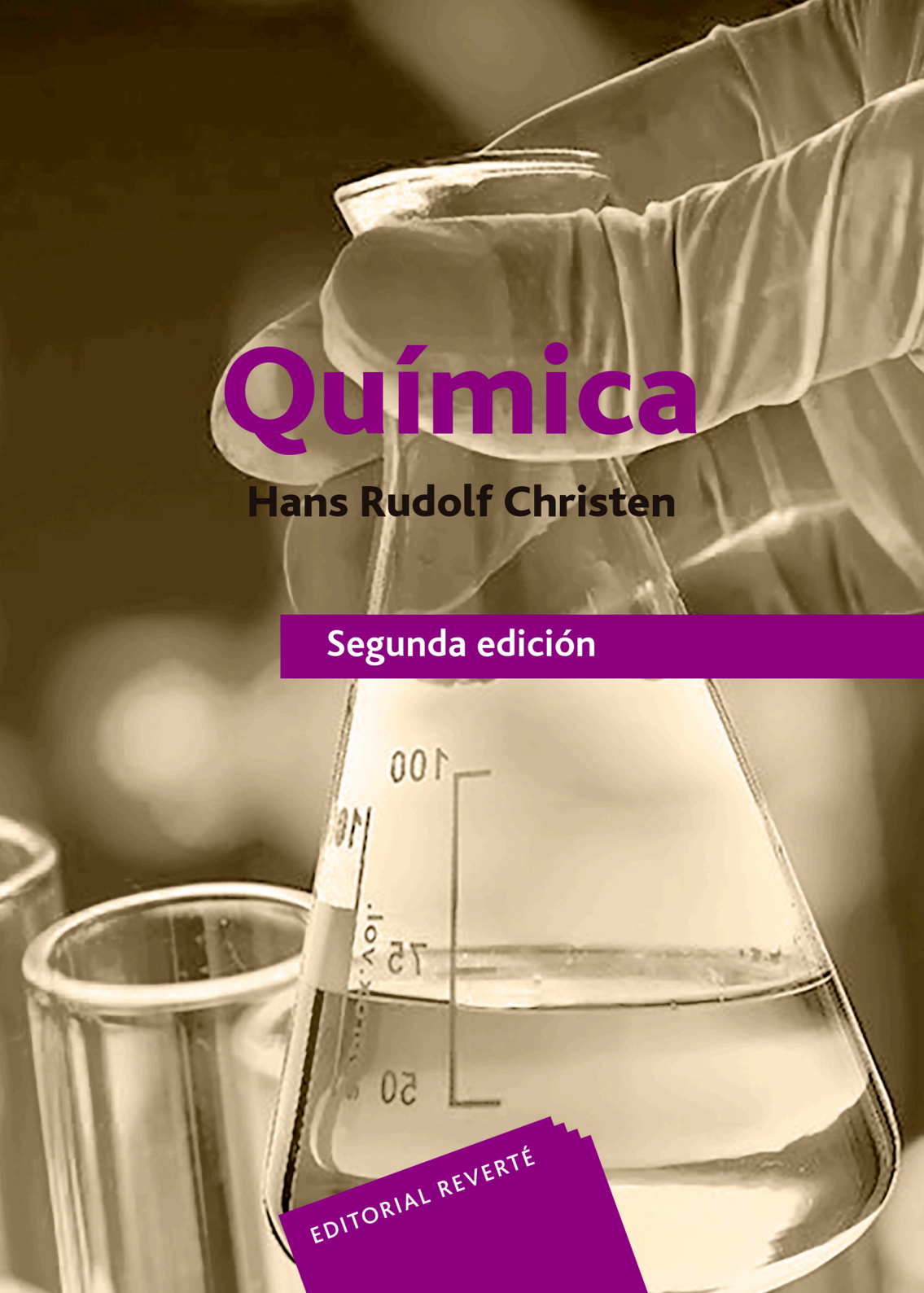


Química

Hans Rudolf Christen

Segunda edición

EDITORIAL REVERTÉ

Dr. Sc. nat. HANS RUDOLF CHRISTEN

QUÍMICA

Texto dirigido a alumnos que posean un interés especial en el conocimiento de esta ciencia y que deseen estudiar más detalladamente algunos temas que en los programas suelen ser tratados con levedad.

SEGUNDA EDICIÓN

EDITORIAL REVERTÉ, S. A.

Barcelona-Bogotá-Buenos Aires-Caracas-México

Título de la obra original:
CHEMIE

Edición original en lengua alemana publicada por
Verlang Diesterweg Salle
Frankfurt am Main
Copyright © by Sauerlander AG, Aarau 1971.

Edición papel:
© Editorial Reverté. S. A. 1976
ISBN: 978-84-291-7132-7

Edición e-book (PDF):
© Editorial Reverté. S. A. 2026
ISBN: 978-84-291-0075-4

Versión española por
Dr. José Beltrán
Catedrático de Química Inorgánica de la Facultad de Ciencias de la Universidad de Valencia

Propiedad de:
EDITORIAL REVERTÉ, S. A.
Loreto, 13-15. Local B
08029 Barcelona. ESPAÑA
Tel: (34) 93 419 33 36
www.reverte.com

Reservados todos los derechos. La reproducción total o parcial de esta obra. por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático. queda rigurosamente prohibida, salvo excepción prevista en la ley. Asimismo, queda prohibida la distribución de ejemplares mediante alquiler o préstamo público, la comunicación pública y la transformación de cualquier parte de esta publicación (incluido el diseño de la cubierta) sin la previa autorización de los titulares de la propiedad intelectual y de la Editorial. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (Art. 270 y siguientes del Código Penal). El Centro Español de Derechos Reprográficos (CEDRO) vela por el respeto a los citados derechos.

Introducción

Las ciencias químicas se encuentran en un desarrollo tumultuoso, para el que no existe ningún paralelo histórico. Un texto simple del tipo del presente, debe responder a la necesidad de comunicar el espíritu y el entusiasmo que caracterizan a la investigación en nuestros días, pero al mismo tiempo ha de tener también como misión el ordenar los aspectos modernos dentro del marco de lo permanente y definitivamente adquirido. El autor de esta introducción cree que una de las características esenciales del libro que presenta es la ponderación de la importancia de estas demandas de los lectores.

Entre los recursos para atenderlas es el más inmediato el uso de modelos materiales dotados de pleno significado físico y químico. El alumno actual no puede considerar ya los fenómenos químicos como la consecuencia de la intervención de un juego mágico de reglas de valencia, sino como manifestación de una serie de sucesos en escala atómica que pueden representarse de forma clara en sus aspectos fundamentales. Los fenómenos atómicos son conocidos actualmente en todos sus rasgos esenciales. La deducción de los fenómenos atómicos y moleculares observados a partir de los modelos de la mecánica atómica es hoy un proceso matemático cuantitativo. En el caso de las asociaciones atómicas complicadas, esto no puede lograrse más que cualitativamente. Por otra parte, no existe, al menos en la fase cualitativa de la descripción, ningún modelo único de los enlaces químicos, que explique de forma completamente satisfactoria todas las regularidades observadas. La complicada multiplicidad de rasgos de la Naturaleza sólo puede expresarse mediante una variedad de modelos, de los cuales cada uno permite reproducir con peculiar perfección alguno de los mismos, mientras que otros sólo se reproducen con falta de precisión. Este carácter es propio de los métodos de adquisición de conocimientos en las Ciencias Naturales y es válido para todas sus disciplinas.

Un texto de enseñanza ha de quedar vinculado aun en los capítulos más fenomenológicos a un procedimiento deductivo. La inducción puede constituir un engaño desde el punto de vista metódico, puesto que el lector no puede detentar, a priori, la regla que trata de esclarecer. ¡No todo el mundo puede ser un segundo Kekulé! El alumno experimentará su máxima satisfacción como descubridor cuando sea capaz de establecer una hipótesis a partir de un modelo, siendo esta hipótesis capaz de permitirle ordenar e interpretar una serie de observaciones. De esta forma llegará a comprender, en pequeño, como se han generado las grandes ideas de la Química actual.

Constituye un rasgo moderno y consecuente el uso nítido de los conceptos funcionales y los correspondientes conceptos de equilibrio cuantitativo al describir el comportamiento de las sustancias durante las reacciones: Ácidos, bases; partículas nucleófilas y electrófilas; agente oxidante y reductor; átomo central y ligando, y otros muchos. Con ello se alcanza una visión extraordinariamente rica de la Química científica. Completan la descripción una serie de consideraciones cinéticas y termodinámicas, entre las que necesariamente además de la energía hay que tener en cuenta también la entropía. Los procesos tecnológicos se ordenan después como consecuencias; se utilizan como ejemplos para mostrar las relaciones generales y no constituyen el objeto final de las consideraciones sobre los mismos. Con ello la Química elemental logra seguir el mismo camino que ya se

recorrió desde hace tiempo en el campo de la Física.

Muchos capítulos de este libro son más avanzados de lo que corresponde a una química elemental. Los alumnos de Medicina o los que tengan que estudiar la química como complemento, encontrarán en ellos una base firme para la adquisición de conocimientos más amplios.

ERNST SCHUMACHER
Director del Instituto de Investigación
Fotoquímica de CIBA, Friburgo

Prólogo

La primera edición de esta obra apareció en la primavera de 1962. Desde el primer momento fue redactada de modo tal que atendiese ante todo a las necesidades de los alumnos de los Institutos (gimnasios) que realizaran estudios de matemáticas y ciencias naturales; deliberadamente contenía mucha más materia de la que se puede tratar en un curso de dichos centros, de modo que los alumnos a quienes interesase pudieran hallar información complementaria en el mismo. En el transcurso de los años el círculo de utilización de esta obra ha crecido considerablemente, pues pudo comprobarse que resultaba útil para estudios en campos próximos, como medicina, farmacia, agronomía, etc. Para satisfacer las demandas de estos nuevos lectores, el texto fue considerablemente ampliado varias veces (por ejemplo en su segunda y cuarta edición) y se completó en muchos puntos). Así, se incorporaron en el transcurso del mismo nuevos capítulos sobre la teoría del campo de los ligandos (en el apéndice), sobre las reacciones orgánicas, la estereoquímica orgánica y la importancia de los métodos espectroscópicos; también fue ampliado varias veces el apéndice de Tablas, situado al final del texto. Pero con todo ello se hizo inevitable un aumento progresivo de la amplitud del texto: Los usuarios que estén preocupados por este progresivo aumento de volumen del texto, pueden consolarse con una frase de uno de mis alumnos: "Un libro de texto nunca puede llegar a ser demasiado amplio, puesto que nunca sabremos lo que más adelante podremos llegar a necesitar." Si alguno de los que estudien este libro necesita más información sobre determinados capítulos, es posible que la pueda encontrar en otros dos textos más amplios del autor (aparecidos en la misma Editorial que éste), a saber: "Grundlagen der allgemeinen und anorganischen Chemie" y "Grundlagen der organischen Chemie."

Para esta octava edición el texto ha sido revisado de nuevo. Aparte de ello, la Editorial ha considerado conveniente editarlo a dos tintas. Con ello el libro debe mejorar, pues tiene un aspecto más atractivo. Además es más fácil de leer y aclarar el texto.

De nuevo me siento obligado a expresar mi agradecimiento a todos cuantos me han ayudado con estímulos o críticas. Mi agradecimiento va, ante todo, a una serie de mis alumnos que con su atención y meticulosidad han estudiado el texto, descubriendo en él errores que aún persistían en el mismo. También doy mis más cordiales gracias a mis colegas, los Sres. Dr. W. Friedli (Winterthur), Dr. E. Weth (Winterthur) y Dr. D. Zäch (Zürich) por sus consejos. Finalmente me siento obligado a expresar mi más profunda gratitud a la Editorial Sauerländer (a los señores Hans Sauerländer, R. Kleinschnittger y A. Steinmann), a la Editorial Diesterweg-Salle (Sr. J. Neubert), y a los impresores (Sr. H. Hager, München y B. Bauer, Basel), por todas las molestias que han aceptado.

Winterthur, inicios de 1971.

H. R. CHRISTEN
Profesor de la Kantonalen Oberrealschule

Indice analítico

I. Conceptos fundamentales

Mezclas y substancias puras 1
Clasificación de las substancias puras de acuerdo con sus propiedades físicas . . 5
Elemento y combinación 7
Elementos 8
Combinaciones 14
Historia y desarrollo de la Química 18
Ejercicios 22

II. Modelos atómicos y sistema de períodos

El modelo de Dalton 23
Los estados de agregación 26
La masa atómica (peso atómico) 31
Símbolo y fórmula 34
El modelo atómico de Rutherford 35
La carga eléctrica 35
Las partículas elementales más importantes 37
El ensayo de «difracción de partículas» de RUTHERFORD 41
El origen de los elementos 45
La corteza electrónica 47
Estados energéticos de los electrones 47
El modelo de capas de la corteza electrónica 51
El modelo de nube de carga de la capa electrónica 54
Sobre el significado de las representaciones mediante modelos 61
El sistema de períodos 62
Estructura del sistema de períodos 65
Los grupos o familias del sistema de períodos 69
Ejercicios 72

III. Formación de enlaces interatómicos a partir de los átomos

Enlace atómico o covalente 77
Enlaces iónicos 87
Enlace metálico 94
Ejercicios 95

IV. Relaciones entre la estructura y las propiedades

Combinaciones iónicas 97
Solubilidad de los cristales iónicos 102
La conductividad eléctrica de las sales 105

Sales con iones complejos 107
Combinaciones moleculares 112
Fuerzas intermoleculares 113
Dipolos y momentos dipolares 117
Combinaciones sólidas 117
Disoluciones 125
Fórmulas de las combinaciones 132
Ejercicios 135

V. Relaciones cuantitativas

Masas atómicas y moleculares 138
Significado de las expresiones «átomo gramo» y «mol» 140
Cálculos estequiométricos 141
Ejercicios 143

VI. El transcurso de los procesos químicos

La energía y los fenómenos químicos 144
La fuerza que impulsa las reacciones químicas 150
La velocidad de las reacciones químicas 153
El equilibrio químico 163
Relación entre el equilibrio y las concentraciones 165
Variación del estado de equilibrio con la variación de temperatura 167
La energía libre y el equilibrio 168
Sistemas estables, metaestables e inestables 171
Equilibrios heterogéneos 172
Ejercicios 175

VII. Clases de procesos químicos

Reacciones ácido/base («protolisis») 177
Conceptos actuales de ácidos y bases 179
Equilibrios de protolisis en el agua: valor del pH 186
La fuerza de los ácidos y de las bases 188
Reacciones ácido/base (intercambio de protones) 193
Indicadores y disoluciones reguladoras 206
Valoración de ácidos y bases 208
Ejercicios 212
Reacciones de formación de complejos 214
Ejemplos de equilibrios entre complejos 215
Ejercicios 218
Procesos red-ox 219
Conceptos 219
Reacciones redox 222
Potenciales redox y serie redox 227
Ejemplos de aplicación de los potenciales redox 236
Elementos galvánicos: corrosión 242
La electrolisis 246
Ejercicios 254

VIII. Los no metales

Los elementos 257
Generalidades 257
Hidrógeno 257
Los halógenos 258
Oxígeno y ozono 260
Azufre, fósforo y carbono 262
Nitrógeno 271
Ejercicios 272
Combinaciones hidrogenadas (hidruros) de los no metales 274
Generalidades 274
Formación a partir de los elementos 275
Reacciones ácido/base de los hidruros de los no metales 277
Ejemplos importantes de hidruros de no metales 279
Ejercicios 290
Combinaciones oxigenadas de los no metales 291
Óxidos y ácidos oxigenados de los halógenos 291
Óxidos y ácidos oxigenados del azufre 292
Óxidos y ácidos oxigenados del nitrógeno 297
Óxidos y ácidos oxigenados del fósforo 301
Óxidos de carbono y ácido carbónico 303
Los silicatos 309
Generalidades 316
Ejercicios 319

IX. Metales

Generalidades 321
Estructura de los metales 323
Aleaciones 326
Metalurgia: obtención y afino de los metales 337
Metalurgia de los metales hierro y aluminio 338
Comportamiento químico de los metales 345
Generalidades 345
Combinaciones metálicas importantes 346
Combinaciones importantes de algunos metales 348
Ejercicios 354

X. Química orgánica

Introducción 356
Caracterización de las combinaciones orgánicas 357
Ejercicios 366
Hidrocarburos 367
Hidrocarburos saturados 367
Hidrocarburos no saturados 375
Hidrocarburos aromáticos 383
Carbón y petróleo 391
Ejercicios 396
Combinaciones oxigenadas simples 398
Alcoholes 398
Fenoles 409

Éteres 411
Productos de oxidación de los alcoholes: aldehídos y cetonas 413
Ejercicios 419
Ácidos carboxílicos y sus derivados más importantes 420
La serie homóloga de los ácidos carboxílicos alifáticos 420
Ácidos carboxílicos polipróticos 426
Ácidos carboxílicos aromáticos 427
Hidroxiácidos 427
Ésteres de los ácidos carboxílicos 428
Sales de los ácidos carboxílicos: jabones 433
Ejercicios 437
Combinaciones nitrogenadas y sulfuradas 438
Nitrocompuestos 438
Aminas y amidas 439
Aminoácidos 442
Combinaciones sulfuradas 445
Ejercicios 445
Tipos de reacciones orgánicas 447
Reacciones de sustitución 448
Reacciones de adición 459
Reacciones de eliminación 471
Ejercicios 474
Estereoquímica de las moléculas orgánicas 476
Longitudes y ángulos de enlace 476
Rotación en torno a los enlaces simples 476
Estructura espacial de los compuestos cíclicos 478
Isomería *cis-trans* 479
Asimetría molecular 480
Transporte estérico de las reacciones orgánicas 486
Ejercicios 489
Problemas de interpretación, de estructuras y síntesis 491
Determinación de estructura 491
Síntesis 499
Ejercicios 504
Colorantes 506
Absorción de la luz por las moléculas orgánicas 506
Colores y sustancias coloreadas 511
Ejemplos de colorantes 513
Ejercicios 518
Substancias macromoleculares 519
Caracterización 519
Formación de macromoléculas 520
Propiedades generales 522
Ejemplos de algunas substancias macromoleculares importantes 526
Ejercicios 532
Bioquímica 534
Hidratos de carbono 534
Albuminoides 542
Fermentos (enzimas) 548
Vitaminas 553
Ácidos nucleicos 555
Hormonas 562
Antibióticos 563

Alcaloides 564
Algunos fenómenos importantes en el metabolismo 566
Naturaleza y génesis de la vida 573
Ejercicios 575
Apéndice 577
El modelo *s*, *p*, *d* («orbital») del átomo 577
Constantes de descomposición de los complejos 588
Productos de solubilidad 589
Constantes de acidez 590
Potenciales redox 592
Elementos radiactivos 594
Propiedades específicas de los 64 elementos 595
Números atómicos y masas atómicas (1961) 596
Sistema de períodos de los elementos 597
Solución de los ejercicios 598
Índice alfabético 609

Prólogo para la octava edición

De entre las Ciencias Naturales (Biología, Geología, Geografía, Astronomía, Física, Química) son la Física y la Química las que ocupan una posición más singular, y esto porque no tratan de un asunto u objeto especial (la Tierra) ni de un ámbito limitado (los seres animados), sino que tratan, de un modo completamente general, de la estructura, las propiedades y el comportamiento de la materia. La Física y la Química constituyen por lo tanto el verdadero fundamento de las Ciencias Naturales y su estudio es de gran importancia para quien —en cualquiera de sus ramas— profese estas ciencias.

La recíproca limitación de la Física y la Química es frecuentemente difícil de establecer. De modo un poco simplista se suele decir: La Física es la ciencia de los estados y de las variaciones de estado; la Química se ocupa de las materias, de las sustancias, y de sus transformaciones. *Tratemos de explicar esta diferencia valiéndonos de algunos ejemplos:*

Si se expone un alambre de platino a la acción de una llama de gas empieza a calentarse. Si se separa de la llama vuelve a enfriarse y no presenta modificación alguna en sus propiedades respecto a su estado inicial. Se trata aquí, por lo tanto, de un proceso físico (el calentamiento es solamente una variación pasajera del estado del alambre). Si, por el contrario, se lleva a la llama una cinta de magnesio (el magnesio es un metal de color plateado que se dobla fácilmente y es ligero) ésta arderá con llama blanca de brillo intenso, formándose con ello del primitivo metal un material quebradizo de color blancuzco. Se ha formado una sustancia completamente distinta, es decir, se ha producido un proceso químico.

Otro ejemplo nos lo ofrece el calentamiento de naftalina y de azúcar, dos sustancias blancas y sólidas. La naftalina empieza por fundirse convirtiéndose en un líquido claro como el agua y de gran movilidad, vaporizándose después sin perder con ello su característico olor y volviendo a solidificarse cuando se enfría. El azúcar de caña por el contrario se colorea al fundirse adquiriendo pronto un color amarillo oscuro que se vuelve después pardo desprendiendo al mismo tiempo una neblina blanquecina. Esta neblina huele al principio agradablemente (a caramelo) pero pronto, al proseguirse el calentamiento, va transformándose este olor en otro de carácter empireumático y muy penetrante. El desarrollo de vapores se hace cada vez más fuerte y el azúcar se vuelve de color negro; se carboniza. El desarrollo de vapores se detiene al enfriarse, pero el residuo permanece negro. Se ha producido aquí una modificación permanente de la sustancia. De todos modos, no siempre es fácil distinguir si en un caso concreto se ha producido un proceso químico o uno físico. Si se añade sal común al agua, se disuelve en ésta. La solución obtenida tiene el aspecto de agua pero posee el sabor típico de la sal y conduce la electricidad mucho mejor que el agua. ¿Se han modificado ahora las propiedades de la sustancia? Por medio de calentamiento podemos volver a evaporar el agua con lo cual queda como residuo la sal. Visiblemente la sal sólo ha cambiado su estado. Más adelante será posible caracterizar mejor los procesos químicos y físicos; dejemos, sin embargo, sentado ya aquí el hecho de que en los procesos químicos se produce siempre también una variación de energía (liberación o absorción de energía, por ejemplo de calor o de luz). Es decir que un desprendimiento de calor observado en un proceso denota generalmente alteraciones de la sustancia.

Para los profanos ofrecen los procesos químicos frecuentemente un aspecto algo misterioso, porque las transformaciones de la materia se presentan a veces de modo muy claro sin que se les vea directamente una explicación suficientemente clara. La principal misión de esta obra es la de explicar las propiedades de las sustancias, la esencia, la causa y la marcha de los procesos químicos y la de aclarar todo esto con la ayuda de representaciones o imágenes sencillas. Frente a la Química descriptiva está la importante Química teórica, que tiene que establecer la relación mutua existente entre las muchas observaciones individuales.

No existe hasta la fecha, en realidad, una teoría única que abarque todo el ámbito de la Química; ha sido sin embargo posible, en virtud del desarrollo de la Química en las últimas décadas, obtener una visión notablemente más profunda de las relaciones mutuas entre sustancias y procesos químicos y enlazar con la teoría, al menos en grandes zonas parciales, muchas observaciones experimentales.

Puesto que las transformaciones de la materia constituyen el auténtico campo de investigación de la Química no es de extrañar que sus aplicaciones prácticas sean extraordinariamente variadas. Apenas si existe un campo de la actividad humana en que no juegue un papel la aplicación de los resultados de la Química ni existe apenas ningún objeto con que tengamos relación en la vida corriente que no haya experimentado algún proceso químico en el curso de su fabricación u obtención. En la investigación, extracción, refino, transformación, tratamiento y control de la fabricación de materiales se abre al químico un dilatado y variado campo de actividades.

I. Conceptos fundamentales

Mezclas y substancias puras

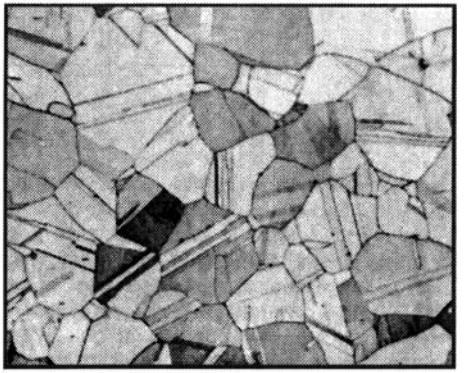
La química estudia las transformaciones de las substancias. Pero antes de que podamos investigar la esencia y las causas de los procesos químicos es necesario que conozcamos las *clases de substancias* y *de propiedades*. Si se consideran las substancias que constituyen, por ejemplo, la materia del mundo en que vivimos, reconocemos inmediatamente que una parte de ellas están compuestas por diferentes substancias, mientras que otras aparecen como completamente homogéneas, uniformes. Aun los más grandes aumentos que puedan lograrse con los dispositivos microscópicos más potentes, no permiten reconocer componentes diferentes en substancias "*homogéneas*" tales como el vidrio, el agua de una fuente, el gas del alumbrado, el azúcar, la gasolina, etc. Una porción homogénea de materia suele recibir el nombre de "**fase**". Las substancias que hemos mencionado están constituidas por una sola fase, mientras que otras como el granito, las pudingas o conglomerados, la tierra, las bolas de sal con óxido de hierro que se dan al ganado, la madera, la espuma de jabón, etc., están formadas por varias fases (es decir, son substancias *heterogéneas*, no uniformes).

Las substancias formadas por varias fases se pueden descomponer en sus componentes ("fraccionar"), en general mediante operaciones físicas, es decir, sin modificar las propiedades de las distintas fases. Pero también son muchas las substancias que siendo homogéneas se pueden desdoblar en varios componentes. Así por ejemplo, una disolución (desde luego, homogénea) de sal común en agua puede desdoblarse dejando que el agua se evapore bien calentando, bien lentamente.

Las substancias que pueden separarse en sus componentes materiales mediante operaciones físicas reciben el nombre de **mezclas.** Las **substancias puras** son aquellas que no pueden descomponerse en otras substancias por métodos físicos. Las substancias puras son naturalmente homogéneas y, por tanto, constan de una sola fase. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas (Fig. 1).

Tabla 1 Ejemplos de mezclas

	Estado de las fases	Denominación	Ejemplos
heterogéneas	sólido/sólido		tierra
	sólido/líquido	suspensión	sedimentos agitados en el agua del mar
	sólido/gaseoso	humo	humo de un fuego
	líquido/líquido	emulsión	leche; aceite en agua
	líquido/gaseoso	espuma (burbujas de gas en un líquido)	espuma de los detergentes
		niebla (gotas de líquido en un gas)	nubes en la atmósfera
homogéneas	sólido	disolución sólida	aleación plata/oro
	líquido	«disolución»	agua salada
	gaseoso	mezcla de gases	aire, gas del alumbrado



En la Naturaleza no existen apenas substancias puras. Para la realización de experimentos en los que se trate de determinar el comportamiento de ciertas substancias en condiciones determinadas, perfectamente controladas, es necesario disponer de substancias lo más puras que sea posible. De aquí que el fraccionamiento de las mezclas constituya uno de los problemas más importantes para el químico.

FIG. 1. Estructura del latón sometido a ataque.

Separación de mezclas. Las mezclas de fases sólidas pueden separarse en algunas circunstancias haciendo uso de las diferencias de densidad. Si se introduce una de estas mezclas en un líquido adecuado, la porción de mayor peso específico se deposita inmediatamente, mientras que la más ligera puede quedar incluso flotanto (*sedimentación* y *emulsión*). Se aplica para separar los minerales finamente molidos de la ganga; en la extracción de oro por el método de las bateas. La *centrifugación* puede hacer que aumente considerablemente la velocidad de sedimentación. Cuando los distintos componentes de una mezcla se diferencian por sus solubilidades en un determinado disolvente, es posible separar a los más solubles por disolución *(extracción)*. Este proceso se aplica, por ejemplo, en la obtención de sal común en los yacimientos de sal gema. Se disuelve la sal con agua para separarla de la tierra y después se deja evaporar la disolución (para concentrar el agua salada hasta que cristalice). Las substancias sólidas que tengan cantidades relativamente pequeñas de otras substancias mezcladas se pueden purificar frecuentemente también por "recristalización", dejando que se enfríe lentamente una disolución caliente, lo más concentrada posible de la mezcla en un disolvente adecuado. Los cristales que se separan están formados por la substancia pura (o casi pura), mientras que las impurezas que se encuentran presentes en cantidades mucho menores quedan en disolución. Para separar una suspensión se usa la *filtración*. En los laboratorios se utilizan con este fin, la mayoría de las veces, filtros, de papel sin encolar, con poros entre 2 y 5 μ (Fig. 2). En la industria se utilizan también filtros prensa con filtros de paño, o filtros de arena (estos últimos, p. ej., para la filtración de agua del mar para obtener después agua potable). Las mezclas homogéneas de líquido se separan por *destilación* (separación a base de los distintos puntos de ebullición). Las mezclas gaseosas pueden separarse, por ejemplo, licuándolas mediante aplicación de presiones altas y enfriamiento, dejando que después se separen gradualmente los componentes (licuación del aire para la obtención de oxígeno, nitrógeno y gases nobles del aire). Constituyen métodos usados en casos especiales la *sublimación* (transformación directa de un sólido en gas, que se usa, por ejemplo, para purificar el iodo) o la *cristalización* fraccionada por enfriamiento de una mezcla líquida (separación a base de las diferencias de puntos de fusión).

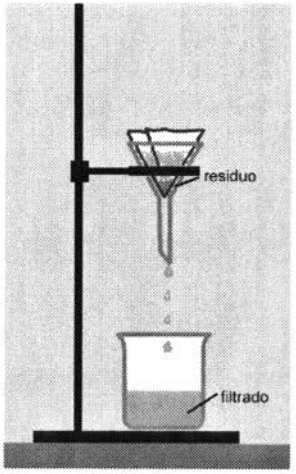


FIG. 2. Filtración.

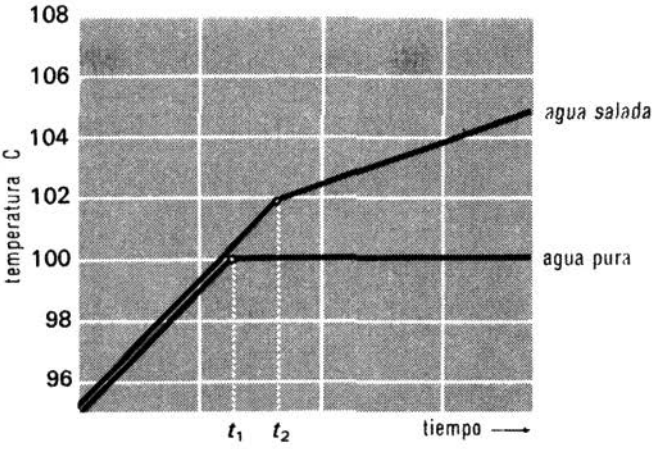


FIG. 3. Curvas de ebullición de agua pura y de una disolución de sal en agua.

En el momento t_1 empieza a hervir el agua y en el t_2 la disolución de sal en agua.

Destilación. Como la destilación es un proceso que se utiliza no sólo en la técnica, sino también en el laboratorio para la purificación de substancias y para separación de mezclas líquidas, debe estudiarse más detalladamente su transcurso. Las disoluciones poseen, en general, un punto de ebullición [1] algo más alto que el de las substancias puras (véase pag. 129). La disolución de una sal en agua empieza a hervir, por tanto, algo por encima de 100° C (Fig. 3). A medida que se va evaporando agua y aumenta la concentración de la disolución residual, se va haciendo mayor, paulatinamente, la temperatura de ebullición, hasta que finalmente cristaliza la sal por completo cuando se ha evaporado toda el agua.

Por tanto, una disolución —al contrario que una substancia pura— no tiene en general un punto de ebullición constante. Sólo en casos especiales se evaporan ambos componentes en la misma proporción en que se encuentran en el líquido, de modo que permanece constante el punto de ebullición durante la destilación, por lo que no se produce ninguna separación (*mezclas azeotrópicas* o de punto de ebullición constante). Un ejemplo conocido de mezcla de punto de ebullición constante es el alcohol de 96 %.

Para la destilación de disoluciones de sales, o de mezclas de líquidos en las que los puntos de ebullición de los componentes se encuentren suficientemente separados entre sí, se utilizan matraces de destilación simples (Fig. 4).

Pero si se intenta destilar una mezcla de líquidos que posean puntos de ebullición relativamente próximos (p. ej., metanol, de P. eb. 65°C, y agua P. eb. 100°, ambos a 760 Torr), el vapor producido por la mezcla contiene a la temperatura de ebullición una cierta porción del líquido de punto de ebullición más alto ya que éste se evapora ya apreciablemente por debajo de su punto de ebullición propiamente dicho. Es cierto que el destilado se enriquece fuertemente en la substancia más volátil, pero no se alcanza una separación completa. La separación total sólo puede conseguirse mediante una repetición reiterada de la destilación. Pero en lugar de repetir varias veces la destilación es posible utilizar en lugar del matraz de destilación simple, matraces con dispositivos de fraccionamiento o columnas para destilación fraccionada (Fig. 5). Estas columnas condensan de nue-

[1] El punto de ebullición de una substancia es la temperatura a la que su presión de vapor se iguala a la presión externa. La posición del punto de ebullición depende, por tanto, de la presión externa (en general, la presión atmosférica). (Véase también pág. 129.)

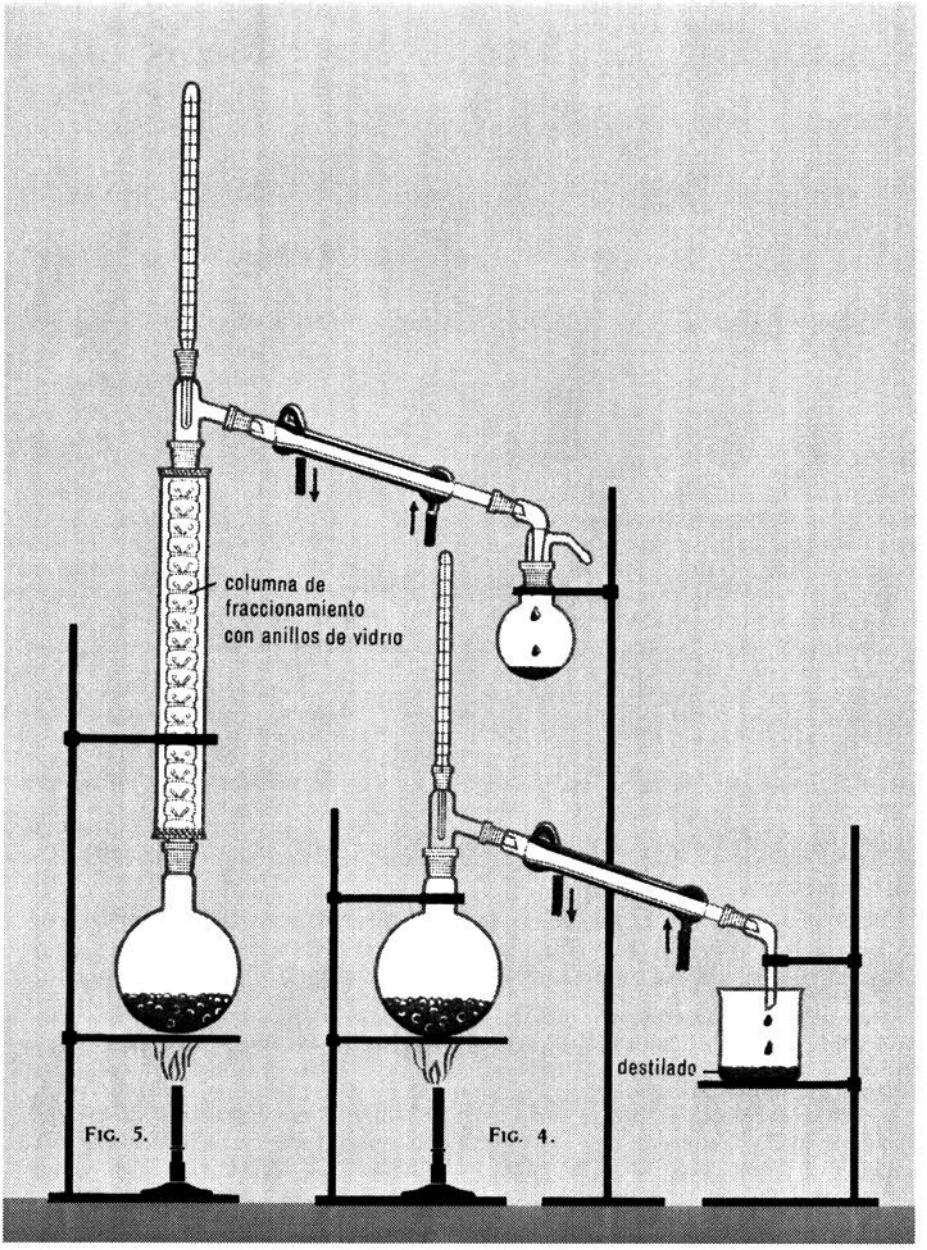


FIG. 4. Aparato de destilación sencillo. El termómetro no se introduce en el líquido hirviente, sino que queda en el espacio ocupado por el vapor y mide la temperatura de condensación. Durante la destilación del agua salada el termómetro señalaría el punto de ebullición del agua pura.

FIG. 5. Destilación con una columna de destilación fraccionada.

vo una gran parte del vapor producido durante la ebullición (predominantemente de las porciones poco volátiles) y únicamente llegan al refrigerante las porciones más volátiles.

Repitiendo el fraccionamiento de las mezclas acaban por obtenerse finalmente las substancias puras. Para caracterizarlas y diferenciarlas se usan sus "*propiedades específicas*", que son independientes de la cantidad de material considerado: Punto de fusión y punto de ebullición, color, densidad, dureza, olor, conductividad eléctrica y térmica, solubilidad, forma cristalina, etc. En particular, la determinación del punto de fusión o del punto de ebullición se usa muy frecuentemente para comprobar la pureza o para identificar una substancia, ya que la presencia de cantidades pequeñas de impurezas hace que disminuya el punto de fusión o que se eleve el de ebullición. Como estas propiedades pueden observarse o medirse sin que se produzcan variaciones materiales, reciben el nombre de *propiedades físicas*. Por el contrario, las *propiedades "químicas"* de una substancia se refieren a su comportamiento durante los procesos químicos (*"reacciones"*), por tanto frente a otras substancias (por ejemplo, inflamabilidad, estabilidad térmica, estabilidad frente a los ácidos). Pero la mayoría de las propiedades específicas varían con las condiciones externas (presión, temperatura) a las que son observadas: dependencia entre el punto de ebullición y la presión externa, variación del color, la densidad, la dureza y la conductividad al aumentar la temperatura, inflamabilidad sólo a temperaturas altas. Por tanto, al citar determinadas propiedades es necesario indicar siempre las condiciones en las que se han determinado o medido estas propiedades [1].

Toda *substancia pura* puede ser caracterizada mediante sus típicas propiedades físicas y químicas [2]. Por el contrario, las propiedades de una mezcla pueden variar y dependen de su composición. Así, el punto de ebullición de un agua salada es tanto más alto cuanto mayor sea la cantidad de sal que se haya disuelto en una determinada cantidad de agua. Muchas propiedades (p. ej., el color) se componen aditivamente a partir de las propiedades de los componentes. Pero en todo caso, la *formación de una mezcla* de varias substancias es un *fenómeno físico* y no va acompañado de variaciones materiales o de efectos energéticos intensos (cesión de cantidades grandes de calor, o de luz o aceptación de éstas). Cuando al mezclar substancias diversas se observa la producción de mucho calor o de mucho frío, se pone la mezcla al rojo o incluso se forman llamas, esto indica que el proceso que tiene lugar no es un proceso físico, sino químico.

Clasificación de las substancias puras de acuerdo con sus propiedades físicas

Las substancias puras pueden clasificarse, por ejemplo, de acuerdo con sus propiedades físicas más importantes, tales como la conductividad eléctrica, la dureza, el color, etc. Si se considera, por ejemplo, un grupo de substancias tales como el agua, el alcohol, el éter, el naftaleno, el cloro, el cloruro sódico, el mármol, el sulfato de cobre, el hierro, el aluminio, el cromo, el mercurio, el oro y finalmente el diamante, el cuarzo y el esmeril, se reconoce que todas estas substancias pertenecen a uno de los grupos que caracterizaremos seguidamente con más detalle. Por ejemplo, uno de estos grupos de substancias con propiedades físicas

[1] Cuando no se indica nada en contrario, se supone que las medidas se han realizado en "condiciones normales", es decir, a 0° C (= 273° Kelvin) y 760 Torr (o mm de Hg).

[2] Es raro que para caracterizar unívocamente una determinada substancia pura sea suficiente una sola propiedad específica. Se necesita más bien el conocimiento de varias propiedades, para identificar una substancia con seguridad.

análogas es el formado por los metales. El agua, el alcohol, el naftaleno, el éter y el cloro —que hierven todos a temperaturas relativamente bajas— forman un segundo grupo y, finalmente, el diamante, el cuarzo y el corindón o esmeril, un tercer grupo. Las propiedades de estos grupos se encuentran estrechamente relacionadas con su estructura.

Substancias metálicas. Su característica más importante está constituida por su conductividad eléctrica en estado sólido y líquido, el brillo intenso (llamado brillo metálico) cuando forman fragmentos grandes y el color negro (sin embargo, son muchos los metales que únicamente presentan el color negro cuando están finamente divididos). Los puntos de ebullición varían mucho (mercurio 360°, wolframio > 6000°) y suelen ser bastante altos. Muchos metales se caracterizan por poseer una elevada ductilidad (deformabilidad por percusión, flexibilidad, capacidad para el laminado, la extensión, etc.), aunque algunos son frágiles y difícilmente mecanizables (cromo, bismuto). La solubilidad en agua que poseen algunos metales (como el sodio) es la consecuencia de procesos químicos. Salvo el mercurio, los metales son absolutamente insolubles en agua, desde un punto de vista físico (el mercurio se disuelve en una pequeñísima proporción).

Substancias volátiles. Su característica más importante está constituida por sus puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos. Muchas substancias volátiles son gases a la temperatura ambiente, o pueden convertirse en gases por calefacción suave (a 300° — 400°) p. ej., el azufre tiene el punto de ebullición 444° C. Las substancias volátiles suelen ser incoloras, transparentes en capas delgadas la mayoría de las veces y carecen de conductividad eléctrica. Son bastante blandas en estado sólido (naftaleno, azufre, hielo, hielo seco).

Substancias salinas. Las substancias salinas ("sales")[1] conducen la corriente eléctrica pero —al contrario que los metales— solamente lo hacen en estado líquido (o fundido) o en disolución. El proceso de conducción de la corriente va acompañado de procesos químicos en los electrodos ("electrolisis"). De esta forma se produce en un polo sodio metálico, y en el otro cloro gaseoso cuando se pasa una corriente continua a través del cloruro sódico fundido. Los puntos de fusión y, sobre todo, los puntos de ebullición de las substancias salinas suelen ser altos (la sal común hierve a 1440° C). Las sales son poco volátiles. Todas las sales son solubles en agua aun cuando en escala diferente. Incluso las sales poco solubles (llamadas con frecuencia erróneamente "insolubles") se disuelven en cantidades pequeñas (p. ej., el mármol en la proporción de 7 mg. por litro).

Substancias diamantinas. Sus características fundamentales son su dureza muy alta (el diamante es la más dura entre todas las substancias naturales) y sus elevados puntos de fusión y de ebullición. Las substancias diamantinas típicas son totalmente insolubles en agua. La falta de volatilidad es aún mayor que en las sales. Carecen de conductividad eléctrica.

Substancias macromoleculares, como la albúmina, la celulosa, las resinas artificiales, el plexiglás, el nylon o las gomas y el azufre γ que puede obtenerse por enfriamiento brusco del azufre fundido calentado a temperaturas altas, forman otro grupo de substancias con características peculiares. Son cuerpos sólidos, masas resinosas o blandas con una marcada tendencia a la formación de fibras. Cuando se calientan se reblandecen paulatinamente y no presentan puntos de fusión ní-

[1] La sal común presenta las propiedades de las substancias salinas de forma muy típica. Todas las substancias que presentan el mismo comportamiento o propiedades características reciben el nombre de sales.

tidos. Suelen ser insolubles en agua, pero se disuelven o al menos se hinchan por acción de determinados disolventes orgánicos.

Se comprende que existan numerosas substancias puras que presenten los caracteres de varios de los grupos reunidos, constituyendo transiciones entre ellos. Así, el vidrio es muy duro, apenas es soluble en agua pura y no posee un punto de fusión definido; pero el vidrio fundido conduce la corriente eléctrica. Por tanto, presenta características que corresponden a las sales, a las substancias diamantinas y a las macromoleculares. Por otra parte, la pirita (sulfuro de hierro) es un mineral de color amarillo, brillante, bastante frecuente y bien cristalizado, que reúne por tanto características de las sales y los metales y constituye por tanto un término de enlace entre las substancias salinas y las substancias metálicas.

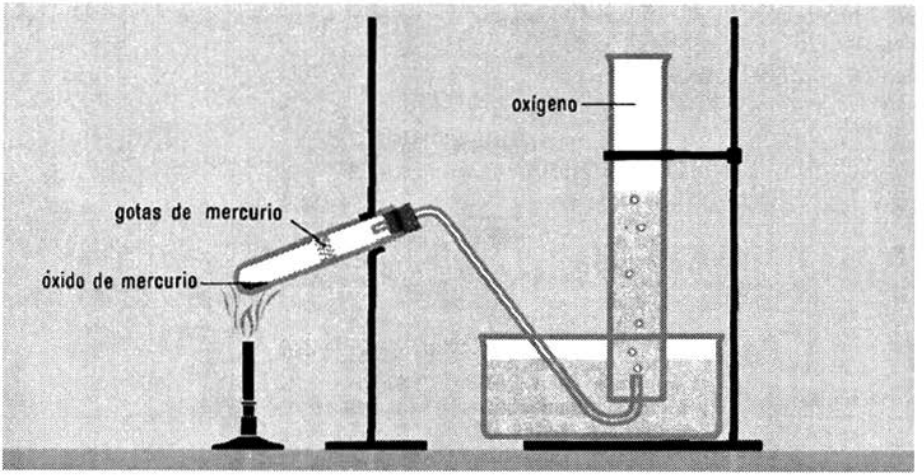


FIG. 6. Descomposición del óxido de mercurio por calefacción.

Elemento y combinación

Son muchas las substancias puras que pueden desdoblarse en otras substancias sometiéndolas a modificaciones químicas. Por ejemplo, si se calienta en un tubo de ensayo óxido de mercurio puro (un polvo de color anaranjado o rojo), se observa que al cabo de algún tiempo se condensan gotas de mercurio líquido en la pared del mismo al tiempo que se desprende un gas, que hace que vuelva a arder una astilla con un punto en ignición (oxígeno) (Fig. 6). Finalmente no queda nada más del polvo original. Es posible también descomponer el óxido de mercurio en otras substancias, pero aparecen variaciones químicas. No es posible realizar una descomposición mediante procesos físicos.

Las substancias puras que como el óxido de mercurio pueden descomponerse en sus componentes materiales mediante procesos químicos se denominan **combinaciones.** Al descomponer reiteradamente las mezclas y combinaciones se acaba llegando a substancias que no pueden desdoblarse ya, por métodos químicos, en otras substancias. Se les denomina **elementos** de acuerdo con una propuesta de BOYLE [1].

[1] ROBERT BOYLE (1627-1691), investigador inglés. Su obra fundamental, *The Sceptical Chymist* (El químico escéptico) apareció en 1661. En dicha obra consideró a los elementos, por vez primera, no como simples nombres, o soportes de determinadas propiedades, sino como substancias fundamentales que no pueden descomponerse en otras. (Véase fig. 14, pág. 20.)

Elementos

Se conocen en la actualidad un centenar de elementos químicos. La mayoría entre ellos (aproximadamente 80) son metales. Solamente 15 son no metales típicos (predominantemente, substancias volátiles). Determinados elementos como el si-

Tabla 2. Algunos elementos metálicos importantes

Únicamente se presentan en estado nativo, es decir, en estado puro en la Naturaleza, los elementos cuyos símbolos aparecen subrayados; los demás se presentan en forma de combinaciones.

Elemento	Símbolo	Propiedades, aplicaciones	Conocido desde
Oro	Au	Metal bastante blando, denso, difícil de atacar químicamente. Metal para acuñación de monedas. Usado en joyería, en prótesis dental.	5 000 a.J.C. en Egipto.
Plata	Ag	Más dura que el oro. Brillo característico. La mejor conductividad entre todos los metales. Metal de acuñación; objetos de platería; recubrimientos electrolíticos. Sus combinaciones se aplican en fotografía, etc.	2 900 a.J.C. en Babilonia.
Cobre	Cu	Color rojo poco frecuente (sólo en estado finamente dividido presenta color negro). La mejor conductividad de electricidad después de la de la plata. Electrotecnia; obtención de aleaciones: bronces (Cu/Sn), latones (Cu/Zn).	5 000 a.J.C. en Egipto.
Mercurio	Hg	Unico metal líquido a la temperatura ambiente (p. f., 39°C; p. eb., 357°C). Vapores venenosos; termómetros; aleaciones de mercurio (amalgamas), usadas por los dentistas.	1 500 a.J.C. en Egipto (en Grecia en el siglo I después de J.C.).
Plomo	Pb	Metal denso, blanco azulado, blando, al aire toma color gris mate sin brillo (capa de óxido); tuberías, cables, recipientes. Como metal resistente a los ácidos, en la industria química.	1 500 a.J.C. por los fenicios.
Hierro	Fe	El hierro puro es bastante blando y de brillo argentino. Se oxida en el aire húmedo. El acero (con $< 1{,}7$ % de C) es bastante duro. Es el más importante de los metales técnicos.	2 000 a.J.C. en Babilonia; en Europa central, 500 a.J.C.
Cinc	Zn	Blanco azulado, con fuerte brillo (que desaparece en el aire). Fácil de fundir y de manipular. Metal para recubrimientos (hierro galvanizado). Fabricación del latón.	1 100 a.J.C. en la India. Primera preparación industrial en Inglaterra en el siglo XIX).
Estaño	Sn	Metal blando, muy maleable, de brillo ligeramente amarillento. Por debajo de 13°C se transforma (muy lentamente) en una forma gris pulverulenta La transformación que únicamente tiene lugar cuando se dejan los objetos de estaño mucho tiempo a temperaturas muy bajas, parte de ciertos puntos en que se inicia la formación de polvo (peste del estaño). Preparación de bronces.	3 000 a.J.C. en Egipto. En la Europa central, ya 2 000 a.J.C.

Elemento	Símbolo	Propiedades, aplicaciones	Conocido desde
Níquel	Ni	Blanco argentino, forjable, débilmente magnético; atacado sólo lentamente por los ácidos. Metal para acuñar y para recubrimientos; obtención de aceros inoxidables.	Descubierto en 1751 (CRONSTED). En el lenguaje de los mineros, níquel era un nombre afrentoso. Se denominaba «Kupfernickel» un mineral que por su aspecto podía considerarse como de cobre, pero que no contenía cobre.
Cromo	Cr	Blanco brillante; duro y frágil; resistente a las acciones químicas. Obtención de aceros especiales. Metal para recubrimientos.	Descubierto en 1797 (VAUQUELIN); obtención industrial desde 1898.
Platino	Pt	Metal muy noble, de color gris brillante, duro, muy difícilmente atacable por agentes químicos. Catalizador en muchos procesos químicos. Material de laboratorio. Joyería.	Descubierto en 1736 en Colombia. Los grandes yacimientos de los Urales fueron encontrados en 1822.
Wolframio	W	Metal blanco brillante de enorme resistencia a la acción del calor (densidad 19,3); temperaturas de fusión y de ebullición máximas [3 380°C y 6 000°C]. Usado en los filamentos de lámparas de incandescencia y como componente de aleaciones para la obtención de metales «duros».	Descubierto en 1783 por ELHÚYAR. Preparado por reducción del ellt
Aluminio	Al	Metal ligero, blanco argentino, muy dúctil y maleable. Gracias a su capa de oxidación resulta muy estable en el aire a pesar de su carácter poco noble. Metal ligero; hojas. Muchas aleaciones.	Descubierto en 1827 (WÖHLER). Preparación industrial a partir de 1887 (primera fábrica de aluminio en Neuhausen en Rheinfall).
Magnesio	Mg	Metal ligero, blanco argentino, que al aire se vuelve rápidamente mate. Se usa en la fabricación de aleaciones ligeras (construcción de aviones).	Obtenido en 1808 por DAVY.
Calcio	Ca	Metal blanco argentino, blando. Se oxida rápidamente en el aire. Reacciona con el agua (formación de H). Muchas combinaciones importantes (cales, cementos, huesos).	Obtenido en 1808 por DAVY.
Sodio	Na	Metal muy blando, que puede cortarse (p. f., 98°C; p. eb., 883°C). Sólo tiene brillo argentino cuando está recién cortado Se empaña rápidamente en el aire. Se conserva bajo petróleo. Densidad, sólo 0,97. Reacciona bastante vigorosamente con el agua (→H). Se emplea en estado elemental en determinadas reacciones orgánicas. Combinaciones muy numerosas e importantes (sal común, carbonato sódico, jabones, etc.).	Preparado en 1807 por vez primera por DAVY. Una substancia usada para lavar, que aparece citada en el Antiguo Testamento, con el nombre de «neter», es probablemente idéntico al carbonato sódico.

licio, arsénico y selenio, presentan sólo algunos rasgos aislados de las substancias metálicas o no poseen carácter metálico típico (*"semimetales"*). Para representar abreviadamente a los elementos se usan los **símbolos** (abreviaturas o letras iniciales de los nombres latinos y griegos). Los símbolos son determinados por una comisión internacional, mientras que los nombres de los diferentes elementos pueden ser distintos en los diferentes idiomas. Véase en la página 34 otras significaciones de los símbolos.

	Volumen %	Punto de ebullición (°C)
Nitrógeno	78,09	−195,8°
Oxígeno	20,95	−183,0°
Argón	0,92	−185,8°
Dióxido de carbono	0,03	(se sublima a −78,5°)
Neón	0,0018	−245,9°
Helio	0,00052	−268,9°
Kriptón	0,0001	−152,0°
Hidrógeno	0,00005	−252,6°
Xenón	0,000008	−108,0°

Debe tenerse en cuenta que algunas veces puede resultar difícil el reconocer a una substancia como elemento si se aplica la definición de BOYLE. Por ejemplo, a comienzos del siglo XIX aún era tenida por elemento la substancia cal viva (combinación de calcio y oxígeno), pues no había sido posible descomponerla en otras substancias más simples mediante los procedimientos de que podía disponerse en la época. A la inversa, en un principio se creyó que el cloro era un compuesto del oxígeno. Sólo los reiterados fracasos que acompañaron a los intentos realizados para obtener oxígeno a partir del mismo, llevaron a la consecuencia de que el gas era realmente un elemento.

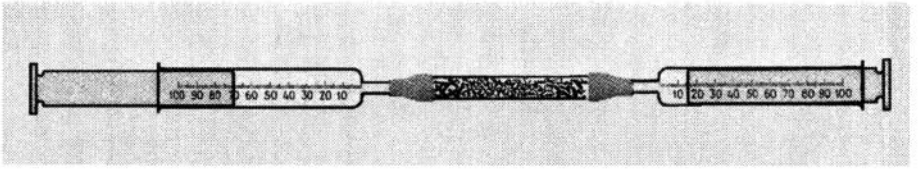


FIG. 7. Aparato para la determinación del contenido de oxígeno del aire. Los dos émbolos de vidrio pueden desplazarse en los cilindros y cierran herméticamente. El tubo intermedio contiene torneaduras de cobre. En una de las jeringuillas se miden 100 cm^3 de aire. Se calienta el cobre y se hace que el aire pase varias veces a través del metal mediante las correspondientes presiones. El volumen disminuye aproximadamente 1/5.

Algunos no metales importantes

Oxígeno (O). Gas incoloro, inodoro e insípido (p. eb. — 183,0°C), mantiene y activa la combustión (prueba de la astilla con un punto en ignición). El aire contiene un 21 % de oxígeno (en volumen). Obtención mediante licuación del aire seguida de fraccionamiento por destilación.

Si se calientan determinados metales (cobre, plomo) en el aire, se alteran superficialmente (se"empañan"). Si se realiza esto en un volumen de aire limitado

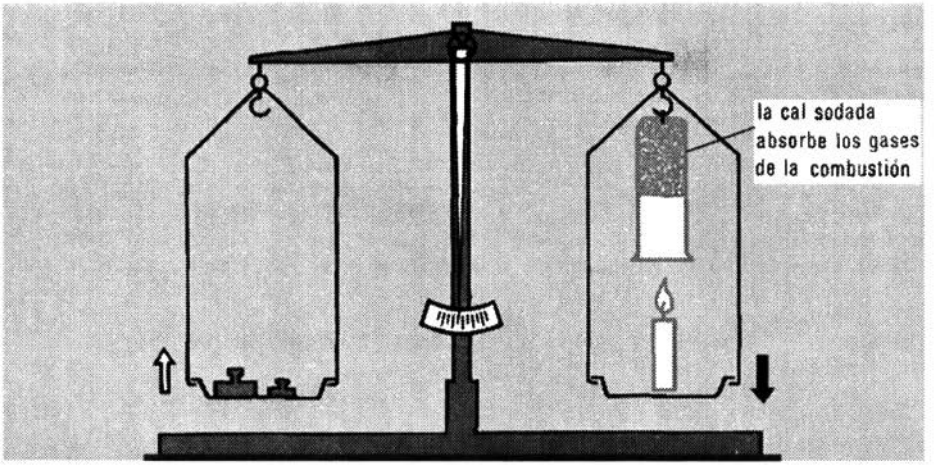


FIG. 8. Combustión de una vela en una balanza.

(por ejemplo, con el aparato de la Fig. 10) se puede observar que el volumen del aire disminuye en un 21 % durante el proceso y que el resto de aire que queda apaga las llamas. Por tanto, el metal caliente quita el oxígeno del aire y forma un

(Notas de pág. siguiente)

1 Al trabajar con hidrógeno debe comprobarse siempre cuidadosamente la ausencia de mezclas explosivas (*prueba del gas detonante*): Se llena un tubo de ensayo con el gas que se ha de ensayar y se enciende, lejos de la mezcla que se ha de someter a ensayo, con un mechero. Cuando el hidrógeno se encuentra solo, arde casi silenciosamente, mientras que si hay mezcla detonante se produce como un pequeño ladrido.

2 H. CAVENDISH (1731-1810), profesor privado, realizó una serie de experimentos sobresalientes sobre los gases.

3 ANTOINE LAVOISIER (1743-1794), uno de los fundadores de la Química como ciencia. Reconoció la existencia de la ley de conservación de la masa y realizó muchas investigaciones químicas cuantitativas. Interpretó por vez primera la combustión como reacción en que es aceptado oxígeno y reconoció el carácter elemental del oxígeno y el hidrógeno, derribando la teoría del flogisto (véase pág. 21). LAVOISIER fue ejecutado durante la revolución francesa. Su defensor obtuvo del juez la respuesta: "La république n'a pas besoin des savants" ("La república no necesita sabios").

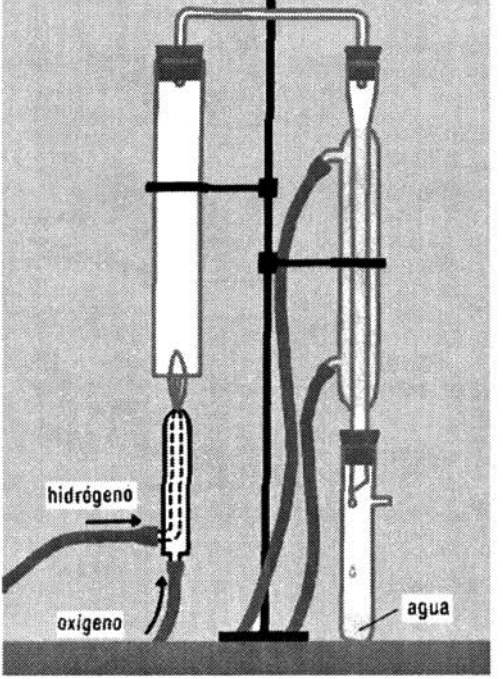


FIG. 9. Combustion de hidrógeno en oxígeno.

compuesto oxigenado (**óxido**). También en los procesos de combustión ordinarios es consumido oxígeno y se producen compuestos oxigenados. Por ello, los productos que se forman tienen un peso mayor que los productos de partida (Fig. 8). En la página 20 se describe el descubrimiento del oxígeno y cómo se esclareció su papel en los fenómenos de combustión.

Hidrógeno (H). Gas incoloro, inodoro e insípido (p. eb. — 252°C). El menos denso de todos los elementos. El hidrógeno arde con llama muy cálida para formar *agua*. El agua es una combinación de hidrógeno y oxígeno (Fig. 9). Las mezclas de hidrógeno con aire o con oxígeno arden cuando son calentadas o al encenderlas (acción de una chispa) produciendo una explosión *(gas detonante)*. La gran cantidad de calor que se produce tiene como consecuencia una enorme dilatación del volumen, de modo que el poder "rompedor" es muy grande [1]. Descubrimiento por CAVENDISH [2]. Demostración de la presencia del hidrógeno en el agua por LAVOISIER [3] (Fig. 17).

Nitrógeno (N). Componente fundamental del aire (78 vol %). Gas incoloro, inodoro e insípido (p. eb. — 195,8°C). Como sólo interviene con mucha dificultad en los procesos de reacción (tiene pereza para reaccionar), apaga o extingue la combustión. Se utiliza en las síntesis (abonos nitrogenados).

Carbono (C). Este elemento componente fundamental, muy importante de las combinaciones "orgánicas" (pág. 18), se presenta en dos formas: *Grafito* (negro, blando, de brillo metálico y conductor eléctrico) y *diamante* (incoloro, duro, transparente, aislador). El carbón ordinario está formado de un 90 a 96 % por carbono de variedad grafítica. Se utiliza para la fabricación de minas de lápices y como lubrificante. El diamante se usa para cabezas perforadoras y en joyería como piedra preciosa. Calentados en el aire, el grafito y el diamante y otras substancias carbonosas arden con formación de *dióxido de carbono*, que es un gas incoloro, inodoro y carente de toxicidad. Cuando escasea el aire o se verifica la reacción a temperaturas muy altas puede formarse también el *monóxido de carbono*, que es inodoro y tóxico. La identificación del diamante con el carbono por combustión fue realizada por LAVOISIER en 1780.

Cloro (Cl). Gas venenoso, de color amarillo, bastante denso (p. eb. — 34°C) de olor característico. Se utiliza en síntesis y como desinfectante del agua potable y de piscinas. El cloro solamente se presenta en estado natural en forma de compuestos (ácido clorhídrico del jugo gástrico; cloruro sódico = sal común). Fue descubierto en 1774 por SCHEELE [4]. Fue reconocido como elemento por DAVY (1810) [5].

Bromo (Br). Líquido de calor pardo rojizo, que se evapora fácilmente (p. eb. 58,8°C). Los vapores rojo-pardos, muy desagradables, de olor sofocante (*bromos* gr = mal olor). Son importantes sus compuestos (bromuro de plata en fotografía). Se usa en la síntesis de colorantes y medicamentos. Fue descubierto en 1825 por BALARD en las cenizas de algas marinas.

Azufre (S). Masas amarillas, de brillo céreo, o formadas por cristales de formas características. Arden con llama azul con formación de un gas incoloro de olor picante, tóxico (dióxido de azufre).

[4] C. W. SCHEELE (1742-1786), farmacéutico. Un gran maestro en la experimentación; descubrió el oxígeno y el cloro entre otras substancias y aisló un gran número de ácidos orgánicos a partir de productos naturales.

[5] H. DAVY (1778-1829), uno de los químicos más famosos de comienzo del siglo XIX. Fue el que preparó por vez primera el sodio y el potasio por electrolisis de sales fundidas, descompuso el agua por electrolisis en hidrógeno y oxígeno, demostró la naturaleza de elemento del cloro e inventó la lámpara de seguridad para los mineros.

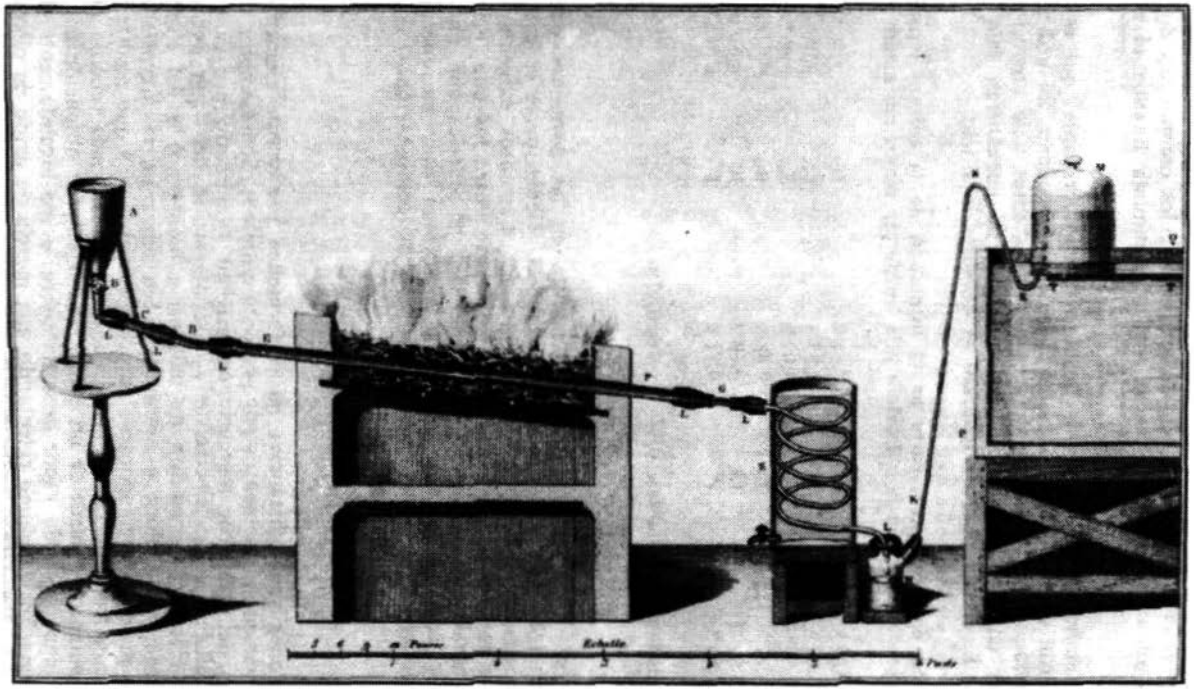


FIG. 10. Ensayo de LAVOISIER para la descomposición del agua (según LAVOISIER). El agua se hace pasar a través de un tubo de fusil al rojo. En el depósito se recoge hidrógeno. El tubo se recubre de óxido de hierro gris negro.

Fósforo (P). El fósforo se presenta en diferentes formas: fósforo rojo (inocuo, de temperatura de inflamación relativamente alta) y fósforo blanco (muy venenoso, temperatura de inflamación en torno a 50°C, autoinflamable). El fósforo no se presenta en la Naturaleza más que en forma de compuestos (combinaciones del fósforo en los núcleos de las células; substancias de los huesos; los compuestos de fósforo se utilizan como abonos). Fue descubierto por el alquimista BRANDT al evaporar orina (1669).

Silicio (Si). Semimetal de color gris obscuro, opaco, brillante, que es el elemento más frecuente de la corteza terrestre después del oxígeno. Se utiliza como componente de aleaciones (aleaciones de aluminio resistentes a la corrosión); no se encuentra libre en la Naturaleza. Sus compuestos se encuentran muy extendidos (minerales). El cristal de roca (cuarzo) es dióxido de silicio.

Tabla 4. Proporción en que toman parte en la formación de la corteza terrestre los elementos más frecuentes (incluida la hidrosfera y la litosfera); tantos por ciento en peso

O	49,20 %	K	2,40 %	Mn	0,08 %
Si	25,67 %	Mg	1,93 %	C	0,08 %
Al	7,50 %	H	0,87 %	S	0,06 %
Fe	4,71 %	Ti	0,58 %	Ba	0,04 %
Ca	3,39 %	Cl	0,19 %	N	0,03 %
Na	2,63 %	P	0,11 %	F	0,03 %

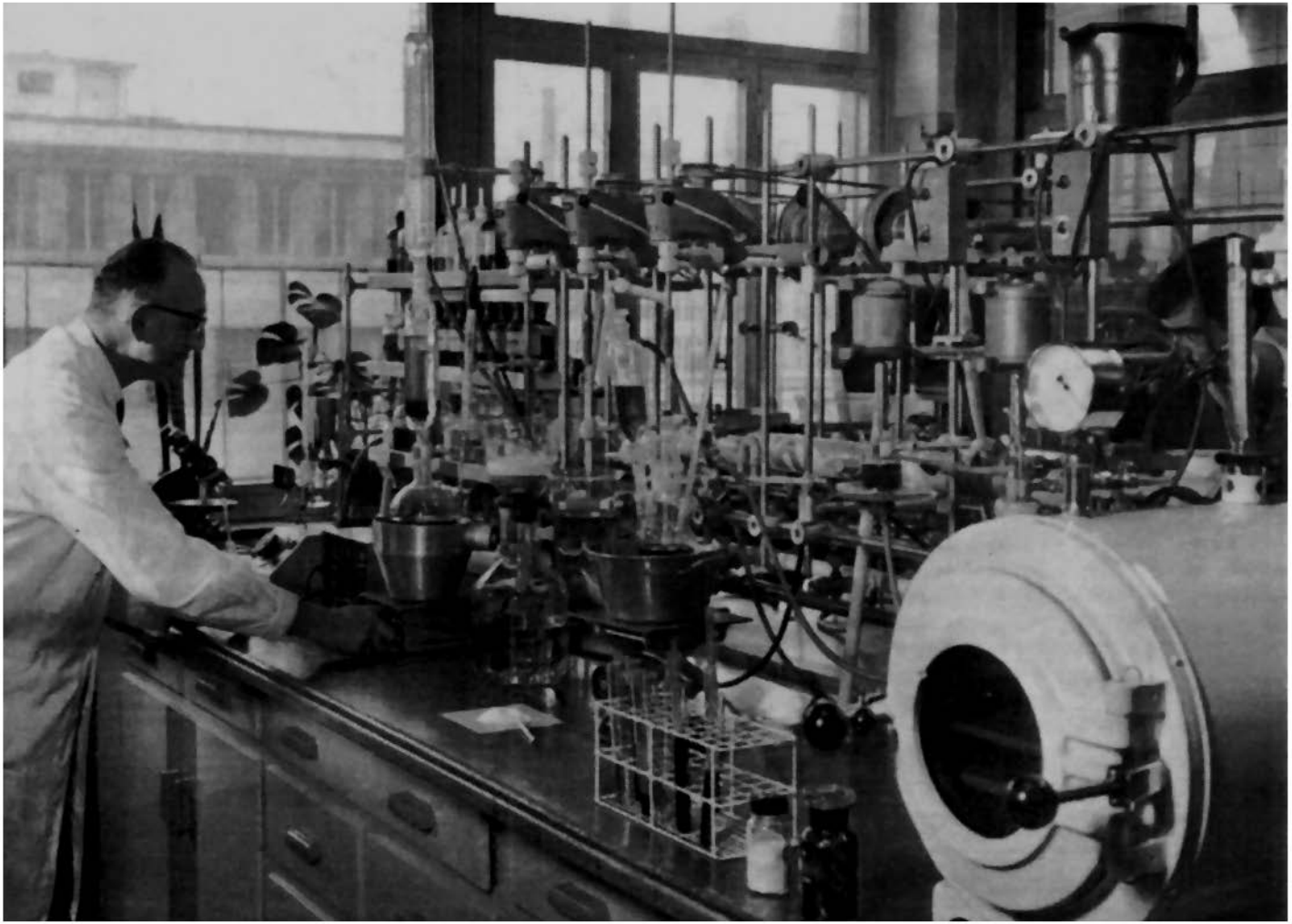
Todos los elementos restantes, 0,47 % te 0,47 %

La frecuencia de los elementos más importantes en las porciones conocidas de la corteza terrestre se puede deducir de la tabla 4. Tienen parte especialmente grande en la constitución de la corteza terrestre los elementos oxígeno (casi el 50 %) y el silicio (que es el elemento más importante entre los que forman las rocas). Muchos elementos que tienen importancia en la práctica son muy poco abundantes en término medio, aun cuando se presentan muy enriquecidos en determinados yacimientos (frecuentemente en forma de combinaciones).

Combinaciones

Las **combinaciones** son substancias puras formadas por varios elementos. Se pueden descomponer en sus elementos por procesos químicos. Son ejemplos de ellas la descomposición del óxido de mercurio en oxígeno y mercurio por calefacción ("termolisis" "pirolisis") o la "electrolisis", descomposición del agua por acción de una corriente eléctrica (formación de oxígeno e hidrógeno) o del clorhídrico concentrado (formación de cloro e hidrógeno). Sin embargo, la mayoría de las combinaciones no pueden descomponerse en sus elementos más que mediante procesos reiterados, con frecuencia muy complicados. Suele ser más sencillo obtener sólo uno de los elementos a partir de un compuesto (Ejemplo: obtención del hidrógeno a partir del agua pasando vapor de agua sobre hierro incandescente [LAVOISIER, Fig. 10]; formación de plomo calentando una mezcla de óxido de plomo y de carbón [se desprende simultáneamente dióxido de carbono]).

Laboratorios de la actualidad y de otros tiempos.
Laboratorio de Análisis de Liebig en Gießen. Dibujo de Trautschold, 1842. (Perteneciente al *Deutsches Museum*, München.)



Naturalmente, no sólo el *análisis* o descomposición de una combinación, sino también su formación, *síntesis*, es un proceso químico. Las propiedades de los elementos desaparecen por completo durante dichas síntesis. Esto se pone de manifiesto muy claramente en la síntesis de la sal común a partir de los elementos sodio y cloro (Fig. 12) o la formación de un compuesto a partir de hierro y azufre.

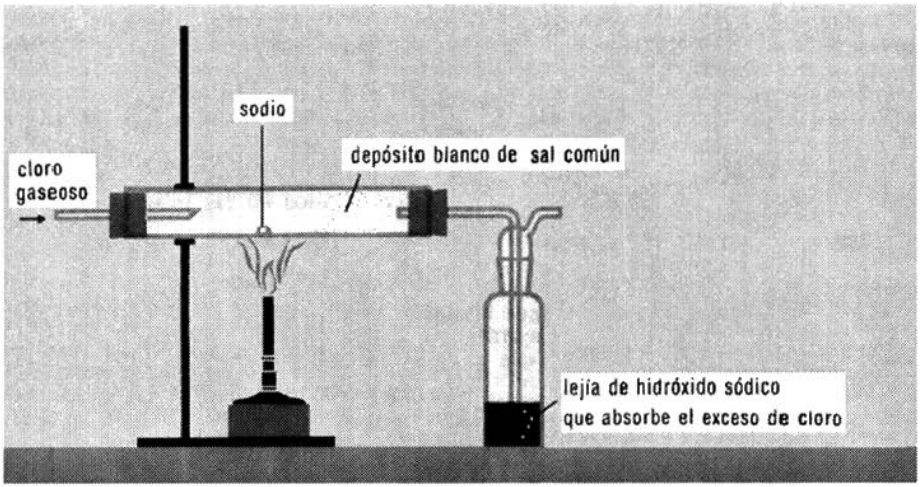


FIG. 11. Síntesis de la sal común a partir de sodio y cloro.

El sodio es un metal blando, que se deja cortar con un cuchillo, que se empaña inmediatamente en el aire y debe conservarse bajo petróleo (con el agua reacciona violentamente con desprendimiento de hidrógeno). El cloro es un gas verdoso, de olor sofocante, venenoso, denso. Si se pasa una corriente de cloro gaseoso sobre sodio calentado, arde éste con desprendimiento de una intensa luz amarilla y se obtiene el cloruro sódico, una substancia blanca, inocua, que no se altera al aire, que es fácilmente soluble en agua (físicamente) y que no puede fundirse o evaporarse más que mediante una calefacción muy intensa.

Si se mezcla polvo de hierro y de azufre (lo mejor en una proporción en peso 7 : 4) se obtiene un polvo gris que aún posee las propiedades de los componentes originales. Si se sumerge en agua, el hierro se hunde y el azufre flota; es posible separar el hierro (aunque no totalmente puro) del azufre mediante un imán y disolver el azufre mediante sulfuro de carbono. Al calentar la mezcla con ácido clorhídrico se obtiene hidrógeno, exactamente lo mismo que si se tratase de polvo de hierro puro. Ahora bien, si se calienta la mezcla un poco en un tubo de ensayo, se transforma con fuerte incandescencia en una masa de color azul-negro. Esta masa carece ya de propiedades magnéticas, no pierde su azufre por tratamiento con sulfuro de carbono y cuando se somete a la acción del ácido clorhídrico se desprende en lugar del hidrógeno inodoro, un gas que huele a huevos podridos. El hierro y el azufre se han combinado para formar un compuesto con propiedades completamente nuevas.

Laboratorio de investigación del Departamento de Colorantes de la Ciba.
(Foto: Ciba AG, Basilea.)

Como tanto la descomposición como la formación de un compuesto químico son reacciones químicas, aparece siempre ligada a las mismas una *transformación energética.* Así por ejemplo, para la descomposición del óxido de mercurio o del agua es necesario aportar energía continuamente en forma de calor o de energía eléctrica, mientras que durante la formación de agua, de cloruro sódico o de sulfuro de hierro, queda energía en libertad (calor, luz; energía mecánica de la explosión del gas detonante). Se denominan procesos **endotérmicos** los que solamente pueden producirse mediante un aporte de energía continuo. Los llamados procesos **exotérmicos,** son aquellos en los que queda energía en libertad. Las substancias finales son en este caso más pobres en energía que los productos de partida, mientras que en las reacciones endotérmicas la energía que se consume queda almacenada en los productos de reacción más ricos en energía.

Para representar abreviadamente las combinaciones se utilizan *fórmulas* en las que se reúnen los símbolos de los elementos contenidos en las mismas (véase página 31).

La idea de que las diferentes substancias deben estar formadas por pocas «substancias fundamentales» era ya ordinaria entre los antiguos griegos. EMPEDOKLES de Agrigente (unos 450 años a. J. C.), creía que las substancias estaban formadas por cuatro elementos: fuego, tierra, agua y aire. ARISTÓTELES (384-322 a. J. C.) contribuyó al desarrollo de esta teoría. Los elementos, más que algo material, tenían más bien el sentido de *cualidades.* La tierra, por ejemplo, se consideraba como portador de las propiedades «fría» y «seca»; por tanto, un cuerpo sólido y seco debía contener «tierra». De forma semejante, las propiedades del agua son «húmeda» y «fría». El elemento aire tenía las cualidades de «húmedo» y «caliente»; el elemento fuego contiene las propiedades «seco» y «caliente». Por mezcla de los cuatro elementos deberían obtenerse las diferentes substancias con las propiedades correspondientes. Las ideas de ARISTÓTELES fueron propagadas por los árabes en la Edad Media a través de Europa, en la que dominaron hasta final del siglo XVI.

Para dar nombres a los compuestos "binarios", es decir, los compuestos formados por sólo dos elementos, se antepone el nombre del elemento más débilmente metálico terminado en *uro* (cloruro, sulfuro, hidruro), o *ido* (óxido) para las combinaciones con cloro, azufre, hidrógeno y oxígeno, al del elemento más metálico. Ejemplo: cloruro de sodio, sulfuro de hierro, hidruro de litio, óxido de mercurio.

Al principio del siglo XIX se creía que las substancias contenidas en los organismos o formadas por los mismos no podían prepararse artificialmente, aceptándose que su formación exigía la intervención de una fuerza especial, propia de los tejidos vivos, denominada "fuerza vital". Por ello estas combinaciones recibieron el nombre de **combinaciones orgánicas.** Pero desde entonces se ha logrado obtener sintéticamente un gran número de estos compuestos, de modo que la separación de las substancias orgánicas e inorgánicas ha perdido su justificación primitiva. Pero como pudo comprobarse que en todas las combinaciones orgánicas está contenido el carbono y este elemento posee la capacidad de formar muchas más combinaciones que los demás elementos, se ha mantenido la división entre la química orgánica y la inorgánica, entendiendo que la primera es la química de los compuestos del carbono. Se conocen en la actualidad más de un millón de combinaciones orgánicas entre las que se cuentan el azúcar, la celulosa, el ácido acético, las grasas, el alcohol, el éter, las albuminoides, jabones, colorantes, nylon, etc.

Historia y desarrollo de la Química

La Química es una de las ciencias naturales más jóvenes. Las Matemáticas, la Física

y la Astronomía tienen una historia de unos milenios, pero la Química, como ciencia independiente, sólo se empezó a desarrollar en el transcurso del siglo XVII. Durante largo tiempo, las consideraciones que se han desarrollado hasta constituir la Química actual crecieron sin un plan o una finalidad bien determinados, y sólo mucho más tarde se estableció la idea de que el campo propio de la Química es el estudio de las propiedades y múltiples transformaciones de las substancias naturales. El origen de la palabra *química* es inseguro. Muchos investigadores lo relacionan con un nombre antiguo de Egipto (país en que se desarrollaron por vez primera ciertos conocimientos químicos). Pero es posible también que la palabra «química» guarde alguna relación con la palabra *chame* (*chame* significaba «negro» y se refiere ante todo a la tierra negra del valle del Nilo). Por tanto, la palabra con que se vincula la voz «química» era equivalente a «arte negro», o puede derivar también de la *chyma* griega, que significa fundición de metal.

La Química fue desconocida durante toda la *antigüedad* con el sentido que actualmente la conocemos. Es cierto que la experiencia diaria aportó algunos conocimientos químicos; pero faltaba por completo todo planeamiento de una investigación posterior. A pesar de todo, en Egipto se encuentran indicios del desarrollo de una técnica química ya 1 500 años a. J. C. Los egipcios conocían, además de la fabricación de objetos cerámicos y metálicos, la obtención de colorantes de las plantas y animales, la preparación del vinagre, la fabricación del vidrio y la obtención de medicamentos, pomadas y cosméticos. Las experiencias acumuladas por los egipcios, babilonios, judíos, fenicios y persas fueron recogidas en parte por los griegos v romanos, que no contribuyeron, sin embargo, a su incremento de forma esencial, pues para los griegos tenía validez el aforismo de ARISTÓTELES: «Los oficios industriales encaminados a la obtención de beneficios conducen a la formación de un carácter bajo». En el transcurso del período de transición entre la Antigüedad y la Edad Media, los *árabes* recogieron los conocimientos griegos y egipcios, los desarrollaron y los comunicaron a los pueblos europeos. Usaron la palabra «alquimia» (*la* química), definiéndola como el arte de transformar unos elementos en otros, aun cuando seguía admitiéndose con carácter exclusivo la



FIG. 12. Aparato de destilación según PETRUS KERTZENMACHER, Frankfurt, 1589 (de la obra de FIERZ, *Entwicklungsgeschichte der Chemie*).



FIG. 13. THEOPHRASTUS PARACELSUS (1493-1541), nacido en Einsiedeln, vivió una vida agitada, viajando continuamente por muchos países. Médico de la ciudad y profesor en Basilea. Publicó sus trabajos por vez primera en alemán (en lugar de hacerlo en latín, como se hizo hasta entonces. (Original: Deutsches Museum, Munich.)

teoría de los elementos de ARISTÓTELES. Los alquimistas admitieron además como elementos o «principios» al mercurio, que dado su brillo y su densidad elevada llegó a ser el «principio» del carácter *metálico*, y el azufre el principio de la combustibilidad. Se buscó, mediante todos los medios posibles, la obtención de la misteriosa *piedra filosofal* o del saber, la «lapis philosophorum», o la «quintaesencia», «essentia quinta», mediante la que debería ser posible transformar en oro los productos baratos. El desarrollo de la alquimia fue influenciado por todo género de ideas filosóficas y religiosas, y la literatura alquímica plagada de encubrimientos místicos, representaciones alegóricas e ideas mágicas que la hacen tan difícil de comprender, y la intervención de impostores y charlatanes contribuyeron a convertir a la alquimia en un «arte negro». A pesar de ello, se fueron alcanzando gran número de conocimientos nuevos y también se descubrieron nuevas substancias, de modo que se desarrolló una técnica experimental química (Fig. 12). Al pasar del siglo XV al XVI (*Descubrimientos, Reforma*) se inició un nuevo capítulo en el desarrollo de las Ciencias naturales. Una figura destacada de esta época fue el médico TEOPHRASTUS BOMBASTUS PARACELSUS, nacido en Einsiedeln, que ejerció en Basilea, pero llevó una vida muy agitada. PARACELSO se caracterizó por haber alcanzando conocimientos fundamentales en Química a través de la experimentación, y partió, en el ejercicio de la Medicina, de la idea de que todos los procesos vitales se pueden interpretar químicamente y modificarse químicamente.

De esta forma fue el fundador de la *Iatroquímica* (iatros = médico, gr.), que situó a la Química al servicio de la Medicina.



FIG. 14. R. BOYLE.

Pero con BOYLE la Química empezó a convertirse en una Ciencia experimental, con el fin fundamental de investigar la Naturaleza sin limitar su actividad a un fin determinado (obtención de oro, preparación de medicamentos). En su obra fundamental, *The Sceptical Chymist*, luchó BOYLE contra las ideas alquimistas y definió los elementos como substancias que no se pueden descomponer en otras substancias. En lugar de especulaciones místicas, BOYLE estableció por vez primera la primacía de la *experimentación*. «*Sólo el experimento es decisivo, jamás la hipótesis no comprobada.*»

En los tiempos que siguieron, se avanzó en la investigación de las substancias simples y complicadas y sobre todo se estudió el fenómeno de la *combustión*. Ya LEONARDO DA VINCI descubrió que en la combustión era consumida una parte del aire, mientras que el residuo apagaba las llamas, pero no publicó sus conocimientos. Sólo en la segunda mitad del siglo XVIII fue posible recoger y diferenciar los distintos gases (hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono). En cierta época se supuso que todas las substancias combustibles contenían una materia del fuego o *flogisto*, que se desprendía durante la combustión. La *teoría del flogisto* (establecida por el químico y médico alemán STAHL, 1722), se fundó sobre la idea de que durante muchas combustiones disminuye el peso de las substancias que arden (por desprenderse en forma de gases los productos de la combustión). La facilidad y la violencia o viveza con que arden las diferentes substancias se atribuyó a su distinto contenido en flogisto y a la fuerza con que lo retienen. Al apagar una llama con agua se creía impedir el desprendimiento del flogisto.

En 1774, PRIESTLEY [1], investigador inglés, descubrió que al calentar la «cal del mercurio» (óxido de mercurio) se producía un gas que reactivaba la combustión de una astilla

[1] J. PRIESTLEY (1733-1804), teólogo y químico inglés; partidario convencido de la teoría del flogisto. Fue el primero que demostró que aparte del aire existen otros gases.

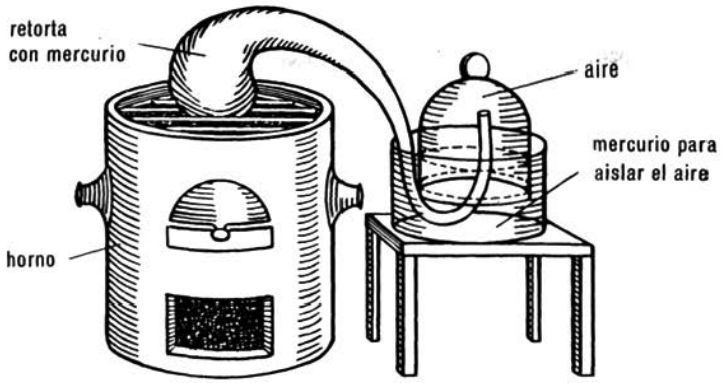


FIG. 15. Ensayo de LAVOISIER para separar el oxígeno del aire por formación de óxido de mercurio (según LAVOISIER).

con un punto en ignición, haciendo que ardiese con llama muy viva, y llamó a este gas aire deflogisticado. Casi simultáneamente (1773), SCHEELE descubrió también el oxígeno. Tanto PRIESTLEY como SCHEELE, sin embargo, desconocieron la verdadera participación del oxígeno en los procesos de combustión. Fue LAVOISIER el que pudo reunir todos los hechos conocidos hasta entonces en una estructura lógica y sin lagunas y con ello llegó a esclarecer no sólo la naturaleza del fenómeno de la combustión, sino también la composición de las cales metálicas, es decir, de los óxidos metálicos, y del agua.



FIG. 16. A. L. LAVOISIER.
(Original: Deutsches Museum, Munich.)

Para investigar el aire, LAVOISIER lo calentó en una retorta que estaba en comunicación con un volumen de aire limitado, en contacto con mercurio a unos 350°C (1774). Con ello se formaba en la superficie del mercurio contenido en la retorta, en el transcurso de varios días, una capa del polvo rojo, que más adelante había de ser llamado óxido de mercurio, mientras el volumen del aire disminuía en 1/5[1] (fig. 15). Al aire

1 Como el fenómeno es reversible (y el HgO desprende a su vez algo de O_2) la disminución del volumen del aire fue de algo menos de 1/5.

residual, incapaz de mantener la combustión, le dio LAVOISIER el nombre de azoe (azote. de *zotikos*, gr. = que mantiene la vida, *a* = partícula negativa) al gas llamado en castellano nitrógeno. Calentando el óxido de mercurio a una temperatura aún más alta, LAVOISIER volvió a obtener el metal y un gas, cuyo volumen era el mismo que el del aire desaparecido al calentar el mercurio. Este gas resultó ser idéntico al obtenido por SCHEELE (1773), que activa la combustión. LAVOISIER le dio el nombre de «oxígeno», pues creyó que era un componente esencial de los ácidos (*oxys*, gr. = ácido; *gennan*, gr. = engendrar), reconociendo su naturaleza de elemento.

Ejercicios

1. ¿En qué puede reconocerse que una substancia es una mezcla?
2. ¿Cuáles de las siguientes substancias son heterogéneas y cuáles son homogéneas?: Azúcar, agua, hierro, vino, vidrio, sal, carbón, gneis.
3. ¿Cuáles son mezclas?
4. ¿Cómo pueden separarse las siguientes mezclas? alcohol-agua, azúcar-arena.
5. Al verter ácido sulfúrico sobre el agua se produce una disolución incolora con fuerte calefacción. ¿Se trata de un fenómeno físico o de un proceso químico?
6. ¿Qué se entiende por "niebla", "suspensión", "fase"?
7. ¿Cómo puede demostrarse que durante la combustión de una vela se consume aire?
8. ¿Cómo se demuestra que la parte del aire que es consumida es oxígeno?

Bibliografía

G. BUGGE. *Das Buch der grossen Chemiker* (Band I). Verlag Chemie, Weinheim 1961.
H. FIERZ. *Entwicklungsgeschichte der Chemie.* Birkhäuser, Basel 1945.
G. LOCKEMANN. *Geschichte der Chemie.* Sammlung Göschen, Band 264 und 265.
R. SACHTLEBEN y A. HERMANN. *Grosse Chemiker.* Battenberg, Stuttgart 1960
Selected Readings in the History of Chemistry. Chemical Education Publishing Company, Easton 1965.
M. E. WEEKS. *Discovery of the Chemical Elements.* Chemical Education Publishing Company, Easton 1956.

II. Modelos atómicos y sistema de períodos

El modelo de Dalton

En la segunda mitad del siglo XVIII se empezó a utilizar cada vez con más frecuencia la balanza para realizar medidas ponderales en los procesos químicos y para determinar la composición de las substancias. El resultado de muchas de estas medidas lo expuso LAVOISIER mediante la ley "Nada es creado, ni en los experimentos, ni en las variaciones que se producen en la Naturaleza, pudiendo establecerse el principio: En cualquier proceso no cambia la cantidad de materia." Este conocimiento que ya fue postulado en la antigüedad por algunos filósofos griegos es denominado actualmente **"ley de conservación de la masa"**. Comprobaciones ulteriores realizadas por LANDOLT [1] entre 1890 y 1910 con balanzas extraordinariamente sensibles, confirmaron que no se producían variaciones de masa superiores al límite de precisión o sensibilidad de la balanza.[2] En los procesos en que se producen gases se ha de tener cuidado, como es natural, de que sean pesados también los gases que se consumen o producen durante el proceso. Así durante la descomposición térmica del óxido de mercurio puede demostrarse la constancia de masa recogiendo el oxígeno que se desprende en un balón de vidrio en el que se haya hecho el vacío, cerrándolo después, pesando la retorta y el balón.

Tabla 5. Composición del sulfuro de cobre
(resultados de ensayos de 10 alumnos)

% de cobre	% de azufre	
79,9	20,1	
79,9	20,1	
79,1	20,9	
79,8	20,2	
80,0	20,0	
79,6	20,4	
79,8	20,2	
80,3	19,7	
80,1	19,9	
79,8	20,2	
79,8	20,2	Media
79,84	20,16	Valor teórico

1 H. LANDOLT (1831-1910), fisicoquímico, Berlín.

2 De acuerdo con EINSTEIN, la energía posee una masa: $E = m \cdot c^2$, siendo E = energía, m = masa y c = velocidad de la luz. La ley de conservación de la masa debe enunciarse en la actualidad como ley de conservación de la masa y de la energía: La suma de masa y energía en el Universo es constante. Al contrario de lo que sucede en las reacciones en los núcleos atómicos, en las que se transforma una cantidad relativamente mayor de masa en energía, las cantidades de energía que quedan en libertad en los procesos químicos son demasiado pequeñas para que puedan apreciarse como variaciones de masa.

Cuando se investiga *cuál es la composición de una combinación determinada*, se encuentra que (con independencia de la cantidad de substancia de partida o de la forma en que se prepare) la proporción en peso entre los elementos que la forman es siempre la misma. Esta regularidad fue observada ya por LAVOISIER mediante sus pesadas que eran aún bastante imprecisas: *Los compuestos poseen una composición definida y constante.* Los elementos se combinan por tanto en proporciones constantes en peso. **("Ley de las proporciones constantes")**

Si se calienta un trozo de lámina de cobre en un crisol de porcelana que contenga una cantidad suficiente de azufre, se combinarán ambos elementos con fuerte incandescencia, con formación de sulfuro de cobre de color negro-azulado. Una vez evaporado el exceso de azufre, se vuelve a pesar de nuevo la lámina. A partir del aumento de peso y del peso de la lámina original puede calcularse la composición por ciento del sulfuro de cobre, que resulta del 79,8 % de Cu y 20,2 % de S. Si se verifican simultáneamente varios ensayos se suelen obtener resultados concordantes.

La observación de LAVOISIER fue comprobada mediante numerosos análisis cuidadosos realizados por PROUST [1], que llegó a la siguiente conclusión: «Hemos de reconocer que la composición y las propiedades de una combinación verdadera son constantes en todos los puntos de la Tierra. El cinabrio del Japón posee las mismas propiedades y la misma composición que el cinabrio de España. En todo el mundo no existe más que *una* sal común (cloruro sódico), *un* nitro, etc., y los óxidos preparados artificialmente tienen la misma composición que los naturales».

Las conclusiones de LAVOISIER y de PROUST no fueron aceptadas por sus contemporáneos sin resistencia. En particular, BERTHOLLET [2] mantuvo que la composición de los minerales era variable, según demostraban los análisis y combatió el punto de vista de PROUST. Pero sólo después de transcurrido mucho tiempo se comprobó que realmente existe un gran número de combinaciones cuya composición puede oscilar dentro de determinados límites (componentes «no daltónidos» o «berthólidos», véase pág. 101).

Mediante esta ley de las proporciones constantes llegó J. DALTON [3], a establecer su **hipótesis atómica** (1803-1805). Las ideas fundamentales de DALTON son las siguientes: La materia está formada por átomos muy pequeños, que son indivisibles y que no pueden ser creados ni destruidos. Los átomos de los diferentes elementos tienen diferentes propiedades y diferentes masas. Sin embargo, todos los átomos de un determinado elemento son iguales entre sí. En los procesos químicos no varía la masa total de las substancias que intervienen, pues los átomos son invariables. A partir de la composición constante de las combinaciones llegó DALTON a concluir que los átomos se combinan siempre en la misma relación numérica, sin que pudiera dar una razón acerca de este comportamiento.

La hipótesis atómica volvió a plantear una idea muy antigua. Ya los filósofos DEMÓCRITO y LEUCIPO [4] (siglo V a. J. C.) supusieron que las substancias estaban formadas por partículas mínimas. En particular, DEMÓCRITO postuló que solamente existía materia y espacio vacío. La materia está formada por partículas mínimas, indivisibles, llamadas átomos (*átomo* = indivisible). Los diferentes cuerpos se forman, según DEMÓCRITO, por choques entre los átomos que se unen en diferentes números y posiciones. Las cualidades tales como el sabor y el olor son solamente apariencias.

[1] L. PROUST (1754-1826), químico francés, Madrid, París.

[2] CLAUDE BERTHOLLET (1748-1822), químico francés.

[3] J. DALTON (1766-1822), hijo de un pobre tejedor. Profesor primero en diferentes escuelas y después privado. Su mérito fundamental es haber fundado la atomística moderna. Otros de sus trabajos fueron sobre la enfermedad llamada daltonismo, confusión del rojo y verde, la dilatación de los gases, etc. También demostró que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los componentes.

[4] DEMÓCRITO (460-371 antes de Jesucristo), de Abdera (Asia Menor), fundó la teoría atómica con su maestro LEUCIPO.

La representación atomista de DEMÓCRITO se encontraba en aguda oposición con la teoría de los cuatro elementos, que constituyó el punto de vista dominante durante toda la Edad Media como consecuencia de los escritos de ARISTÓTELES. Naturalmente, no se disponía de puntos de apoyo experimentales en que basar la existencia real de los átomos. Sólo en los siglos XVII y XVIII se volvió a utilizar, de forma esporádica, la representación de la constitución de la materia como formada por partículas mínimas para interpretar determinadas propiedades (sobre todo de los gases) (GASSENDI, DESCARTES, NEWTON, BERNOULLI [1]). A pesar de la hipótesis atómica no sólo proporcionó una explicación que aclaraba la composición cuantitativa de las combinaciones (véase también la ley de las proporciones múltiples en peso) sino que aclaró además el comportamiento físico de los gases y líquidos considerablemente, se encontró durante mucho tiempo con el desvío de los científicos de la época y siguió siendo durante mucho tiempo una «hipótesis» ya que en un principio fue imposible aportar ninguna prueba directa de la presencia real de los átomos. Sólo mediante el desarrollo de la Física en el transcurso de la segunda mitad del siglo XIX (teoría cinética, de CLAUSIUS, BOLTZMANN; procesos en las descargas eléctricas en el seno de gases, CROOKES, LENARD, entre otros; radiactividad y rayos X, BECQUEREL, CURIE, RÖNTGEN, v. LAUE) pudo llegar a demostrarse directamente la constitución atómica de la materia. La «hipótesis atómica» pasó a convertirse en «teoría atómica». Es indudablemente la teoría más importante de la Química. La existencia del átomo debe admitirse en la actualidad como un hecho.



FIG. 17. J. DALTON.
(Original: Deutsches Museum, Munich.)

Una *consecuencia* de la hipótesis atómica, establecida ya por DALTON es la **"ley de las proporciones múltiples"**. Cuando dos elementos poseen la posibilidad

1 P. GASSENDI (1592-1655), de Digne (Provenza) consideraba las substancias formadas por átomos creados por Dios como partículas inmutables y espacios huecos. Todos los átomos estaban formados para Gassendi por la misma substancia, diferenciándose solamente en cuanto a la forma, tamaño y peso. Todas las variaciones y cambios en los cuerpos debían atribuirse al movimiento de los átomos. Estos se reunían primeramente para formar grupos pequeños (*molécula*), formando después cuerpos cada vez mayores.

R. DESCARTES (1596-1650), matemático y filósifo francés.
I. NEWTON (1643-1727), físico inglés (ley de la gravitación) y D. BERNOULLI (1700-1782), físico de Basilea, aplicaron el concepto atómico a la interpretación de comportamiento de los gases.

de enlazarse en diferentes relaciones en número (p. ej., 1 átomo de A con 1 átomo de B, o 1 átomo de A con 2 átomos de B, formando A y B diferentes combinaciones entre sí), las cantidades de un elemento (p. ej., el B) que se combinan con cantidades iguales del otro elemento (A), deben encontrarse entre sí en la proporción correspondiente a números pequeños enteros. Esta ley pudo comprobarse experimentalmente en tiempos posteriores y pasó a ser una de las leyes más importantes dentro de la teoría atómica (véase Tabla 6).

Tabla 6. Composición de los óxidos de nitrógeno y de algunas combinaciones hidrógeno-carbono

Combinaciones del nitrógeno con oxígeno	
Substancia	Proporción en peso oxígeno : nitrógeno
Oxido de nitrógeno	0,571 : 1 = (1·0,571) : 1
Oxido nítrico	1,142 : 1 = (2·0,571) : 1
Trióxido de dinitrógeno	1,713 : 1 = (3·0,571) : 1
Dióxido de nitrógeno	2,284 : 1 = (4·0,571) : 1
Pentóxido de dinitrógeno	2,855 : 1 = (5·0,571) : 1
Combinaciones del carbono con hidrógeno	
Substancia	Proporción en peso hidrógeno : carbono
Acetileno	0,0839 : 1 = (1·0,084) : 1
Etileno	0,168 : 1 = (2·0,084) : 1
Etano	0,252 : 1 = (3·0,084) : 1
Metano	0,336 : 1 = (4·0,084) : 1

Ley, hipótesis y teoría. Una afirmación general, basada en la observación y en la experimentación recibe el nombre de "ley" (p. ej., ley de las proporciones definidas, ley de la caída de los cuerpos, ley de Ohm, etc.). Una ley, por tanto, nos proporciona solamente una descripción de procesos o fenómenos, pero no nos da ninguna explicación de los mismos. Para que las leyes puedan "comprenderse" se introduce una hipótesis. Una hipótesis puede ser errónea y esto se comprueba en el transcurso del tiempo si resulta opuesta a otros resultados experimentales (véase la hipótesis del flogisto). Pero si la hipótesis permite deducir consecuencias que se puedan comprobar mediante experimentos, o se encuentra de acuerdo con los resultados de observaciones e investigaciones experimentales ulteriores, va aumentando la probabilidad de que sea acertada y se transforma en una "teoría", es decir, en una expresión que enlaza entre sí numerosos resultados aislados dándoles una base común.

Los estados de agregación

La idea de que todas las substancias están formadas por partículas mínimas, permite explicar de forma particularmente adecuada las propiedades de los distintos estados de agregación.

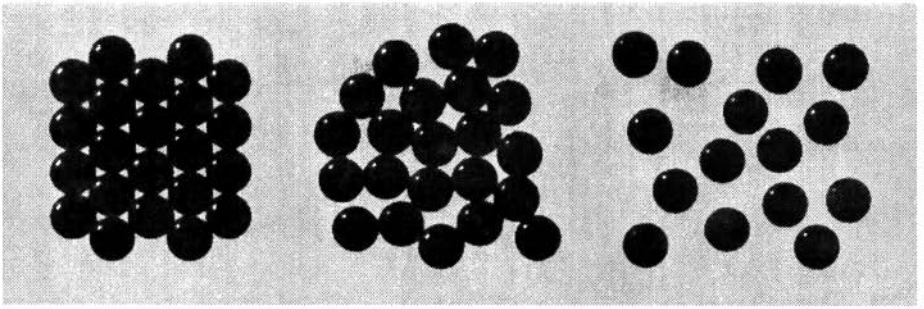


FIG. 18. Ordenación de las partículas en los distintos estados de agregación.

Estructura reticular. La forma determinada y la pequeña compresibilidad de una *substancia sólida* indican que en ésta las partículas mínimas no forman un amontonamiento irregular, sino que poseen un orden determinado en el espacio ("ordenación reticular" o "red" [véase, p. ej., fig. 19 y pág. 99]). Cada partícula aislada se encuentra rodeada de un número determinado de otras partículas que se encuentran enlazadas entre sí por "fuerzas de cohesión". Más adelante se explicará la naturaleza de estas fuerzas (véase págs. 97 y 113). Es seguro que estas fuerzas son más intensas en las substancias difícilmente volátiles que en las muy volátiles. En un cristal ideal la ordenación geométrica de las partículas es completamente regular. Esta ordenación regular de las partículas constituye la característica típica de un cristal, más que la presencia de las caras geométricas con sus ángulos constantes (si bien estos elementos tienen su origen en la regularidad de la distribución reticular). En una substancia "*amorfa*", es decir, no cristalina, las partículas se encuentran fuertemente enlazadas entre sí pero no distribuidas ordenadamente en su interior (ejemplo. vidrios, véase pág. 316).

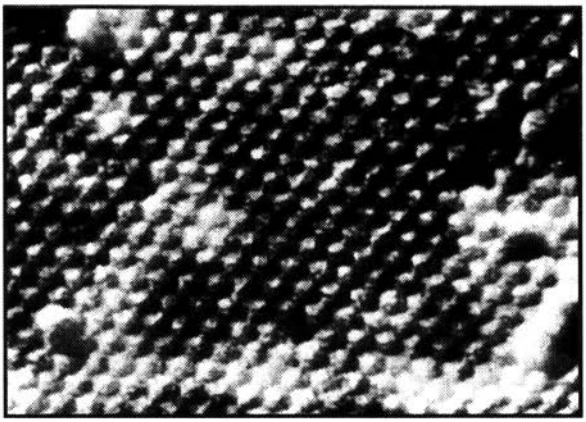


FIG. 19. Ordenación visible mediante el microscopio electrónico de las partículas esféricas del virus que produce la necrosis del tabaco. Cada esferilla representa una unidad del virus. Aumento de 140 000 veces aproximadamente (según un trabajo de LABAW y WYCKOFF).

Una consecuencia de la formación de un retículo cristalino es el fenómeno de la *anisotropía*. Se entiende por tal, el que determinadas propiedades físicas, como por ejemplo, la conductividad térmica, la dureza, la refracción de la luz, la absorción de la luz, etc., dependen de la dirección, es decir, poseen valores diferentes según cuál sea la dirección en que se observan en el cristal. Esta propiedad se manifiesta con particular claridad en la variación de la velocidad de crecimiento de los cristales, ya que si los cristales

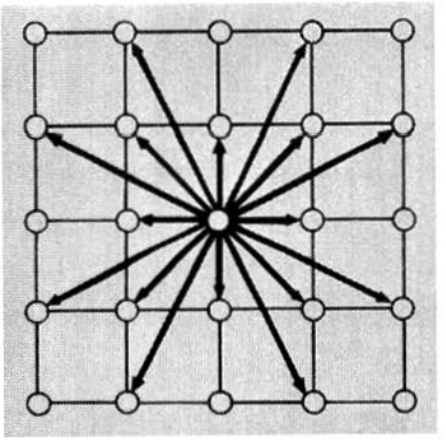


FIG. 20. Distancias mínimas estre las padtículas. Las distancias entre las partículas más próximas sobre las distintas rectas que pasan por un punto dependen de la dirección.

crecieran con la misma velocidad en todos los sentidos deberían poseer forma esférica. También la exfoliación (que sólo es posible paralelamente a ciertos planos), lo mismo que la forma externa de los cristales es una manifestación de la anisotropía. Al contrario que los cuerpos cristalinos, las substancias amorfas y los líquidos son «*isótropos*», es decir, sus propiedades tienen valores que no dependen de la dirección en que son medidos. Las substancias como los metales están formadas por numerosos cristalitos, dispuestos desordenadamente, de modo que son «*estadísticamente isótropos*», pues la anisotropía de los cristalitos individuales se compensa en conjunto.

La explicación de la anisotropía es una consecuencia del hecho de que las distancias entre las partículas que forman una red cristalina son diferentes en las distintas direcciones (véase fig. 20). Es claro que el comportamiento físico en una dirección en la que las partículas se sucedan a pequeñas distancias, debe ser diferente que en otra dirección en la que las partículas se encuentran más alejadas entre sí.

Variaciones del estado de agregación. Cuando se calienta lentamente una substancia sólida cristalina, se le comunica energía que se manifiesta en forma de energía cinética de las partículas. Estas giran o vibran cada vez con mayor rapidez en torno a sus centros de gravedad, hasta que finalmente, si se sigue calentando se destruye su ordenación geométrica. La substancia *se funde*. En el líquido que se forma, las partículas ya no se encuentran ordenadas y se mueven con más rapidez que en el estado sólido. Las fuerzas de atracción entre ellas, sin embargo, son suficientemente intensas para que las partículas no se separen entre sí. Sólo al llegar al *punto de ebullición*, es decir, cuando se evapora la substancia y se alcanza el *estado gaseoso*, quedan las partículas completamente "sueltas", de

modo que se pueden mover con independencia entre sí. Las distancias entre ellas son muy grandes con respecto al tamaño propio de las partículas.

La destrucción de la red cristalina sólida exige la inversión de una determinada cantidad de calor (el llamado *calor de fusión*). De la misma forma, para vencer las fuerzas de cohesión durante la ebullición, se necesita una determinada cantidad de calor (*calor de vaporización*). A pesar del aporte de calor durante el proceso de fusión y de ebullición no aumenta más la temperatura, hasta que se haya fundido o haya hervido la totalidad de la substancia (Fig. 21). A la inversa, durante la condensación de un gas para formar un líquido, o durante la solidificación (congelación) de un líquido, queda en libertad una cantidad correspondiente de calor [1].

Durante el proceso de *fusión* y de *ebullición* de una substancia es destruida primeramente la ordenación reticular y finalmente son vencidas las fuerzas entre las partículas mediante el calor aportado. Por tanto, el que los puntos de fusión y de ebullición sean elevados implica que entre las partículas actúan fuerzas intensas. Por ello, los puntos de fusión y de ebullición se encuentran tanto más alejados entre sí cuanto más intensas sean estas fuerzas. Las partículas de las substancias salinas y en particular de las substancias diamantinas se encuentran enlazadas entre sí con gran intensidad. Pero es posible que ya muy por debajo del punto de ebullición abandonen el líquido las partículas dotadas de mucha energía (*evaporación*). Las partículas menos rápidas se quedan en el líquido que se enfría.

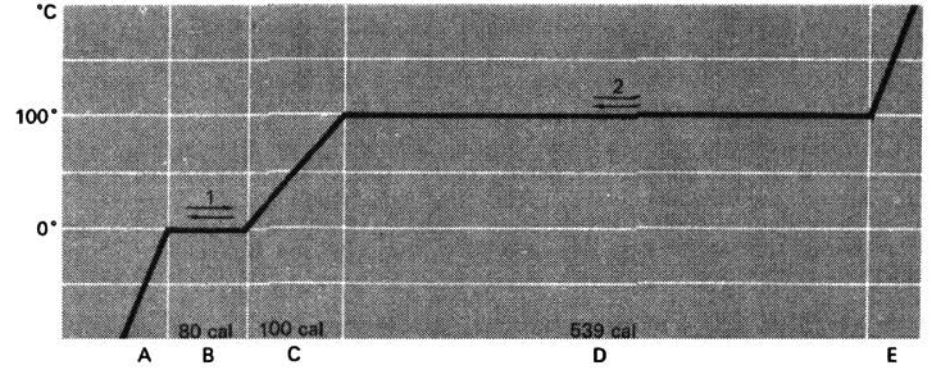


FIG. 21. Puntos de detención de la variación de la temperatura, correspondientes al agua a presión atmosférica. A, hielo; B, hielo + agua; C, agua; D, agua + vapor; E, vapor; 1, fusión y congelación; 2, ebullición.

Los calores de fusión y de vaporización dados corresponden a 1 g de agua.

Como las partículas evaporadas se pueden mover con libertad como partículas gaseosas, pueden alejarse del recipiente. Se siguen desprendiendo otras partículas del líquido hasta que finalmente se evapora por completo. Pero si se mantiene cerrado el recipiente aunque al principio pasan más partículas desde el estado líquido al de vapor, las partículas que durante su desplazamiento llegan a ponerse en contacto con la superficie del líquido quedan retenidas por las fuerzas que parten de las partículas que la forman y quedan "capturadas". Por tanto, con el transcurso del tiempo llega a establecerse un *equilibrio* característico. El espacio que

[1] Cuando se enfría un líquido en un recipiente térmicamente aislado, lentamente hasta el punto de congelación, puede observarse que durante la solidificación aumenta algo la temperatura

hay sobre el líquido queda "saturado" de vapor. La presión que ejerce este vapor sobre la pared del recipiente se denomina *presión de vapor*. Al crecer la temperatura crece la presión de vapor hasta que llega a hacerse igual a la presión atmosférica a la temperatura de ebullición.

En *estado gaseoso* las partículas se mueven irregularmente. Su energía cinética media es proporcional a la temperatura (absoluta). Este movimiento en todos los sentidos, completamente irregular, explica por qué los gases se expanden rápidamente en un determinado espacio o pueden difundirse a través de las paredes porosas. Como las partículas más pesadas se mueven más lentamente que las más ligeras en término medio, los gases ligeros tales como el hidrógeno o el helio se difunden con mucha rapidez $\left(E_{cin} = \frac{m \cdot v^2}{2}\right)$.

Los choques o impactos elásticos de estas partículas sobre la pared del recipiente que las contiene hacen que éste experimente la acción de una fuerza, es decir, el gas ejerce una *presión* sobre la pared del recipiente. Esta presión es tanto mayor cuanto mayor es el número de partículas que chocan simultáneamente sobre la pared y cuanto mayor es su impulso $[m \cdot v]$. Por ello, la presión gaseosa aumenta a medida que aumenta la concentración (es decir, al aumentar el número de partículas en un determinado volumen) y con el aumento de temperatura, pues entonces aumenta la energía cinética media y también el impulso de las partículas. Si se tienen dos recipientes de igual tamaño a la misma presión y a la misma temperatura, pero ocupados por diferentes gases, el número de partículas debe ser el mismo en ambos. Si la presión es la misma para ambos gases debe ser, a igual temperatura, también igual el número de partículas por unidad de volumen. Expresado de otra forma, *el volumen de un gas en condiciones determinadas depende solamente del número de partículas y no de sus masas.*

La afirmación de que **en volúmenes iguales de gases diferentes se encuentra contenido el mismo número de partículas** fue hecha ya en 1810 por AVOGADRO [1] como hipótesis y utilizada primeramente para explicar los hechos observados acerca de las relaciones simples y expresables mediante números enteros para los volúmenes de las substancias gaseosas cuando se combinan, por GAY-LUSSAC [2] y v. HUMBOLDT [3].

A partir de esta hipótesis se dedujo la *consecuencia* de que las partículas más pequeñas, capaces de existir en libertad en el seno de determinados elementos no son átomos, sino **"moléculas"** formadas por dos átomos (véase pág. 32). Con ello AVOGADRO se mantuvo en oposición con DALTON que admitía como postulado que los átomos eran las partículas mínimas existentes en todos los elementos.

Como para los químicos de la época resultó muy difícil apreciar la diferencia entre los átomos indivisibles de Dalton y las moléculas divisibles de Avogadro y establecer la debida correlación entre las dos partículas mencionadas, la hipótesis de AVOGADRO no contó con la aceptación de sus contemporáneos. Sólo cuando se llegó a mediados del siglo XIX se esclarecieron finalmente estas relaciones.

[1] Conde AMADEO AVOGADRO DI QUAREGNA (1776-1856), profesor de Física en Turín.

[2] J. G. GAY-LUSSAC (1778-1850), profesor de Química y Física en París. Realizó investigaciones sobre los gases (ley de los volúmenes, dilatación térmica).

[3] A. v. HUMBOLDT (1769-1859), investigador de la Naturaleza muy polifacético. Trabajó conjuntamente con GAY-LUSSAC sobre los gases.



FIG. 22. A. AVOGADRO.

La masa atómica ("peso atómico")

DALTON postuló que los átomos poseen una determinada masa invariable. Sin embargo, creyó que esta masa era tan pequeña que no podía ni imaginarse y que nunca podría ser determinada. Por el contrario, trató de establecer las relaciones entre las masas de los diferentes átomos [1].

Para ello supuso que en la mayoría de las combinaciones entre dos elementos sus átomos se combinan en la relación numérica 1:1. Así, admitía que el agua estaba formada por un átomo de H y un átomo de O, que en el sulfuro de cobre se encontraban combinados un átomo de Cu y un átomo de S, etc. En este caso, la relación entre las masas de los elementos en dichas combinaciones daría directamente la relación entre las **masas atómicas**. Como DALTON tenía por completamente inasequibles a la determinación las masas reales de los átomos, escogió como unidad para las masas atómicas determinadas de esta forma de masa de un átomo de hidrógeno (el hidrógeno es el elemento más ligero). De esta forma, DALTON estableció una tabla de masas atómicas para unos 20 elementos.

Los valores dados por DALTON difieren mucho de los admitidos actualmente, por diversas razones. Por una parte, los datos de que disponía para determinar la composición de las combinaciones eran muy inexactos, pero además no podía justificarse el que la relación numérica entre los átomos de una combinación "binaria", es decir, formada por dos elementos, tuviera que ser precisamente 1:1. Como en principio no existía ninguna posibilidad de determinar con precisión esta

[1] DALTON determinó más propiamente la relación entre los pesos de los átomos, por lo que habló de **"pesos atómicos"**.

relación, muchas de las masas atómicas quedaron muy inseguras. Se obtuvieron indicaciones con respecto a las masas atómicas reales (y con ello sobre las relaciones reales entre los números de átomos reales en las combinaciones) mediante la regla de DULONG y PETIT entre otras, según la cual el producto de las masas atómicas y los calores específicos de muchos metales debe ser aproximadamente igual a 6 cal/grado.

Mediante aplicación de la ley de AVOGADRO a las *relaciones entre los volúmenes en la formación de las combinaciones gaseosas* se pudo determinar, al menos para algunas combinaciones, la relación entre el número de los átomos que las forman.

A partir de hidrógeno y de cloro se obtiene por calefacción o encendido un gas incoloro, de olor picante, llamado *cloruro de hidrógeno*. Si se somete a estudio la relación entre los volúmenes de los gases que intervienen en esta reacción, se observa que un volumen de hidrógeno reacciona con un volumen de cloro para producir dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. De acuerdo con la hipótesis de AVOGADRO, una parte en volumen de cualquier gas contiene el mismo número de partículas en igualdad de condiciones. Por tanto, a partir de n partículas de H y n partículas de Cl, se producirán necesariamente $2n$ partículas de cloruro de hidrógeno. De aquí se deduce primeramente que tanto las partículas de hidrógeno como las de cloro se parten durante la formación de la combinación, de modo que las partículas de estos elementos que existen en libertad no pueden ser los átomos (ya que éstos, según DALTON, son indivisibles durante las reacciones químicas), con lo que se llega a la conclusión de que ambos elementos están formados por *moléculas* que son (por lo menos) diatómicas. Como segunda conclusión se dedujo que la *relación entre el número de átomos* en el cloruro de hidrógeno es realmente 1 : 1.

De la misma forma puede determinarse la relación entre el número de átomos en el *agua*. Si se realiza la síntesis del agua por encima de 100°, se obtiene el agua resultante en forma de vapor y se llega a la conclusión de que a partir de dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno se obtienen dos volúmenes de vapor de agua. Según AVOGADRO resultan así, a partir de $2n$ partículas de H y n partículas de O, un total de $2n$ partículas de agua. La relación entre el número de átomos de H y de O es, en consecuencia, 2 : 1. Por tanto, en la formación de agua es necesario que las partículas de oxígeno se hayan partido. El oxígeno debe estar formado también por moléculas diatómicas.

Tabla 7. Masas atómicas de algunos no metales

Combinación	Relación de masas	Proporción de los volúmenes al formarse a partir de los elementos	Masas atómicas (referidas a H = 1)
Cloruro de hidrógeno	H : Cl = 1 : 35,5	1 : 1	Cl = 35,5
Agua	H : O = 1 : 8	2 : 1	O = 16
Amoniaco	H : N = 1 : 4,66	3 : 1	N = 14

En tiempos más recientes se ha conseguido determinar finalmente las masas de los átomos directamente (*espectroscopia de masas*, véase pág. 38; 1920).

Las masas de los átomos pueden expresarse en cualquier unidad de masas. Pero como las masas atómicas son extraordinariamente pequeñas, si se utilizase el gramo se obtendrían valores numéricos muy pequeños de manejo incómodo. Por ello se escogió una unidad arbitraria, más pequeña (*"unidad de masa atómica" UMA*) que inicialmente se estableció igual a la masa de un átomo de

hidrógeno, pero que actualmente por diversas razones prácticas se ha definido como $^1/_{12}$ de la masa de un átomo de C^{12}. Cuando en adelante hablemos en este libro con ciertas impropiedades de **masas atómicas**, se querrá expresar **la masa de un átomo en unidades de masa atómica** ($^1/_{12}$ de la masa del átomo de C)[1,2,3].

Los números que expresan las masas atómicas en UMA y en gramos son proporcionales entre sí, como es natural. Como 1,00797 g de hidrógeno contienen $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de masa 1,00797 UMA, el factor de proporcionalidad es este número, llamado *número de Loschmidt* o *número de Avogadro*. Por tanto, a 1 UMA le corresponden $\frac{1{,}00797}{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ gramos. El número de gramos de cualquier elemento que expresa su masa atómica (un átomo gramo), contiene también $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Un átomo de O (número que expresa su masa atómica, 16), es por ejemplo 16 veces más pesado que un átomo de H. En 16 g de oxígeno hay el mismo número de átomos que en 1 g de hidrógeno.

El número de Loschmidt[4] puede determinarse actualmente por una serie de métodos (véase, por ejemplo, lo dicho en la pág. 107). Su valor más exacto es:

$$N_L = 6{,}02295 \cdot 10^{23}$$

Es muy difícil imaginarse el valor de este número gigantesco. Por ejemplo, si se construyera una carretera de la Tierra al Sol y se recubriera de papel milimetrado, colocando después un átomo sobre cada milímetro cuadrado, para situar 6×10^{23} átomos la carretera debería tener unos 4.000 km. de anchura.

A partir del peso atómico, la densidad y el número de Loschmidt pueden deducirse los valores de la *masa* y el *tamaño de un átomo*. Por ejemplo, N_L átomos de hierro pesan 56 g y ocupan un volumen de 7,10 cm^3 (la densidad del hierro es de 7,9 gcm^{-3}). La masa de un átomo es:

$$m_{\text{Atomo-Fe}} = \frac{56}{6 \cdot 10^{23}} = 9{,}35 \cdot 10^{-23}\,\text{g}.$$

el diámetro será

$$d = \sqrt[3]{\frac{7{,}10}{0{,}6 \cdot 10^{24}}} = \sqrt[3]{11{,}9} \cdot 10^{-8}\,\text{cm} = 2{,}3\,\text{Å}.$$

[1] Es frecuente que en la bibliografía se hable aún muchas veces de **"pesos atómicos"** en lugar de masas atómicas, ya que frecuentemente se determinan las masas por pesada. Nos adaptaremos al lenguaje habitual de la Física.

[2] Hasta el 31 de diciembre de 1960 se utilizó el oxígeno como base de la escala de masas atómicas. Los físicos basaron su escala en el isótopo ^{16}O; los químicos, en el elemento mixto (con una proporción pequeña de ^{17}O y ^{18}O), de modo que los valores de las masas atómicas físicas y químicas diferían en un factor muy pequeño (concepto de "isótopo", véase pág. 42). Actualmente se ha acordado conferir la masa atómica 12,000 00 UMA al isótopo más frecuente del carbono; como el carbono natural tiene una proporción pequeña de isótopos pesados, la masa del elemento carbono natural, mezcla de isótopos, es 12,011 15 UMA.

[3] De acuerdo con las normas de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), se introdujo para la unidad de masa atómica el símbolo u. En este libro (edición en alemán) se usa la abreviatura AME, que corresponde a la denominación inglesa a. m. u.= "atomic mass unit", y en castellano, U M A, unidad de masa atómica.

[4] J. Loschmidt (1821-1895), primeramente Volksschul- y Reallehrer (maestro de escuela popular y real) y después profesor en Viena.

[5] 1 Å = 1 Ångstrom = 10^{-8} cm.

Símbolo y fórmula

Los alquimistas utilizaron en la Edad Media símbolos de los planetas o de animales como símbolos para representar determinados metales. LAVOISIER y DALTON utilizaron también símbolos arbitrarios para los distintos elementos:

Oxígeno = ○	Hidrógeno = ⊙	Carbono = ●
Agua = ○ ⊙	Dióxido de carbono = ○ ●	

La "representación mediante fórmulas" que se utiliza habitualmente en la actualidad, procede del químico sueco BERZELIUS[1]. BERZELIUS confirió al símbolo de un elemento un significado *cuantitativo* además del sentido cualitativo. El **símbolo** sirve así no sólo como abreviatura de un nombre, sino que significa además *"un átomo del elemento correspondiente"* así como también *tantas partes en masa, como indica su masa atómica"*. La **fórmula** de una combinación expresa tanto la relación *entre el número de átomos, como las relaciones en masa* (o peso) *entre los elementos que forman una combinación.*

Ejemplo:

O = — oxígeno
— 1 átomo de oxígeno
— 16 partes en peso de oxígeno

H_2O = — El agua está formada por hidrógeno y oxígeno
— por cada dos átomos de hidrógeno hay en ella un átomo de oxígeno
— las masas de ambos elementos se encuentran en la relación $2 \cdot 1{,}00797 : 15{,}9994$

Debe subrayarse que estas fórmulas no son otra cosa que relaciones numéricas entre los átomos y con ello entre las masas de los mismos. Se les llama por ello **"fórmulas de relación entre el número de átomos"** o *"fórmulas de las substancias"*.

Una vez conocidas las masas atómicas, es posible calcular la fórmula de una combinación a partir de las relaciones en peso (o masa) existentes en la misma. *Cada fórmula es por tanto indirectamente el resultado de un análisis cuantitativo.*

Ejemplo: El sulfuro de cobre contiene 79,8 % de cobre y 20,2 % de azufre (véase pág. 23). La proporción entre las masas de los elementos es 79,8 : 20,2. Esto quiere decir que por cada 79,8 UMA de cobre hay en la combinación 20,2 UMA de azufre. Como la masa de *un* átomo de cobre es 63,5 UMA y la masa de un átomo de S 32,0 UMA, la relación numérica entre los átomos es:

$$\frac{79{,}8}{63{,}5} : \frac{20{,}2}{32{,}0} \quad \text{o abreviado } 2:1.$$

La fórmula del sulfuro de cobre es, por tanto, $\underline{Cu_2S}$.

En general, se obtiene la fórmula de una combinación dividiendo las partes en peso (tantos por ciento) de los elementos contenidos en ella por las masas atómicas y se realizan los cálculos necesarios para reducirlos a números enteros, pequeños (hágase = 1 al número más pequeño, dividiendo los mayores por el mismo).

[1] JÖNS J. BERZELIUS (1779-1848), profesor de Medicina y Farmacia. A partir de 1815, profesor de Química, en Estocolmo. Investigador muy polifacético. Investigó las proporciones de las cantidades de elementos en las combinaciones, estableció una tabla de pesos atómicos y creó una teoría electroquímica de la formación de las combinaciones.