólo suministra su hidrógeno, se forma una combinación que se denomina *éster*, que en este caso es el *éster etílico* del ácido nítrico. El proceso no se parece en modo alguno a la acción de un ácido sobre una base, si bien en apariencia tiene con él gran semejanza. En la formación de sales se combina el hidrógeno del ácido con el grupo OH de la base formando agua (igualdad de iones de la neutralización, pág. 289), y se engendra una sal de unión ionógena, que por lo tanto se disocia en solución. Pero aquí se combina el hidrógeno del alcohol con el grupo OH del ácido para formar una combinación no ionógena, que por lo tanto no se disocia. Los ésteres, pues, no son sales. Por lo demás, el proceso es reversible. Cuando tratamos un éster con agua se forma nuevamente alcohol y ácido. Este proceso se llama *saponificación* del éster; volveremos a ocuparnos de este tema.

Del proceso de la saponificación se deduce que un ácido bíbásico, como el ácido sulfúrico, puede formar dos ésteres diferentes, exactamente como puede formar dos sales: en un caso sólo es sustituido un grupo OH por un resto alcohólico y entonces se forma el ácido alquilsulfúrico; en el otro caso son sustituidos los dos grupos OH del ácido por dos restos alcohólicos y se forma el éster neutro.

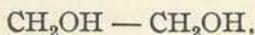
Por ejemplo:



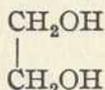


Por de pronto baste esto respecto de las más importantes reacciones de los alcoholes. Pero nuestro espíritu, ávido de combinar, tal vez pregunte ahora : hemos averiguado al considerar las combinaciones halogenadas de los hidrocarburos que existen combinaciones de la fórmula  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  ó  $\text{CHCl}_3$  (cloroformo, pág. 323), esto es, en otras palabras, que pueden ser sustituidos varios átomos de hidrógeno del hidrocarburo por átomos de cloro. Tomemos ahora una molécula de etano, en la cual dos átomos de hidrógeno han sido reemplazados por cloro, que por lo tanto tiene la fórmula  $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$  (los dos átomos de cloro también pueden estar naturalmente unidos a un mismo átomo de carbono). Una substancia así es el dicloruro de etilo (o dicloruro de etileno). ¿Qué ocurrirá si tratamos el dicloruro de etileno con agua o con óxido de plata húmedo,  $\text{AgOH}$ ? ¿Se formará también un alcohol? ¿Será sustituido un átomo de cloro por un grupo  $\text{OH}$ , o bien ocurrirá lo mismo a los dos átomos de cloro?

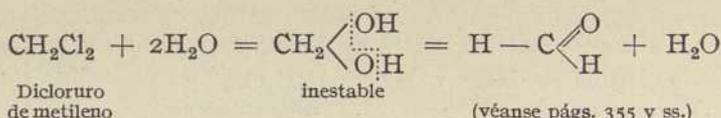
En realidad son sustituidos los dos átomos de cloro por grupos  $\text{OH}$  y se forma una substancia de la fórmula



o escrito de esta manera :

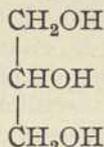


también un alcohol, pero por contener dos grupos  $\text{OH}$  se llama alcohol *divalente*. Los alcoholes hasta ahora considerados eran todos *monovalentes*. Una formación de alcoholes de esta clase sólo ocurre cuando los dos átomos de cloro sustituidos se encuentran unidos a átomos de carbono diferentes (por esto prescindimos del otro caso), pues, con contadas excepciones, no son estables las combinaciones que llevan dos grupos  $\text{OH}$  unidos a un mismo átomo de carbono : se descomponen con separación de agua. Por esto no existe ningún alcohol divalente derivado del metilo, puesto que la combinación resultante no es estable :



El alcohol divalente antes citado  $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$ , el *glicol*, es, pues, el alcohol divalente estable más sencillo.

También hay, naturalmente, alcoholes trivalentes, siendo el más conocido la *glicerina*:



según se ve, es un alcohol que a la vez es primario (los dos grupos extremos) y secundario (el grupo medio).

En Química orgánica se llaman *oxigrupos* los grupos OH unidos no ionógenamente, y por esto los alcoholes divalentes se llaman dioxicombinaciones, y los alcoholes trivalentes trioxicombinaciones.

*El tercer poder mundial.* El director general del gran *trust* americano había convocado a sus directores, subdirectores, ingenieros jefes, ingenieros, jefes químicos y químicos a una reunión, y cuando tuvo reunidos a su alrededor los empleados superiores, se quitó el grueso cigarro de la boca y dijo:

— Necesito una substancia, señores, una substancia que sea extraordinariamente elástica, que pueda adquirir cualquier forma, y sin que se altere su estructura interna recobre su primitivo estado, volviendo a su antigua forma. Pero, a pesar de esto, esta substancia debe ser sólida, resistente a la acción de los ácidos y a la del agua, soportar las más fuertes presiones y no romperse al exponerla a enérgica tracción; ha de tener aspecto agradable y ser inodora; en una palabra, necesito una substancia que, como ustedes con razón podrán suponer, tenga miles de aplicaciones. Mis señores químicos, ¿conocen ustedes una substancia así, que además sea muy resistente al calor y de larga duración?

Uno de los químicos se levantó y dijo:

— Una substancia así es el caucho.

El director general movió la cabeza.

— El caucho natural es verdaderamente muy elástico; también es resistente a los ácidos y soporta presión y trac-

ción, pero no resiste aumentos de temperatura ni es de larga duración. Es pegadizo y se endurece, no se le puede trabajar. Necesito una substancia mejor.

— Podemos perfeccionar el caucho natural. El caucho vulcanizado es la substancia que usted busca.

Nuevamente el director general movió la cabeza.

— El caucho vulcanizado es realmente mucho mejor que el natural; pero su resistencia al calor todavía no es bastante grande. Además es atacado por la bencina y los aceites lubricantes; pero quiero emplear la substancia precisamente en la fabricación de neumáticos. Necesito una substancia mejor.



FIG. 171



Los químicos y los ingenieros, y los químicos jefes y los ingenieros jefes movieron la cabeza con sentimiento, y lo propio hicieron los subdirectores y directores, viendo que los técnicos no sabían nada más.

— No — dijo el primero de los químicos jefes —, una substancia mejor que el caucho natural, vulcanizado según el procedimiento más moderno, no existe.

Largo silencio; nubes de humo suben al techo y nadie se mueve. Finalmente, el más joven de los químicos del *trust*, sentado junto al extremo de la mesa, se levanta, dirige sus ojos de color azul claro a la presidencia, donde el poderoso dictador del *trust* reina envuelto en una espesa humareda y dice:

— Existe esa substancia. Es tan elástica como el caucho vulcanizado, pero es más duradera que éste. Es tan blanda como aquél, pero no es atacada por los ácidos ni por la ben-

cina y los aceites lubricantes. Por el calor se altera menos que el caucho natural, y, después de un ensayo como neumático de autos que recorrieron una distancia de más de un millón de kilómetros, demostró una resistencia al desgaste superior en un 30 % a la del caucho natural.

La nube de humo se disipó súbitamente; el director había dado un salto.

— ¿Qué substancia es ésa? — gritó, mientras los demás murmuraban entre dientes: «cuento» y «fanfarronada».

— Esta substancia es el caucho sintético alemán *Buna* — dijo el joven con voz firme, y se sentó nuevamente.

¿Cuento, fanfarronada?

No, un hecho que demuestra como ningún otro lo que puede la Química moderna, que enseña que ésta está en disposición de señalar caminos que la Naturaleza por uno u otro motivo no ha seguido, llegando así a obtener substancias que no sólo equivalen a las naturales, sino que las superan. Se ha alcanzado el fin, largos años perseguido, de la síntesis del caucho a partir de primeras materias indígenas, y merece notarse especialmente que la substancia obtenida no es, como la bencina sintética, realmente la misma que el producto natural, esto es, caucho, sino que se encontró otra substancia que posee las propiedades del caucho natural, pero exaltadas, porque se ha formado con otras piedras constructivas, según el mismo procedimiento que el caucho natural.

Una pregunta importante: ¿Qué es el caucho? El caucho natural es el látex o jugo lechoso obtenido de algunos árboles. En este líquido se hallan las partículas de caucho suspendidas como las gotas de manteca en estado coloidal en la leche. Se puede precipitar el caucho de este látex, como todo coloidal, por coagulación; y también aquí se han empleado en parte métodos eléctricos de coagulación. El caucho en bruto así obtenido se mezcla con azufre en polvo, con materias colorantes, con materias de relleno (para mejorar sus propiedades) y la mezcla se «vulcaniza» por diversos procedimientos, por ejemplo, con viva calefacción: así la mezcla se convierte en una combinación química. Si se añade mucho azufre y se calienta largo tiempo, el caucho no resulta blando, sino la goma dura, la *ebonita*.

Bien, ¿y qué es el caucho en bruto según su composición química?

El caucho es un hidrocarburo.

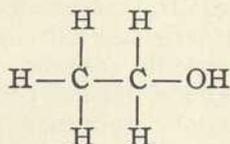
Sí; pero si el caucho es verdaderamente un hidrocarburo, hemos visto ya en la síntesis de la bencina que estamos en estado de obtener sintéticamente hidrocarburos hasta en escala industrial. ¿Por qué, pues, no se ha obtenido el caucho sintético hace largo tiempo? ¿Por qué no se ha obtenido ya mucho antes a partir del petróleo?

Decíamos: el caucho es un hidrocarburo; pero esta respuesta es demasiado general. En primer lugar es una especie particular de hidrocarburos, que todavía no conocemos, y en segundo lugar sus moléculas tienen una forma especial que tampoco conocemos todavía.

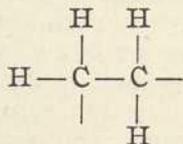
Consideremos, pues, primero esta especie particular de hidrocarburos.

Hemos dicho antes: de dos moléculas de alcohol, por medios adecuados, se puede separar una molécula de agua, formándose un éter (véase pág. 339). Ahora preguntamos: ¿Se puede separar agua de una molécula de alcohol? Ensayemos primero a resolverlo por fórmulas:

$C_2H_5OH$ , alcohol etílico, debe perder una molécula de agua, o sea  $H_2O$ . ¿Qué queda? De un modo puramente aritmético podemos decir: queda una substancia  $C_2H_4$ , si es que existe tal substancia. Pues bien, hemos de hacer constar que realmente existe tal substancia, y vamos a probar de hallar su fórmula de estructura:

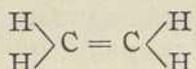


Ésta es la fórmula de estructura del alcohol etílico. De ella hemos de quitar ahora dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Pero hemos de observar que, al hacerlo, no podemos separar dos átomos o dos grupos de átomos de un mismo átomo de carbono, sino que el átomo de carbono de la derecha cede su grupo OH y el de la izquierda un átomo de H, de manera que la substancia resultante será:



Pero esta substancia, según todo lo que hasta ahora sabemos, no es estable, pues en los dos átomos de carbono queda una valencia por satisfacer en cada uno. ¿Cómo queda esta valencia?

Antes habíamos representado las valencias por brazos. Un átomo de carbono es un ser que tiene cuatro brazos. Con tres brazos retiene átomos de H, y el cuarto lo ha alargado al átomo de carbono vecino, el cual, por su parte, necesita sus otros tres brazos para retener átomos de H. Ahora a cada uno de los dos átomos de carbono le queda un brazo libre ¿no es, pues, lo más lógico que estos dos brazos libres, que nada tienen que retener, se estrechen uno al otro la mano? Así resulta una substancia que presenta entre dos átomos de C « una doble unión »:

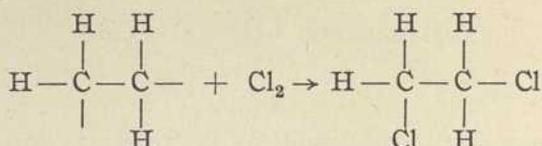


Esta substancia, con la fórmula empírica  $\text{C}_2\text{H}_4$ , es también un hidrocarburo, resultado de nuestra separación de agua de una molécula de alcohol etílico. El nombre de esta substancia es *eteno* (también *etileno*).

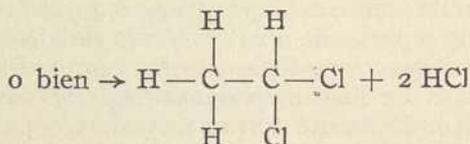
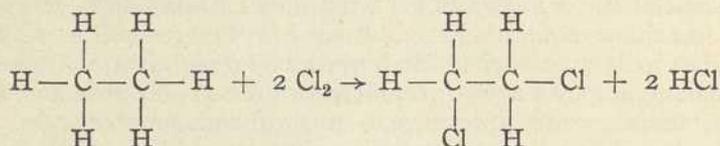
Este eteno es el primer término de una nueva serie homóloga de hidrocarburos, como el metano es el primer término de la serie de las parafinas. Otra vez la diferencia entre dos términos consecutivos es  $\text{CH}_2$ ; así la serie es:  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ... en general  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Esta serie de « hidrocarburos no saturados » se llama también serie de las *olefinas*. Los nombres de estas olefinas se forman según el mismo principio que los de las parafinas, pero haciéndolos terminar en « eno » en vez de « ano ». Así  $\text{C}_2\text{H}_4$ , correspondiente al etano, se llamará « eteno »;  $\text{C}_3\text{H}_6$ , correspondiente al propano se llamará « propeno »;  $\text{C}_4\text{H}_8$ , correspondiente al butano se llamará « buteno », y así sucesivamente.

Las olefinas presentan una variación en sus propiedades análoga a la indicada respecto de las parafinas. También aquí son gaseosos los términos inferiores; desde el pentano,  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ , en adelante líquidos, y los términos más altos de la serie sólidos. También las olefinas forman combinaciones con el cloro y los demás halógenos, pero aquí la diferencia con las parafinas consiste en que en la combinación de una olefina con cloro no se sustituye ningún átomo de hidrógeno, sino que, como las olefinas no están saturadas, el cloro simplemente se agrega, se adiciona. Pero esto significa que la doble

unión entre los dos átomos de carbono desaparece, y estos dos últimos satisfacen ahora sus valencias libres con un átomo de cloro cada uno :



A causa de la doble unión que aparece en las olefinas, tan parecida al signo igual, en vez de éste se pone, en general, en Química orgánica (hasta ahora todavía no lo hicimos) una flecha (análoga a la empleada en nuestras igualdades de equilibrios químicos). Esta unión de un hidrocarburo con dos átomos de halógeno se llama dihalogenuro. Se pueden, naturalmente, derivar también de las parafinas, pero ahora hay dos posibilidades : 1. Los dos átomos de cloro en diferentes átomos de carbono. [Ésta es la substancia que se forma por adición de cloro a una olefina, y a partir de la cual antes (págs. 341 y ss.) llegamos a los alcoholes divalentes]. 2. Los dos átomos de cloro en el mismo átomo de C. (Este caso también lo mencionamos ya antes). Por lo tanto, en fórmulas :

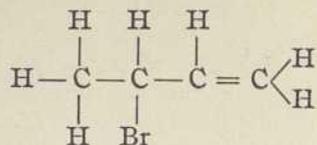


La doble unión de las olefinas es, pues, como suele decirse, capaz de adición, pues puede deshacerse adicionando simplemente átomos o grupos de átomos.

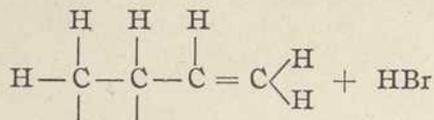
También en las olefinas se presenta, naturalmente, el hecho de la isomería, y en realidad existen en ellas más isómeros que en las correspondientes parafinas, porque la doble unión puede cambiar de sitio. Así, por ejemplo, en vez de dos buta-



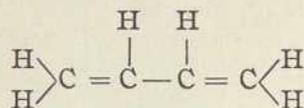
Ésta es la primera fase. Las dos valencias libres conducen a una doble unión, de modo que, teóricamente, se forma la siguiente combinación :



Ahora sigue la segunda fase de la separación :

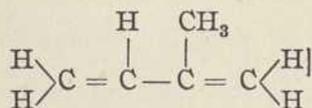


y nuevamente se juntan las dos valencias libres en una doble unión. La substancia finalmente formada se llama *butadieno*, y tiene la siguiente fórmula de estructura :

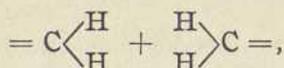


Es una substancia que tiene en la molécula dos dobles uniones. Estas combinaciones se llaman *diolefinas*, o abreviadamente *dienos*, aplicándoles la misma terminación « eno » que en los nombres de todas las olefinas. Cuando las dos dobles uniones están separadas, como aquí, por una sola unión simple, se llaman dobles uniones *conjugadas*. Estos dienos presentan, naturalmente, del mismo modo que las olefinas, reacciones de adición, y pueden, pues, con rotura de las dobles uniones, combinarse con átomos o grupos de átomos. Pero, además, pueden sustituirse en ellos átomos de hidrógeno por otros átomos o grupos de átomos, como el grupo metilo  $\text{CH}_3$ , con lo cual se forma, como fácilmente se comprende, una serie homóloga de diolefinas.

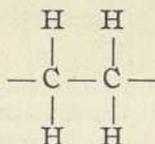
Si introducimos en el butadieno un grupo metilo  $\text{CH}_3$ , por ejemplo, en el segundo átomo de carbono, se forma así, un 2-metilbutadieno, que debe tener la siguiente fórmula :



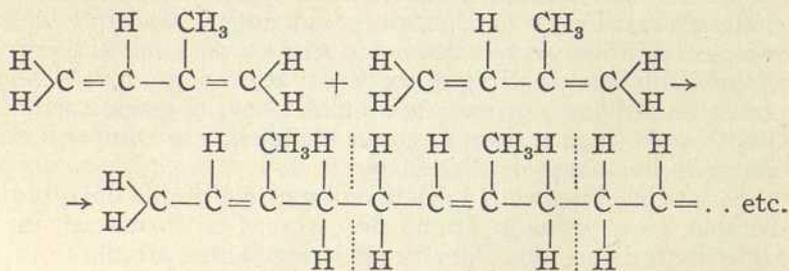
Esta substancia es el *isopreno*, y con él hemos encontrado finalmente la piedra constructiva del caucho. El caucho no es más que isopreno, pero no está formado simplemente por tales moléculas de isopreno, sino que uniéndose éstas entre sí—y a un proceso de esta clase se le da el nombre de *polimerización*—constituyen largas cadenas moleculares. Es muy importante el hecho de que en esta reunión, que no consiste simplemente en aglomerarse, como ocurre en la formación de las partículas coloides, sino que se forma una verdadera combinación de moléculas, a la vez, como fácilmente se comprende, debe haber un cambio de sitio de la doble unión de la molécula del isopreno: los dos miembros extremos de dos moléculas de isopreno que se han unido uno con otro son así:



las cuatro valencias de los dos átomos de C están, por lo tanto, satisfechas. Si ahora el átomo C = debe unirse con el átomo C =, las dobles uniones deben romperse, es decir:



Pero esta rotura de las dobles uniones afecta también a los miembros vecinos, que, por su parte, adquieren dobles uniones:



Así van uniéndose más y más moléculas unas con otras hasta que la cadena es bastante larga, y en todas las moléculas parciales se forma una doble unión única, situada entre

los dos átomos medios de carbono de la primitiva molécula del isopreno. En la cadena hemos indicado mediante una línea de puntos el lugar de «sutura» y a la vez el principio de una tercera molécula de isopreno para expresar que la polimerización continúa.

El caucho es, pues, un polímero del isopreno ó 2-metilbutadieno. Todo el caucho que se encuentra en la Naturaleza

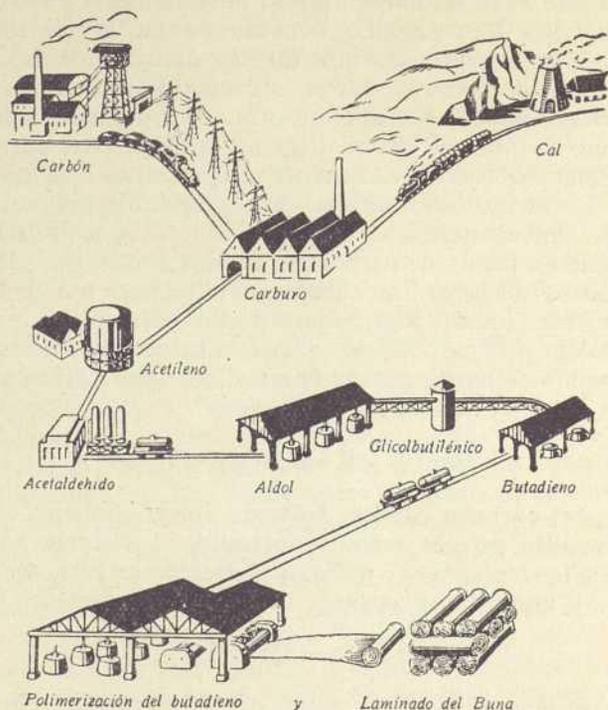


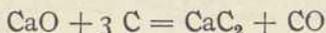
FIG. 172

tiene la misma composición química, siendo una combinación polímera del isopreno. No ocurre lo mismo en el petróleo: así, el petróleo americano y los petróleos rumano y caucásico se diferencian esencialmente por su composición. Pero la Naturaleza sólo ha formado el caucho según un principio, y el mismo camino siguió por de pronto el químico que quiso obtener el caucho sintético. Se logró obtener sintéticamente el mismo isopreno y polimerizarlo. También se obtuvieron

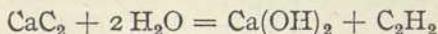
otros hidrocarburos dienos, sobre todo el dimetilbutadieno o metilisopreno, del cual se obtuvo durante la guerra de 1914-1918 el tan importante metilcaucho por polimerización.

El profesor Fritz Hofmann es el inventor del metilcaucho. Después de la guerra no pudieron proseguir los trabajos sobre la síntesis del caucho a causa de la difícil situación económica. Fundándose en los trabajos preliminares de Fritz Hofmann, desde el año 1926 en adelante los químicos de la « J. G. Farbenindustrie » han seguido ocupándose en la síntesis del caucho. Han seguido caminos que se apartan de los de la Naturaleza. La moderna síntesis alemana del caucho no parte del isopreno, sino del butadieno mismo. Por polimerización del butadieno se obtiene *Buna* (fig. 172). Pero este butadieno lo podemos obtener en Alemania de primeras materias alemanas. De nuevo es el carbón, este inagotable manantial de todas las síntesis químicas, la primera materia, y junto con él la cal, que en forma de carbonato cálcico, creta, etc., abunda de la misma manera. Con carbón y cal se hace caucho, ¡verdaderamente, un éxito grandioso de la Química!

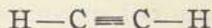
El calcio y el carbono se combinan formando carburo cálcico, cuando se hacen actuar entre sí el carbón y la cal viva (CaO) a temperaturas de más de 2000°:



CaC<sub>2</sub>, el carburo cálcico, se trata luego con agua, y entonces resulta un gas muy importante, el *acetileno*; en los faroles de las bicicletas se utiliza prácticamente esta reacción: carburo + agua dan acetileno. La fórmula de éste es C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>:

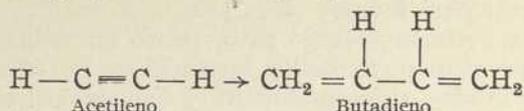


El acetileno es también, pues, un hidrocarburo, pero una substancia correspondiente a la fórmula general C<sub>n</sub>H<sub>n</sub>. Si escribimos su fórmula de estructura, vemos que aquí no basta una doble unión, pues sólo hay un átomo de hidrógeno para cada átomo de C; quedan libres tres valencias. Por esto entre los dos átomos de carbono debe haber una triple unión:



El acetileno es el primer término de una tercera serie homóloga de hidrocarburos. Industrialmente, que es lo que aquí nos interesa, el camino conduce del acetileno al buta-

dieno. Valiéndose sólo de fórmulas, podría decirse que se consigue por agregación de dos grupos  $\text{CH}_2$ :



y con esta agregación ha vuelto a cambiar de lugar la múltiple unión: se rompió la triple unión y sólo ha quedado una unión sencilla entre los dos primitivos átomos de C. Pero los dos grupos  $\text{CH}_2$  se agregan con una doble unión cada uno. En realidad, el tránsito del acetileno al butadieno no es tan sencillo, sino que se efectúa de una manera complicada, pasando por muchas fases.

Por lo demás, la importancia industrial del acetileno no acaba con la obtención del caucho sintético; el acetileno ha resultado ser una de las sustancias más importantes para la Química sintética, y hoy existe una Química del acetileno, como existe una Estereoquímica, de la que todos a lo menos tienen una idea. De este gas, que arde tan quietamente, y por lo general con mal olor, en el farol de la bicicleta, se puede obtener sintéticamente una multitud de sustancias, de medicamentos, etc.

La polimerización del butadieno, convirtiéndolo en una sustancia sintética que por sus propiedades puede considerarse como un caucho de valor especial, es la síntesis alemana del caucho, que constituye un éxito grandioso en la resolución de un problema científica y técnicamente difícilísimo. No podemos extendernos más aquí explicando las innumerables dificultades y ensayos para lograr los métodos de polimerización adecuados. Pero con la solución de este problema, Alemania logrará librarse de la importación del valioso caucho en bruto; si la fabricación aumenta lo suficiente y el procedimiento industrial se acaba de perfeccionar, entonces Alemania no necesitará ya importar caucho. En el año 1935 tuvo que importar 70 000 toneladas; ahora obtiene un caucho muy valioso a partir de sus primeras materias, carbón y cal.

#### SUBSTANCIAS CONSTRUCTIVAS DE LOS SERES VIVOS

*Jabón de carbón.* Los cigarros humeaban, el vino chispeaba en las copas, y entre los dos amigos reinaba un espíritu de paz, armonía y buen humor.

— Voy a decir un acertijo — dijo uno de ellos de pronto —. ¿Qué es? Lo como, está en la palmera, flota en el agua y puede servir para lavar.

El otro reflexionó largo rato, pensó en todas las posibilidades, pero no pudo hallar la solución.

— No lo sé — dijo finalmente y encendió el cigarro que, distraído, había dejado apagar.

— Lo que es, lo como : ¡es la *grasa*! Está en la palmera, es decir, en el fruto, y flota en el agua : ¡esto es el *aceite*! Y puede servir para lavar : ¡esto es el *jabón*!

El otro dirigió al amigo una mirada de desprecio.

— No estás bien de la cabeza — dijo luego injustamente —. Eso no es un acertijo.

— ¿Y por qué no?

— En un acertijo no hay más que una solución. Ha de ser una misma la cosa que concuerde con todas las preguntas.

— ¡Bueno! — El primero no quedó tranquilo —. Sin

embargo es un acertijo, pues grasa, aceite y jabón, todo es lo mismo.

— ¿Cómo?

— Bien, sí, no son exactamente lo mismo, pero en lo esencial lo son, si se consideran estas sustancias químicamente.

— ¿Y qué entiendes tú por esencialmente lo mismo?

— Tienen de común el componente principal.

¿Qué son, pues, para presentar ahora la pregunta químicamente, la grasa, el aceite y el jabón?

La respuesta a esta pregunta es muy breve, y comprende una multitud de nuevas cuestiones, en las que aquí debemos ocuparnos, porque nos hemos propuesto como tema averiguar qué son las grasas, qué son los aceites animales y vegetales, qué son los jabones y, en general, cómo está formada esta parte de los seres vivos.

Grasas, aceites y jabones son ésteres y sales de ácidos grasos; ésta es la respuesta de la Química.

Recordamos. Éster es el resultado de una unión de ácidos y alcohol con separación de agua (véanse págs. 340 y ss.). ¿Qué alcohol entra, pues, en la formación de las grasas, acei-



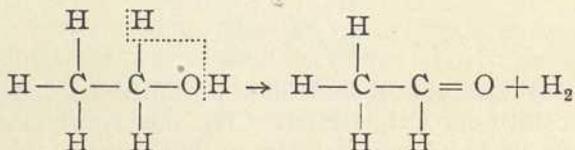
FIG. 173

tes y jabones? Lo conocemos ya, pues es el alcohol trivalente glicerina :  $\text{CH}_2\text{OH} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CH}_2\text{OH}$ . Las grasas y los aceites son, pues, ésteres de la glicerina. ¿Y qué ácidos intervienen en la formación de los ésteres? No los conocemos todavía : son los ácidos grasos. Hasta ahora sólo hemos conocido ácidos inorgánicos, como el ácido nítrico, el ácido sulfúrico, y hemos visto que los alcoholes con estos ácidos forman ésteres, los llamados ésteres de ácidos minerales. Pero los ácidos grasos pertenecen a otra clase de ácidos, a los ácidos orgánicos, y en realidad los ácidos grasos, como todas las sustancias orgánicas que hasta ahora hemos considerado, derivan de las parafinas.

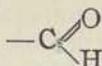
Cuando tratamos la combinación halogenada de una parafina con agua se forma un alcohol, como ya hemos visto, y también hemos hablado de diferentes reacciones de estos alcoholes : formación de alcoholatos, de ésteres, de éteres, etc. Pero todavía no hemos considerado hasta ahora una reacción de los alcoholes : la reacción de los alcoholes con el oxígeno, esto es, la oxidación de los alcoholes.

Ya una vez empleamos el concepto ampliado de la oxidación, que no consiste sólo en adición de oxígeno, sino que también comprende la separación de hidrógeno. Por lo tanto, podemos oxidar los alcoholes adicionándoles oxígeno o quitándoles hidrógeno. Este último proceso se llama *deshidrogenación*, así como la separación de agua se llama *deshidratación*. Por deshidratación de una molécula de alcohol se forma una molécula de un hidrocarburo no saturado (véase pág. 346). Por deshidratación de dos moléculas de alcohol se forma una molécula de éter (pág. 339). ¿Qué se forma ahora por deshidrogenación de una molécula de alcohol, es decir, por separación de hidrógeno?

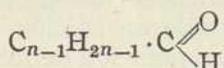
Queremos suponer que se separa una molécula de hidrógeno, esto es,  $\text{H}_2$ ; esto es análogo a la separación de  $\text{HCl}$ , sólo que aquí los dos átomos de hidrógeno proceden de un mismo átomo de carbono, por ejemplo,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ , o más claro en fórmulas de estructura :



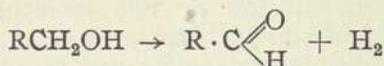
La substancia formada en la deshidrogenación, que es por lo tanto un alcohol deshidrogenado, y por esto se llama *aldehido*, tiene, pues, dos átomos de hidrógeno menos que el alcohol: uno de los cuales procede del oxigrupo OH, y el otro del mismo átomo de carbono. Por consiguiente, el oxígeno debe estar enlazado por doble unión con el átomo de C. El grupo de átomos



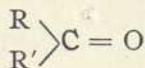
es común a todas las substancias de esta especie: de todo alcohol se puede derivar un aldehido, y los aldehidos forman, así como los alcoholes, una serie homóloga; por lo tanto, podemos también establecer para los aldehidos una fórmula general que los comprenda todos: de  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ , quitando dos átomos de hidrógeno, resulta la fórmula empírica  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ , o bien, si queremos designar por separado el grupo aldehido típico, hemos de separar de esta fórmula un átomo de carbono y un átomo de hidrógeno y escribir:



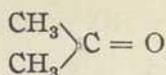
Representando también aquí abreviadamente el radical por R, la fórmula simplificada es:



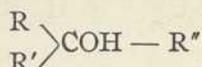
Pero ahora recordamos que  $\text{RCH}_2\text{OH}$  era la fórmula general de los alcoholes primarios (véase pág. 338); podemos, pues, decir: en la oxidación de un alcohol primario se forma un aldehido. ¿Pero qué ocurre en la oxidación de un alcohol secundario? Su fórmula general era:  $\text{R}-\text{CHOH}-\text{R}'$ . Si aquí quitamos dos átomos de hidrógeno, entonces queda  $\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$ , o en fórmula de estructura:



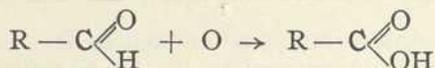
Así, por ejemplo, del alcohol propílico secundario que tiene por fórmula  $\text{CH}_3 \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CH}_3$ , por separación de los dos átomos de hidrógeno del átomo de C medio, resulta una substancia de la fórmula:



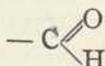
Las sustancias que contienen el grupo  $\rangle \text{C} = \text{O}$ , llamado *grupo carbonilo*, se llaman en general *quetonas* (\*), y podemos decir: En la oxidación de los alcoholes secundarios se producen las *quetonas*, que a su vez forman una serie homóloga. Pero los alcoholes terciarios, que según la fórmula



fuera del grupo OH, en el carbono del medio no contienen ningún otro átomo de hidrógeno, no se dejan oxidar, ni tampoco se dejan oxidar más las *quetonas*; en cambio, los *aldehidos* poseen todavía un átomo de H oxidable, y el producto de la nueva oxidación del *aldehido* es una sustancia de la forma:



y estas sustancias se llaman *ácidos carbónicos* (\*\*) o *ácidos grasos*. Todos los *ácidos orgánicos* contienen el grupo final



o abreviadamente COOH, y toda sustancia que contiene este grupo es un *ácido*). Los *ácidos grasos* se forman, pues, a partir de las *parafinas* por la siguiente cadena de sucesivas reacciones:

Parafina + halógeno = halogenuro.

Halogenuro + agua = alcohol.

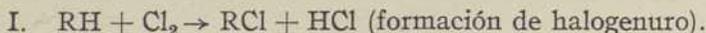
Alcohol + oxígeno (o — hidrógeno) = *aldehido*.

*Aldehido* + oxígeno = *ácido graso*.

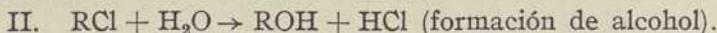
Esta cadena muestra, pues, en sus cuatro miembros sucesivos, de qué manera se forman los *ácidos* a partir de las *parafinas*. En la primera reacción se efectúa la sustitución de un átomo de hidrógeno por un halógeno:

(\*) O también *cetonas* o *acetonas*.

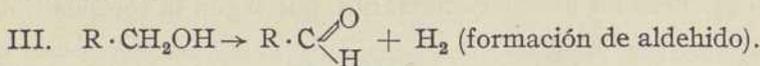
(\*\*) En España se suelen llamar *ácidos carboxílicos*, y el grupo COOH que contienen se llama *carboxilo*. — N. del T.



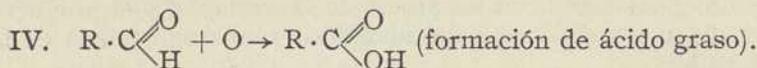
En la segunda reacción este cloro es sustituido por un grupo OH (oxidación).



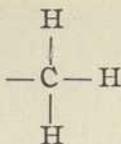
En la tercera reacción este alcohol pierde una molécula de hidrógeno.



En la cuarta reacción, finalmente, se agrega a este grupo aldehídico un átomo de oxígeno, que se junta con el hidrógeno formando con él un grupo OH, como expresa la siguiente fórmula de estructura :



En todas estas fórmulas se encuentra R como representante de un radical cualquiera de las parafinas, es decir, de cualquier radical alquílico. Esto permite darnos cuenta del número extraordinario de sustancias comprendidas en estas cuatro reacciones de tan simple aspecto : la primera igualdad indica que todos los términos de la serie de las parafinas (hoy conocemos unas setenta parafinas) pueden formar monocloruros ; la primera igualdad, por lo tanto, es un resumen de setenta procesos de reacción análoga, que sólo se diferencian en que en lugar de R una vez hay  $\text{CH}_3$ , luego tal vez  $\text{C}_{16}\text{H}_{33}$  y, finalmente, puede que  $\text{C}_{41}\text{H}_{83}$ . Y esto prueba otra regla general de la Química orgánica, que en realidad no es absoluta ni aplicable a todos los casos, pero que es válida como principio : las reacciones en las cuales a partir de las parafinas se forman los correspondientes halogenuros, se realizan como si sólo reaccionase el extremo de la molécula, como si el tronco, el radical R, no tomase parte en ellas. Así se puede comprender por qué podemos representar todos estos procesos por la igualdad I ; en todas las parafinas, cualquiera que sea la longitud de la cadena (recta) de hidrocarburos, los extremos son iguales, consistiendo en un grupo  $\text{CH}_3$  que está unido a la cadena por una valencia, y tiene en las otras tres sendos átomos de hidrógeno. El miembro final de cada parafina es, pues :



Si nos imaginamos la cuarta valencia libre satisfecha por un átomo de hidrógeno, tenemos el metano, pero si a esta valencia añadimos la cadena de átomos de carbono, esto es, el radical de un hidrocarburo superior, entonces este radical será tan poco influido por la reacción como el átomo de hidrógeno que ocupaba su lugar; la armazón de carbono queda inalterada en estas reacciones, ya que sólo reaccionan los miembros finales.

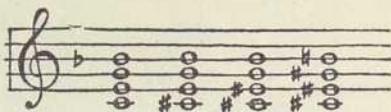
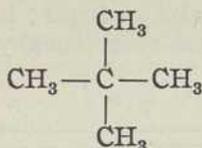


FIG. 174

Pero este modo de formular no es bastante exacto. Sabemos que, desde el butano en adelante, en las parafinas se presentan isomerías; que, por lo tanto, no siempre los miembros extremos reaccionan, sino que a veces también los miembros medios de una cadena son atacados, en cuyo caso, tratándose de simples sustituciones, los miembros finales quedan inalterados, y si las sustituciones son múltiples también pueden ser atacados. Es decisivo el que en la mayoría de las reacciones de la serie de las parafinas la armazón del carbono se asemeje de hecho a una armazón sólida, y que las cuatro valencias de un átomo de carbono sean como marcos, en los que se pueda encajar a voluntad una u otra pintura. En cada variación de esta especie, en cada cambio de un átomo en el carbono varía la calidad de la substancia, y aun cuando los cuatro hidrógenos de un carbono o todas las valencias cambiables de una armazón estén por satisfacer, la armazón todavía es característica, de modo que la nueva substancia debe seguir todavía considerada como un derivado del correspondiente hidrocarburo. Si para este notable hecho buscamos en la vida un ejemplo, lo encontramos, para los hombres aficionados al arte musical, en la Música. Si tenemos un cuádruple acorde, por ejemplo,

*c, e, g, b* (\*) (fig. 174), podemos sustituir cada una de estas cuatro notas por otras, esto es, *c* por *cis*, *e* por *eis*, *g* por *gis* y *b* por *h*. Con esta variación el acorde cambia como conjunto y suena muy diferentemente. Y, sin embargo, para el músico este acorde variado cuádruplemente, por su modo de ser, por su naturaleza tonal, sigue siendo acorde de séptima de la dominante *F-Dur* (si aparece dentro de esta tonalidad). Vimos antes (pág. 331) que del butano pueden formarse tres pentanos, según el sitio en que entran por sustitución los grupos  $\text{CH}_3$ . Llegamos con esto a un isómero del pentano que tiene la fórmula:

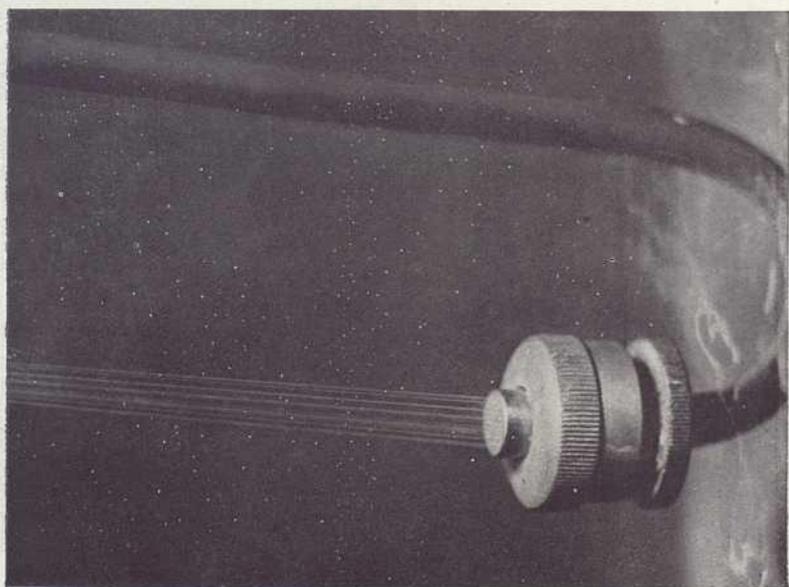


que puede ser considerado también de otra manera, es decir, como un metano cuyos cuatro átomos de hidrógeno están reemplazados por cuatro grupos  $\text{CH}_3$ , esto es, cuatro veces metilado. Por esto dimos a esta substancia el nombre de tetrametilmetano. Por lo tanto, una combinación puede considerarse de distintas maneras, y también nos proporciona la música un ejemplo adecuado. Se puede considerar también el acorde *cis, eis, gis, h*, que hemos obtenido por variación de *c, e, g, b*, como una simple alteración de *cis, e, gis, h*, que es un acorde especial de séptima de *E-Dur*.

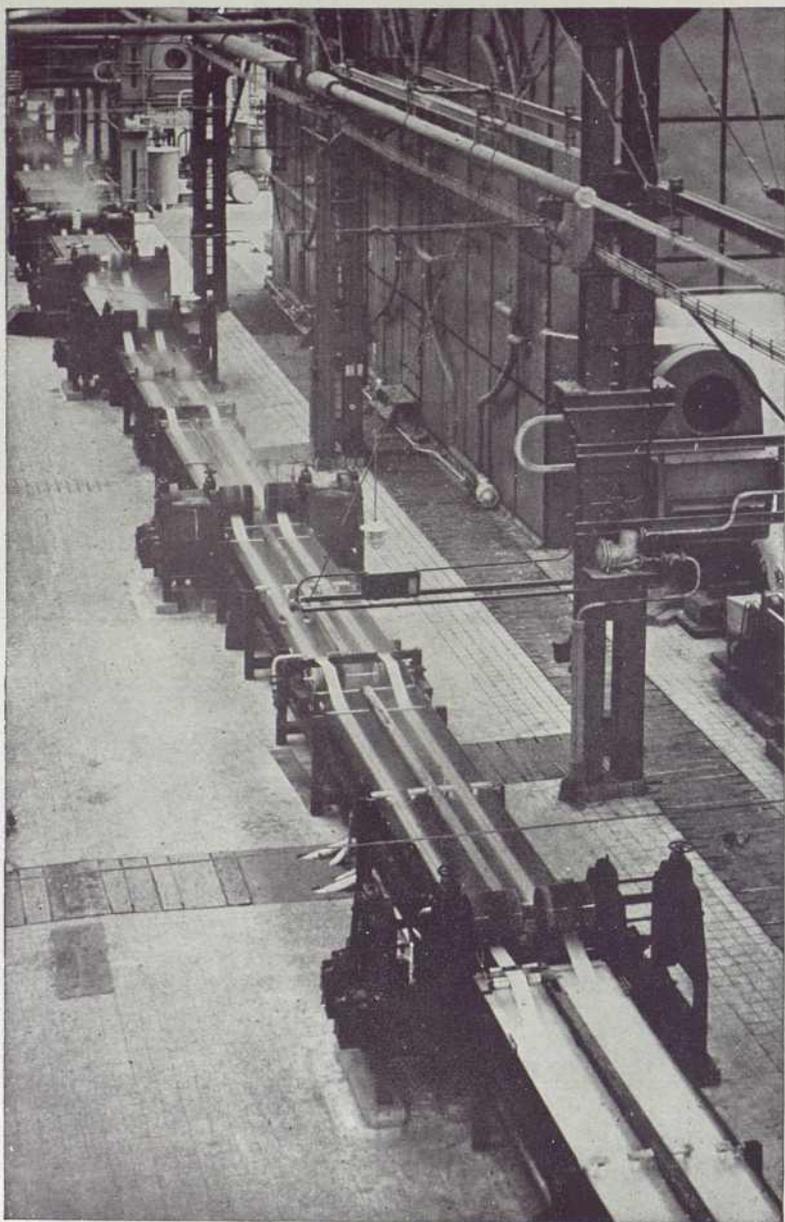
Nuestra segunda igualdad nos enseña que de cualquier halogenuro se obtiene un alcohol; por lo tanto, también comprende un extraordinario número de substancias, que todavía aumenta por el hecho de que según el sitio en que se efectúa la sustitución se forman alcoholes primarios, secundarios o terciarios. Y lo mismo ocurre en los aldehidos y finalmente en los ácidos. Pero siempre estas reacciones se producen de manera que sólo se altera la molécula en el punto preciso en que un átomo, o un grupo de átomos, reemplazan a otro átomo, o a otro grupo de átomos. El resto de la molécula permanece inalterado y, sobre todo, la armazón del carbono subsiste.

De todo esto se deduce para nosotros que, exactamente lo mismo que muchos halogenuros, existen muchos alcoholes, y

(\*) En Alemania y en Inglaterra las notas de la escala *do, re, mi, fa, sol, la, si*, se representan por las letras: *c, d, e, f, g, a, h*; *b*, es el *si* bemol. Los sostenidos se representan añadiendo *is* a las respectivas notas; así *cis* es *do* sostenido, *eis* es *mi* sostenido, etc. *Dur* significa *tono mayor*. — *N. del T.*



En la obtención de la seda artificial la celulosa previamente preparada entra, pasando por tubos capilares (izquierda), en un baño (derecha), donde se solidifica y luego se arrolla en bobinas

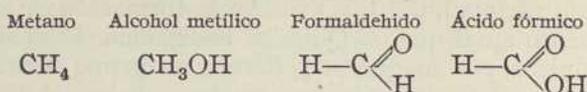


La « via Bistrot de diez toneladas », de la fábrica Preunitz de la J. G. Farbenindustrie, en la que las madejas de las hebras pasan por baños y cilindros laminadores

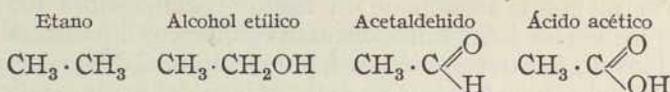
LÁMINA XVI

también deben existir muchos ácidos. Derivan éstos de los correspondientes aldehidos, y en último término, por lo tanto, de las correspondientes parafinas. A continuación formaremos una Tabla de los cinco primeros ácidos con las sustancias que les corresponden :

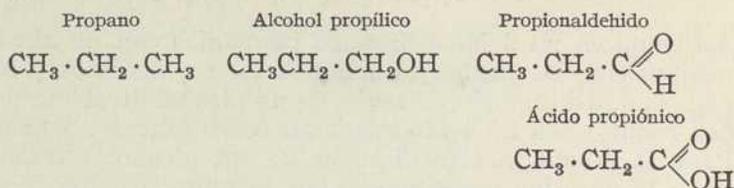
I. *Un átomo de carbono :*



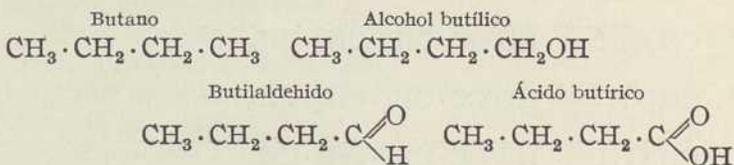
2. *Dos átomos de carbono en la armazón :*



3. *Tres átomos de carbono en la armazón :*

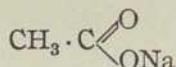


4. *Cuatro átomos de carbono en la armazón :*

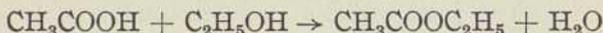


Si ahora examinamos someramente las propiedades de estos ácidos grasos, hemos de recordar el principio que acabamos de señalar, de que en todas estas reacciones siempre toman parte sólo los miembros en los cuales se efectúa la sustitución. Se trata, pues, en los ácidos, todos los cuales llevan al final un grupo COOH (aquí nos ocuparemos sólo de los ácidos normales, esto es, de los ácidos con cadena recta de carbono), de reacciones de este grupo COOH. Las combinaciones  $\text{R} \cdot \text{COOH}$  llevan el nombre de ácidos, y esto quiere también decir en Química orgánica que dan sales con las bases. El hidrógeno del grupo COOH está unido ionógenamente: es dissociable. Los nombres de las sales terminan en *ato*, como los de las

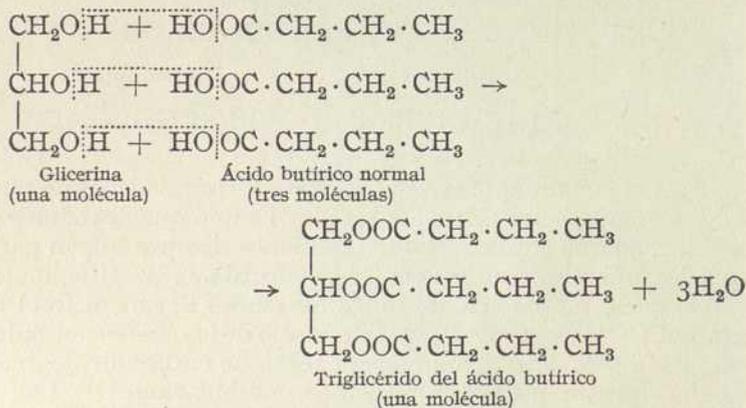
sales de los ácidos inorgánicos. La lejía de sosa, por ejemplo, forma con el ácido acético, con separación de agua, un acetato sódico



o, en fórmula racional,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Así la formación de sales es exactamente igual que en Química inorgánica. Pero si los ácidos orgánicos, por lo que se refiere a su grupo terminal  $\text{COOH}$ , se comportan con las bases o con los metales del mismo modo que los ácidos inorgánicos, surge la pregunta de qué se formará por la acción de un ácido orgánico sobre un alcohol: los ácidos inorgánicos forman ésteres con un alcohol, y los ácidos orgánicos también. Así, por ejemplo, el ácido acético y el alcohol etílico forman un éster etílico del ácido acético:



Así como en un ácido polibásico inorgánico con un alcohol monovalente se pueden formar dos ésteres distintos (véase pág. 340), así también, al revés, de un alcohol divalente pueden resultar con un ácido monobásico dos ésteres diferentes. Para la completa esterificación de un alcohol trivalente como la glicerina necesitamos, por lo tanto, tres moléculas de ácido graso, como indican las fórmulas de estructura:



Las grasas y los aceites son, pues, ésteres de esta clase de los ácidos grasos con la glicerina. Naturalmente no es necesario que los tres oxigrupos del alcohol estén esterificados,

como en nuestro ejemplo, por los mismos ácidos; además, no siempre son esterificados los tres oxigrupos. Finalmente, también se encuentran todavía en las grasas otras substancias, sobre todo los ésteres de ácidos no saturados (no entraremos aquí en su estudio; derivan de las olefinas, del mismo modo que los ácidos saturados de las parafinas) y una clase de substancias, las esterinas, que nada tienen que ver con las grasas y que sólo se encuentran en ellas por ser todas solubles en las grasas.

La composición de las grasas naturales es extraordinariamente variable. Las grasas sólidas se llaman generalmente, en sentido estricto, grasas (\*); las grasas líquidas, esto es, los ésteres glicéricos líquidos son los *aceites*. En las grasas naturales, como la manteca de cerdo, la manteca de vaca y otras, sólo se hallan los ésteres de los ácidos grasos superiores; así se encuentra en la manteca de vaca el éster del ácido butírico ( $C_3H_7COOH$ ), del ácido caprónico ( $C_5H_{11}COOH$ ), del ácido caprílico ( $C_7H_{15}COOH$ ), del ácido cáprico o caprínico ( $C_9H_{19}COOH$ ), del ácido láurico ( $C_{11}H_{23}COOH$ ), del ácido mirístico ( $C_{13}H_{27}COOH$ ), del ácido palmítico ( $C_{15}H_{31}COOH$ ) y del ácido esteárico ( $C_{17}H_{35}COOH$ ), así como del ácido oleico no saturado ( $C_{17}H_{33}COOH$ ) y de otros ácidos superiores. La manteca de cerdo, la manteca de coco, la grasa de ballena y otras grasas son asimismo mezclas complicadas de ésteres glicéricos, como la manteca de vaca.

Para la obtención de los jabones se parte de estas grasas. Como primeras materias para la fabricación de jabones se emplean sebo de buey, sebo de carnero, aceite de coco, residuos de la industria de las grasas y aceites comestibles, aceites de pescado y otras materias. Estas grasas se funden en una gran caldera, en la que se ha puesto previamente una cantidad muy insignificante de jabón, que sólo ejerce una acción física, en cuyo examen no podemos entrar aquí (disminución de la tensión superficial, etc.). En esta grasa fundida se vierte luego lejía de sosa o lejía de potasa. ¿Qué ocurre entonces?

La lejía de sosa, tomando ésta como ejemplo, está disuelta en agua; por esta razón está disociada en sus iones, según sabemos. Existen, pues, iones libres positivos de sodio y iones negativos  $OH$ . Además hay en la caldera el agua de disolución con la grasa. Según sabemos, la grasa es un éster,

---

(\*) En español se llaman también *sebos*, así como las de consistencia media se llaman *mantecas*: sebo de buey, manteca de cerdo, sebo de carnero, manteca de vaca. — *N. del T.*

y el éster (véase pág. 340), por la acción del agua, se desdobra nuevamente en alcohol y ácido: los ésteres se «saponifican» por el agua; se regeneran la glicerina, el alcohol correspondiente (en la fabricación de jabones se obtiene siempre glicerina), y el ácido graso libre. Pero este ácido graso libre posee, como ácido, un átomo de hidrógeno capaz de reaccionar, que está unido ionógenamente en el extremo  $\text{COO}(\text{H})$ . Con los iones de sodio libres de la lejía disociada este ácido forma una sal sódica. Lo mismo ocurre con la lejía de potasa, y estas sales sódicas o potásicas de los ácidos grasos son los jabones. Las sales sódicas dan los llamados *jabones duros*, y las sales potásicas los *jabones blandos*.

Como lo indican las primeras materias citadas que se emplean en la fabricación de los jabones, existe una necesidad urgente de encontrar solución al problema de obtener jabones. Hasta ahora, del millón (en números redondos) de toneladas de grasas y aceites importados (en Alemania), aproximadamente se empleaba el 25 % en la industria jabonera. Estas primeras materias importadas representan una enorme carga, y se presenta la cuestión de ver si es posible, como en la bencina, obtener sintéticamente jabón mediante primeras materias indígenas. Esto no significa, naturalmente, que ahora se trate de obtener unos «sucedáneos» cualesquiera del jabón con los cuales se pueda lavar en caso de apuro, sino presentar el problema químico: ¿Podemos obtener, a partir de nuestros hidrocarburos preparados sintéticamente, ácidos grasos mediante oxidación industrial, y luego convertirlos en jabones valiosos con la lejía de sosa o la lejía de potasa? Siempre hemos hecho resaltar que es indiferente para nuestros productos obtenidos que las primeras materias empleadas procedan de la Naturaleza o de las fábricas químicas; lo que importa es que la substancia sea la misma, o como en el caso del *Buna*, todavía mejor. Para decirlo una vez más, el problema no significa para la Química obtener un producto que sea utilizable para lavar, sino: ¿Cómo podemos oxidar los hidrocarburos que hoy obtenemos industrialmente de primeras materias alemanas, precisamente de carbón e hidrógeno, para convertirlos en ácidos grasos? Y nuevamente ha enseñado la Técnica, ha mostrado la Ciencia, que la solución industrial de este problema no sigue la vía de la formación teórica de las substancias; no podemos seguir el largo camino que va de las parafinas a los halogenuros, de éstos a los alcoholes, luego de los alcoholes a los

aldehidos y, finalmente, de éstos a los ácidos grasos. En la práctica hemos de hacer rodeos, hemos de utilizar la posibilidad de una multitud de reacciones, que aquí no pueden mencionarse, para obtener al final de los hidrocarburos verdaderos ácidos grasos y de éstos, jabones. Y se han logrado encontrar estos caminos indirectos. A partir de trabajos preliminares que se remontan al año 1854, se han podido obtener ácidos grasos de hidrocarburos sintéticos, y a fines del año 1937 la prensa pudo anunciar que la obtención de jabón a partir del carbón, precisamente la obtención sintética de ácidos grasos mediante los hidrocarburos, se ha emprendido industrialmente en gran escala y se ha puesto en práctica. Otra vez ha conseguido la Química una victoria sobre la Naturaleza; otra vez se ha mostrado un camino que nos hace independientes de las fuentes naturales. En realidad, hasta ahora el papel de la Química se parecía al de un país que importara continuamente productos medio elaborados para convertirlos en artículos definitivos. Adquiríamos estos productos semielaborados de la Naturaleza, el nitró de Chile de los yacimientos chilenos, el petróleo de los yacimientos naturales, el caucho de las plantaciones americanas, africanas y asiáticas, y las grasas de los animales o de las plantas oleaginosas tropicales. Pero surgió en los países pobres en materias primas la idea de que es superfluo importar productos semielaborados cuando se está en situación de importar las primeras materias y obtener en el propio país tanto los productos semielaborados como los definitivos, logrando de esta manera obtener en el propio país el aumento consiguiente del valor del producto. Exactamente así procede la Química moderna. Adquiere ahora de la Naturaleza sólo las materias en bruto, el nitrógeno, el hidrógeno, el carbón; todo lo demás lo hace ella misma. Y como las materias en bruto necesarias las tenemos en abundancia dentro de nuestras fronteras, se ha dado realmente un paso de gigante hacia la solución del problema económico vitalísimo con la síntesis del amoníaco, con la bencina sintética, con el *Buna* y con los jabones sintéticos.

*Piedras constructivas del cuerpo de las plantas y de los animales.* Cuando en la Primera parte de este libro «descompusimos» el hombre, encontramos lo que ahora apenas nos puede sorprender: que las substancias orgánicas y las substancias inorgánicas están formadas por los mismos ele-

mentos, es decir, que por sus últimas piedras constructivas no existe diferencia alguna entre los dos grandes campos de las substancias de la Naturaleza, los minerales, «muertos», y el mundo de los seres vivos. Pero, entre tanto, hemos aprendido también cuán poco significa en último término, respecto de la naturaleza especial de las substancias, que se sepa cuáles son los elementos que las integran. Pequeñas variaciones en la composición empírica pueden producir grandes variaciones en las propiedades de las substancias, mayores de las que pudieran derivarse del hecho de que una piedra elemental cambie o se añada a la combinación. Si ya las combinaciones inorgánicas nos suministran estos importantes ejemplos, una ojeada a las combinaciones orgánicas hasta ahora consideradas nos lo hace comprender mucho mejor todavía. Se introduce en una molécula de un hidrocarburo del petróleo un átomo de oxígeno y tenemos un alcohol. Quitamos a éste dos átomos de hidrógeno y obtenemos un aldehído o una quetona, y añadiendo al primero un átomo de oxígeno resulta un ácido graso, cuya sal sódica constituye el jabón. Extraordinariamente pequeñas parecen las variaciones de la composición empírica comparadas con las variaciones de las propiedades, y la aparición de combinaciones isómeras nos enseña de un modo decisivo que para caracterizar a una substancia no basta en manera alguna conocer su fórmula empírica, y que debemos conocer cómo están unidos los diferentes átomos y grupos de átomos. Uno de los más grandes beneficios de la Química teórica es el de haber descubierto que del comportamiento químico de una substancia se pueden deducir consecuencias relativas a la estructura interna de su molécula; la síntesis de Wurtz (pág. 328) nos dió un ejemplo de un método especialmente sencillo de esta clase. Y ahora comprenderemos algo mejor lo que en este libro fué expuesto con gran insistencia (véanse págs. 279 y ss.), que era posible deducir la existencia de un grupo OH a partir del comportamiento del hidróxido amónico. Este reconocimiento no era sólo el primer paso en la comprensión de la estructura interna de una molécula; era a la vez una anticipación para comprender las substancias orgánicas en su extraordinaria multiplicidad de aspectos, que precisamente se distinguen a menudo unas de otras por la estructura interna de sus moléculas.

Pero por todo esto se nos hará ahora realmente comprensible cómo puede ser que la Naturaleza, con un número tan

pequeño de piedras constructivas (hasta ahora sólo hemos considerado tres : el carbono, el hidrógeno y el oxígeno), por combinación y siempre nueva composición, pueda producir las cien mil combinaciones orgánicas, y comprenderemos, además, lo poquísimo que representa para conocer, por ejemplo, lo que es el organismo viviente el saber de qué elementos está formado. El problema de las piedras constructivas de la Naturaleza viva está tan lejos de ser resuelto por la indicación de los elementos que en ella toman parte, como si se dijese que una poesía consiste en trescientas *e* y doscientas cincuenta *a*. Pero la poesía no consiste precisamente en letras, sino que está formada por palabras. Y así, el cuerpo humano, el cuerpo de los animales y el cuerpo de las plantas no consiste en elementos, sino en combinaciones, innumerables combinaciones. Ciertamente tampoco constituyen la esencia de la poesía las palabras que la forman, y poco conoceríamos de ella sabiendo cuántas veces « y » y cuántas veces « aquí », « por qué », etc., en ella se encuentran. Lo mismo puede decirse del cuerpo viviente ; sobre la vida del cuerpo todavía se ha aprendido muy poco cuando se sabe qué combinaciones lo forman. Un paso más allá hacia el secreto de la vida lo damos en realidad al averiguar cómo las combinaciones químicas, que el hombre ingiere con la alimentación y la respiración, son transformadas dentro del cuerpo humano hasta que llegan a las células como sustancias constructivas, hasta que son almacenadas en determinadas partes del cuerpo, como ocurre con una parte de las grasas ingeridas, etc. Pero la vida misma y su misterio tampoco quedan descifrados con estos conocimientos, que constituyen el objeto de estudio de la Química fisiológica.

A nosotros no nos es posible tratar siquiera de las más importantes sustancias constructivas del cuerpo vegetal y del cuerpo animal según su naturaleza química. El motivo verdadero de no poderlo hacer es que, para ocuparnos de ellas, deberíamos entrar en terrenos en que no nos bastarían en modo alguno nuestros pocos conocimientos. Además, tendríamos que exigir al lector un esfuerzo demasiado grande, y temo que ya demasiado le hemos pedido a menudo. Por esta razón sólo queremos tratar brevemente todavía de un grupo de sustancias, para dar de ellas a lo menos una idea : los *hidratos de carbono*. Un hidrato de carbono fué precisamente la primera combinación que se nos presentó en este libro en la introducción : el azúcar de caña, y por esto, para cerrar el círculo, como conclusión queremos dedicar una especial atención a la clase de sustancias a que pertenece el azúcar de caña.

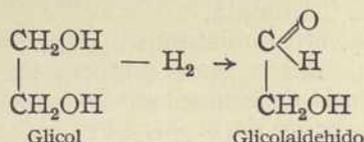
Hidratos de carbono (el nombre ya nos dice de qué constan estas substancias si sólo se considera su composición empírica) son combinaciones de carbono con hidrógeno y oxígeno, en las cuales estos dos últimos elementos se hallan en las mismas proporciones que conocemos en el agua ; para cada átomo de oxígeno hay dos átomos de hidrógeno. En general podemos caracterizar pues los hidratos de carbono en su composición empírica, por la fórmula  $C_x(H_2O)_y$ ; un determinado número de átomos de carbono está combinado con un determinado número, igual o diferente, de moléculas de agua. A estos hidratos de carbono pertenecen muchas importantes substancias vegetales, por ejemplo, todos los azúcares, la fécula y la celulosa, la substancia que forma la armazón de las plantas, de la cual no sólo se prepara en la industria el papel, sino que también es la primera materia de la seda artificial y otras materias textiles artificiales.

La fórmula superficial en bruto de los hidratos de carbono, que hemos citado para hacer comprensible el nombre de esta clase de substancias, la queremos olvidar pronto, porque apenas nos dice nada. En realidad no hemos de pensar que un hidrato de carbono es una combinación de átomos de C y moléculas de  $H_2O$ . Antes bien, para comprender esta clase de substancias, hemos de volver a las que ya nos son familiares y, para poder repetir algo, volvemos a la serie de nuestras antiguas parafinas.

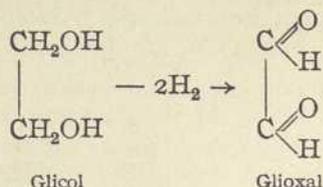
El metano con el cloro da, siempre lo mismo, cloruro de metilo. El cloruro de metilo con el agua forma alcohol. El alcohol metílico, quitándole dos átomos de hidrógeno (del mismo átomo de C) produce un aldehído, que no es conocido por un nombre derivado de la parafina (es decir, no aldehído metílico), sino que deriva del ácido que de él se obtiene por oxidación posterior. El aldehído que se forma del alcohol metílico se llama por esto formaldehído o aldehído fórmico, porque por oxidación se convierte en ácido fórmico (de *formica*, la hormiga). La solución acuosa del gas formaldehído se llama en el comercio « formalina », y disuelto en jabón líquido, « lisoformo ».

El etano da por doble substitución con dos átomos de cloro (del mismo modo que el eteno o etileno por adición de dos átomos de cloro) un dicloruro de etileno  $CH_2Cl - CH_2Cl$ . Éste, por tratamiento con agua o con óxido de plata húmedo, se transforma en el alcohol divalente o glicol:  $CH_2OH - CH_2OH$ . Si oxidamos este glicol, es decir, si le quitamos dos átomos de hidrógeno, se presentan dos posibilidades :

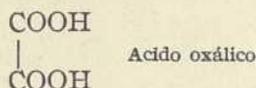
1. Sólo uno de los dos átomos de carbono pierde los dos átomos de H, que se separan del mismo. Se forma entonces una substancia que se llama glicolaldehído simple :



2. Los dos átomos de carbono ceden un átomo de H cada uno, y en este caso se forma un aldehído doble, el glioxal :

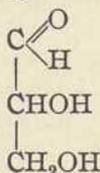


Por nueva oxidación se forma, a partir de éste, el ácido oxálico, que es un ácido dicarbónico (\*), es decir, que contiene dos grupos carboxilo COOH :



Nos interesa aquí especialmente el primer caso en el cual un solo átomo de carbono pierde sus dos átomos de H, formándose un aldehído simple.

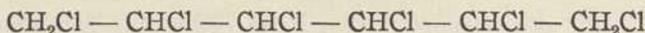
En el propano podemos introducir cloro en los tres carbonos de la armazón :  $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ . De él se obtiene por los medios usuales un alcohol trivalente, la glicerina, que ya conocemos y que podemos escribir abreviadamente :  $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$ . También aquí podemos oxidar quitando dos átomos de hidrógeno y podemos, considerando nuevamente sólo el primer caso, obtener un aldehído que presenta la siguiente estructura :



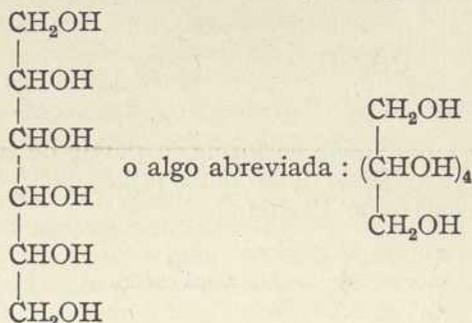
(\*) Ácido dicarboxílico. — *N. del T.*

Es decir, se confirma en la formación de aldehído que es posible dejar reaccionar sólo una parte de la molécula, mientras que la parte restante, sobre todo la armazón del carbono, permanece inalterada.

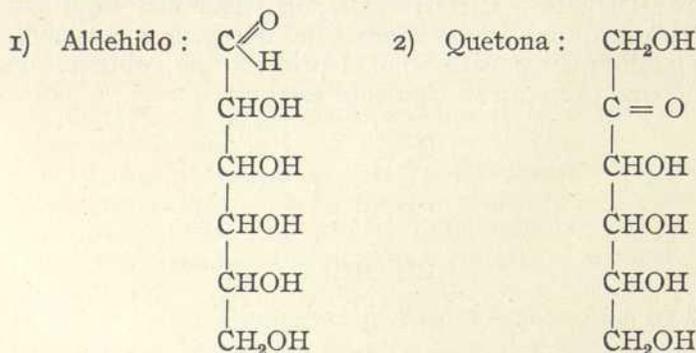
En el hexano, el hidrocarburo  $C_6H_{14}$ , podemos, considerando siempre el mismo caso, sustituir en los seis átomos de C un átomo de H cada uno por cloro y entonces podemos obtener un hexacloruro de la fórmula :



Y de él podemos llegar a un alcohol que ahora en su forma máxima es un alcohol hexavalente y recibe el nombre de hexita. Su fórmula es sencilla, aunque larga :



También en éste podemos efectuar una oxidación, y, como se comprende, podemos hacerla de dos maneras : o bien en uno de los dos grupos terminales, que son grupos primarios y suministran un grupo aldehído, o bien en uno de los grupos medios, que son secundarios, y suministran grupos quetonas. La separación de dos átomos de H conduce, pues, a las dos formas fundamentales :



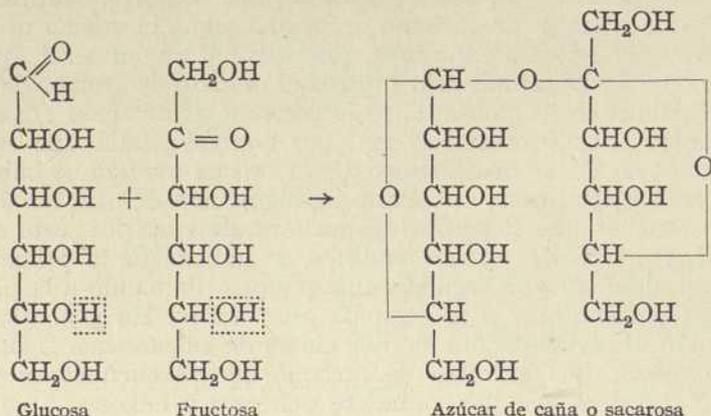
Estas dos sustancias, una de las cuales lleva en su extremo superior un grupo aldehído, mientras que la otra lleva en su segundo átomo de C un grupo quetona (grupo carbonilo  $\text{>C=O}$ ), son los primeros productos de oxidación de alcoholes polivalentes, y estos productos de oxidación de alcoholes polivalentes se llaman *hidratos de carbono*. El nombre procede precisamente de aquel tiempo en que se creía que bastaban las fórmulas empíricas. Los nombres científicos de estos hidratos de carbono se forman según el mismo principio que todos los nombres químicos. A un numeral, que como en las parafinas sólo expresa el número de átomos de C contenidos en la molécula, se le pone la terminación «osa». Nuestras dos sustancias son, por contener cada una seis átomos de C, las dos *hexosas*. De la misma manera se habla de triosas, pentosas, etc. Para distinguir una de otra las dos sustancias, que tienen la misma fórmula empírica, esto es,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , también en sus nombres, se indica que la primera es un aldehído y la segunda una quetona, llamando a la primera *aldohexosa* y a la segunda *queto-hexosa*. En general se llaman abreviadamente las dos clases de sustancias *aldosas* y *quetosas*. Los hidratos de carbono que se encuentran en la Naturaleza son generalmente pentosas y hexosas, predominando las aldosas.

La aldohexosa, cuya fórmula expusimos antes en 1), es el «azúcar de uvas», llamado también *glucosa*. La queto-hexosa, cuya fórmula indicamos en 2), es el «azúcar de frutas» o *fructosa*. La glucosa es, pues, una aldosa, y la fructosa una quetosa, pero ambas son hexosas. También se llaman estas sustancias *monosacáridos*, para distinguirlas de los *disacáridos*, y esto significa que dos moléculas de monosacáridos se unen formando una molécula más complicada, pero no por simple unión química como hasta ahora hemos visto, sino que, con separación de una molécula de agua, ocurren dentro de la molécula notables encajes y ligaduras transversales, que sólo podemos expresar vagamente por medio de nuestras fórmulas planas de estructura. Por otra parte, parece que estos encajes también pueden presentarse en las moléculas simples de los monosacáridos. Nuestro azúcar ordinario, el azúcar de caña, que también existe en la remolacha azucarera (\*), se forma por reunión de una molécula de glucosa,

(\*) El azúcar de caña y el azúcar de remolacha, en estado de pureza, son la misma sustancia. — N. del T.

esto es, aldohexosa, y una molécula de fructosa, esto es, quetohexosa. Aquí sólo expondremos la fórmula de estructura tal como hoy se representa en Química orgánica, apuntando sólo los encajes y ligaduras transversales, sin pretender profundizar cómo son estas unidades intermoleculares.

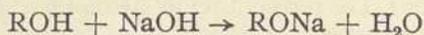
Se combinan, pues, una molécula de glucosa y una molécula de fructosa para formar una molécula de azúcar de caña (con separación de una molécula de agua):



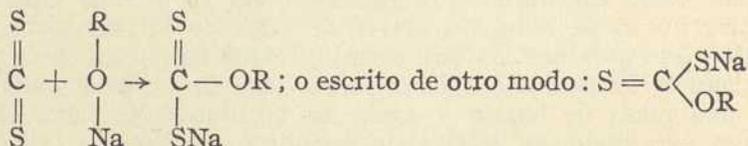
Los hidratos de carbono más complicados, pues el azúcar de caña, como disacárido, es un hidrato de carbono sencillo, son la *fécula* y la *celulosa*, para citar sólo los más importantes. La *fécula* es formada y almacenada por las plantas a partir del dióxido de carbono que toman del aire bajo la acción de la energía luminosa del sol. Pero los granos de *fécula* de las plantas no contienen solamente la sustancia química «*fécula*», sino también otros componentes, como albúmina vegetal, ácido fosfórico y otras sustancias. No puede señalarse aquí una fórmula de estructura de la *fécula*, pues como conjunto apenas puede obtenerse, y sólo indicaremos, para dar una idea de cuán complicadas llegan a ser las moléculas formadas por unión de monosacáridos en una molécula gigantesca (en solución forma siempre un eucoloide, véase pág. 226), que el peso molecular de la *fécula* está comprendido entre 50 000 y 200 000. Todavía está compuesta de modo más complicado la *celulosa* llegándose a un peso molecular de 300 000. La *celulosa* es importante industrialmente para la obtención de pasta de papel, que se prepara con madera

desintegrada. La pasta de madera es calentada con sulfito cálcico (la llamada lejía de sulfito) para quitarle las resinas que contiene, la lignina y otras substancias, dejando sin disolver la celulosa (celulosa al sulfito). Para obtener celulosa de la paja, ésta se trata con lejía de sosa; con el producto obtenido se forma una papilla y, después de añadir diferentes substancias, como sulfato bórico y otras, se forma papel y se pasa por cilindros calientes para secarlo.

Para la obtención de la seda artificial (\*) se han propuesto varios procedimientos. Se disuelve la celulosa en «óxido de cobre-amoniaco», y esta solución se hace pasar por tubos capilares, con lo cual se reduce a hebras; se hace pasar luego a presión por un baño que está formado por ácido sulfúrico de 50 %. Así se forman unas hebras que consisten en celulosa, es decir, en la substancia vegetal prácticamente pura. Esta seda artificial se llama «seda cobre». En el importante procedimiento de la viscosa se trata la celulosa, que como hidrato de carbono contiene muchos oxigrupos OH, por lejía de sosa. De este modo los oxigrupos de la celulosa reaccionan exactamente del mismo modo que los del simple alcohol; en ellos se sustituye el hidrógeno por el metal alcalino (véase pág. 336). Con una fórmula muy simplificada, en la cual R representa todo el resto de la molécula de la celulosa, podemos escribir:



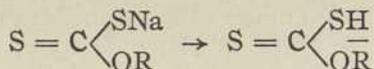
Exteriormente es la misma igualdad que en la formación de un alcoholato. La combinación así obtenida se trata ahora con sulfuro de carbono  $\text{CS}_2$ , con lo cual se efectúa la siguiente transformación:



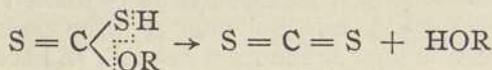
Esta combinación es la sal sódica de un ácido llamado ácido xantogénico, y recibe el nombre de xantogenato de celulosa. Este xantogenato, la *viscosa*, debe dejarse ahora en reposo durante algún tiempo, debe «madurar», y luego se hace pasar a presión por un baño que contenga ácido sulfúrico

(\*) Llamada hoy en español *rayón*. — N. del T.

diluido. Así se efectúan nuevas transformaciones; el xantogenato de celulosa pasa a ácido celulosoxantogénico, es decir, el átomo de sodio es sustituido por un átomo de hidrógeno:



y este ácido xantogénico no es estable, sino que se descompone con separación de sulfuro de carbono, con lo cual resulta ahora una hebra de celulosa pura:



Con esta viscosa, por lo demás, no sólo se hace seda artificial, sino que también se obtienen con ella hojas muy delgadas que en el comercio han adquirido mucha importancia con el nombre de *celofán*.

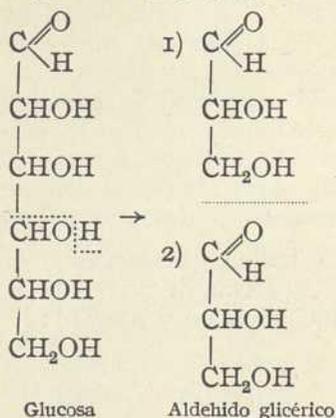
Mientras la celulosa en forma de papel, seda artificial y «lana celular» (\*) tiene mucha importancia industrial, la fécula ha adquirido gran valor industrial de otra manera.

Al hablar anteriormente de los alcoholes dijimos que el alcohol se obtiene industrialmente por la «fermentación alcohólica de los hidratos de carbono», debiendo volver, pues, ahora, a tratar de estas substancias. Por de pronto ¿qué es fermentación? La fermentación alcohólica que aquí nos interesa es un proceso catalítico, pero que no es efectuado por catalizadores descubiertos con mucho trabajo en los laboratorios químicos, sino por otros formados en la Naturaleza por medio de células vivas. La levadura produce substancias activas, llamadas *enzimas* o *fermentos*, que actúan como catalizadores orgánicos. Para el proceso catalítico no es necesario la actividad vital de la misma célula; ésta produce los fermentos, y estos fermentos determinan la fermentación. Esto puede demostrarse añadiendo a una masa de harina y agua, no levadura viva, sino el jugo exprimido de células de levadura desgarradas (\*\*); este jugo, que contiene los fermentos, produce el mismo efecto que la levadura viva. La fermentación iniciada por las

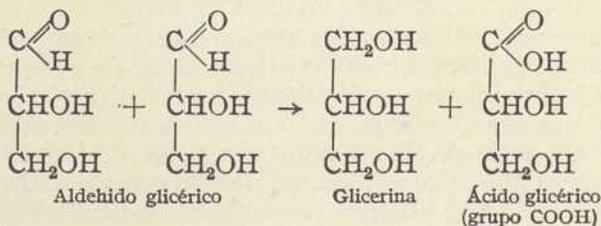
(\*) Traducción literal del alemán *Zellwolle*. — N. del T.

(\*\*) Se obtiene este líquido triturando una mezcla de levadura de cerveza prensada, harina fósil y arena silícea, y prensando luego a la presión de 300 atmósferas. — N. del T.

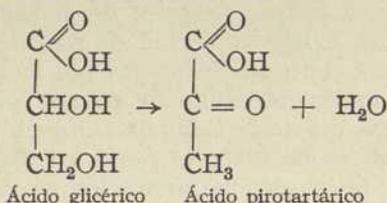
enzimas o fermentos es un proceso de desintegración en el cual, a partir de las moléculas muy complicadas de la fécula, después de pasar por algunas fases intermedias, se obtienen como productos finales alcohol y dióxido de carbono. En la fabricación industrial del alcohol se parte de un producto natural muy rico en fécula, por ejemplo, de las patatas. Éstas se reducen a pulpa, después de haberlas ablandado con vapor de agua. Luego la fécula de patata, que es la que aquí interesa sobre todo, se desintegra por medio de enzimas (por adición de malta, obtenido de cebada germinada, que contiene la enzima diastasa, llamada también amilasa), convirtiéndola en azúcar de uvas, es decir, en glucosa. La glucosa es fermentable, y esta fermentación se inicia con levadura. De este modo la molécula de la glucosa se divide en dos partes, en dos moléculas de aldehído glicérico (véase la fórmula del aldehído glicérico pág. 369).



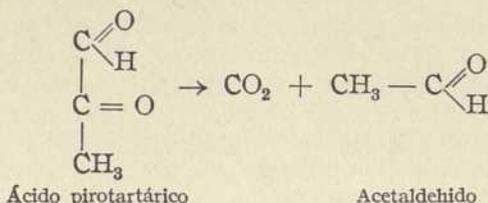
y éstas se transforman en glicerina y ácido glicérico (en lo cual una molécula es reducida a alcohol por hidrógeno absorbido, mientras que la otra es transformada en ácido por el oxígeno que absorbe) :



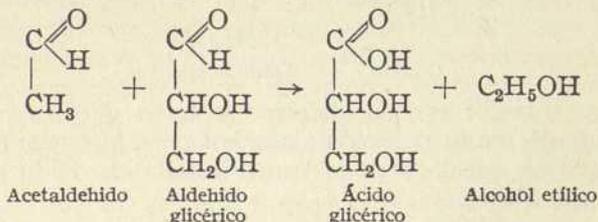
Perdiendo una molécula de agua, el ácido glicérico se convierte en ácido pirotartárico. El grupo  $C=O$  demuestra que aquí hay una quetona, y el grupo  $COOH$  indica la presencia de un ácido. Se trata, pues, de una combinación especial, de un ácido quetónico. Volvemos, por lo tanto, a las combinaciones de carácter doble:



y el ácido pirotartárico se convierte en acetaldehído (es decir, en el aldehído  $\text{CH}_3\text{COH}$ , correspondiente al ácido acético) y dióxido de carbono:



Este acetaldehído finalmente reacciona con el aldehído glicérico, que siempre se forma de nuevo en la primera reacción, engendrando ácido glicérico y alcohol:



*Albúminas.* Si ya en los hidratos de carbono más complicados no podíamos abarcar las fórmulas de estructura de las moléculas ni, por consiguiente, su constitución, esta dificultad aumenta todavía en las tan importantes albúminas. La más conocida de las albúminas de la Naturaleza es la contenida en el huevo de gallina, pero en sentido químico no se entienden sólo por albúminas aquellas sustancias que, por

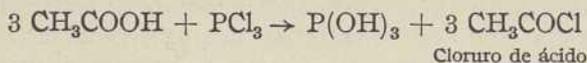
su aspecto externo, son iguales o parecidas a la albúmina de la clara de huevo, sino que se da este nombre a un gran grupo de sustancias muy importantes de la Naturaleza, a las cuales pertenecen no sólo sustancias vegetales, como la fécula-albúmina, sino sobre todo la sustancia conectiva de los huesos animales, los pelos y la lana, la materia córnea, la seda natural y muchas otras materias. Hasta ahora no se ha conseguido averiguar su constitución, y, en cuanto hemos podido escudriñar respecto de la estructura de las albúminas, los conocimientos adquiridos no pueden expresarse dentro del marco que nos hemos trazado. Es necesario saber que las albúminas, entre otros elementos, contienen también nitrógeno y azufre y que por su naturaleza están relacionadas con una clase de sustancias que se llaman *aminoácidos*. Los aminoácidos o ácidos amínicos son piedras constructivas de las albúminas, siéndonos su estructura tan desconocida como en la celulosa o en la fécula la forma de unión de las moléculas de glucosa. Aquí sólo trataremos de comprender el concepto de los aminoácidos, que todavía desconocemos, para poder, a lo menos, asomarnos al umbral de la comprensión de la naturaleza de las albúminas.

Al tratar anteriormente de los ácidos grasos, ya hablamos de que sus reacciones son debidas al grupo  $\text{COOH}$ . Este grupo da a las correspondientes combinaciones el carácter ácido, tiene un átomo de hidrógeno unido ionógenamente, y por esto puede formar sales con los metales. Por consiguiente, si consideramos ahora atentamente la molécula de un ácido graso, por ejemplo, el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , entonces podremos interpretar esta molécula de un modo distinto a como lo hemos hecho hasta ahora; es una molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ), en la que un hidrógeno está sustituido por un grupo  $\text{COOH}$ . Pero sabemos que en una molécula de metano no sólo es posible una sustitución, sino varias; podemos, por ejemplo, para obtener cloroformo, sustituir tres átomos de hidrógeno por cloro:  $\text{CHCl}_3$ .

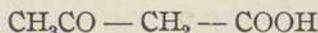
Así es comprensible la siguiente pregunta: ¿Pueden también efectuarse todavía otras sustituciones en una molécula que contenga el grupo  $\text{COOH}$ ? Esto significaría (debemos hacernos cargo de lo fundamental de esta pregunta) que en un ácido no sólo puede reaccionar el grupo  $\text{COOH}$ , sino también, además, el radical; aquí, pues,  $\text{CH}_3$ , es capaz de reacciones propias, independientes del grupo  $\text{COOH}$ . La pregunta debe responderse afirmativamente. Podemos, por ejemplo,

introducir en la molécula del ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  todavía un átomo de Cl y entonces obtenemos una substancia que tiene la fórmula  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ , que llamaremos, como fácilmente se comprende, ácido cloroacético; es a la vez un cloruro y un ácido. Pero, además, en vez de cloro, podemos introducir otros grupos, es decir, podemos efectuar las reacciones usuales con que el cloro es sustituido (como en la formación de alcohol) por un grupo OH, formándose entonces un *oxiácido*, es decir, un ácido oxiacético, un ácido acético con un oxigrupo  $\text{CH}_2\text{OH}\cdot\text{COOH}$ . También podemos introducir sustituyentes más complejos en el grupo  $\text{CH}_3$ .

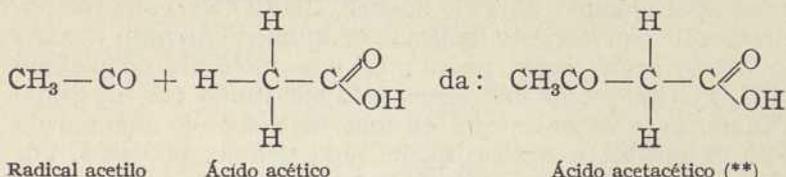
Si tratamos el ácido acético con tricloruro de fósforo  $\text{PCl}_3$ , se forma una combinación que pertenece a la clase de los cloruros de ácidos (\*), en los cuales el OH del ácido está sustituido por cloro:



El radical de este cloruro de ácido, que aquí se forma, se denomina en general *azilo*; en el caso del ácido acético (que es el presente), *acetilo*. También podemos introducir, mediante reacciones adecuadas, el radical acetilo  $\text{CH}_3\text{CO}$  en el radical  $\text{CH}_3$  del ácido acético y obtenemos una combinación de la forma:



o algo más claramente en fórmula de estructura parcial:

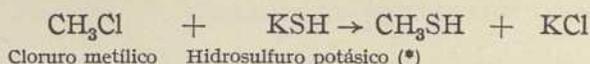


Pero este ácido acetacético contiene, al lado del grupo  $\text{COOH}$ , también el grupo  $\text{C} = \text{O}$  (en el radical acetilo), y este grupo  $\text{C} = \text{O}$  caracteriza la substancia formada como una *quetona*. El ácido acetacético es, por lo tanto, como el ácido pirotartárico antes citado, lo mismo una *quetona* que un *ácido*; es, pues, un *ácido quetónico*.

(\*) O cloruros de radical ácido. — N. del T.

(\*\*) O ácido acetilacético. — N. del T.

Hasta ahora en la sustitución de las parafinas sólo hemos mostrado la de átomos de cloro del halogenuro parafínico por el grupo OH, es decir, la formación ulterior de alcohol. Pero todavía son posibles muchas otras sustituciones del átomo de cloro, algunas de las cuales indicaremos brevemente en fórmulas :



Las sustancias representadas por la fórmula general RSH (que corresponde exactamente a la fórmula de los alcoholes, con la diferencia de tener un átomo de azufre en vez de un átomo de oxígeno) se llaman *mercaptanes* o *tioalcoholes*. De ellos se derivan los *tioéteres*, análogos a los éteres, que a su vez tienen la fórmula general R — S — R, mientras que los éteres tienen la fórmula general R — O — R.

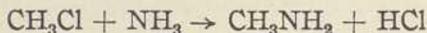
Por la acción del cianuro potásico (KCN) sobre un halogenuro parafínico se forman los llamados nitrilos :



por lo tanto, en el cloruro metílico :

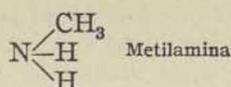


y, finalmente, por la acción del amoníaco sobre los halogenuros parafínicos se forman las llamadas *aminas*, que se caracterizan por el grupo NH<sub>2</sub>.

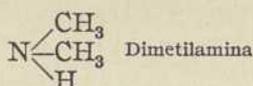


Esta amina CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> puede también interpretarse de otra manera ; o bien se dice que un átomo de hidrógeno del hidrocarburo está sustituido por el grupo amino, o bien, al revés, que un hidrógeno del amoníaco está reemplazado por el radical metilo (en general por un alquilo). Admitiendo la segunda definición, considerando la amina como amoníaco monoalquílico (del mismo modo que habíamos considerado los alcoholes como agua monoalquímica, pág. 336), se ve en seguida que también pueden sustituirse los otros dos átomos de hidrógeno del amoníaco. De NH<sub>3</sub> se forma entonces, por sustitución de un átomo de H del amoníaco :

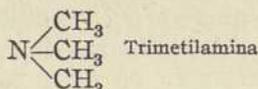
(\*) O sulfhidrato potásico. — N. del T.



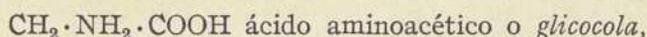
por sustitución de dos átomos de H :



y por sustitución de tres átomos de H :

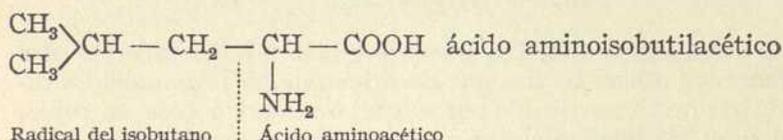


Si ahora introducimos, para volver a nuestra albúmina, un grupo amino en un ácido, por ejemplo, en el ácido acético, se forma un ácido aminoacético, en general un aminoácido, que es amina y ácido a la vez :



que es uno de los productos de desdoblamiento de la albúmina.

Son productos de desdoblamiento de la albúmina numerosos aminoácidos, como el ácido aminopropiónico, el ácido aminoisovaleriánico y combinaciones todavía más complicadas, como el ácido aminoisobutilacético, en el cual un átomo de hidrógeno del grupo  $\text{CH}_3$  del ácido acético está sustituido por el grupo amino y un segundo por el radical del isobutano :



El cuerpo animal está formado en parte por albúminas, pero no puede formar por sí mismo los aminoácidos necesarios para la elaboración de esta albúmina. Debe tomarlos de las plantas. Pero las plantas elaboran su albúmina por medio del nitrógeno absorbido, y éste es el motivo de que las plantas deban recibir nitrógeno combinado (véanse págs. 242 y ss.). Es notable ciertamente que las plantas no puedan emplear el nitrógeno combinado en forma de amoníaco, sino que deben recibirlo en forma de una sal del ácido nítrico, esto es, como

nitrate. Esto es notable, porque después, como enseñan los aminoácidos, el nitrógeno es utilizado en forma amoniacal, precisamente como grupo amino  $\text{NH}_2$ . No se sabe qué procesos se efectúan en la formación de la albúmina en las plantas.

#### LA ESTRUCTURA DE LAS MOLÉCULAS ORGÁNICAS

*Cadenas y anillos.* Seguramente habrán ustedes jugado al dominó cuando niños. Las bonitas fichas blancas o de color de marfil que, partidas por una raya en medio, llevan anotada con puntos negros su «valencia», están amontonadas como piedras de construcción, con las cuales la voluntad del jugador ha de hacer algo. Colocamos una ficha, el compañero de juego coloca otra, luego se le junta otra apropiada, y así sucesivamente hasta formar una larga cadena; las fichas se colocan siempre una al lado de otra atendiendo a su correspondiente valencia. No es necesario colocar siempre las fichas en un extremo, pues podemos ponerlas en otro sitio; lo que importa es que quede libre una valencia conveniente, y la cadena principia a crecer.

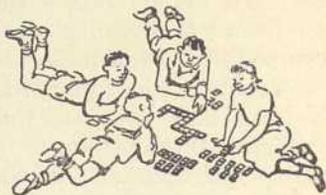


FIG. 175

En el fondo, en Química, hacemos una cosa análoga a este juego de dominó; construimos poco a poco, con los átomos nuestras fichas de dominó, teniendo en cuenta las reglas que aquí exigen la concordancia de las valencias, una cadena de moléculas que, por su forma externa, se parece a la imagen de la fórmula de estructura de un hidrocarburo superior o de un derivado suyo. El químico que domina las reglas del juego, y que sobre todo ha aprendido la difícil técnica del «colocar», puede, por ajustamiento de átomos y de grupos de átomos, de radicales, etc., obtener toda la serie de combinaciones pertenecientes a esta clase de sustancias. La técnica del colocar es, sin embargo, un verdadero misterio. Vimos ya en el petróleo y en los ácidos grasos sintéticos que el dominio de las «reglas del juego», y por lo tanto de las relaciones teóricas, no es bastante para poder preparar sintéticamente una determinada sustancia. Lo que en el papel aparece muy claro, lo que parece evidente, en la realidad no resulta tan sencillo y tan claro. Entonces se presentan reac-

ciones contrarias ; así, para citar un caso simple, el cloro actúa sobre el hidrocarburo propano ; dijimos ya antes (pág. 324) que en esta acción se forman a la vez cloruro de propilo normal y cloruro de isopropilo. Si hacemos actuar el cloro sobre el metano se presentan reacciones concomitantes, pero reacciones graduadas, que también perturban el proceso teórico. Así, no se forma sólo  $\text{CH}_3\text{Cl}$ , sino que a partir de él se forma luego  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , luego  $\text{CHCl}_3$  y, finalmente,  $\text{CCl}_4$ , y todas estas substancias las encontramos en el producto de la reacción total. En la práctica del laboratorio el químico debe por esto recurrir a grandes rodeos, debe valerse de una multitud de reacciones al parecer ajenas a lo que busca, hasta que, después de muchas transformaciones, finalmente el arco se encorva hasta el punto de partida, y de la complicada combinación resulta por fin la substancia deseada ; éste es el arte del « colocar », que es más difícil que todo lo demás en Química orgánica sintética. Pero con este « colocar », la propiedad de una molécula a menudo varía de un modo sorprendente ; con frecuencia hemos aludido a esto, y antes hicimos una comparación musical relativa a este asunto. Podemos ahora presentar una imagen algo más sencilla. Supongamos que tenemos como material de construcción para algo cuatro palitos : dos largos, uno mediano y otro corto (fig. 176).

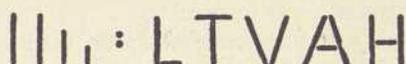


FIG. 176

¿Qué podemos hacer con estos palitos? Podemos, por ejemplo, poner uno de los largos sobre el papel y colocar el mediano debajo : ha resultado una L. Ahora quitamos el palito de debajo y lo ponemos encima del largo : la L se ha convertido de súbito en T. Ponemos los dos palitos largos oblicuos, uno respecto de otro : resulta una V. Los invertimos y colocamos de través el palito corto y obtenemos una A. Ponemos ahora paralelos los dos palitos largos y resulta una H. Esto basta, pues, para demostrar que con insignificantes variaciones puede cambiar completamente el significado de la imagen formada. Algo análogo tenemos también en Química. Con otra colocación cambia la significación de una substancia de un modo tan decisivo como el de nuestras letras. Y esto quiere decir, precisamente, que la substancia

adquiere otras propiedades, se vuelve otra substancia completamente distinta, que sólo genéticamente está relacionada con la primitiva. Pero así como podemos unir las letras formando palabras, así también la Química junta las moléculas y los átomos formando largas cadenas; hemos visto en los capítulos anteriores muchos ejemplos de tales cadenas. Y nuevamente podemos ahondar todavía la comparación, pues así como el poeta, con el arte de la combinación de las palabras en frases, crea el arte de la poesía, también el químico hace poesía con sus palabras que enlaza en frases, hasta que forma con ellas oraciones siempre nuevas, siempre inesperadas, que en este caso son substancias.

Y como cada substancia, gracias a las fórmulas de estructura, puede reconocerse al primer golpe de vista a pesar del carácter abstracto de las mismas, por esto es tan clara la Química teórica no obstante la multitud de nuevas palabras y de nuevos conceptos que confunden el espíritu con su abundancia. Las fórmulas en bruto o empíricas de las substancias, de que se vale casi exclusivamente la Química inorgánica, son para el principiante sólo marcas que las designan, comparables a nombres simbólicos. Pero las fórmulas de estructura de la Química orgánica son imágenes, aun cuando imágenes abstractas, con las cuales es posible imaginarnos algo. Y así se realiza el milagro de que, sentado el químico junto a su mesa, sólo con la pluma en la mano y una hoja de papel ante sí pueda ver cómo se forman las substancias, según las « reglas del juego », y « colocando » y separando átomos puede abarcar con su espíritu la inmensidad de las combinaciones orgánicas. Ciertamente en el papel, pues esto lo hace sólo escribiendo en el papel. Pero en la realidad, y esto nunca se dirá bastantes veces, para que el profano tenga el alto respeto y la gran consideración que merecen los penosos trabajos de los químicos, tan poco visibles para los no iniciados; en la realidad, decimos, se necesitan las fuerzas creadoras del espíritu, una paciencia extraordinaria y la perseverancia a prueba de centenares de fracasos, para aprender la manera de colocar debidamente las fichas.

Pero las dos « reglas » fundamentales de este apasionante jugar con las substancias son las siguientes: El carbono es, con insignificantes excepciones, tetravalente, y el carbono posee la notable propiedad de entrar en combinación consigo mismo, de modo que el átomo de carbono puede unirse con el átomo de carbono formando cadenas de extraordinaria

longitud. Hoy se admite que en una molécula de caucho hay 26000 átomos ; que por lo tanto la polimerización de la molécula del isopreno (pág. 350) conduce a agrupaciones tan gigantescas que entran unas 8000 moléculas de carbono en una cadena. En la celulosa del algodón se calcula que hay hasta 42 000 átomos en una molécula. Todas estas substancias son realmente cadenas, por cuanto la imagen abstracta de la fórmula de estructura se ajusta a la realidad de los hechos. Así

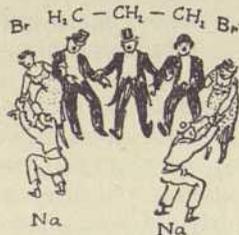
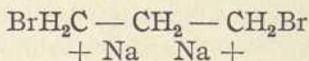


FIG. 177

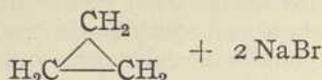
se ha podido calcular que, en la celulosa, una molécula es 1500 veces más larga que ancha y, en el caucho, una molécula es hasta 2000 veces más larga que ancha ; estas moléculas constituyen así, de hecho, largas hebras, cadenas, bramantes, en la consideración de los cuales no podemos detenernos para ver cómo están unidos los eslabones unos con otros. El análisis moderno de las substancias con los rayos Röntgen ha permitido también realizar decisivos progresos en el reconocimiento de la estructura de las combinaciones y de las moléculas orgánicas aisladas.

Pero no siempre predomina la forma de cadena, y en modo alguno es la forma única de las moléculas orgánicas. Con un sencillo ejemplo indicaremos cómo a partir de una forma de cadena se puede pasar a otra muy diferente. Partimos del 1,3-dibromopropano, es decir, de un propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>), que en sus dos átomos de carbono extremos lleva un átomo de bromo :

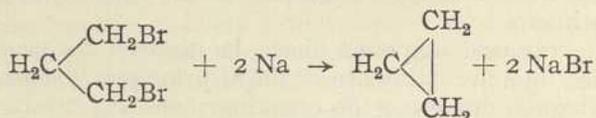


y hacemos actuar sobre él sodio ; entonces ocurre algo que podemos expresar gráficamente (fig. 177) : el sodio atrae el bromo hacia sí, pero parece como que el bromo no quiere separarse, como si resistiese al tirón, porque es retenido por el carbono. Pero el sodio tira con más fuerza, comba la cadena del carbono y la tracción que ejercen sus dos átomos es tan fuerte que dicha cadena forma casi un aro. Los dos átomos de bromo

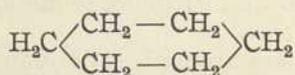
se alejan juntos con los dos de sodio, y las dos valencias libres de los átomos de carbono extremos, tan próximos ya, se unen entre sí :



Resulta así una combinación cerrada, cuya formación podemos hacer más clara escribiéndola de otra manera. (Todos estos ensayos son, naturalmente, imágenes representativas, sin pretender expresar exactamente la realidad de las cosas). Si escribimos, pues :



vemos cómo, por la salida del bromo, se unen entre sí las valencias libres de los átomos de carbono. Se forma un anillo, una *combinación cíclica*, y como aquí se trata de una parafina, se dice que es una *cicloparafina* y, en este caso, un ciclopropano  $\text{C}_3\text{H}_6$ . Las cicloparafinas, cuya fórmula general, como se ve en seguida, es  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$  (igual exactamente a la fórmula empírica de las olefinas), forman también una serie homóloga. Para cada parafina existe una cicloparafina, y se puede establecer la regla de que la forma cíclica corresponde siempre al número de los átomos de carbono, es decir, en  $\text{C}_n$  el número de ángulos es  $n$ . En el propano la forma es triangular ; en el ciclobutano, cuadrada ; en el ciclopentano, pentagonal ; en el ciclohexano, hexagonal, y por lo tanto tiene la siguiente forma :



Las cicloparafinas se encuentran, como las parafinas « lineales », en el petróleo, y precisamente en los petróleos del Cáucaso, diferenciándose los petróleos caucásicos de los americanos en que son especialmente ricos en cicloparafinas, que se llaman *naftenos*.

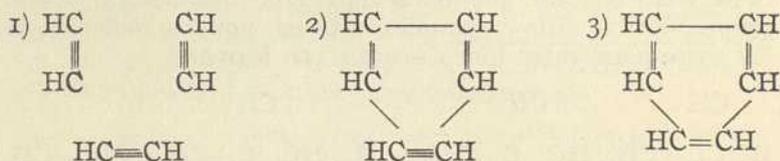
*Las combinaciones aromáticas.* Con las combinaciones cíclicas hemos entrado en un nuevo campo de la Química

orgánica ; por lo menos nos hemos acercado tanto a este campo que ahora vamos a dar una ojeada a esta segunda clase de substancias. Aunque esta ojeada sea breve, no quiere esto decir que estas substancias sean menos importantes que las combinaciones hasta ahora consideradas ; por el contrario, pertenecen a ellas las materias colorantes químicas, los medicamentos sintéticos, las vitaminas y las hormonas. No ; la brevedad con que aquí tratamos estas substancias es sólo debida a que, en este libro, hemos de limitarnos a algunos sectores, que hemos tenido que elegir. Y como la clase de substancias tratadas por nosotros permite exponer los fundamentos teóricos de la Química orgánica mejor que la segunda clase, tuvimos que decidimos a dedicar nuestra principal atención a la primera.

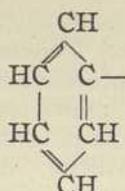
Así, vamos a exponer ahora la división de la Química orgánica, que normalmente se da al principio. Esencialmente se distinguen dos clases de combinaciones, las combinaciones (o compuestos) llamadas *alifáticas* o combinaciones de la *serie grasa* y las *combinaciones aromáticas*. Las combinaciones alifáticas son, por la forma de sus moléculas, principalmente moléculas en cadena, pero existen también, como acabamos de ver, combinaciones alifáticas cíclicas que, a causa de su doble situación, se llaman combinaciones alicíclicas. Las combinaciones aromáticas presentan todas la estructura cíclica, y se puede distinguir dos formas. Consideremos primero nuestro anillo de ciclo-hexano ; los seis átomos de C de la armazón están unidos entre sí formando un anillo o, mejor dicho, un hexágono regular. Este anillo, en el cual la armazón sólo está formada por átomos de carbono se dice que constituye una combinación *carbocíclica*. Pero si en vez de un átomo de C entra directamente en el anillo otro átomo, por ejemplo de nitrógeno, se habla entonces de combinaciones *heterocíclicas*.

Las combinaciones aromáticas derivan, exactamente como las alifáticas, de una substancia fundamental. Si en las alifáticas el metano era la combinación de la cual, por sustitución de átomos de H por grupos  $\text{CH}_2$ , se derivaba gradualmente la serie homóloga de las parafinas, de la cual a su vez por sustituciones y separaciones, por oxidación y reducción, se formaban halogenuros, alcoholes, aldehidos, quetonas, éteres, ácidos grasos, hidratos de carbono, albúminas, etc., lo mismo ocurre con las combinaciones aromáticas que derivan del *benzol*.

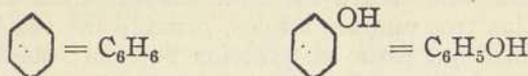
Hoy podemos obtener sintéticamente el benzol mediante el acetileno (véase pág. 352). Podemos representar esquemáticamente esta síntesis y obtendremos así a la vez la fórmula de estructura de nuestra nueva substancia fundamental, el benzol. Vamos a polimerizar el acetileno, esto es, a unir entre sí tres moléculas de acetileno. Al ordenar las moléculas que han de reaccionar entre si formamos ya, en principio, la fórmula de estructura del benzol, para hacer más comprensible su constitución; pero la representación gráfica no es una prueba de la fórmula de estructura del benzol, como lo era la síntesis de Wurtz para la fórmula de estructura del etano. Tres moléculas de acetileno se unen, pues, entre sí, para formar una nueva molécula mayor. Para esto deben romperse las tres uniones triples, primero tal vez las dos de las moléculas que están en posición vertical; queda una doble unión en cada una de ellas, enlazando a ambas la tercera unión. Pero, a la vez, se rompe también la triple unión de la molécula horizontal que está debajo de las otras dos y tiende a unirse con los extremos libres de estas dos que tienen una valencia libre. Si separamos ahora gráficamente las etapas aisladas del proceso, tendremos:



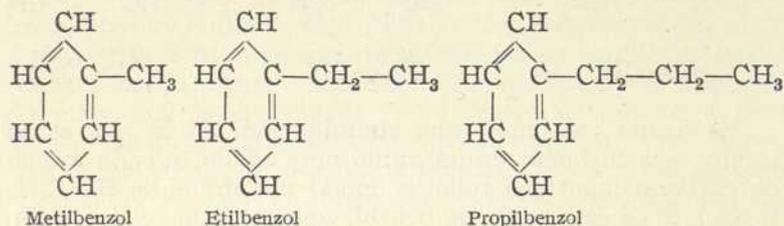
Se forma así, pues, una combinación, en la que están unidos seis carbonos en un anillo muy sólido, y cada átomo de carbono mantiene todavía unido un átomo de H:  $\text{C}_6\text{H}_6$  benzol. Si en este anillo de benzol, como se llama el conjunto, realmente las dobles uniones están « conyugadas » como pudiera hacer presumir esta formación del anillo, o si las cuartas valencias de los átomos de carbono pueden estar satisfechas de otra manera, queda por discutir y no debe importarnos. Este anillo del benzol desempeña en la Química de las combinaciones aromáticas el papel de un « átomo » de orden superior; se juntan anillos de benzol, se forman con ellos grandes moléculas, etc. Expresándolo químicamente con exactitud se puede decir que el anillo del benzol, al que falta un átomo de H, es decir, un anillo de la forma:



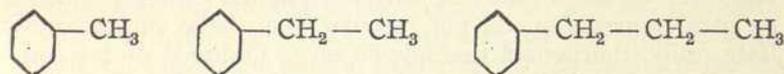
desempeña el papel del radical  $\text{CH}_3$ . Para no escribir siempre la fórmula entera del anillo, en Química se suele representar sólo un hexágono que, estando solo, significa:  $\text{C}_6\text{H}_6$ , pero con un átomo o un grupo de átomos en cualquier vértice representa el radical  $\text{C}_6\text{H}_5$ :



Y ahora principia el mismo, o esencialmente el mismo proceso de transformación que en las combinaciones alifáticas, que resumiremos brevemente. Se puede sustituir uno de los seis átomos de hidrógeno del anillo del benzol, exactamente como uno de los cuatro átomos de hidrógeno del metano. Si se sustituye un átomo de hidrógeno del benzol por el grupo metilo, etilo o propilo, esto es, por los radicales de los correspondientes hidrocarburos, se forman:



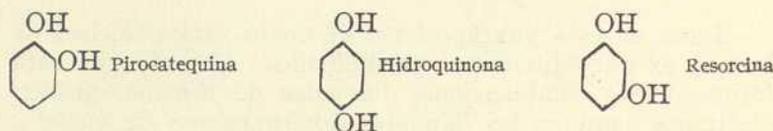
En la escritura abreviada, con el simple hexágono tendremos las siguientes fórmulas:



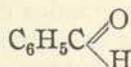
Como el anillo del benzol es propiamente un hexágono regular, los seis grupos CH son equivalentes y, por lo tanto, lo mismo da que el sustituto ocupe un lugar como que ocupe otro. El benzol también es atacado por los halógenos, pero las combinaciones halogenadas del benzol, a diferencia de los

halogenuros parafínicos, no pueden, o sólo con grandes dificultades, sustituir su átomo de halógeno por otros átomos o grupos de átomos. El benzol, también a diferencia de las parafinas, es atacado por el ácido sulfúrico y el ácido nítrico, etc. Además el benzol, lo que también habla a favor de la presencia de dobles uniones, presenta reacciones de adición lo propio que las olefinas. El radical  $C_6H_5$  del benzol se llama *fenilo*, y en general los radicales de las combinaciones aromáticas se llaman *arilos*, y así como los radicales de las parafinas se representan por R, los de las combinaciones aromáticas se representan por Ar.

Del mismo modo que pueden hacerse sustituciones por radicales alquílicos o por halógenos, también pueden efectuarse las demás sustituciones conocidas de las sustancias alifáticas: la sustitución por un grupo OH conduce a un alcohol monovalente, el *fenol*, que también puede esterificarse como un alcohol alifático, del cual es posible formar el éter, etc. Pero si queremos, análogamente a los alcoholes polivalentes de las combinaciones alifáticas, introducir aquí por sustitución varios grupos OH, se presenta también en las combinaciones aromáticas el problema de la isomería. Se forman tres diferentes fenoles divalentes, según que los dos grupos OH ocupen dos vértices contiguos, o que quede entre dos un vértice sin ocupar o los dos grupos estén en vértices opuestos. Los tres fenoles divalentes posibles son, pues:



Si entra el grupo aldehído en el carbono del anillo se forma un aldehído aromático



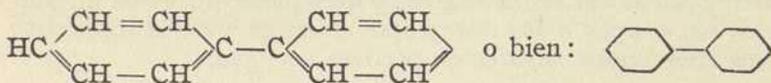
y análogamente por sustitución con un grupo quetona se forma una quetona aromática, por ejemplo,  $C_6H_5 - CO - C_6H_5$ . Por introducción del grupo COOH se engendra un ácido carbónico (\*) aromático; en una palabra, las combinaciones obtenidas por sustitución en el núcleo del benzol corresponden

(\*) O carboxílico. — N. del T.

a los derivados por sustitución alifáticos, aun cuando las reacciones que conducen a ellos en la mayoría de los casos son diferentes.

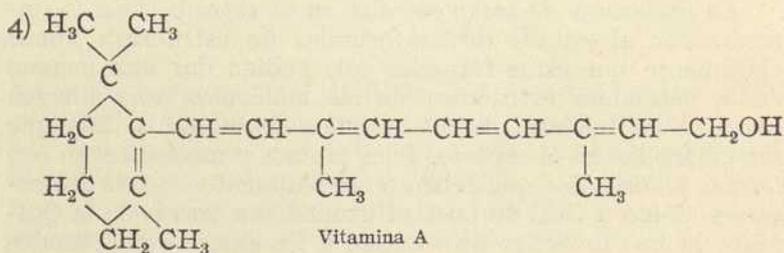
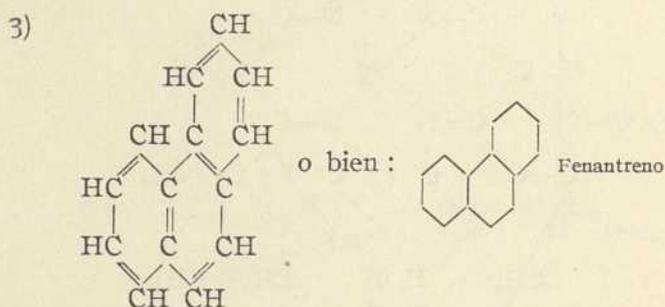
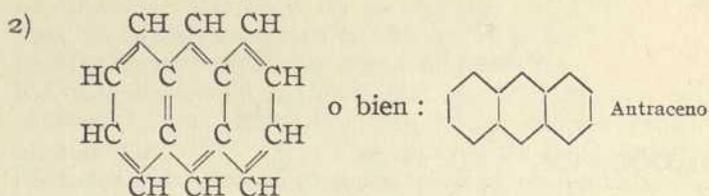
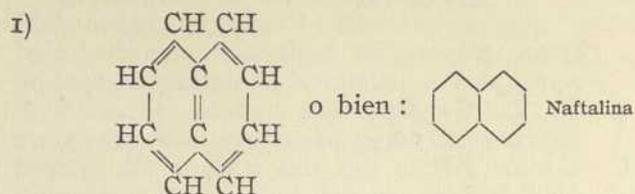
Pero en una combinación como el metilbenzol,  $C_6H_5-CH_3$ , no sólo puede admitir el núcleo del benzol todavía un segundo sustituto con el cual, según la posición de éste se forman tres isómeros, que se llaman respectivamente forma *orto* (dos vértices contiguos), forma *meta* (un vértice saltado) y forma *para* (dos vértices opuestos), sino que también el sustituto introducido puede él mismo seguir desarrollándose como un hidrocarburo alifático. Por ejemplo, se puede reemplazar en él un átomo de hidrógeno por un grupo  $CH_3$ , y así se forma  $C_6H_5 \cdot CH_2 \cdot CH_3$ , que es el etilbenzol que ya conocemos, y puede desarrollarse igualmente toda una cadena lateral a partir del núcleo del benzol, en la que pueden ocurrir otra vez las reacciones conocidas propias de las combinaciones alifáticas: reacciones en la cadena lateral.

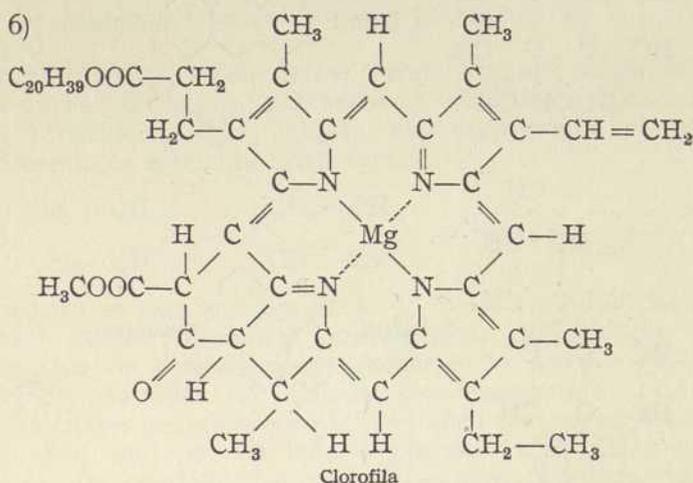
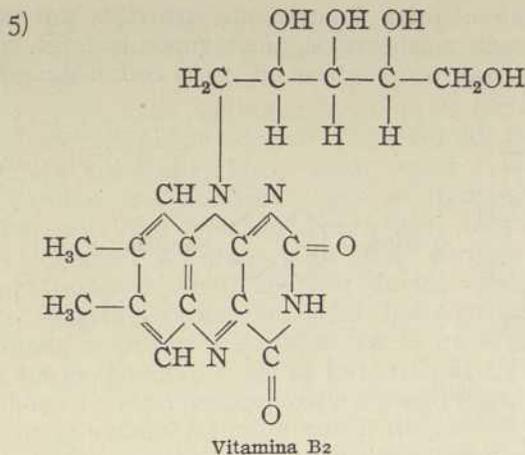
Sobre todo pueden unirse, formando una combinación, dos núcleos de benzol, exactamente como dos radicales metilo, produciendo  $C_6H_5-C_6H_5$ , que corresponde al etano y presenta la siguiente estructura:



Ahora en esta yuxtaposición de dos o varios núcleos de benzol existen diferentes posibilidades. Al lado de esta formación de combinaciones llamadas de *difenilo*, pueden efectuarse también las llamadas *condensaciones* de núcleos, en las cuales los núcleos no sólo se unen por un vértice uno con otro, sino por un lado o por dos lados. Daremos a conocer las posibilidades que aquí ocurren presentando las fórmulas de estructura abreviadas de la naftalina, del antraceno, del fenantreno, y la casi ilimitada posibilidad de formación de moléculas de estructura complicada a partir de uniones de anillos y de cadenas con las fórmulas de estructura de la vitamina A, la vitamina B y la clorofila, la materia colorante y activa de las hojas de las plantas. Con estas fórmulas de estructura debemos, por desgracia, interrumpir nuestra brevísima excursión al campo de las combinaciones aromáticas; viaje excitante de nuestra curiosidad por las sorpresas que aún nos hace presentir, como la visión furtiva

del árbol navideño a quien lo atisbara, atrevido, por una rendija. Es de desear, y esperamos, que algunos lectores, con este estímulo, seguirán ocupándose en estas combinaciones.





*La estructura de las moléculas en el espacio.* En la introducción al estudio de las fórmulas de estructura vimos claramente que estas fórmulas sólo podían dar una imagen de la verdadera estructura de las moléculas, una imagen plana de las mismas, siendo así que a las moléculas hay que imaginárselas en el espacio. Pues átomos y moléculas no son formas planas, sino que deben tener realmente las tres dimensiones. Como a final de nuestra excursión a través de la Química, hemos de echar un vistazo a los ensayos practicados

para averiguar la estructura de las moléculas en el espacio, a las maneras de representarlas que hoy predominan en Química así como a las consecuencias que se deducen de estas teorías, consecuencias que es preciso demostrar.

El carbono es tetravalente; ésta fué nuestra hipótesis. Podemos imaginarnos un átomo de carbono como una pequeña bola (sobre su naturaleza, así como respecto de la significación de la valencia nos informa la Física del átomo, véase pág. 310), que alarga sus cuatro valencias como otros tantos brazos, dispuesta a asir con ellos átomos o grupos de átomos. La imagen simétrica de la fórmula de estructura nos hace pensar en una interpretación en el espacio, en la cual las cuatro valencias estuviesen dispuestas formando unas con otras ángulos rectos. Un átomo de carbono podría compararse a un ovillo atravesado por dos agujas de hacer calceta cruzadas en ángulo recto (fig. 178). Los ensayos de la Química, las reflexiones y las consideraciones teóricas, sin embargo, nos han llevado a abandonar esta imagen tan sencilla. Más bien nos

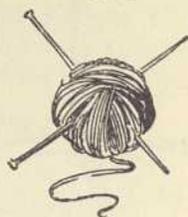


FIG. 178

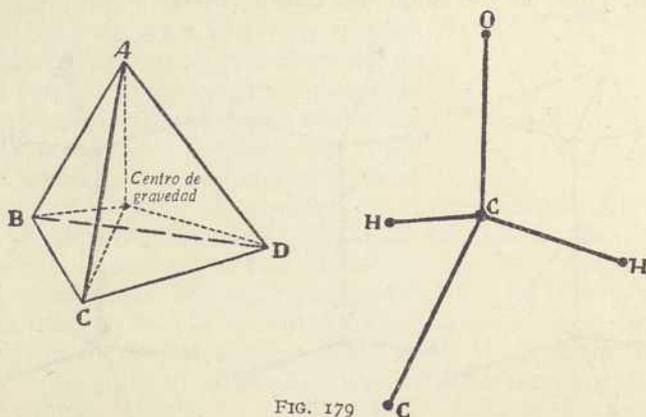


FIG. 179

podemos imaginar una pirámide de tres caras, cuyas aristas sean todas iguales. Un cuerpo geométrico de esta clase, con las tres caras laterales y la base formadas por triángulos equiláteros iguales, es un *tetraedro* (fig. 179), y la Química supone que el átomo de carbono está en el centro de gravedad del mismo y que sus cuatro valencias van como líneas de unión

desde este centro a los cuatro vértices del tetraedro. Ciertamente esta imagen sólo dice que la dirección de las cuatro valencias está marcada por las líneas que unen el centro de gravedad del tetraedro, en el cual se halla el átomo de C, con sus vértices. Pero la imagen no dice que los átomos unidos por estas valencias estén todos a la misma distancia del átomo de carbono. Por el contrario se ha probado que estas distancias son diferentes; que un átomo de H está más cerca del átomo de C que un átomo de O, y que éste, a su vez, está más cerca que un segundo átomo de carbono, etc.

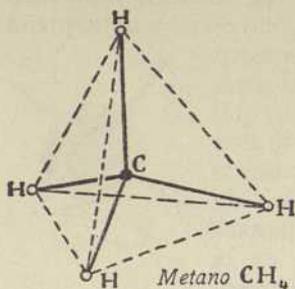


FIG. 180

El átomo de carbono en el centro de gravedad del tetraedro, con sus cuatro valencias dirigidas hacia sus vértices (fig. 180); ésta es en realidad la imagen en el espacio de una molécula, por ejemplo, la molécula del metano, si consideramos que en cada vértice del tetraedro está unido un átomo de H. ¿Qué aspecto tendrá, pues, la molécula del etano ( $C_2H_6$ )?

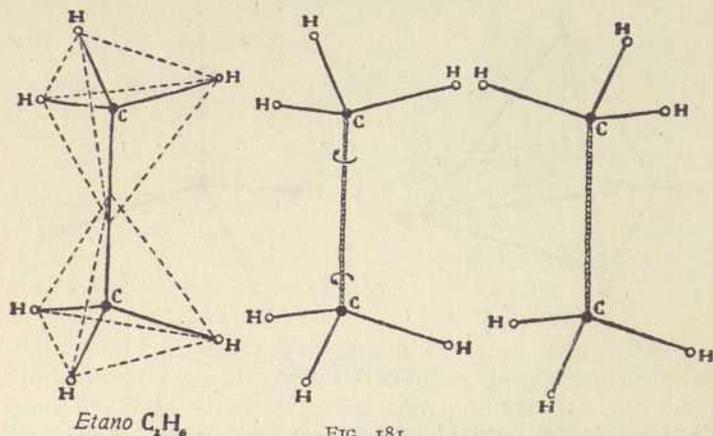


FIG. 181

En cada uno de los dos átomos de carbono del etano hay una valencia libre, con la que se unen los dos átomos de carbono. Si dibujamos los dos átomos de carbono como dos tetraedros (fig. 181), que se juntan por sus vértices libres, obtenemos

así la armazón del etano. Los otros seis vértices de los dos átomos de carbono están ocupados por átomos de hidrógeno. Los dos tetraedros, como indica el grabado, tienen los dos vértices libres algo enchufados uno en otro. Si suprimimos las líneas que señalan la forma de los tetraedros, tendremos un modelo del etano.

Ahora debemos considerar que la línea de unión de los dos átomos de carbono no es comparable a una varilla de hierro, sino más bien a un fuerte bramante. Esto significa que podemos hacer girar el átomo superior de carbono alrededor de esta línea recta de unión como eje, como si quisiésemos atornillarlo en el átomo inferior de carbono. Y del mismo modo podemos girar el átomo inferior de C alrededor de este eje, como si tratásemos de atornillar el átomo inferior de C en el superior. Los dos átomos de carbono son, pues, y éste es el sentido de esta consideración, giratorios uno respecto del otro, y esto se llama la teoría de la «rotación libre».

La base de esta teoría de la libre rotación de los átomos de C alrededor de su eje nos hace comprender en seguida por qué una doble unión (fig. 182) entre dos átomos de C, o también una triple unión, como en el acetileno, hace variar

tan profundamente el carácter de la substancia. Las dos bolas de nuestro dibujo representan los dos átomos de C unidos uno con otro. Los tres brazos, que parten de cada bola como ramas secas, representan las tres valencias libres. Ahora vemos que, si un par de éstas deben juntarse para formar una doble unión de átomos de carbono, la dirección de la valencia hacia los vértices del tetraedro debe cambiar mucho, como indica claramente el dibujo. Toda la molécula debe sufrir, por lo tanto, una gran deformación interna, y esto significa, a su vez, que la doble unión efectuada lleva consigo un estado de marcada tensión, que es muy inestable y que se manifiesta químicamente en que se presentan reacciones de adición en todas las substancias con uniones dobles; es decir, en las olefinas y en la serie del acetileno, en las quetonas, en el benzol, etc.

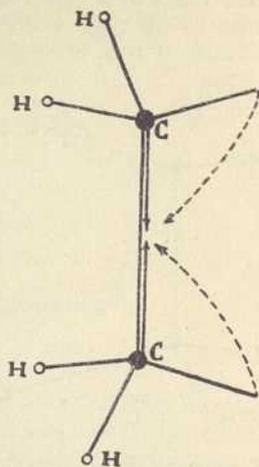


FIG. 182

Queremos preguntar ahora a un matemático qué direcciones tienen en realidad las cuatro valencias del átomo de carbono. En nuestro primer ensayo habíamos dicho que las direcciones eran todas perpendiculares unas a otras, esto es, que formaban entre sí ángulos de  $90^\circ$ . ¿Qué sucederá en la hipótesis del tetraedro? ¿Qué valor tienen los cuatro ángulos que forman las direcciones de las valencias del carbono, cuando se dirigen de un modo igual desde el centro de gravedad a los cuatro vértices del tetraedro? El matemático nos responde que los cuatro ángulos son iguales y que cada uno es de  $109^\circ$  y  $28'$ . (Un grado angular tiene 60 minutos y un minuto angular tiene 60 segundos).

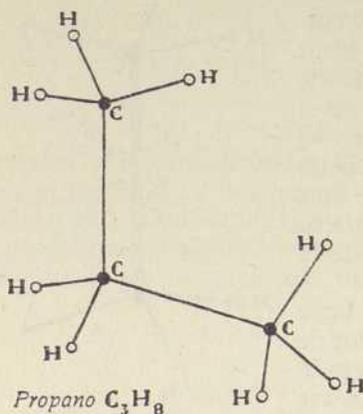


FIG. 183

Pero ¿qué consecuencias se derivan de este conocimiento respecto de nuestras cadenas de carbono? Una de ellas es clara: cuando dos carbonos se unen entre sí, la línea de unión entre ellos es una recta. Pero si se añade un tercer átomo de carbono, éste no puede enlazarse ya en la prolongación de esta recta, porque los dos brazos de valencia de los átomos de carbono forman un ángulo de  $109^\circ$  y  $28'$  (fig. 183). Por consiguiente, nuestra representación gráfica de las cadenas de átomos en línea recta es falsa, porque estas cadenas no son rectas, sino angulosas. El propano tenía ya una cadena así como indica el dibujo; el butano (fig. 184) tiene también una cadena angulosa, y así sucesivamente.

Pero no es necesario que los ángulos, como en nuestro dibujo, se dirijan unos hacia arriba y otros hacia abajo. ¿Qué ocurrirá si todos se abren hacia dentro? Entonces al llegar al quinto ángulo habrá resultado una figura cerrada, un anillo, es decir: puede ocurrir, sin que se deforme esencialmente la armazón natural del carbono, una formación cíclica (fig. 185). Con seis átomos de carbono la formación cíclica se efectúa todavía con mayor facilidad, y en realidad encontramos que en las combinaciones orgánicas cíclicas los anillos de cinco y de seis átomos se forman con especial facilidad y que, precisamente

estos dos sistemas cíclicos son muy estables respecto de las acciones químicas. En cambio, los sistemas de tres y de cuatro átomos presentan siempre grandes tensiones.



FIG. 184

Pero la gran utilidad de la hipótesis del tetraedro consiste en que explica un fenómeno de isomería del que todavía no hemos tratado, que precisamente corresponde a la disposición

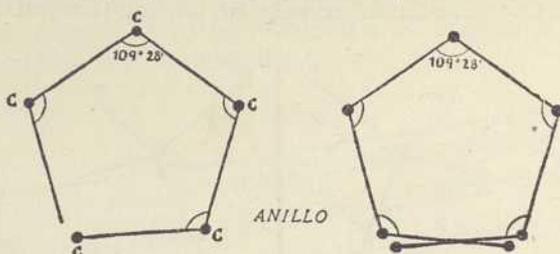


FIG. 185

en el espacio de los átomos de la molécula. La podemos llamar *isomería especular*, o bien, por estar fundada en la posición de los átomos en el espacio, *estereoisomería*. Su principio fundamental es de fácil comprensión.

Cuando un matemático quiere construir, partiendo de una figura, por ejemplo, un triángulo, su imagen especular, o sea un triángulo simétrico respecto a una recta, traza desde cada vértice del triángulo una perpendicular a esta recta, prolongándola hacia el otro lado de la misma hasta una distancia igual a la de esta recta al vértice correspondiente: así, A' es el punto simétrico de A. Y de esta manera se forma, a partir del triángulo ABC, el triángulo simétrico o imagen especular A'B'C', que representa la imagen de ABC vista en el espejo (fig. 186). Pero las figuras simétricas tienen la propiedad de no ser superponibles, exac-

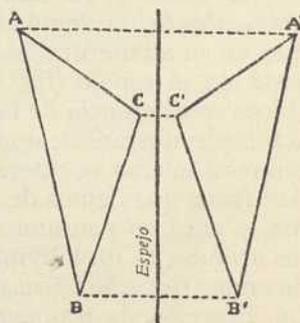
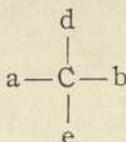


FIG. 186

tamente como no lo son el guante de la mano derecha y el de la mano izquierda.

Imaginemos ahora una combinación de un átomo de carbono, en el cual las cuatro valencias estén satisfechas por átomos diversos, es decir, en general, una combinación de la forma :



Vamos a dibujar ahora la imagen de la estructura de este átomo de C, que se llama asimétrico, porque tiene sus valencias

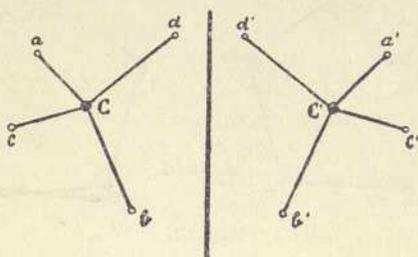


FIG. 187

satisfechas por cuatro átomos o cuatro radicales monovalentes distintos. Procedemos de la misma manera que con la obtención del triángulo simétrico y obtenemos una molécula que, en su estructura, es exactamente la imagen de la primera vista en el espejo (fig. 187), y que en algunas propiedades físicas se diferencia de la primera molécula. En realidad no es la misma substancia, sino un isómero suyo. Las dos substancias estereoisómeras se diferencian especialmente por una propiedad física que hemos de explicar brevemente. Sabemos que la luz, y aquí no pensamos precisamente en las dimensiones de los átomos, es un movimiento ondulatorio. Existen dos clases de ondas (fig. 188). Unas se comportan como las olas del agua. La dirección de propagación de estas ondas transversales es perpendicular a la dirección en que se mueven las partículas a partir de su posición de reposo; presentan porciones convexas y porciones cóncavas. En otras, las ondas longitudinales, las partículas no vibran hacia arriba y hacia abajo, sino en la misma dirección en que las ondas se propagan. En estas

últimas ondas no hay, pues, partes convexas y partes cóncavas, sino condensaciones y dilataciones, del mismo modo que

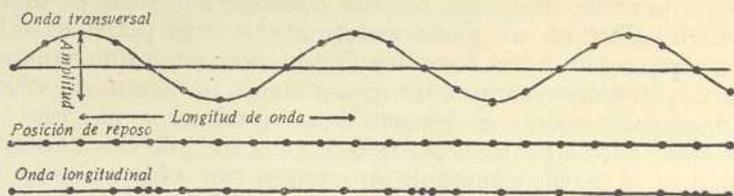


FIG. 188

cuando se frena un tren los vagones se acercan unos a otros, y luego al chocar los topes retroceden. El sonido es un movimiento ondulatorio longitudinal.

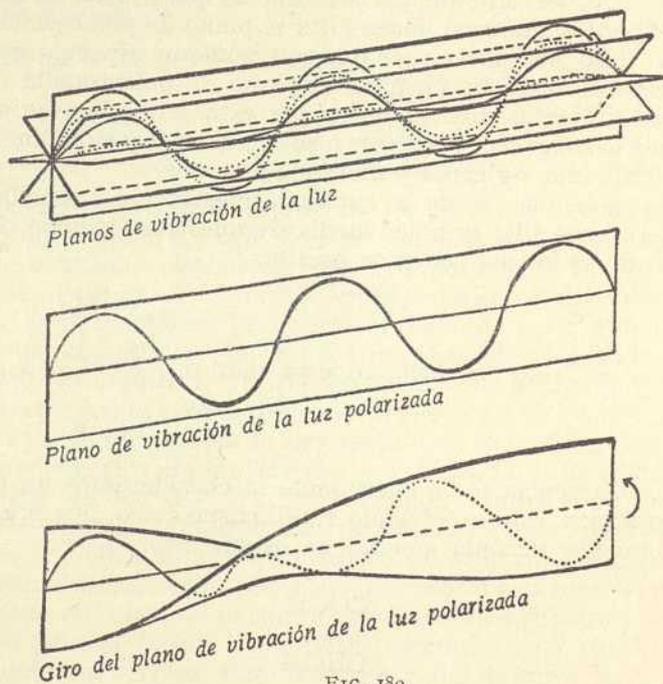


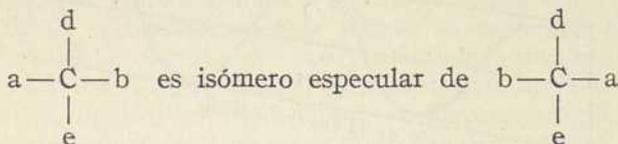
FIG. 189

Pero la luz se propaga, como han demostrado muchas observaciones, en forma de una onda transversal, es decir, la dirección de la vibración es perpendicular a la dirección de

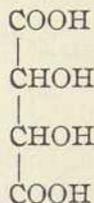
la propagación de la onda. Naturalmente nada observamos de esto, porque cada rayo de luz está formado por un sinnúmero de series de ondas. Y, aun cuando cada serie de ondas aislada vibre en un plano determinado, este plano es diferente para cada serie de ondas. Esto quiere decir que en la luz natural tenemos siempre un gran número de planos de vibración desordenados, en los cuales no predomina ninguna dirección. Pero si se hace pasar la luz a través de cristales adecuados, se puede conseguir que pasen por «filtración» sólo los rayos correspondientes a un plano de vibración determinado; el cristal únicamente deja pasar luz que tenga una dirección de vibración determinada, por ejemplo, sólo la luz que vibra en un plano vertical. Esta luz que «vibra» de un modo uniforme se llama *polarizada* (fig. 189), y el plano en que vibra la onda de luz se llama «plano de polarización».

Se ha observado que las substancias que poseen un átomo de carbono asimétrico hacen girar el plano de polarización de la luz. Pero dos substancias que son isómeras especulares una respecto de otra, hacen girar el plano de polarización de la luz en diferentes direcciones, y por esto se dividen en substancias *dextrógiras* y *levógiras* o substancias *d* y substancias *l*. Así existe una *d*-glucosa y una *l*-glucosa, etc.

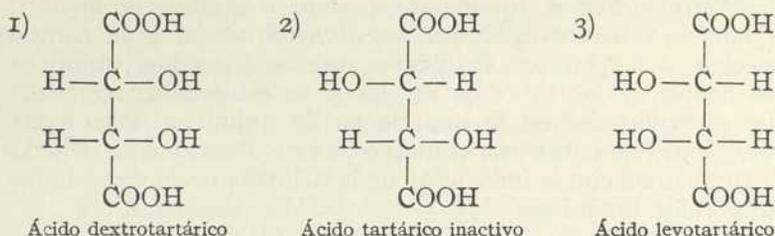
Si probamos ahora a explicar nuestro caso sencillo de isomería especular también mediante nuestras fórmulas de estructura, entonces podemos escribir:



La diferencia se ve claramente si consideramos un ejemplo práctico, esto es, el ácido 1,2-dioxisuccínico, que presenta la siguiente fórmula general de estructura:



Fijémonos en los átomos de carbono del medio. Cada uno de ellos lleva en una valencia el grupo COOH, en la segunda el grupo OH, en la tercera un átomo de H, y en la cuarta otra vez un átomo de C. Por lo tanto, tenemos aquí dos tetraedros unidos entre sí, que pueden estar formados de la misma manera (1), y por lo tanto no son isómeros especulares. Pero es también posible que un tetraedro sea isómero especular del otro (2), y también es posible que los dos tetraedros sean iguales (3), pero que estos dos tetraedros iguales sean isómeros especulares de la primera forma en conjunto (1 y 3). Si empleamos nuestro procedimiento de indicar la estereoisomería por la posición de los átomos en la fórmula de estructura, podemos representar las tres formas de la siguiente manera :



Según su estructura química, los tres ácidos son iguales, y también lo son atendiendo a su isomería de agregación (llamada asimismo *metamería*): los tres son ácidos 1,2-dioxisuccínicos. Pero en su estructura en el espacio son diferentes. El ácido dextrotartárico hace girar el plano de polarización a la derecha, el ácido levotartárico a la izquierda y el ácido inactivo no lo modifica, ya que en él las dos acciones quedan compensadas, la « parte superior » tiende a un giro a la derecha y la « parte inferior » a la izquierda, con lo cual en conjunto no produce giro alguno, siendo, pues, como una combinación inactiva de los dos (\*). Pero existen también verdaderas mezclas, que se llaman *mezclas racémicas*, cuando en una sustancia se hallan simultáneamente las dos formas ópticamente activas. Sin embargo, por tratamientos apropiados, a partir de estas mezclas, se pueden separar las dos sustancias isómeras activas. En la Naturaleza predominan las sustancias ópticamente activas. Pero las síntesis del químico en el laboratorio conducen generalmente a mezclas racémicas, hecho en cuya explicación no queremos entrar. Es notable un hecho que

(\*) Se dice que este ácido es inactivo por compensación intermolecular, y se llama también ácido mesotartárico. — N. del T.

ya fué conocido por Pasteur : ciertos cultivos de hongos, por ejemplo, de mucedíneas, en una mezcla racémica, sólo consumen el ácido dextrotartárico, dejando intacto el ácido levotartárico. Estos hongos tienen, pues, la propiedad de « distinguir los isómeros ». No hay que tomar en sentido literal esa posibilidad de « distinción », sin embargo; lo que ocurre es que las sustancias que en el organismo de dichos hongos intervienen en la destrucción o consumo del ácido tartárico son también ópticamente activas, y las reacciones que se producen entre aquéllas y ambos ácidos se efectúan con el ácido dextrotartárico más rápidamente que con el ácido levotartárico, y por esto los hongos consumen antes aquél que no éste.

Pero así hemos, finalmente, pasado la frontera de nuestra Química y hemos dado una fugitiva mirada al gran campo vecino, a la Química fisiológica, que con medios químicos se ocupa de los procesos vitales y se esfuerza en conocerlos y explicarlos en lo que tienen de químicos. Pero estas cuestiones no entran en el marco de este libro, que ha llegado a su término con la indicación de la delicada estructura de las moléculas orgánicas.

---

## Índice de las láminas

- I. Laboratorio químico del siglo XVII. Cuadro de David Teniers, el joven. Museo de Pinturas del Estado, en Dresde.
- II. Primer laboratorio de Justo de Liebig, en la Universidad de Giessen. *Fot. Sammlung Gläser, Berlin.*
- III. Laboratorio de Michael Faraday en la Royal Institution de Londres. De un grabado en madera contemporáneo.
- IV. Laboratorio moderno de investigación de la industria química alemana. *J. G. Bildarchiv.*
- V. El matrimonio Marie y Pierre Curie hizo sus grandes descubrimientos en un laboratorio montado con mucha sencillez. *Archiv Deutscher Verlag.*
- VI. Rastros de niebla de rayos radiactivos. 1. Las partículas alfa de torio C y C' tienen diferente alcance. 2. Desvío de una partícula alfa por choque con un átomo de oxígeno. 3. Las partículas alfa ionizan claramente con más intensidad que las partículas beta. 4. Una rápida partícula beta y electrones más lentos. Según E. Rutherford, J. Chadwick y C. D. Ellis, *Radiations from radioactive substances.*
- VII. Instalación de un horno de alta presión para la síntesis del amoníaco por contacto en la fábrica de amoníaco Merseburg (Leunawerk). *J. G. Bildarchiv.*
- VIII. Torres de lavado del gas de agua e instalación de desecación de lignito en la fábrica de amoníaco Merseburg (Leunawerk). *J. G. Bildarchiv.*
- IX. Instalación de altos hornos con calentadores de vientos (izquierda) y montacargas inclinados para la carga de los hornos. *Techno-Photographisches Archiv., Potsdam.*
- X. En el convertidor Thomas se insufla una corriente de aire caliente a través del hierro en bruto, y en ella se queman el carbón superfluo y las impurezas perjudiciales: el hierro en bruto se convierte en acero. *Techno-Photographisches Archiv, Potsdam.*
- XI. Yacimiento de petróleo en la costa sur de California. El petróleo suministra gasolina, aceites para el alumbrado, para limpiar y lubricantes, disolventes, vaselina, parafina, asfalto, etc.; de aquí la importancia económica de esta primera materia. *Fot. Fairehils Aerial Surveys, U. S. A.*

- XII. Grandes generadores para la obtención de gasolina sintética, según el procedimiento de Fischer-Tropsch en Oberhausen-Holten, comarca del Rhin. *Fot. Ruhrchemie A. G.*
- XIII. Por incisiones en la corteza se beneficia el látex de las plantas de caucho tropicales. De este látex se obtiene el caucho análogamente a como se saca el queso de la leche de vaca. *Techno-Photographisches Archiv, Potsdam.*
- XIV. Con carbón y cal se obtiene por un procedimiento complicado el caucho sintético Buna. Instalación para la preparación de los productos preliminares. *J. G. Bildarchiv.*
- XV. En la obtención de la seda artificial, la celulosa previamente preparada entra, pasando por tubos capilares (izquierda), en un baño (derecha), donde se solidifica, y luego se arrolla en bobinas. *Fot. Konrad Weidenbaum, Berlin, y J. G. Bildarchiv.*
- XVI. La « vía Bistrot de diez toneladas », de la fábrica Preunitz de la J. G. Farbenindustrie, en la que las madejas de las hebras pasan por baños y cilindros laminadores. *J. G. Bildarchiv.*



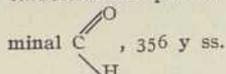
## Índice comentado

- Abonos fosfatados**, 60. (Véase además *Thomas, harina de*).
- Aceites**, 72, 354, 363 y s.  
— de calefacción, 317.
- Acero**, 66, 249.  
— obtención del, 254 y ss.
- Acetacético, ácido**, 378.
- Acetaldehído**, 361, 376.
- Acetato sódico**, 362.
- Acético, ácido**, 85, 361, 378.
- Acetilacético, ácido**, 378.
- Acetileno**, 352 y s., 387.  
— química del, 353.
- Acetilo. Radical del cloruro de ácido del ácido acético**, 378.
- Ácidos**, 57, 82 y ss., 281 y ss.  
— aromáticos, 389.  
— bibásicos, 285.  
— fuertes y débiles, 86, 147, 281 y ss., 311.  
— fuerza de los. Se determina por el grado de disociación, 292 y ss.  
— grasos, 355 y ss., 361 y s., 377.  
— grasos no saturados, 363.  
— grasos (ésteres de). Se originan al actuar los ácidos grasos sobre los alcoholes, 355.  
— grasos (sales de los). Se producen al actuar los ácidos grasos sobre las bases, 354.  
— mono y polibásicos, 285 y ss.  
— orgánicos, los cuales se caracterizan por tener el grupo carboxilo (véase éste), 357.  
— resto de. Todo ácido consiste en hidrógeno capaz de entrar en reacción y el resto de la molécula (radical ácido), el cual entra en reacción como un todo único, 83 y ss., 213 y s., 284, 298.
- Actinio**, 171.  
— serie del. Una de las tres series de desmoronamiento de las sustancias radiactivas, 171.
- Aerosol. Coloide en un medio gaseoso**, 227.
- Agua**, 27 y ss., 35 y s., 129 y ss., 238 y ss., 294 y ss., 304.
- Agua de cloro**, 306.  
— composición del, 28 y s., 82, 128 y ss.  
— descomposición electrolítica del, 27 y s.  
— dialquímica. Una molécula de éter puede considerarse como una molécula de agua cuyos dos átomos de hidrógeno han sido sustituidos por dos radicales, 339.  
— disociación electrolítica del. La disociación electrolítica del agua es muy pequeña, 289 y ss.  
— disociación térmica del, 239 y ss.  
— en la neutralización. La formación de agua es la fuerza impulsora de la neutralización, 82 y ss.  
— molécula de, 219.  
— monoalquímica. Una molécula de alcohol puede considerarse como una molécula de agua en la que uno de sus átomos de hidrógeno ha sido sustituido por un radical alquílico, 379.  
— pesada. Consiste en hidrógeno pesado y oxígeno, 194.  
— como substancia primordial, 4 y s.
- Aire**, 24 y s., 33 y ss., 71 y s.
- Albúmina**, 59, 376 y ss.
- Alcohol butílico**, 361.  
— divalente, 341.  
— etílico, 335 y ss., 345 y ss., 361 y ss.  
— metílico, 335 y s., 361.  
— propílico, 356, 361.
- Alcoholes**, 334 y ss., 341 y s., 374 y ss.  
— fórmula general de los, 334 y ss.  
— monovalentes, 341.  
— trivalentes, 342.  
— iso, 337.  
— normales, 337.  
— oxidación de los, 355 y ss.  
— divalentes, 341 y s.  
— primarios, 338 y s., 356.  
— secundarios, 339.  
— terciarios, 339.  
— separación de agua de los, 339.
- Alcoholatos**, 337.

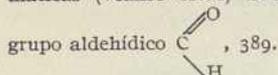
Aldehído, 356.

— glicérico, 375 y s.

Aldehídos. Combinaciones orgánicas caracterizadas por un grupo terminal



— Los aldehídos aromáticos y también algunas combinaciones aromáticas (véanse éstas) tienen el



— oxidación de los, 356.

Aldohexosa, 371.

Aldosas, 371.

Aleación, 72.

Alfarería, 65.

Alkilo o alquilo. Nombre genérico de los radicales de la serie parafínica, 324, 335 y s., 358.

Alquilsulfúrico, ácido, 340.

Alumínico, cloruro, 286.

Aluminio, 63 y s., 143.

— óxido de, 145, 254.

Amalgama. Aleación en la que uno de los componentes es el mercurio, 45, 67.

Amilasa. (Véase *Diastases*).

Amilo. Radical del hidrocarburo pentano (en lugar de pentilo), 324.

Amin o amino. Nombre abreviado del amoniaco en las combinaciones complejas, 304.

Aminas. Combinaciones orgánicas que contienen el grupo amino  $\text{NH}_2$ , 379.

Aminoacético, ácido, 380.

Amoniacatos, 303.

Amoníaco, 59, 241 y s., 278.

— líquido. Cloruro amónico, 278 y ss.

— monoalquílico, 379.

— síntesis del, 242 y s.

— solución de, 279.

Amonio. Grupo compuesto de un átomo de nitrógeno y cuatro átomos de hidrógeno que entra en las combinaciones como un todo único. Estas combinaciones tienen analogía con las combinaciones del potasio. El grupo  $\text{NH}_4$  se comporta pues como si fuera un metal alcalino (elemento aparente), 276.

Análisis. Descomposición de las sustancias en sus componentes, 9.

Anaximenes. Filósofo griego (hacia 585-525 a. de J. C.) que consideraba al aire como elemento primordial de todas las cosas, 48.

Anhidrido. Al combinarse con el agua el anhidrido de un ácido reproduce este ácido: trióxido de azufre (anhidrido sulfúrico) + agua = ácido sulfúrico. Del mismo modo el anhidrido de una base reproduce esta base al unirse al agua, 86, 261.

Animales. Composición elemental de los, 44 y ss.

Anión. Ion cargado de electricidad negativa que en la electrólisis se dirige hacia el ánodo, 215 y ss.

Ánodo. Polo positivo en el transporte de iones por la corriente eléctrica, 209.

Antimonio, 60.

Antraceno, 391.

Arco voltaico, 36 y s.

Argamas, 65.

Argón, 54, 183.

Arilo. Nombre genérico para el radical de las combinaciones aromáticas, 389.

Arsénico, 60.

Asfalto, 317.

Aston, F. W. Físico inglés (n. 1877), profesor en Cambridge; descubrió la espectroscopía de masas, 193.

Atómica, unión. (Véase *Átomo*).

Atomocidad (valencia). Número de átomos o grupos atómicos que un átomo puede normalmente fijar, 136 y ss.

Atómico, peso. (Véase *Átomo*).

Átomo. Piedra constructiva material límite; mínima porción de materia que posee propiedades materiales, 95, 98 y ss., 105 y ss., 156 y ss., 161 y ss., 172 y ss., 193 y ss.

— Desmoronamiento artificial del complicado edificio atómico y la subsiguiente transmutación de elementos, 195 y ss.

— El peso atómico relativo indica cuántas veces un átomo es más pesado que una unidad a la que por razones de índole práctica se ha hecho igual a la dieciseisava parte del peso de un átomo de oxígeno. Por lo tanto el átomo de oxígeno con peso atómico = 16 es la base de los pesos atómicos (relativos), 105 y ss., 110 y ss., 130 y ss., 135 y ss.

— También la electricidad tiene estructura atómica y sus átomos se llaman *electrones*, 155.

— Unión de átomos que constituyen una molécula y no quedan en forma de iones (véanse éstos). La unión atómica existe en las moléculas de los elementos, en el

- amoníaco y en otros cuerpos no electrolitos, así como en las combinaciones orgánicas. Por lo demás no hay una separación precisa entre la unión atómica y la unión iónica, sino que de la una se pasa a la otra insensiblemente, 299, 305, 309 y ss., 318.
- Átomogramo.** Número de gramos de un elemento igual al indicado por su peso atómico; por ejemplo, 1 átomogramo de azufre es igual a 32,06 gramos de azufre, 160.
- Avogadro, Amadeo.** Físico italiano (1776-1856), 115, 159.
- constante de, 159.
  - principio de. En igualdad de condiciones externas, en volúmenes iguales de cualquier gas hay contenido el mismo número de moléculas, 115.
- Azilo.** Nombre genérico del radical de los cloruros de ácido, 378.
- Azúcar de caña,** 11 y ss., 367 y ss.
- de uvas. (Véase *Glucosa*).
- Azufre,** 58 y s.
- dióxido de, 58, 260 y ss.
  - trióxido de, 260 y ss.
  - sesquióxido de, 261.
  - tetróxido de, 261.
- Bario,** 64.
- Bases.** Sustancias que contienen el grupo hidroxilo (OH), 81, 83, 86 y ss.
- fuertes y débiles, 85 y ss., 146, 294.
  - fuerza de las. La fuerza de una base se determina por el grado de disociación (véase éste), 294.
  - mono y poliácidas, 285.
- Becquerel, H.** Físico francés (1852 a 1908), 149.
- Benceno,** 386.
- Bencina,** 317 y s.
- Leuna, 332.
  - síntesis de la, 320, 331 y s.
- Benzol.** El benzol consiste en seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno dispuestos en forma de anillo, 386 y s.
- anillo del, 387.
  - combinaciones halogenadas del, 386 y s.
  - condensaciones del, 387 y ss.
  - derivados del, 386 y ss.
  - radical del. (Véase *Fenilo*).
- Bergin,** procedimiento de, para la fabricación industrial sintética de la bencina, 331.
- Bergius, Friedrich.** Químico alemán (n. 1884), 331.
- Berilio,** 64 y ss.
- Bessemer,** convertidor de. Aparato para transformar el hierro (fundición) en acero por combustión del carbono contenido en aquél, 258.
- Bicarbonato de sosa.** Carbonato sódico ácido, 286 y s.
- Bismuto,** 60.
- Blenda de Sidot,** 151.
- Bohr, Niels.** Físico danés (n. 1885), 177 y ss.
- Bórax,** 60.
- Boro,** 60.
- Brillo metálico,** 62.
- Bromhídrico,** 348.
- Bromo,** 56, 146.
- Bromuros,** 89.
- Bronce,** 67.
- Bruto,** fórmula en. La fórmula en bruto o *fórmula empírica* indica solamente el número de átomos que forman una molécula, pero no su disposición mutua, 280, 305, 325.
- Buna.** Caucho sintético alemán, 344 y ss.
- Butadieno,** 349 y ss., 352.
- polimerización del, 352.
- Butano,** 321 y ss., 361.
- iso, 330.
  - fórmula de estructura del, 329, 396.
  - normal, 330.
- N-butano,** 348.
- Buteno,** 346 y s.
- Butenos isómeros,** 347 y s.
- Butilaldehído,** 361.
- Butilato,** 337.
- 2, 3-butileno,** 348.
- 2, 3-butileno, dibromuro,** 348.
- Butírico, ácido,** 361 y s.
- triglicérido del ácido, 362.
- Cadenas laterales.** Unión de cadenas de moléculas en las combinaciones cíclicas, 390.
- Cadmio,** 66.
- Cal apagada,** hidróxido cálcico, 284 y s.
- viva, 64, 254, 352.
- Cálcico,** carbonato, 352. (Creta, 24, 64.)
- carburo, 352.
  - hidróxido, 284 y s.
- Calcio,** 64, 352.
- Calcio, carbonato de:** cal viva, 64, 254, 352; mármol, creta, caliza, 24, 64, 352.
- Calentadores de viento,** 257.
- Caliza (carbonato cálcico),** 24, 64, 352.
- Caloría.** Cantidad de calor que eleva la temperatura de 1 gr. de agua desde 14,5° a 15,5° centígrados

- (caloría pequeña, *cal.*). Una caloría kilogramo (caloría grande, real) equivale a 1000 calorías pequeñas, 237.
- Calor específico. Es la cantidad de calor que aumenta en 1° C. la temperatura de 1 gr. de substancia, 135.
- Calor de formación. Cantidad de calor que queda libre al formarse una combinación, 237. (Véase *Exotérmica, reacción*).
- dilatación por el, 114 y ss., 123 y ss.
- naturaleza del, 114 y ss., 123 y ss.
- Cáprico, caprílico o caprínico, ácido, 363.
- Carbón, 31 y ss., 346.
- Carbonatos, 87.
- Carbonilo, grupo  $\text{>C=O}$ , típico para las cetonas, 357, 371.
- Carbono, 37, 42, 44 y s., 60, 134, 325, 383, 393.
- anillos del. En las moléculas orgánicas complejas, los átomos de carbono portadores (véase *Carbono, armazón del*) se unen entre sí formando anillos cerrados, 396 y s.
- armazón del. En las moléculas orgánicas complejas, los átomos de carbono unidos entre sí, sin tener en consideración los otros átomos y grupos atómicos unidos a los mismos, 359 y ss.
- átomo asimétrico de. Átomo de carbono cuyas cuatro valencias están satisfechas por cuatro átomos o grupos atómicos distintos, 398 y ss.
- cadenas de. En las moléculas orgánicas complejas los átomos de carbono portadores (véase *Carbono, armazón del*) se unen entre sí formando largas cadenas, 330, 382 y ss.
- de los elementos, 60, 142 y ss.
- dióxido de. Anhídrido del ácido carbónico, a menudo llamado también erróneamente ácido carbónico, 37, 86, 102 y s., 110 y ss., 128 y ss., 251 y ss.
- estructura del, 311, 393.
- fórmula general del, 368.
- grupos del, 60, 142 y ss.
- hidratos de, 367 y ss.
- hidrogenación del, 332.
- iones del, 311.
- nomenclatura del, 371.
- óxido de, 102.
- peso atómico de, 110 y s., 134 y ss.
- Carbono, tetraedro del. En el espacio el átomo de carbono se halla situado en el centro de gravedad de un tetraedro regular y sus valencias están dirigidas hacia sus cuatro vértices, 285, 311, 323.
- Carbónico, ácido. (Véase *Carbono, dióxido de carbono*).
- Carboxilo, grupo COOH, típico para los ácidos orgánicos, 257, 369.
- Catálisis. Aceleración de una reacción química lenta por la presencia de una o más substancias extrañas (catalizadores) que durante la reacción no sufren alteración (catálisis verdadera) o que después de verificada la reacción vuelven a aparecer en la misma cantidad (seudocatálisis), 245 y ss., 255, 332 y s., 374.
- Catalizador. Substancia que produce una catálisis, 245, 252, 262, 274, 332, 374.
- Catión. Ion cargado de electricidad positiva que en la electrólisis se dirige hacia el cátodo, 213, 311.
- Cátodo. Polo negativo en el transporte por la corriente eléctrica, 153, 209.
- Caucho, 342 y ss., 384.
- sintético, 344.
- vulcanizado, 343.
- Celofán, 374.
- Celulosa, 368, 372 y ss., 384.
- al sulfito, 261.
- xantogenato de, 374.
- Celuloso xantogénico, ácido, 374.
- Cementita, 258.
- Cementos, 65.
- Centrífuga, fuerza, 177.
- Cerámica, 65.
- Cero absoluto, 114.
- Cesio, 64, 146.
- Cetonas. Combinaciones orgánicas con el grupo carbonilo, 357, 370 y s.
- Cianhídrico, ácido, 87.
- Cianógeno, 103.
- Cianuro potásico, 379.
- Cianuros, 87.
- Ciclohexano, 385 y s.
- Cicloparafina, 385.
- Ciclopropano, 385.
- Cinabrio, 67.
- Cloratos, 87, 92.
- Clorhídrico, ácido, 57, 80 y s., 129 y s., 235 y s., 276 y s., 282 y s., 323.
- Clórico, ácido, 92.
- Cloro, 56 y s., 146, 323 y ss., 327.
- detonante. Gas, 61, 236.
- ácido hipocloroso, 316.

Cloro, estructura atómica del, 188, 210, 308 y ss.  
 — iones de, 309 y ss.  
 — peso atómico del, 188 y ss.  
 Cloroacético, ácido, 378.  
 Clorofila, 392.  
 Cloroformo, 323.  
 Clorometano, 323.  
 Cloruro amónico, 299.  
 — metílico, 379.  
 — de sodio. (Véase *Sal común*).  
 Cloruros, 87 y ss.  
 — de ácidos, 378 y s.  
 Coagel. Gel coagulado, 228.  
 Coagulación. Precipitación y agrupamiento de las partículas coloidales, 227 y ss., 344. Las partículas coloidales están cargadas de electricidad positiva o negativa; por la acción de una corriente eléctrica de signo contrario al de su carga propia, las partículas coloidales se aglomeran, se precipitan en la solución y caen al fondo del recipiente, 230.  
 — electrolítica, 230.  
 Cobalto, 66, 303 y ss.  
 — carburo de, 332.  
 — combinaciones complejas del, 303 y ss., 332.  
 — cloruro de, 332.  
 Cobre, 67, 91.  
 — óxido de, 91, 136.  
 — peso molecular del, 136.  
 Cola, 76, 228.  
 Colador, 13 y s., 75 y s.,  
 — (filtro).  
 Coloides. Sustancias que al disolverlas no se descomponen en moléculas o iones, sino que forman agregados moleculares de un tamaño de  $10^{-3}$  hasta  $10^{-8}$  cm. No cristalizan en sus soluciones, sino que dan precipitados gelatinosos llamados *geles*.  
 — eucoloides. Moléculas orgánicas de gran tamaño que por su magnitud entran en el dominio de los coloides; por tanto, sus «soluciones» son siempre soluciones coloidales, 226.  
 — irresolubles. Llamados así porque después de su coagulación, al actuar sobre los mismos el disolvente no vuelven a dar una solución coloidal, 228 y ss.  
 — liófilos. Llamados así porque sus partículas no tienen ninguna afinidad para las moléculas del disolvente, sus soluciones son muy inestables y al coagularse dan precipitados pulverulentos irresolubles, 231.

Coloides liófilos. Llamados así porque sus partículas se rodean con moléculas del disolvente (véase *Hidratación*), sus soluciones son muy estables y al coagularse dan precipitados gelatinosos resolubles, 231.  
 — protectores. Son soles liófilos (véanse éstos) cuyas partículas rodean a las partículas de los soles liófilos inestables y de esta manera los estabilizan, 231 y ss.  
 — resolubles. Llamados así porque después de su coagulación, al actuar sobre ellos el disolvente vuelven a dar una solución coloidal, 228 y ss.  
 Combinación cíclica. Es lo mismo que combinación de cadena anular, 385 y ss., 397 y ss.  
 — pesos de, 103.  
 Combinaciones alicíclicas. Combinaciones de la serie grasa de cadena cíclica (véase *Anillos carbonosos*), 386.  
 — alifáticas. Gran grupo de combinaciones orgánicas. Combinaciones de la serie grasa. Predominantemente moléculas de cadena abierta (véase *Cadenas carbonosas*), 386.  
 — aromáticas. Segundo gran grupo de combinaciones orgánicas (véase *Combinaciones alifáticas*) cuya substancia primordial es el benceno. Predominantemente combinaciones cíclicas, 386 y ss.  
 — carbocíclicas. Combinaciones cíclicas cuya armazón está constituida exclusivamente por átomos de carbono, 386.  
 — de la serie grasa. Alifáticas, 386.  
 — de difenilo. Se originan por la unión de dos núcleos bencénicos, 390.  
 — heterocíclicas. Combinaciones cíclicas cuya armazón no está constituida exclusivamente por átomos de carbono, 386.  
 — inorgánicas, 46.  
 — orgánicas, 46.  
 — peso de. Peso de un elemento con el que entra en combinación (véase *Ley de las proporciones constantes*), 103.  
 Combustión, 31 y ss., 56, 247 y ss.  
 Complejo. Grupo atómico que consiste en el átomo central y los átomos o grupos atómicos unidos al mismo por sus valencias principales y secundarias, 301.  
 Complejos saturados, 302.  
 Concentración, 203, 269.

- Condensación, calor de. Es el calor que queda libre al condensar un vapor para licuarlo; es igual al calor de vaporización, que es el calor consumido al vaporizar el líquido, 238.
- corpúsculos de. Partículas en el aire sobre las que el vapor acuoso se precipita en forma de gotas líquidas al enfriarse (niebla, lluvia), 162.
  - método de. Preparación de soluciones coloidales por aglomeración de moléculas hasta alcanzar el tamaño de las partículas coloidales, 227 y ss.
  - (Anillo bencénico), 390.
- Congelación, punto de. Punto de solidificación; temperatura a la cual un líquido pasa al estado sólido y que en general es igual al punto de fusión, 126, 203 y s.
- disminución del punto de. Una solución tiene un punto de solidificación más bajo que el del disolvente, 203 y s.
- Coordinación, número de. Número máximo de átomos o grupos atómicos que un átomo puede fijar con sus valencias principales y secundarias, 303.
- Cracking. Descomposición de hidrocarburos complejos del petróleo para obtener productos importantes para la técnica (bencina), 320, 331.
- Crénor tártrato, 85.
- Creta. (Carbonato cálcico), 24, 64.
- Criptón, 54, 183.
- Cristales, 121 y ss.
- de mezcla. Sustancias químicamente parecidas que cristalizan en las mismas formas cristalinas y pueden mezclarse tan íntimamente entre sí que formen cristales penetrados, 202.
- Cristalización, agua de. Agua combinada a las moléculas de los cristales. Véase *Hidratos*, 38, 221.
- Cristalografía, 121.
- Cromo, 66.
- Cuarzo, 60 y s., 254.
- Cubeta neumática. Dispositivo para recoger gases sobre agua, 33 y s.
- Curie, Maria. Física francesa (1867 a 1934), 149.
- Chadwick, J. Físico inglés (n. 1891), 181.
- Deshidratación. Separación de agua en una combinación, 355.
- Deshidrogenación. Separación de hidrógeno en una combinación, 355.
- Destilación. Separación de líquidos más volátiles de otros líquidos menos volátiles o también de substancias sólidas, por vaporización y condensación de los vapores por enfriamiento, 14.
- fraccionada. Separación de componentes de distinto punto de ebullición en una mezcla de líquidos, 317.
- Deuterón. Núcleo atómico del hidrógeno pesado (véase éste), 194, 196.
- Dextrotartárico, ácido, 401.
- Diálisis. Separación de las partículas coloidales de las partículas eventualmente disueltas en el mismo líquido, con objeto de obtener una solución coloidal pura, 224.
- Diamante, 61.
- Diastasa. En el malta germinado, el fermento que desdobra el almidón en azúcar (maltosa), 375.
- 2, 3-dibromobutano, 348.
- 1-3 dibromopropano, 384.
- Dibromuro, 348.
- Difusión. Mezcla que se produce espontáneamente entre gases en contacto o entre líquidos mezclables a causa del movimiento molecular, 113.
- Dimetilamina, 380.
- Dihalogenuro, 347.
- Dioxicombinaciones, 342.
- Disacáridos, 371.
- Disociación electrolítica. Desdoblamiento en iones de las moléculas de un electrólito disuelto, 214 y s., 218, 278, 288, 294 y ss., 309.
- térmica. Desdoblamiento de las moléculas en átomos por la acción del calor, 147, 214 y ss., 239 y ss., 278.
  - grado de. Relación entre las moléculas disociadas y las moléculas no disociadas en una substancia, 295.
- Disolución. Transformación de una solución coloidal en una solución verdadera por desmenuzamiento de las partículas hasta alcanzar la magnitud molecular, 227.
- Dispersión, método de. Procedimiento para obtener soluciones coloidales por desmenuzamiento de las partículas hasta alcanzar la magnitud coloidal, 227.
- Dispersa fase, 73.
- Disperso, medio, 73.
- sistema, 73.

- Dulong, Pierre Louis. Químico y físico francés (1785-1838), 135.
- Dulong-Petit, regla de. El producto del peso atómico por el calor específico de un elemento es aproximadamente igual a 6,4, pág. 136.
- Ebonita. Goma dura, 344.
- Ebullición, punto de. Temperatura a la cual un líquido toma el estado gaseoso, 124, 146, 205.
- elevación del punto de. Las soluciones tienen un punto de ebullición más alto que el del disolvente, 205 y ss.
- Electroforesis. Emigración de partículas coloidales bajo la influencia de la corriente eléctrica, 229.
- Electrólisis. Descomposición de los electrólitos disueltos mediante la corriente eléctrica, 206 y ss.
- Electrólitos. Sustancias que en solución sufren la disociación electro-lítica (ácidos, bases, sales), 206, 214.
- Electrón. Átomo de electricidad, 155.
- o átomo, peso del, 159 y ss.
- movimiento del. Los electrones giran alrededor del núcleo atómico siguiendo trayectorias que se hallan sobre diversas esferas dispuestas concéntricamente, según Niels Bohr, 181 y ss.
- Los electrones que se mueven alrededor del núcleo atómico giran al mismo tiempo alrededor de su propio eje, del mismo modo que la Tierra en su movimiento alrededor del Sol, 313 y ss.
- Elementos. Las últimas unidades materiales cualitativas, 6 y ss.
- radiactivos (véase *Radiactividad*), 148 y ss., 166 y ss.
- Empédocles. Filósofo griego (hacia 490-430 a. de J. C.), creador de la doctrina de los cuatro elementos, 7.
- Emulsión. Mezcla de partículas líquidas con un líquido o gas, 72, 77, 199 y ss.
- Emulsoide. Emulsión coloidal, 226.
- Endotérmica, reacción. Reacción que absorbe calor, 237.
- Energía. En Física: la capacidad de un cuerpo para producir un trabajo, 29 y ss.
- Enzimas, 375. (Véase *Fermentos*).
- Equilibrio químico. En las reacciones químicas tienen efecto siempre simultáneamente una formación y una destrucción de combinaciones. El equilibrio se establece en el momento en que se forma y destruye la misma cantidad de combinaciones y el conjunto no varía ya de composición. Por consiguiente, el equilibrio químico es un equilibrio dinámico, 240 y s., 294.
- de la disociación electrolítica. En la disociación electrolítica (véanse ésta y el *Grado de disociación*) se produce un equilibrio cuando se disocia un número de moléculas igual al de moléculas que se forman, 294 y ss.
- constante de, 272.
- Escandio, 65.
- Escarcha, 161 y s.
- Escoria, 256 y ss.
- Espato de cal, 64.
- Espectro de masa de un elemento. Este espectro da una imagen de su composición en isótopos, 193 y s.
- Estaño, 67.
- Estéarico, ácido, 363.
- Éster. Los ésteres se originan por la acción de los ácidos sobre los alcoholes, 340 y ss., 354 y ss.
- etilsulfúrico, 341.
- neutro, 340.
- saponificación del, 340.
- Ésteres de ácidos minerales. Se originan al actuar los ácidos minerales sobre los alcoholes, 355.
- saponificación de los. Con un éster (véase éste) y agua se forma un alcohol y un ácido. Es la inversa de la esterificación, 340, 364.
- Esterinas, 363.
- Estroncio, 64.
- Etano, 321 y ss., 361.
- derivados del, 361 y s.
- fórmula de estructura del, 321 y ss., 394.
- radical del, 324.
- Eteno, 346.
- Éter. Clase de combinación orgánica que consiste en dos radicales (véanse éstos) unidos entre sí por un átomo de oxígeno: R—O—R', 339.
- En Medicina: éter dietílico, 339.
- simple, 340.
- Etilato, 337.
- Etilbenzol, 388 y ss.
- Etileno, 346.
- Etilo, 324.
- dicloruro de, 341.
- Etilsulfúrico, ácido, 340.
- Estructura, fórmula de. Indica la disposición de los átomos en la molécula, 280, 297 y ss.
- Eudiómetro, 26.

- Evaporación. Reducción a vapor, 81, 119 y s., 289 y s., 309.  
— calor de. (Véase *Calor de condensación*), 119.
- Exotérmica, reacción. Reacción que desprende calor, 237, 247.
- Experimento, 10 y s., 53.
- Fajans, Casimiro. Físico y químico (n. 1887); descubrió con Boddy las leyes de la transposición, 190.
- Fase dispersa. En las mezclas de sustancias, la substancia que se mezcla con otra, 73.
- Fécula, 361 y ss., 372.  
— de patatas (fécula), 374.
- Feldespató, 61.
- Fenantreno, 391.
- Fenilo, 389.
- Fenol, 389.
- Fermentación, 374 y s.
- Fermentos. Substancias activas producidas por seres vivientes, 374 y s.
- Férricas, combinaciones. Combinaciones del hierro trivalente, 248 y s.
- Ferrosas, combinaciones. Combinación del hierro divalente, 248 y s.
- Filtro, 74.
- Fischer, Franz. Químico alemán (n. 1877), 332.
- Fischer-Tropsch, método de (bencina sintética), 332.
- Flúor, 56, 146.
- Fluorescencia. Brillo que las sustancias adquieren *per se* mientras se iluminan, especialmente con rayos ultravioletados, rayos catódicos, rayos Roentgen y radiaciones del radio, 149.
- Fluorhídrico, ácido, 89.
- Fluoruros, 87 y ss.
- Formaldehído, 361, 368.
- Formalina, 368.
- Fórmico, ácido, 85, 361.
- Fórmula racional. Forma abreviada de representar las fórmulas de estructura de las combinaciones orgánicas, 328 y ss. (Véase *Estructura*).
- Fosfato sódico, 286.
- Fosforescencia. Brillo que las sustancias adquieren *per se* y que conservan aun después de haber sido iluminadas, especialmente por radiaciones ultravioletadas, rayos Roentgen, rayos catódicos y radiaciones del radio, 149.
- Fosfórico, ácido, 84, 147, 286.
- Fósforo, 59 y s.
- Fructosa. Azúcar de frutos, 371 y ss.
- Fundente en el alto horno, 254 y ss.
- Fundición blanca, 258.  
— gris, 258.
- Fusión, punto de. Temperatura a la cual un cuerpo sólido toma el estado líquido. (Véase *Congelación, punto de*), 124, 146, 205.
- Galvanoplastia, 212.
- Gangas, 249.
- Gas de agua. Es una mezcla de hidrógeno y óxido de carbono. Materia prima para la síntesis de la bencina por el procedimiento de Fischer-Tropsch, 332.  
— detonante. Mezcla explosiva de hidrógeno y oxígeno, 29, 57.  
— coeficiente de dilatación del, 114.  
— densidad del. Masa de la unidad de volumen de un gas medida por la relación ponderal entre el volumen del gas considerado y un volumen igual al suyo de aire, 116 y ss.
- Gases, dilatación de los, 112 y ss., 201 y s.  
— nobles, 54.  
— — disposición de los electrones de los, 309 y ss.  
— teoría de los, 113 y s.
- Gel. Precipitado gelatinoso que se separa de una solución coloidal, 228.
- Germanio, 60.
- Glauber, sal de, 213 y s., 287.
- Glicérico, ácido, 375 y s.
- Glicerina, 342, 362, 369, 375.  
— éster de, 355, 362 y ss.
- Glicocola. (Véase *Aminoacético, ácido*).
- Glicol, 342, 368 y s.
- Glicolaldehído, 369.
- Glioxal, 369.
- Glucosa, 371 y ss., 400.
- Gneis, 60.
- Gramoátomo. (Véase *Atomogrammo*).
- Granito, 60.
- Grasas, 363.
- Gres, 65.
- Grisú. (Véase *Metano*).
- Guldberg, C. M. Investigador noruego (1836-1902) que descubrió con P. Waage la ley de la acción de masas, 270.
- Haber-Bosch, procedimiento de, 321.
- Halógenos, 56 y s., 64, 89, 142, 146 y s., 323.  
— estructura atómica de los, 185 y s.
- Helio, 54 y s., 155 y s., 182.
- Hematites roja, 250.
- Henry, ley de. La solubilidad de los gases en los líquidos aumenta con la presión a que se encuentran aquéllos (agua de Seltz), 201.

- Henry William. Químico inglés (1774 a 1836), 201.
- Heráclito. Filósofo griego (hacia 540 a 480 a. de J. C.), 166 y s.
- Hexano, 321, 370 y s.
- Hexita, alcohol hexavalente, 370.
- Hexosas, 371 y s.
- Hidratación. Los iones disociados electrolíticamente están rodeados por una tupida corona de moléculas de agua, 220 y s.
- Hidratos. Combinaciones que contienen agua de cristalización, 221, 277, 303.  
— de carbono, 371.
- Hidrocarburos, 318 y ss., 345 y ss.  
— derivados de los, 319 y ss.  
— fórmula empírica de los, 319.  
— iso, 329 y ss.  
— límites de los, 325.  
— nomenclatura de los, 320.  
— normales, 330.  
— no saturados, 345 y ss.  
— peso molecular de los, 318 y ss.  
— saturados, 325.
- Hidrógeno, 27, 36 y s., 57 y ss., 82, 100 y ss., 136 y s., 172, 284 y s.  
— átomo de, 107 y s., 154 y ss.  
— iones de, 310.  
— núcleo atómico del; protón, 179 y ss.  
— peróxido de, 91, 298 y s.  
— pesado; isótopo del hidrógeno, de peso atómico 2 (véase también *Deuterón*), 194.
- Hidrólisis. Lo contrario de la neutralización: de una sal y agua se forman un ácido y una base, 297.
- Hidroquinona, 389.
- Hidrosol. Coloide en medio acuoso, 227.
- Hidrosulfuro potásico, 379.
- Hidroxilo, grupo, OH, típico para las bases, 83, 129, 213, 279, 284 y ss.
- Hidruros. Son combinaciones directas de elementos con hidrógeno, 90, 311.
- Hielo, 123 y ss.
- Hierro, 37, 64, 66, 218.  
— Afinación, descarburación de la fundición para fabricar acero, 257.  
— cloruro de, 218.  
— colado del, 254 y ss.  
— contenido en carbono del, 255 y ss.  
— en bruto, 254 y ss.  
— obtención del, 253 y ss.  
— óxidos de, 37, 218 y ss.  
— pirita de. (Véase *Pirita*).
- Hofmann, aparato de. Para descomponer el agua, 25 y s., 205.
- Hofmann, Fritz. Químico alemán (n. 1866). Investigador dirigente en el sector de la síntesis del caucho en Alemania, 352.
- Hollin, 61.
- Hombre, composición material del, 41 y ss.
- Homólogas, series. Conjunto de combinaciones orgánicas afines cuyas moléculas se diferencian mutuamente en un grupo  $\text{CH}_2$ , 322 y ss., 346 y ss.
- Hormigón, 65.
- Hormonas, 89.
- Humo, 73.
- Igualdad, 128.
- Ion. Grupo atómico complejo ionizado, 301 y s.
- Iones. Átomos o grupos de átomos cargados de electricidad que se originan en las soluciones acuosas por la disociación electrolítica o en los gases por la acción de corrientes eléctricas de alta tensión, rayos Roentgen y radiaciones radiactivas, 209 y ss., 294 y ss., 309.  
— combinación de. Se produce cuando los que forman una combinación no son los mismos átomos, sino los iones (véanse éstos).
- Ionio, 171.
- Isobutano, 330.  
— radical del, 380.
- Isomería. Fenómeno que presentan las sustancias de la misma composición empírica, pero distintas químicamente (isómeros), 330, 348, 359, 389 y s.  
— Estereoisomería. Fenómeno que distingue a las sustancias de la misma composición por la disposición especial de sus átomos en la molécula, 397 y ss.
- Isopreno. Sustancia básica del caucho natural, 350.
- Isotopía, 193.
- Isótopos. Distintas variedades de un elemento químico que sólo se diferencian entre sí por el peso atómico, 193 y s.
- Itrio, 65.
- Jabones, 353.  
— blandos, 364.  
— duros, 364.  
— sintéticos, 364 y s.
- Kant, Immanuel. Filósofo alemán (1724-1804), 5.
- Ladrillos, 65.

- Lana celular, 374.  
 Lantano, 65.  
 Látex, 344.  
 Latón, 67.  
 Láurico, ácido, 363.  
 Le-Chatelier y Braun, principio de, 244.  
 Leche, 72.  
 Lejía de potasa, 34, 86 y s.  
 — de sosa, 82 y ss.  
 — de sulfito, 373.  
 Lejías. Disoluciones acuosas de bases, 81.  
 Lenard Philipp. Físico alemán (n. 1862), 153, 166.  
 Levadura, 374.  
 Levotartárico, ácido, 401.  
 Levulosa. (Véase *Fructosa*).  
 Lignina, 373.  
 Ligroína, 317.  
 Limonita, 250.  
 Liosol. Solución coloidal cuyo medio disperso es líquido, 227.  
 Líquidos, 119 y ss., 201.  
 Lisoforno, 368.  
 Litio, 64, 146.  
 — estructura atómica del, 182 y ss.  
 Loschmidt, número de. Número de moléculas en un mol (véase éste) de una sustancia:  $6,06 \times 10^{23}$  moléculas, 159.  
 Loza, 65.  
 Lubricantes, 317.  
 Luz polarizada. La luz natural se propaga en ondas transversales en una multitud de planos de vibración completamente desordenados. Ciertos cristales tienen la propiedad de dejar pasar solamente la luz en una dirección completamente determinada. Esta luz se llama *luz polarizada* y el plano en el cual vibran las ondas luminosas se llama *plano de polarización*. Las moléculas de las sustancias ópticamente activas tienen la facultad de hacer girar (hacia la derecha o hacia la izquierda) la luz polarizada que las atraviesa, 399 y ss.  
 Llamas, 38.  
 Magnesio, 64.  
 Magnetismo, 66.  
 Magnetita, 250.  
 Manganeso, 66.  
 Manteca de cerdo, 363.  
 — de vaca, 363.  
 Mármol. (Carbonato cálcico), 64.  
 Martín, Pierre y Emile. Metalúrgicos franceses, 259.  
 Masas, ley de acción de las. Esta ley muestra la dependencia entre la concentración de las diversas sustancias que actúan mutuamente, las velocidades de la reacción y la concentración de las sustancias producidas, 262 y ss., 270 y ss.  
 Materias primas. (Véase *Substancias*), 1 y ss., 6 y ss., 365.  
 Medio disperso. En las mezclas de sustancias, la sustancia a la cual se ha mezclado otra sustancia, 73.  
 Mendelejev, Dimitri Ivanovich. Químico ruso (1834-1907), 142 y s., 148.  
 Mercaptanes, 379.  
 Mercurio, 34 y s., 56, 67.  
 — óxido rojo de, 65.  
 Mesotartárico, ácido, 401.  
 Mesotorio, 171.  
 Meta, posición. Al reemplazar simultáneamente dos átomos de hidrógeno en un anillo bencénico por otros átomos o grupos atómicos hay tres casos posibles (isomería), que se designan con los nombres de posición *orto* (dos vértices contiguos), posición *meta* (dos vértices separados por otro vértice) y posición *para* (dos vértices opuestos), 390.  
 Metales, 22 y s., 40 y ss., 50 y s., 61 y ss., 82, 121, 140, 147, 284 y s.  
 — alcalinos, 64, 85, 142 y ss.  
 — alcalinotérreos, 64.  
 — conductibilidad térmica y eléctrica de los, 63.  
 — división de los, 63 y s.  
 — estructura atómica de los, 183.  
 — ligeros, 63 y ss.  
 — nobles, 66 y s.  
 — no nobles, 66.  
 — pesados, 64 y ss.  
 — seminobles, 67.  
 — térreos, 64 y ss.  
 Metaloides. (Véase «*no metales*» ).  
 Metamería. Isomería de agregación o de posición, 401.  
 Metano, 61, 136, 146, 318, 321, 331.  
 — derivados del, 361, 368.  
 — fórmula de estructura del, 331, 394.  
 — radical del, 324.  
 Metilamina, 380.  
 Metilato, 337.  
 — sódico, 337.  
 Metilbenzol, 388 y ss.  
 2-metilbutadieno, 349.  
 Metilcaucho, 352.  
 Metileno, dicloruro de, 342.  
 Metilo. Radical del metano, 324.  
 — cloruro de, 323, 325, 382.

- Meyer Lothar. Químico alemán (1830 a 1895), 142.
- Mezclas, 14, 70 y ss., 199 y ss., 317 y ss.
- homogéneas, 14.
  - separación de las, 74 y ss.
  - recémicas. Son mezclas ópticamente inactivas, pero que consisten en partes iguales de sustancias estéreoisómeras levógiras y dextrógiras, 401.
- Mica, 61.
- Mínimo esfuerzo, principio del. Al actuar un esfuerzo externo sobre un sistema material se produce en éste una reacción que tiende a disminuir este esfuerzo, 244 y ss.
- Mirístico, ácido, 363.
- Mol (moléculagramo). Es el número de gramos de una substancia indicado por su peso molecular; por ejemplo, 1 mol de agua es igual a 18 gramos de agua, 118 y ss.
- Moléculagramo. (Véase *Mol*).
- Moléculas. Mínimas partículas de una combinación, así como el átomo es la mínima partícula de un elemento, 110 y ss.
- disociación térmica de las, 147.
  - energía cinética de las, 114.
  - Elemento. Muchos elementos no metálicos, como los halógenos, el nitrógeno, el oxígeno, etc., se encuentran en la Naturaleza en estado gaseoso, mas no en forma atómica, sino siempre en forma molecular, con uno o más átomos en la molécula. Por este motivo, físicamente la molécula puede definirse diciendo que es la partícula mínima que en un sistema gaseoso puede moverse como un todo único en el espacio ocupado por el gas, 132 y ss., 146.
  - Estructura espacial de las moléculas orgánicas, 392 y ss.
  - Estructura de las moléculas inorgánicas, 297 y ss.
  - Estructura de las moléculas orgánicas, 325 y ss.
  - en el mol, número de (número de Loschmidt), 159.
- Molibdeno, 66.
- «Moller», 254.
- Monocloruros, 323, 358.
- Monosacáridos, 371 y s.
- Mucedíneas, 402.
- Naftalina, 391.
- Naftenos, 385.
- Neón, 54, 183.
- Neutralización. Cuando al actuar un ácido sobre una base, o viceversa, se forma una sal que no tiene reacción ácida ni básica, sino «neutra», 86 y ss.
- calor de. Es la cantidad de calor que queda libre en todas las neutralizaciones y es igual a 13,7 Kcal., 86, 289.
  - teoría de la, 86 y s.
- Neutrón. Partícula atómica sin carga de la masa de un protón, 181 y s.
- Newton, Isaac. Físico inglés (1643 a 1727), 99.
- Niebla, 28, 74, 162.
- Níquel, 66.
- Nítrico, ácido, 84, 242, 285, 298, 340.
- anhídrido del ácido, 298.
- Nitrilos, 379.
- Nitro, 84, 242.
- Nitrógeno, 34 y ss., 44, 54, 59, 242 y ss., 298.
- grupo del. (En los elementos), 59, 142, 145.
  - peso atómico del, 111.
  - pentóxido de, 298.
  - trióxido de, 298.
- Nitroso, ácido, 298.
- Nomenclatura química, 233 y ss.
- «No metales», 22 y s., 40, 50 y s., 61, 82, 147.
- Olefinas, 346 y ss.
- Combinaciones halogenadas, 347.
  - Fórmula general, 346.
  - Nomenclatura, 346 y s.
- Oleico, ácido, 363.
- Ópticamente activo. (Véase *Luz polarizada*).
- Orden, número de. Número de un elemento en el sistema periódico; este número indica cuántas cargas positivas (y por lo tanto protones) contiene el núcleo atómico y al mismo tiempo cuántos electrones rodean el núcleo, 182.
- Oro, 11 y s., 52, 62 y ss., 390.
- Orto, 390. (Véase *Meta, posición*).
- Ortoforma. (Véase *Meta, posición*).
- Osmosis. Fenómeno en virtud del cual una solución contenida en un cilindro cerrado de arcilla atrae al disolvente, aumentando así en el cilindro la presión (presión osmótica), 204.
- Osmótica, presión, ley de la, 204.
- Ostwald, Wolfgang. Químico alemán (n. 1883), 223, 232.
- Oxálico, ácido, 85, 369.
- Oxiácido, 378.

- Oxidación. Combinación de una sustancia con el oxígeno o eliminación de hidrógeno de la misma (véase además *Combustión*), 37 y ss., 66, 91 y ss.
- Oxidante. Sustancia que cede fácilmente oxígeno a otras sustancias o quita fácilmente hidrógeno a otras sustancias, 91.
- Oxígeno, 28, 36 y ss., 42 y ss., 58 y ss., 83.
- grupo del (En los elementos), 58 y s., 142 y ss.
- Oxigrupos. Son los grupos OH de las combinaciones orgánicas que no están unidos ionogénicamente, 342.
- Ozono, 151.
- Palmítico, ácido, 363.
- Papel, 373.
- Para, 390. (Véase *Meta*, *posición*).
- Parafinas, 317, 321 y ss., 346 y ss., 357 y s.
- fórmula empírica de las, 322.
- Paraforma. (Véase *Meta*, *posición*).
- Pasteur, Louis. Químico francés (1822 a 1895), 402.
- Pechblenda, 150.
- Pentano, 321, 331.
- fórmula de estructura del, 326.
- Pentosas, 371.
- Peptización. Proceso en virtud del cual los coloides albuminoides resolubles vuelven a formar una solución coloidal, 231.
- Periódico, sistema. Disposición de los elementos que pone de manifiesto las relaciones de parentesco que existen entre ellos, 142 y ss., 183 y ss.
- Peróxido de hidrógeno. Superóxido de hidrógeno, 91, 298.
- Peso atómico. (Véase *Átomo*).
- equivalente. Cantidad en peso de sustancia que puede combinarse con 1,008 gr. de hidrógeno o desprender este mismo peso de hidrógeno, 221 y s.
- específico. Peso de la unidad de volumen (1 c. c.) de una sustancia, 116.
- molecular de una sustancia. Es igual a la suma de los pesos atómicos, 110 y ss.
- Petit, A. Th. Físico francés (1791 a 1820), 135 y s.
- Petróleo, 315 y ss., 351.
- éter de, 317.
- fracciones del, 317 y ss.
- origen del, 316.
- Piedra infernal. Nitrato de plata, 290 y s.
- Pirita. Sulfuro de hierro, 58, 250, 260 y s.
- Pirocatequina, 389.
- Pirotartárico, ácido, 376.
- Plantas, composición material de las 44 y ss.
- Plata, 66.
- bromuro de, 290.
- cloruro de, 289 y ss.
- hidróxido de, 290.
- nitrato de, 290 y ss.
- sulfuro de, 90, 289.
- yoduro de, 290.
- Platino, 57, 66 y s.
- como catalizador, 242.
- Plomo, 67, 171.
- peso atómico del, 191 y ss.
- como producto final de la transformación radiactiva, 171.
- Polimerización. Unión de varias moléculas de la misma sustancia formando cadenas muy largas, 350 y ss.
- Polisacáridos, 371 y ss.
- Polonio, 150, 171.
- Porcelana, 65.
- Positrón. Electrón con carga positiva, 197.
- Potasio, 64, 146.
- Presión parcial. En una mezcla de gases cada gas ejerce una presión (presión parcial) igual a la que ejercería de estar solo en el recinto que la contiene, 270.
- Propano, 321 y ss., 346, 361.
- fórmula empírica del, 328.
- radical del, 324.
- Propeno, 346.
- Propilbenzol, 388.
- Propilo. Radical del propano, 324 y ss.
- fórmulas de estructura de los cloruros de, 329.
- Propionaldehído, 361.
- Propiónico, ácido, 361.
- Proporciones. Ley de las proporciones constantes. Dos sustancias se unen siempre entre sí en proporciones ponderales de mezcla determinadas, 101 y ss.
- Ley de las proporciones múltiples. Cuando un elemento *A* forma con otro elemento *B* varias combinaciones, los pesos de *B* guardan entre sí una relación sencilla, 103.
- Protactinio, 171.
- Protón. Núcleo del átomo de hidrógeno con carga positiva, 180.
- Prout, William. Médico inglés (1785 a 1850), 180.
- Quetohexosa, 371.
- Quetona aromática, 389.

- Quetonas, cetonas o acetonas, 357.  
 Quetosas, 371.  
 Química, 9, 46 y s., 274, 279.  
 — fisiológica, 367, 402.  
 — inorgánica, 46 y s.  
 — orgánica, 46 y s., 383.  
 — sintética, 280.
- Racemadas. Moléculas orgánicas con una constitución tal que sus dos mitades tienen distinta actividad óptica y su conjunto es ópticamente inactivo (véase *Mecclas racémicas*), 401.
- Radiación radiactiva (véase *Radiactividad*), 149 y ss., 190.
- Radiactividad. Propiedad que tienen algunos elementos (por ej., el uranio, el torio y el actinio) de descomponerse emitiendo rayos alfa, beta y gamma, transformándose en elementos más ligeros, que generalmente son también radiactivos, 150 y ss., 165 y ss.
- artificial, producida por desmoronamiento atómico en elementos *per se* (estables por ej., en el nitrógeno, sodio, fósforo, etc.), 195 y ss.
- Radical. El encadenamiento interno de las sustancias orgánicas queda ante todo de manifiesto en el hecho de que todas las sustancias que forman series homólogas reaccionan análogamente. Así la igualdad  $RCl + H_2O = ROH + HCl$  reproduce todas las reacciones en las cuales con el cloruro de un hidrocarburo saturado se forma el correspondiente alcohol. En lugar de R (radical) puede pues ponerse el correspondiente resto de molécula de este hidrocarburo clorado; el cloruro de metilo tiene por fórmula  $CH_3Cl$  y el radical metilo es  $CH_3$ ; el cloruro de butilo tiene por fórmula  $C_4H_9Cl$  y el radical butilo es  $C_4H_9$ , etc., 324 y ss.
- Radio, 149 y ss., 169 y ss.  
 — estructura atómica del, 182.  
 — emanación del (Véase *Radón*).
- Radón, 54, 183.
- Rag. Denominación introducida aquí por razones de índole pedagógica para la unidad del peso atómico, 108.
- Ramsay, William. Químico inglés (1852-1916), 54.
- Rayleigh, John William Strutt, lord. Físico inglés (1842-1919), 54.
- Rayón, 373.
- Rayos alfa, núcleos de átomos del helio. Parte de los rayos emitidos por los elementos radiactivos, 152 y ss., 162 y ss., 173 y ss., 189 y ss.
- beta, electrones. Parte de los rayos emitidos por los elementos radiactivos, 152 y ss., 162 y ss., 173 y ss., 189 y ss.
- catódicos. Electrones que son proyectados por el cátodo de un tubo, en el que se ha practicado un vacío muy grande, al aplicar una corriente eléctrica, 153 y ss.
- corpusculares. Consisten, contrariamente a los rayos ondulatorios (por ej., la luz), en partículas pequeñas que se mueven rápidamente y tienen casi siempre una carga eléctrica, 154, 193 (rayos de átomos).
- gamma. Rayos de onda muy corta que forman parte de los rayos emitidos por los elementos radiactivos, 152, 197.
- ondulatorios (véase *Luz polarizada*), 150.
- Roentgen. Rayos de onda muy corta que se desarrollan al encontrar un obstáculo los rayos catódicos, 149 y ss.
- Reacción. Proceso de transformación, formación y descomposición de las sustancias químicas, 10, 53 y ss.
- ácida (véase *Neutralización*), 86, 291.
- básica (véase *Neutralización*), 86, 279.
- de adición. Las moléculas que tienen un doble enlace (véase éste) pueden admitir dos átomos o grupos atómicos monovalentes «rompiendo» este doble enlace (adición), 348 y ss.
- en las cadenas laterales, 390.
- neutra (véase *Neutralización*), 86, 281.
- característica, velocidad de, 269.
- efectiva, 270.
- Reacciones concurrentes. Reacciones que se producen al mismo tiempo al actuar unas sustancias sobre otras y dan lugar a diversas sustancias, 381 y s.
- graduadas. Distintas reacciones que se suceden tan rápidamente al actuar unas sustancias sobre otras que en su conjunto constituyen una sola reacción, 382.
- Reducción. Combinación de una sustancia con el hidrógeno o eliminación de oxígeno de la misma, 91, 248 y ss., 283 y ss.

- Reducción, zona de. Región del alto horno en la que los óxidos de hierro contenidos en los minerales pierden su oxígeno quedando reducidos a hierro, 254 y ss.
- Reductor. Sustancia que cede fácilmente hidrógeno a otra sustancia o que le quita oxígeno, 90 y ss., 249 y ss.
- Refucientes, los, 61.
- Remolacha, azúcar de. (V. *Sacarosa*).
- Resorcina, 389.
- Riton. (Véase *Radón*).
- Rotación libre. En las combinaciones orgánicas hay dos átomos de carbono que no están unidos invariablemente, sino que pueden girar mutuamente alrededor de su eje de unión, 395.
- Rubidio, 64, 146.
- Rutherford de Nelson, Lord Ernest. Físico inglés (1871-1937), 156 y ss., 177.
- Sacarosa*, 372.
- Sal amoníaco, 278.
- de cocina (cloruro sódico), 56, 64, 81, 87, 121 y ss., 206 y ss., 289, 306 y ss.
- sódica, 85.
- cristal de, 121 y ss., 206 y ss., 216 y s., 306.
- electrólisis de una solución de, 206 y ss., 306.
- Sales, 81 y ss., 281 y ss.
- ácidas, 286.
- insolubles, 289 y s.
- nomenclatura de las, 87.
- Sebos, 363.
- Seda artificial, 373.
- — obtención de la, 373 y s.
- Seda cobre, 373.
- Selenio, 59.
- Siderosa, 250.
- Siemens, Wilhelm. Industrial alemán (1823-1883), 259.
- Silicio, 49, 60.
- Síntesis. Obtención de una sustancia partiendo de sus componentes, 9, 90 y ss., 364 y ss.
- Sistema disperso. Mezcla consistente en medios dispersos y fases dispersas, 73.
- Sócrates. Filósofo griego (469-399 antes de J. C.), 95 y s.
- Sodio, 40, 64, 80, 146, 327 y ss.
- estructura atómica del, 183, 210, 308 y ss.
- Soddy, Frederick. Físico y químico inglés (n. 1877), que descubrió con Fajans las leyes de la transposición de los elementos radiactivos, 190.
- Sol. Solución coloidal, 77, 226 y ss.
- Soles líofilos, 231.
- Solidificación, punto de. Es lo mismo que el punto de congelación (véase éste).
- Sólidos, cuerpos, 121 y ss.
- Solución. Sistema disperso molecular: las sustancias disueltas están descompuestas en moléculas o iones, 76 y s., 199 y s., 203 y ss.
- normal. Solución que contiene disuelto por litro el peso equivalente de una sustancia, 222.
- Soluciones sólidas, 202.
- Sosa. Véase *Carbonato sódico*, 38.
- Status nascendi*. Instante en el que en una reacción los átomos quedan libres de su unión mutua molecular y pueden formar otra combinación nueva, 236 y ss., 284.
- Sublimación. Paso inmediato del estado sólido al estado gaseoso, y viceversa, 126.
- Sustancia. Lo mismo que «materia» o «cuerpo», 10 y ss., 40 y ss.
- celular, 372 (Celulosa).
- Sustancias activas, 374.
- amorfas, 121.
- dextrógiras (véase *Luz polarizada*).
- división de, 21 y ss., 40 y ss.
- gaseosas (véase *Gases*), 71.
- inorgánicas (véase *Combinaciones inorgánicas*), 21 y ss., 43.
- levógiras (véase *Luz polarizada*), 399 y ss.
- líquidas (véase *Líquidos*), 71, 111 y ss.
- ópticamente activas (véase *Luz polarizada*), 399.
- ópticamente inactivas, 399.
- orgánicas (véase *Combinaciones orgánicas*), 21 y ss., 43.
- sintéticas. Sustancias «naturales» fabricadas conscientemente por el hombre con medios químicos, 88 y ss.
- sólidas (véase *Sólidos, cuerpos*), 121 y ss.
- estado de las, (gaseoso, líquido, sólido), 111 y ss.
- Sulfato bórico, 289.
- potásico, 286 y s.
- sódico, ácido. Véase *Sal de Glauber*, 286.
- Sulfatos, 87.
- Sulfhidrato potásico, 379.
- Sulfúrico, ácido, 58, 84, 261, 285, 302, 336.
- obtención del ácido. Procedimiento de contacto. La transformación catalítica del dióxido de azufre en

trióxido de azufre constituye el fundamento de este procedimiento para obtener ácido sulfúrico, 274.

Sulfúrico fumante, ácido, 277.

Sulfuros, 90.

Suspensión. Mezcla de partículas sólidas con un líquido o gas, 73 y ss., 199.

Suspensoides. Suspensiones coloides, 226.

Sustitución. Reemplazo de un átomo o un grupo atómico en una molécula por otro átomo o grupo atómico distinto, 323 y ss.

— recíproca. Doble reacción, 84, 284, 309.

Sustitutos o sucedáneos, 88.

Tartárico inactivo, ácido, 85, 401.

Teluro, 59.

Temperaturas absolutas. Son las que se cuentan a partir del cero absoluto, 114.

Tetrametilmetano, 331, 360.

Textiles artificiales, materias, 368, 374 (lana celular).

Thales. Filósofo griego (hacia 625 a 545 a. de J. C.), 4 y s.

Thomas, convertidor de. Aparato en el que el hierro que contiene fósforo es transformado en acero (véase *Convertidor de Bessemer*), 258 y ss.

— harina de. Abono fosfatado obtenido con el revestimiento o «forro» del convertidor de Thomas, 259.

Tierra, composición material de la, 48 y ss.

— estructura atómica de la, 183 y ss.

Tierras raras, 65.

Tioalcoholes. Mercaptanes, 379.

Tioéteres, 379.

Tipos de imprenta, metal para, 60.

Tonalidad térmica. Es la cantidad de calor necesaria para descomponer una combinación; es igual al calor de formación, 237.

Torio, 171.

— serie del. Una de las tres series de transformación de las sustancias radiactivas, 171.

Tornasol, papel de. Papel impregnado con un colorante vegetal cuyo viraje de color se utiliza para reconocer los ácidos y las bases, 80.

Tostación, 37.

— de las pirritas. Proceso en el que la combinación sulfuro de hierro se transforma en óxido de hierro y al mismo tiempo se desprende anhídrido sulfuroso, 250, 260.

Trabajo. En Física: Efecto de una fuerza medido por el producto de la intensidad de la fuerza por el camino recorrido, 30.

Transposición de Fajans-Soddy. Principio de. Al emitir una partícula alfa (núcleo de helio), el número de orden de un elemento disminuye en dos unidades y su peso atómico en cuatro unidades. Se origina pues un nuevo elemento, que en el sistema periódico se encuentra dos lugares a la izquierda del elemento primitivo. Al emitir una partícula beta, el número atómico aumenta en una unidad y el peso atómico permanece invariable, por lo que el nuevo elemento producido se encuentra un lugar a la derecha del elemento primitivo, 190.

Trimetilamina, 380.

Triosas, 371.

Trioxicombinaciones, 342.

Tungsteno, 66.

Tyndall, cono de. Cono de luz que se origina en las partículas de una solución coloidal al desviar la luz incidente, 225.

Unión. Dos substancias que se unen directamente entre sí para formar una combinación, 87.

— doble. Unión mutua de átomos polivalentes por dos de sus valencias, especialmente de los átomos de carbono en las combinaciones orgánicas, 346 y ss., 395.

— — conjugada. En las cadenas de átomos de carbono cuando éstos están alternadamente unidos entre sí por enlaces sencillos y enlaces dobles, 346, 387.

— ionógena. (Véase *Combinación de iones*).

— no ionógena. (Véase *Átomo*).

— trivalente. Unión mutua de átomos polivalentes por tres de sus valencias, especialmente de los átomos de carbono en las combinaciones orgánicas, 353, 395.

Urano, 149 y s., 171.

Urano-radio, serie del. Una de las tres series de descomposición de las sustancias radiactivas, 169.

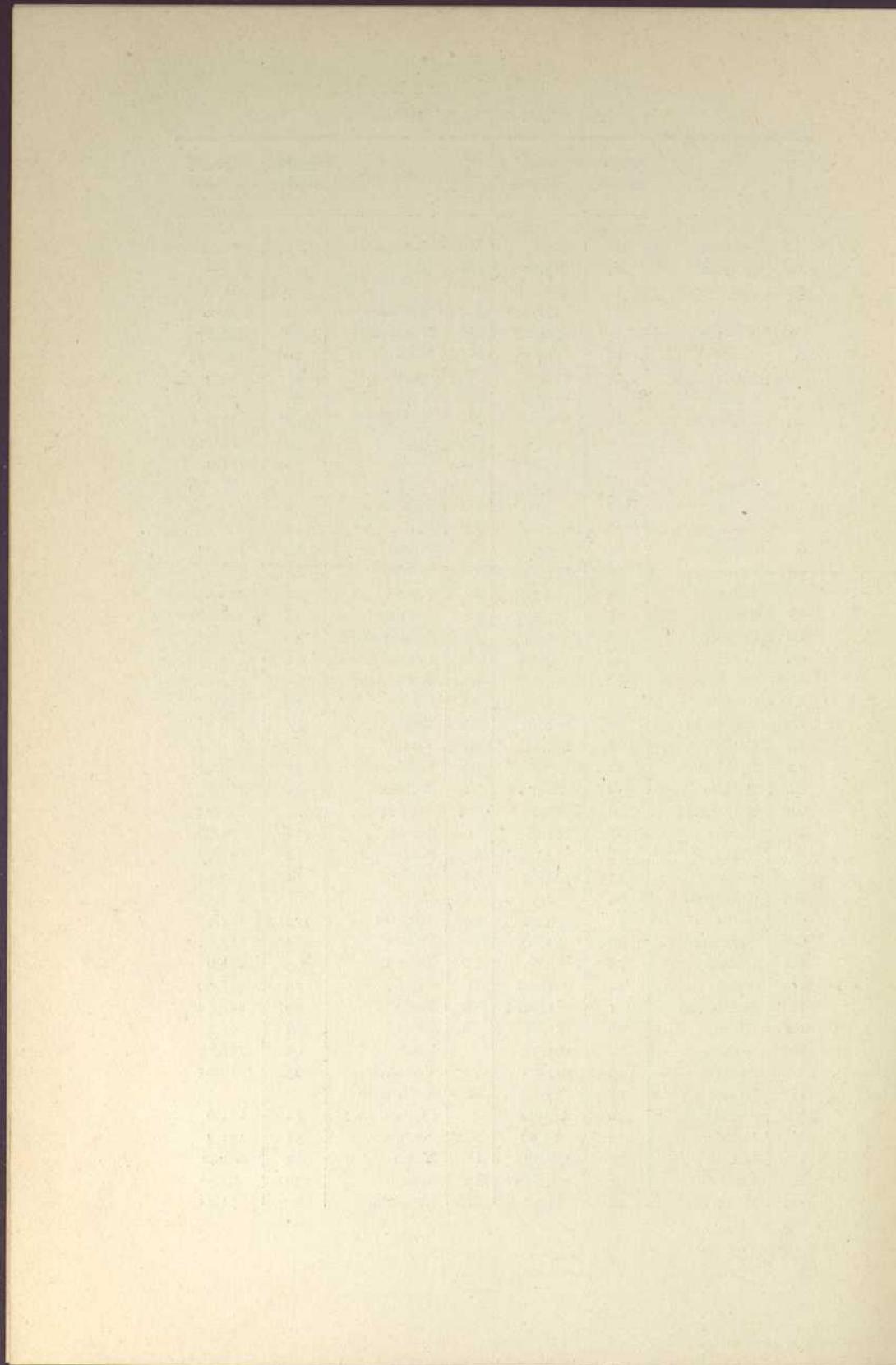
Valencia. Capacidad de saturación de los radicales. (Véase *Atomici- dad*).

— electrones de. Electrones de la esfera más externa (véase *Esfemas electrónicas*) que en la fijación

- de iones (véase ésta) desempeñan un papel decisivo y cuyo número es determinante de la valencia, 301 y ss.
- Valencias principales. Se llama así a las valencias de un átomo, 301 y ss.
- secundarias. Se llama así a las fuerzas, fuera de sus valencias, con las cuales un átomo puede fijar todavía átomos o grupos atómicos hasta alcanzar el número de coordinación (véase éste), 301 y ss.
- Valor, período de la mitad del. El tiempo en el que en una transformación radiactiva o química se ha transformado la mitad de una cantidad determinada de substancia, 159, 265 y ss.
- Vapor de agua, 28 y s., 123 y ss.
- presión de. Presión con que se evapora una substancia, medida por la presión que se produce cuando esta materia se vaporiza en un recinto cerrado, 120 y ss., 204 y s.
- Vaselina, 317.
- Velocidad, 264.
- Vida. Considerada desde el punto de vista químico, 367.
- Vidrios, 65.
- Viscosa, procedimiento de la, 373.
- Vitamina A, 391.
- Vitamina B, 392.
- Vitriolo de cobre, 67.
- aceite de, 58.
- Volframio, 66.
- Waage, P. Investigador noruego (1833 a 1901) que descubrió con Guldberg la ley de la acción de masas, 270.
- Wilson, E. T. R. Físico inglés (n. 1869), 162.
- cámara de. La cámara de niebla hace visible la trayectoria de las partículas individuales que se mueven a gran velocidad (núcleos atómicos, electrones) por los rastros nebulares que se forman al condensarse el vapor de agua sobre los iones producidos por las partículas, 162.
- Wood, metal de, 60.
- Wurtz, Adolf. Químico alemán (1827 a 1884), 327.
- síntesis de, 328.
- Xantogenato, 373 y s.
- Xantogénico, ácido, 373.
- Xenón, 54.
- Yeso, 58.
- Yodhídrico, 267.
- Yodo, 56, 146.
- Yodoformo, 323.
- Zinc, 66 y s.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Símbolo	Nombre	Número de orden	Peso atómico	Símbolo	Nombre	Número de orden	Peso atómico
Ac	Actinio	89	226	Mn	Manganeso	25	54,93
Al	Aluminio	13	26,97	Ma	Masurio	43	—
Sb	Antimonio	51	121,76	Hg	Mercurio	80	200,61
Ar	Argón	18	39,944	Mo	Molibdeno	42	96,0
As	Arsénico	33	74,91	Nd	Neodimio	60	144,27
S	Azufre	16	32,06	Ne	Neón	10	20,183
Ba	Bario	56	137,36	Nb	Niobio	41	93,3
Be	Berilio	4	9,02	Ni	Niquel	28	58,69
Bi	Bismuto	83	209,00	N	Nitrógeno	7	14,008
B	Boro	5	10,82	Au	Oro	79	197,2
Br	Bromo	35	79,916	Os	Osmio	76	191,5
Cd	Cadmio	48	112,41	O	Oxígeno	8	16,000
Ca	Calcio	20	40,08	Pd	Paladio	46	106,7
C	Carbono	6	12,00	Ag	Plata	47	107,880
Cp	Casiopeo	71	175,0	Pt	Platino	78	195,23
Ce	Cerio	58	140,13	Pb	Plomo	82	207,22
Cs	Cesio	55	132,91	Po	Polonio	84	210,5
Cl	Cloro	17	35,457	K	Potasio	19	39,096
Co	Cobalto	27	58,94	Pr	Praseodimio	59	140,92
Cu	Cobre	29	63,57	Pa	Protactinio	91	235
Kr	Criptón	36	83,7	Ra	Radio	88	225,97
Cr	Cromo	24	52,01	Rn	Radón	86	222
Dy	Disprobio	66	162,46	Re	Renio	75	186,31
Er	Erbio	68	167,64	Rh	Rodio	45	102,91
Sc	Escandio	21	45,10	Rb	Rubidio	37	85,44
Sn	Estaño	50	118,70	Ru	Rutenio	44	101,7
Sr	Estroncio	38	87,63	Sm	Samario	62	150,43
Eu	Europio	63	152,0	Se	Selenio	34	78,96
F	Flúor	9	19,000	Si	Silicio	14	28,06
P	Fósforo	15	31,02	Na	Sodio	11	22,997
Gd	Gadolinio	64	157,3	Tl	Talio	81	204,39
Ga	Galio	31	69,72	Ta	Tántalo	73	181,4
Ge	Germanio	32	72,60	Te	Teluro	52	127,61
Hf	Hafnio	72	178,6	Tb	Terbio	65	159,2
He	Helio	2	4,002	Ti	Titano	22	47,90
H	Hidrógeno	1	1,0078	Th	Torio	90	232,12
Fe	Hierro	26	55,84	Tu	Tulio	69	169,4
Ho	Holmio	67	163,5	U	Urano	92	238,14
In	Indio	49	114,76	V	Vanadio	23	50,95
Ir	Iridio	77	193,1	W	Volframio (Tungsteno)	74	184,0
Yb	Iterbio	70	173,04	X	Xenón	54	131,3
Y	Itrio	39	88,92	I	Yodo	53	126,92
La	Lantano	57	138,92	Zn	Zinc	30	65,38
Li	Litio	3	6,940	Zr	Zirconio	40	91,22
Mg	Magnesio	12	24,32				



# COLECCIÓN "LIBROS DE HOY"

---

W. WAETZOLDT

## Tú y el Arte

Introducción a la contemplación artística y a la historia del Arte

Un volumen de 347 páginas, con 175 dibujos y 96 láminas, de ellas 16 en color

Esta obra, enriquecida con deslumbrante ilustración, es el mismo arte con sus diversos impulsos: creadores, imitativos, dominadores mágicos de las fuerzas naturales, interpretativos de la vida en los límites del deseo y con su inherente amor a la belleza. (4.<sup>a</sup> edición).

---

P. KARLSON

## Tú y el mundo físico

Una Física moderna al alcance de todos

Un volumen de 355 páginas, con 165 dibujos y 9 láminas

Obra fascinadora, que se lee con el interés de una novela, describe con maravillosa claridad los fenómenos físicos, la evolución operada en el conocimiento de los mismos y las causas de esta evolución. (3.<sup>a</sup> edición).

---

F. v. KRBEK

## Física vivida

Visión original y sugestiva de la Física moderna

Un volumen de 276 páginas, con 108 figuras y 16 láminas

No es una exposición histórica, sino un relato que se entretiene con lo corriente y explica y profundiza luego su significado para llegar finalmente a descubrir la esencia íntima de la Física y las Matemáticas, para hacerla comprender a los profanos.

---

H. - J. FLECHTNER

## Tú y el tiempo

Visión de la moderna Meteorología y de sus principios científicos

Un volumen de 407 páginas, con 207 dibujos y 16 láminas

La presente obra no hace de nosotros infalibles previsores del tiempo, pero nos enseña a observar atentamente los fenómenos meteorológicos y a seguir mejor su desarrollo, de modo que, hasta cierto punto, estemos en condición de «prever» el tiempo para mañana. (Reimpresión).

E. RHEIN

## Tú y la Electricidad

Una Electrotecnia moderna para todos

Un volumen de 472 páginas, con 325 dibujos, 16 láminas en negro y una en color

En páginas sencillas, atractivas y, a veces, dramáticas, las maravillas se suceden como en un calidoscopio, revelando con diáfana claridad la esencia y actividad de esa energía invisible que en pocos decenios ha cambiado la faz del Mundo. (2.<sup>a</sup> edición. Reimpresión).

---

E. RHEIN

## Maravillas de las ondas

La Radiodifusión y la Televisión descritas para todos

Un volumen de 338 páginas, con 120 dibujos

El autor, técnico, buen escritor y, en ocasiones, inspirado poeta, es también un hombre experimentado que sabe presentar vividamente las cosas más áridas haciéndolas comprensibles para todos. (2.<sup>a</sup> edición. Reimpresión).

---

H. - J. FLECHTNER

## El mundo en la retorta

Una Química moderna para todos

Un volumen de 420 páginas, con 189 dibujos y 16 láminas

Vulgarización felizmente lograda de la Química, en el mejor sentido de la palabra, y, no obstante, perfectamente científica y expuesta desde un punto de vista elevadísimo. (2.<sup>a</sup> edición. Reimpresión).

---

R. GHEYSELINCK

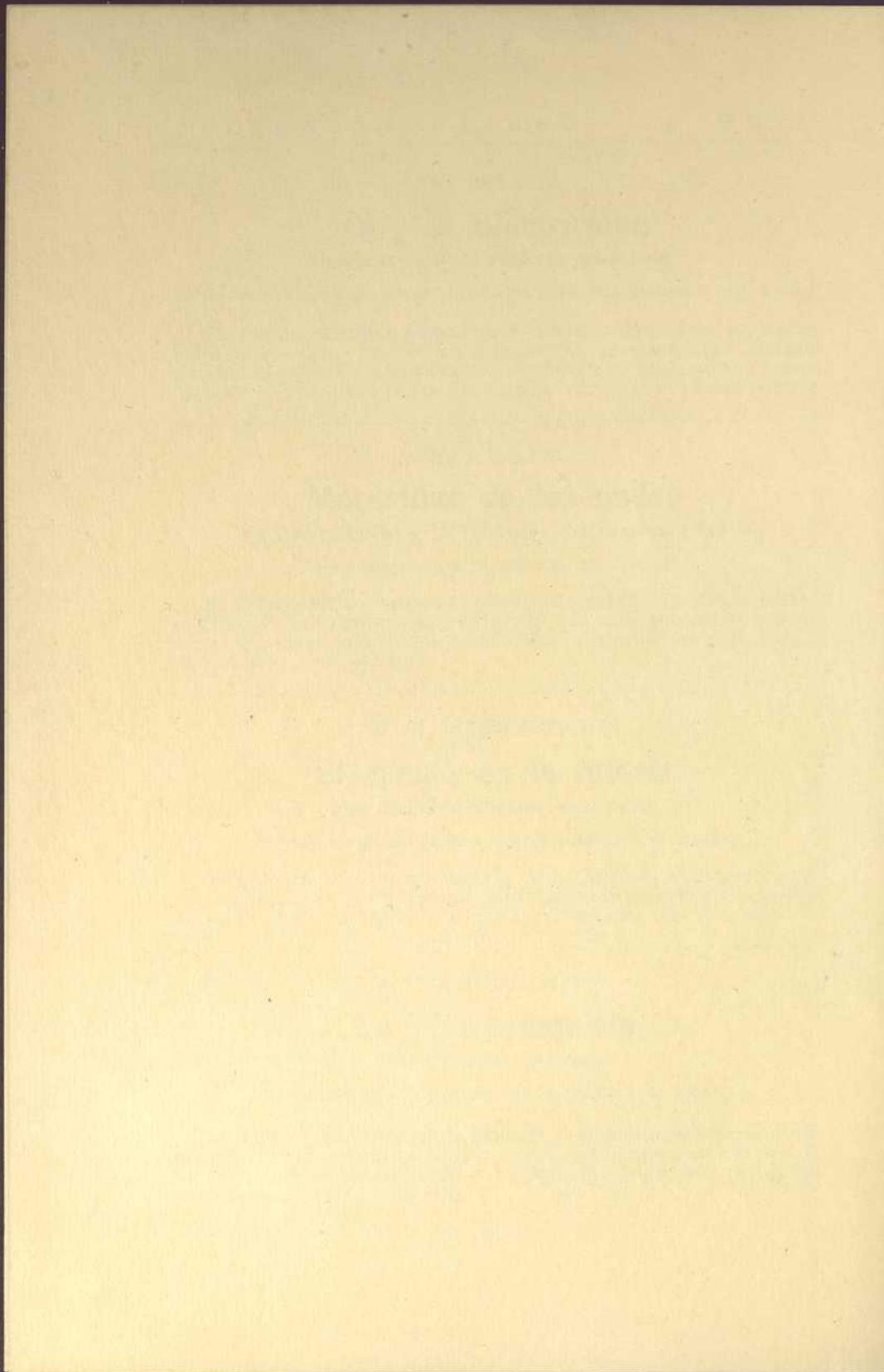
## La Tierra inquieta

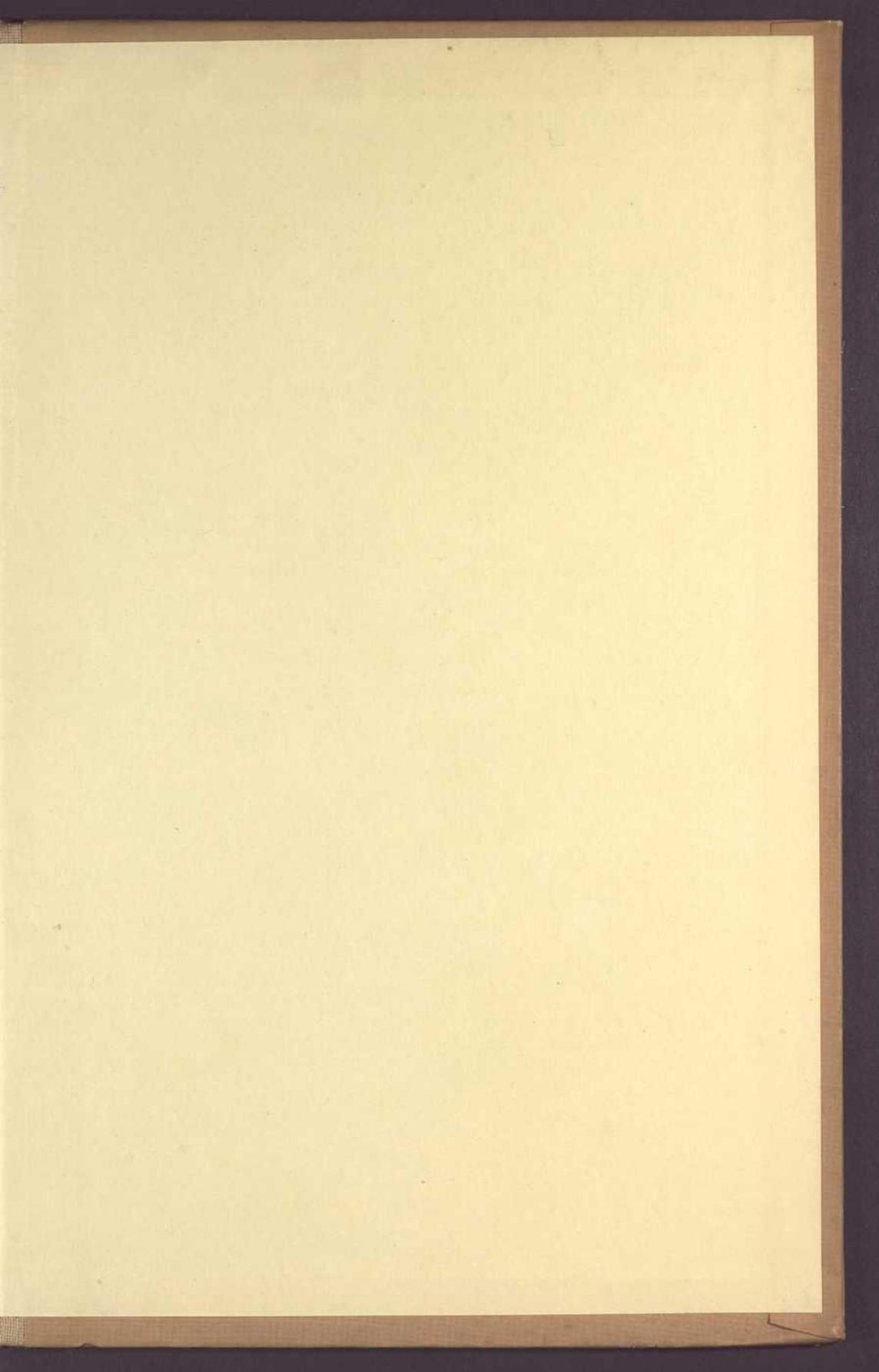
Una Geología para todos

Un volumen de 274 páginas, con 62 dibujos y 64 láminas

El autor, especialista en la materia y al mismo tiempo escritor sugestivo, describe con tal nitidez, que el lector comprende en seguida la estructura de la Tierra y las leyes que rigen sus perpetuas transformaciones. (3.<sup>a</sup> edición).







F

E

R



**FLECHTNER**



**EL MUNDO  
EN LA  
RETORTIA**



FA  
6.134

