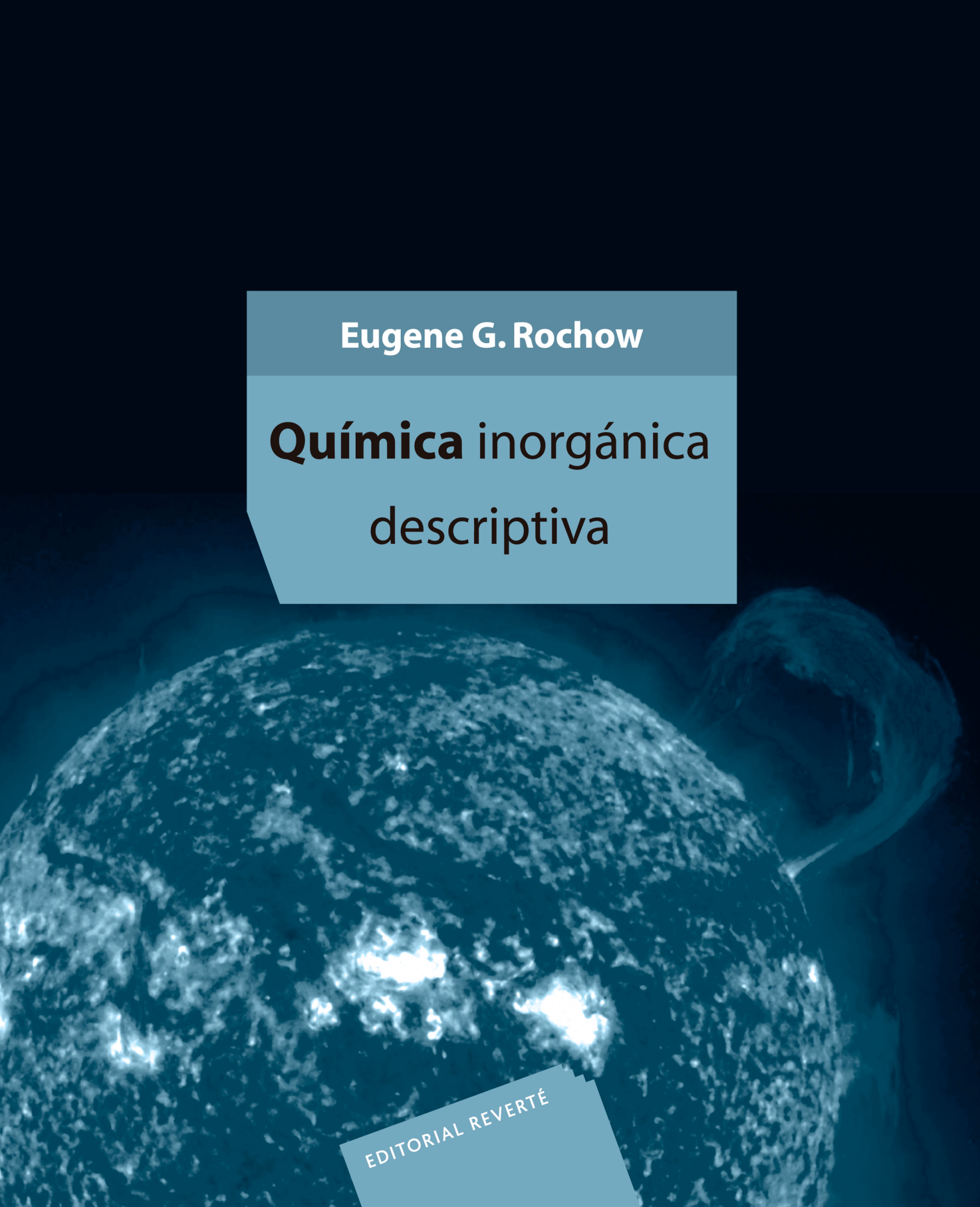


The background of the cover is a dark, deep blue image. In the lower half, there is a large, textured sphere, possibly a planet or a comet, with a bright, glowing ring of light or a large impact crater around its center. The overall aesthetic is scientific and cosmic.

Eugene G. Rochow

Química inorgánica
descriptiva

EDITORIAL REVERTÉ

Tabla Periódica

I		II		III										IV		V		VI		VII		O	
1	H																					2	He (2)
2	3	4																				10	Ne (2,8)
3	11	12																				18	Ar (2,8,8)
4	19	20																				36	Kr (2,8,18,8)
5	37	38																				54	Xe (2,8,18,18,8)
6	55	56																				86	Rn (2,8,18,32,18,8)
7	87	88																					

Metales de
*las tierras
raras

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

Metales
† del uranio

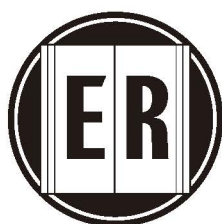
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	E	Fm	Mv	No	Lw

Química inorgánica descriptiva

Química inorgánica descriptiva

Eugene G. Rochow

Harvard University



**EDITORIAL
REVERTÉ**

Barcelona · Bogotá · Buenos Aires · México

Título de la obra original:

Modern Descriptive Chemistry

Edición original en lengua inglesa publicada por

W. B. Saunders Company, Philadelphia – London - Toronto

Copyright © by W. B. Saunders Company

Edición en papel

© Editorial Reverté, S. A., 1981

ISBN: 978-84-291-7484-7

Edición ebook (PDF)

© Editorial Reverté, S. A., 2021

ISBN: 978-84-291-9192-9

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

e-mail: reverte@reverte.com

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 públicos, 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.

Prólogo

En muchas de nuestras Universidades se ha puesto en tela de juicio la práctica frecuente de presentar los cursos de introducción a la química en forma de una exposición prácticamente exclusiva de sus principios teóricos. Un exceso de teoría, en sí misma, parece adolecer de un considerable defecto de contenido. Sin haber alcanzado aún una cierta experiencia en otras áreas de la química, los alumnos encuentran dificultades para imaginar la forma en que estos principios abstractos pueden ayudarles a abordar los verdaderos problemas de un mundo lleno de dificultades. Los profesores, a su vez, se dan cuenta de que los principios fisicoquímicos no permanecen grabados en la memoria de los alumnos aun a pesar del apoyo que pueda significar la resolución de multitud de problemas numéricos, si éstos no están relacionados con el mundo real mediante ilustraciones del campo de la química descriptiva y práctica. Desgraciadamente, son pocos los textos de química descriptiva moderna, de nivel adecuado, que puedan prestarles ayuda.

Este pequeño volumen pretende llenar este vacío. En él se exponen ciertos aspectos importantes e interesantes, de acuerdo con la experiencia del autor, del comportamiento de los elementos químicos y sus compuestos, que pueden servir para conectar los principios químicos con la realidad de nuestra cultura industrial y sus problemas corrientes.

Para lograr este propósito, la Química Descriptiva Moderna debe ser utilizada de forma concurrente o a continuación del estudio de un buen texto tal como Principios Químicos de Masterton y Slowinski. Los sucesivos capítulos se entienden redactados como una lectura colateral con el estudio de un texto de este tipo, empezando muy pronto su utilización en el curso, si se desea, incluso antes de que el alumno se haya familiarizado con la formulación de las ecuaciones químicas y la resolución de problemas de estequiometría. El que esté escrito pensando en esta utilización, hace que sea imposible que este texto sea riguroso en su tratamiento de la química inorgánica, e incluso trate imparcialmente de todos los elementos. Estas cuestiones es mejor reservarlas para un curso subsiguiente de química inorgánica sistemática, para el que éste puede servir de introducción.

La presentación se inicia con una revisión a modo de introducción, de los elementos químicos, viendo como encajan dentro del Sistema Periódico. Des-

pués se discuten el hidrógeno y el helio como período único de dos elementos, estando relacionado el segundo con el primero por un proceso de extraordinaria importancia. Seguidamente, se consideran los elementos representativos más ligeros como una sucesión, desde los formadores de bases a los formadores de ácidos, prestando la atención apropiada a las reacciones y compuestos importantes. El capítulo 4 estudia el segundo período de ocho elementos de la misma forma. Después se consideran los congéneres de estos elementos representativos s y p, por grupos sucesivos, de forma análoga. Los cinco capítulos restantes están dedicados a las series de transición primera, segunda y tercera, los elementos lantánidos y actínidos, y los gases del grupo cero. Es obvio que algunos capítulos pudieron haberse omitido, pero el instructor debería considerar muy cuidadosamente las importancias relativas de los elementos afectados, antes de hacer cualquier supresión. En cada capítulo se incluye un glosario de términos poco familiares, seguido de algunas preguntas y de problemas seleccionados.

Es evidente que este libro presenta los puntos de vista del autor y sus preferencias, pero éste reconoce gustoso la ayuda de valor incalculable de los miles de alumnos de química de Harvard y de centenares de químicos prácticos, que han contribuido a su contenido. Debe manifestar su agradecimiento en particular a la General Electric Company y su Chemical Division, por haberle puesto en contacto durante una docena de años con las realidades prácticas y económicas de la química, incluyendo las cuestiones de seguridad y aplicabilidad práctica que rara vez surgen durante la formación académica. También aprecia en mucho los 22 años de consejo y estímulo que ha recibido de sus colegas de Harvard y especialmente una orientación inicial por George Kistiakowsky. "Es mucho más importante ser interesante que erudito o exhaustivo", me indicó este profesor, "pues si llegamos a despertar el interés de un alumno principiante, podemos lograr fácilmente que lea más por su propia cuenta o que siga otros cursos que sean rigurosos y completos. Si no lo logramos, simplemente estaremos dando mala fama a la química y a este Departamento". Las directrices de este libro reflejan estos puntos de vista.

Los primeros manuscritos de estos capítulos fueron revisados por el Profesor William L. Masterton de la Universidad de Connecticut, por el Profesor Robert J. Hanrahan de la Universidad de Florida, por el Profesor Jon M. Bellama de la Universidad de Maryland, por el Profesor W. R. Robinson de la Universidad de Purdue y por cientos de alumnos de la Universidad de Florida en Gainesville; todos ellos han aportado valiosas sugerencias durante la revisión. El autor agradece todas las críticas y aprecia el continuo aliento recibido de John J. Vondeling, que como Chemistry and Physics Editor de W. B. Saunders Company ha seguido de cerca cómo se completaba talmente el proyecto.

Captiva, Florida

EUGENE G. ROCHOW

Índice analítico

1		
INTRODUCCIÓN: LOS ELEMENTOS QUÍMICOS Y SUS RELACIONES		1
	¿Cuántos elementos existen y por qué?, 2. ¿Cuánto existe de cada elemento y por qué?, 9. Relaciones entre los elementos, 14. Resumen, 23. Glosario, 25. Cuestiones, 26.	
2		
HIDRÓGENO, HELIO, Y LO QUE HACE QUE BRILLE EL SOL		30
	Helio-4 a partir del hidrógeno, 32. Destino del hidrógeno remanente en la Tierra, 36. ¿Se presentará en el futuro, una economía basada en el consumo de hidrógeno como combustible?, 44. El helio en la Tierra y en los demás planetas, 46. Resumen, 48. Glosario, 49. Cuestiones, 50.	
3		
DEL LITIO AL FLÚOR: LOS ELEMENTOS LIGEROS		53
	Lo que tienen en común estos elementos, 54. Puntos de diferencia entre estos elementos, 55. Puntos especiales de interés sobre el litio, 58. Berilio, el raro, 61. Boro, el duro y extraño, 62. Carbono: el elemento con un pie asentado en cada campo, 69. Nitrógeno: elemento remolón pero necesario, 76. El oxígeno, dador de vida, formador de ácidos y de agua, 86. El flúor, campeón de los capturadores de electrones, 88. Resumen, 93. Glosario, 94. Cuestiones, 95.	
4		
DEL SODIO AL CLORO: MÁS ELEMENTOS BIEN CONOCIDOS		99
	Semejanzas y diferencias, 99. Algunos aspectos del sodio, 101. Algunos aspectos del magnesio, 106. Algunos aspectos del aluminio, 109. Silicio, el formador del planeta, 114. Otros aspectos del silicio, 118. Fósforo inorgánico, 127. Azufre: un elemento familiar que merece una segunda mirada, 131. Cloro, formador versátil de ácidos, 137. Resumen, 143. Glosario, 145. Cuestiones, 146.	

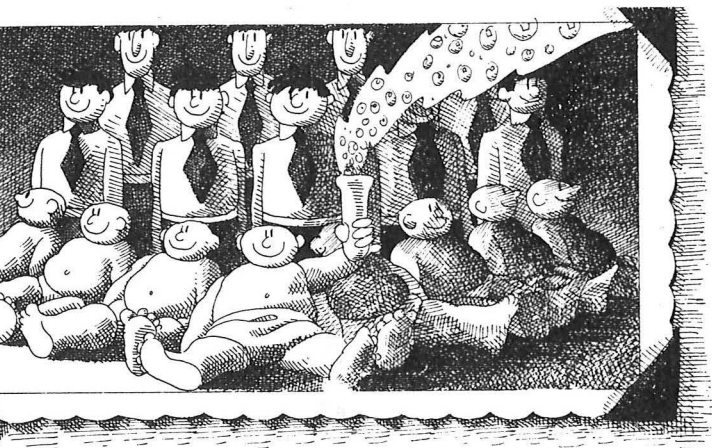
5	TODO ACERCA DE LOS GRUPOS PRINCIPALES	151
	Grupo I: Los metales alcalinos, 151. Grupo II: Los metales alcalinotérreos, 158. Grupo III: La familia del aluminio, 164. Grupo IV: Grupo desde el carbono al plomo, 167. Grupo V: El grupo del nitrógeno, 175. Grupo VI: Grupo del oxígeno y del azufre, 179. Grupo VII: Especialmente bromo y yodo, 181. Resumen, 187. Glosario, 190. Cuestiones, 190.	
6	LA PRIMERA SERIE DE METALES DE TRANSICIÓN	193
	Tendencias en la primera serie de transición, 194. Aspectos notables de algunos elementos comunes de transición de la primera serie, 206. Resumen, 225. Glosario, 226. Cuestiones, 228.	
7	LOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN MÁS PESADOS	232
	Tendencias generales en la secuencia $4d$, 232. Elementos $4d$ individuales, 233. Tendencias generales en la serie $5d$, 246. Algunos elementos $5d$ escogidos, 247. Resumen, 259. Glosario, 260. Cuestiones, 261.	
8	LAS TIERRAS RARAS LANTÁNIDAS	265
	Nombres y números, 266. Estados de oxidación. Significado de las configuraciones f^0 , f^7 , f^{14} , 267. Propiedades magnéticas de los compuestos de tierras raras, 268. Colores y espectros de absorción de las sales de tierras raras, 268. Resumen, 270. Glosario, 271. Cuestiones, 272.	
9	LAS TIERRAS RARAS ACTÍNIDAS	273
	Torio, el más abundante, 273. Uranio: Un oscuro elemento que repentinamente se hizo preeminente, 276. Los elementos transuránicos, 286. Resumen, 290. Glosario, 291. Cuestiones, 291.	
10	LOS GASES NOBLES	293
	Resumen, 298. Glosario, 299. Cuestiones, 299.	
	APÉNDICE: Reglas de nomenclatura de los compuestos inorgánicos	301
	ÍNDICE ALFABÉTICO	307

Lista de tablas

NÚMERO	TÍTULO	PÁGINA
1-1	Las tríadas de Döbereiner	4
1-2	Abundancias cósmicas de los elementos	11
1-3	Abundancias terrestres de los elementos	12
2-1	Propiedades del H_2O y el D_2O	40
2-2	Propiedades de los gases H_2 y D_2	42
2-3	Propiedades del helio	47
3-1	Principales hidruros de boro	65
3-2	Propiedades físicas de los elementos comprendidos entre el litio y el flúor	92
4-1	Tendencias en el tercer período, desde el sodio al cloro	101
4-2	Tetrahaluros de silicio	122
4-3	Acidos principales del cloro	140
4-4	Propiedades físicas de los elementos, desde el sodio al cloro	142
5-1	Grupo I: Los elementos s^1 (Metales alcalinos)	152
5-2	Grupo II: Los elementos s^2 (Metales alcalinotérreos)	159
5-3	Grupo III: Elementos p^1 (Familia del aluminio)	165
5-4	Grupo IV: Elementos p^2 (Grupo del carbono)	167
5-5	Grupo V: Los elementos p^3 (Nitrógeno a bismuto)	177
5-6	Grupo VI: Los elementos p^4 (Oxígeno, azufre y sus congéneres)	179
5-7	Grupo VII: Los elementos p^5 (La familia de los halógenos)	182
6-1	Estados de oxidación y radios iónicos correspondientes a los elementos de la primera serie de transición	195
6-2	Metales de transición: Los cinco primeros elementos $3d$	195
6-3	Metales de transición: Los cinco últimos elementos $3d$	197

6-4	Resistencia a la tracción de algunos metales a 20° C	198
6-5	Colores de los iones complejos de Co^{3+}	205
7-1	Propiedades de algunos elementos de transición $4d$	245
7-2	Disminución del tamaño de los átomos cuando se desarrollan los períodos sucesivos	247
7-3	Tendencias entre los metales alcalinos frente a los metales de acuñación de los períodos 4, 5 y 6	255
7-4	Propiedades de algunos elementos de transición $5d$	257
8-1	Colores de los iones tripositivos de los lantánidos	269
8-2	Propiedades físicas de los elementos de las tierras raras	271
9-1	Propiedades físicas de los elementos de las tierras raras actínidas	289
10-1	Propiedades de los elementos del grupo cero	298

Química inorgánica descriptiva



Mendeleiev, Dmitri, Ivan
(1834-1907), Ruso, el más
joven de una familia
17 hijos, nacido en Tobo
Siberia. Estudió Quími
Universidad de Moscú

Introducción: los elementos químicos y sus relaciones

1

Este reducido texto, trata de los elementos químicos y de los compuestos que forman entre sí. También se refiere a la energía perdida o ganada cuando se producen tales combinaciones de elementos. El nombre colectivo para todas estas descripciones de sustancias y sucesos, constituye desde luego lo que se llama química descriptiva. Si la descripción deja fuera la mayor parte de los compuestos del carbono, considerando que éstos constituyen el campo especial de la química orgánica, se llama química inorgánica descriptiva, que es la que vamos a considerar.

Este libro no puede reemplazar a un texto sobre principios químicos, puesto que no trata de cuestiones teóricas tales como la estructura atómica, la naturaleza del enlace químico, las leyes de los gases, la termoquímica, cinética o electroquímica. Estas cuestiones se dejan para otros textos y clases, mientras que aquí nos ocuparemos de los elementos, sus semejanzas y diferencias y de cómo se comportan unos frente a otros o frente a sustancias corrientes como el agua y el oxígeno. Buscaremos (y encontraremos) relaciones que organizan el estudio haciendo que nuestra tarea sea más fácil.

No podemos tratar de todos los elementos, puesto que existen más de un centenar en el mundo que nos rodea y se necesitaría un espacio cinco veces mayor para exponer solamente, sus interacciones más importantes.* En lugar

* Esta exploración sistemática se suele desarrollar como Química Inorgánica Sistemática en muchos centros, curso que va precedido de otros, acerca de principios físicos y químicos.

de ello, consideraremos únicamente aquellos elementos que tienen preeminencia en nuestro mundo material y que posean particular importancia económica, biológica o política. Esto significa, por ejemplo, que habremos de considerar detalladamente el elemento calcio, que es el elemento que da resistencia a nuestros huesos y dientes y a las paredes de nuestras casas, pero ignoraremos al elemento vecino, el escandio, que no participa en nuestra nutrición, vestidos o refugios. De forma análoga, consideraremos el wolframio pero no su vecino el renio, etc.

Estos capítulos pueden ser utilizados como lecturas colaterales, bien intercalándolos en la discusión de los principios químicos, a medida que éstos se tratan en los textos y lecciones, o a continuación de las mismas. Por esta razón el nivel de presentación se mantendrá bajo al principio y se irá elevando a medida que aumente la familiaridad de los lectores con los fundamentos químicos. Si el nivel de conocimientos previos es bueno, rogamos al lector que no se ofenda por la simplicidad inicial. A lo largo de la misma se encontrarán algunos conceptos que no se hallan en los cursos previos ni en los cursos ordinarios de su nivel, pero que surgen naturalmente, en la expansión de vuestra visión del universo material, de acuerdo con los fines de esta obra.

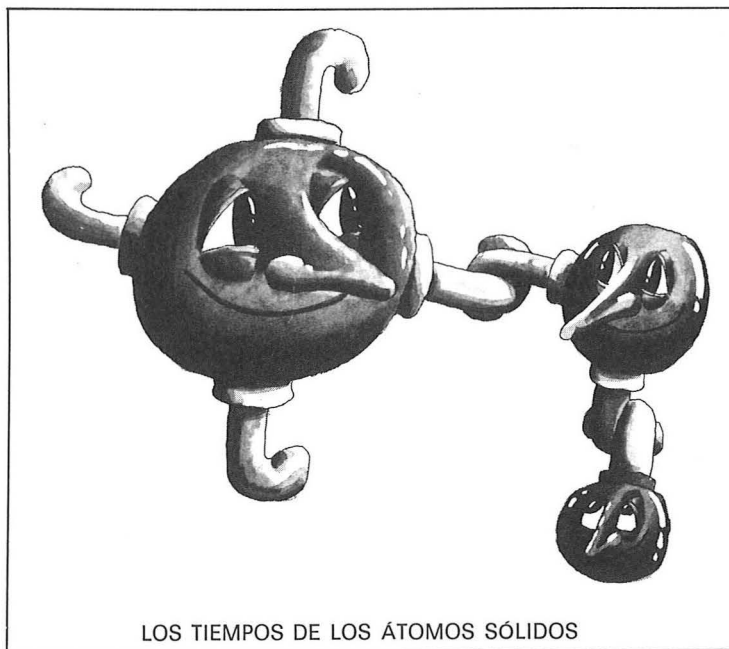
El estilo de estos capítulos es deliberadamente narrativo, y se procura que sean de lectura agradable, para adquirir una formación general. Es importante estudiar las tendencias y los puntos de interés general y no tratar de memorizar todos los hechos y números. Si aparecen términos poco familiares, debe consultarse el glosario que se incluye a continuación de cada capítulo.

Las primeras preguntas que se hacen al final de cada capítulo, deben proporcionarnos cierta idea de lo que serían las preguntas de un examen. Van seguidas de algunas preguntas que hagan «pensar» y que requieren una extensa aplicación de lo aprendido, y éstas a su vez, de algunos problemas numéricos oportunos, que completan a los que aparecen en vuestro libro de texto.

¿CUÁNTOS ELEMENTOS EXISTEN Y POR QUÉ?

Antes de considerar los elementos químicos individualmente, nos gustaría saber cuál es la dimensión de la pregunta y cómo puede darse respuesta a la misma. Actualmente, todos aceptamos que el aire es en buena parte, una mezcla de los elementos nitrógeno y oxígeno y que nuestro cuerpo está formado por compuestos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros muchos elementos, y que la Tierra está formada por silicio, oxígeno, nitrógeno y otros elementos formando unas combinaciones complicadas. También aceptamos que los distintos elementos que acabamos de mencionar existen en forma de *átomos**, que son las porciones mínimas de un elemento que siguen poseyendo las propiedades de dicho elemento y no otras. Las gentes consideran simplificador los conocimientos recientemente adquiridos, de que la Luna y

* Los alumnos que posean mentes críticas no tienen que admitir que los átomos (o cualquier otro concepto químico) son artículo de fe. Pueden encontrar pruebas acerca de la existencia de los átomos en H. M. Leicester, *The Historical Background of Chemistry*, New York: Dover (1971), o en los experimentos cuantitativos diseñados por L. K. Nash, en *Stoichiometry*, Reading Mass.; Addison-Wesley (1966).



los demás planetas están formados por los mismos elementos que la Tierra y que incluso las estrellas más distantes no contienen elementos diferentes de los que conocemos ya sobre la Tierra. En total hay unos 89 elementos que podemos encontrar, concentrar y pesar; existen unos 14 más en cantidades diminutas, que podemos reconocer por sus propiedades, aun cuando son inestables y muy raros. De los 89 o más que pueden verse y pesarse, aproximadamente la mitad son importantes para nosotros en la estructura de la Tierra y en la formación de nuestros alimentos, ropas, casas o comercialmente.

¿Cuál es el motivo de que no existen miles o incluso millones de elementos químicos? Considerando la enormidad del universo y su complejidad, ¿cómo es que todo se compone de un simple centenar de elementos, aproximadamente? ¿Es que los átomos poseen detalles internos que sirven para limitar las posibilidades? Son preguntas a las que debemos contestar en lo que queda de esta sección. Para hallar las respuestas debemos empezar retrocediendo aproximadamente un siglo.

Los tiempos de los átomos sólidos. En 1808, cuando Dalton propuso la teoría atómica, que aún subsiste, consideró que los átomos eran pequeñas esferas compactas, indivisibles, dotadas de una especie de ganchos y que estos ganchos les permitían quedar enlazados entre sí, cuando los elementos se combinan unos con otros para formar compuestos. Algunos elementos poseían un gancho, otros dos, algunos tres y así sucesivamente. Automáticamente surge de ello un esquema para clasificar los elementos de acuerdo con el número de ganchos (o sea de sus valencias, como diríamos actualmente). Dalton insistió en que los átomos de un elemento dado eran todos iguales, pero diferentes de los átomos de los demás elementos. Además afirmó que los átomos de

TABLA 1-1. LAS TRÍADAS DE DÖBEREINER

Elemento	Peso atómico	Diferencia
Litio, Li	7,0	16,0
Sodio, Na	23,0	
Potasio, K	39,1	
Calcio, Ca	40,1	47,5
Estroncio, Sr	87,6	
Bario, Ba	137,4	
Azufre, S	32,1	47,1
Selenio, Se	79,2	
Teluro, Te	127,5	
Cloro, Cl	35,5	44,5
Bromo, Br	80,0	
Yodo, I	127,0	

un elemento particular poseen propiedades distintivas, siendo la más importante, entre ellas, un *peso atómico característico*.

Durante el siglo XIX los pesos atómicos relativos fueron medidos por métodos químicos, usando como patrones el hidrógeno y el oxígeno. Cuando se conocieron unos 50 pesos atómicos, empezaron a apreciarse algunas regularidades. En 1829 J. W. Döbereiner señaló la existencia de sus famosas tríadas, grupos de tres elementos con propiedades químicas muy semejantes y una progresión regular de pesos atómicos (tabla 1-1). Todo esto estaba muy bien, pero no se aducía ninguna razón básica acerca de la progresión. Además se presentaban otros muchos grupos de tres elementos semejantes que *no* presentaban la misma regularidad en cuanto a los pesos atómicos. Consideremos los metales, indudablemente semejantes, cobre, plata y oro: los pesos atómicos * son Cu 63,6; Ag 107,9 y Au 197,2. La diferencia entre los dos primeros pesos es 44,3, pero la existente entre los dos últimos es 89,3. Falta toda regularidad. Lo mismo puede decirse del trío níquel, paladio y platino, etc.

En 1864 John A. R. Newlands indicó que cuando los elementos se disponen según el orden de los pesos atómicos crecientes, dejando aparte al hidrógeno, cada elemento se parecía al situado octavo, después del mismo. Así el sodio se parece al litio y el potasio a su vez al sodio; el magnesio se parece al berilio y el calcio, a su vez, al magnesio.† Newlands llamó a esta ley la de las octavas. Se dice que esta idea fue ridiculizada por sus coetáneos porque parecía que estaba basada en la ley de las octavas en música, lo que se

* En este momento y en la tabla 1-1 se usan los pesos atómicos antiguos del período (corregidos respecto al oxígeno = 16,00).

† Una mirada a la Tabla Periódica situada al comienzo de este libro indica cómo se cumple esta regularidad. Se ignora el grupo 0, pues no era conocido entonces.



consideraba acientífico, aunque sin embargo ello no constituye ninguna razón. La escala musical se basa en la teoría de los números que es la base de toda la ciencia. La razón real de que la ley de las octavas no condujera a ningún resultado es que se cumpla solamente para los elementos hasta llegar al calcio y después deja de cumplirse. Por ejemplo, si se consideran los tres elementos semejantes llamados nitrógeno, fósforo y arsénico: el fósforo es sin duda el octavo elemento después del nitrógeno, pero el arsénico no es el octavo elemento después del fósforo; el que se encuentra en el lugar octavo es el cromo, un metal completamente diferente. Por tanto, después de un primer grupo de elementos la «ley» no se cumple, evidentemente, y por tanto no tiene uso alguno para la predicción.

Estaba reservado para Dimitri Ivanovich Mendeleiev el poner orden entre el número creciente de los elementos químicos de una forma que ha conservado validez hasta nuestros días. A este autor merece que se le conceda todo el crédito por el éxito del Sistema Periódico, pues fue el único que lo defendió a través de una controversia que duró un cuarto de siglo, reconociendo sus inconsistencias, y convirtiéndolas en un instrumento para la predicción de nuevos descubrimientos.*

Los espacios que dejó en blanco en su tabla en 1872 (fig. 1-1), para regularizarla, resultaron ser los lugares correctos que debieron ocupar los nuevos elementos cuando fueron descubiertos, después de haberlos previsto. Algunos pesos atómicos, insistió, debían ser falsos porque situaban a ciertos ele-

* Lothar Meyer descubrió la ley periódica simultáneamente y con independencia, pero no la prosiguió, defendió o utilizó de la forma que lo hizo Mendeleiev. Mendeleiev fue muy generoso al compartir el mérito de Meyer, insistió que le acompañase en el estrado cuando le fue concedida la Medalla Davy por la Royal Society.

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R ² O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R ² O ³	GRUPPE IV. RH ⁴ RO ²	GRUPPE V. RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI. RH ² RO ³	GRUPPE VII. RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII. — RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	? Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	? Di = 138	? Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	? Er = 178	? La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	— — — —
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

Figura 1-1. Primera Tabla Periódica de Mendeleiev publicada en 1872 en los *Annalen der Chemie und Pharmacie*, VIII, Volumen suplementario para 1872, página 151.

mentos en lugares inadecuados y en su tabla casi todos se encontraba que estaban mal. En la época de su muerte en 1907 sólo persistían tres inconsistencias pequeñas: una aparente inversión de los pesos atómicos del argón y el potasio, otra para el cobalto y el níquel y una última para el telurio y el yodo. Es una lástima que Mendeleiev no viviese nueve años más para ver cómo se explicaba esta pequeña confusión mediante la brillante demostración realizada por Moseley, de que eran los números atómicos los que controlaban la ordenación de los elementos en el Sistema Periódico, en lugar de serlo los pesos atómicos, estrechamente relacionados con ellos.†

¿Qué es concretamente la Ley Periódica y por qué tuvo tanto éxito? Mendeleiev la enunció de la siguiente forma: Cuando los elementos químicos se sitúan en el orden creciente de sus pesos atómicos, presentan una periodicidad de sus propiedades químicas y de sus propiedades físicas. La razón, afirmó, es que las propiedades de un elemento, son función del peso atómico. Ello constituía en su tiempo, una idea muy radical. ¿Qué tiene el *peso* de un átomo que controle las propiedades químicas? Por otra parte, si las propiedades son periódicas, debería presentarse algún tipo de periodicidad en el peso. Mendeleiev no pudo dar respuestas a todas estas nuevas preguntas, pero su

† Si os interesáis en estas tres «inconsistencias» y entendéis el sentido del concepto de *isótopos* tal y como se explica en vuestro texto, las «inconsistencias» parecen ser accidentes que nacen a consecuencia de obtener un valor promedio de los pesos atómicos de los isótopos de un elemento, de acuerdo con sus abundancias en la naturaleza. Por ejemplo, sucede que concretamente, el potasio existe con un 93,08 % de ³⁹K y 6,91 % de ⁴¹K, de modo que el peso atómico medio ponderado del potasio resulta ser ligeramente superior al peso atómico del argón.

Tabla Periódica condujo a dilucidar las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos y estas estructuras explicaron las propiedades muy satisfactoriamente. Las estructuras varían periódicamente, según pudo demostrarse mediante muchos experimentos independientes. De esta forma, la discusión de la estructura atómica en nuestro texto sigue la organización de los elementos de acuerdo con el Sistema Periódico, algo que debemos a Mendeleiev.

Supongamos que nuestras ideas acerca de la estructura atómica hubieran de cambiar radicalmente a consecuencia de experiencias futuras. ¿Invalidarían los nuevos resultados al Sistema Periódico o lo relegarían a los libros de historia de la química? No es probable. El Sistema Periódico ha sobrevivido a todos los cambios drásticos que se han producido en la teoría atómica en el siglo pasado y es probable que sobreviva a los cambios futuros por una buena y simple razón: Mendeleiev no hizo ninguna hipótesis acerca de la estructura de los átomos y el sistema no depende, por tanto, de ninguna hipótesis. Se ha llegado a decir que aun cuando los átomos resultaran estar formados por queso blando, seguiría siendo válido el Sistema Periódico.

Límite superior de los pesos atómicos. Volvemos ahora a la cuestión de cuántos son los elementos químicos que existen, o pueden existir. Aun concediendo que en la Tabla Periódica únicamente existe un cierto número de casillas para un determinado número de elementos, ¿no podría ser ampliada para acomodar elementos aún más pesados? La respuesta a esta cuestión nos saca del mundo de los átomos sólidos y nos lleva al de las partículas subatómicas y al átomo nuclear. Parece que existe un límite natural con respecto al tamaño y al peso de los átomos, pues los átomos de todos los elementos situados por encima del plomo y del bismuto (véase la Tabla Periódica al comienzo de este texto) se desintegran espontáneamente. Simplemente, se desintegran a una velocidad que no se puede modificar por cambios de la temperatura, la presión o por cualquier otro método. Además, el proceso de desintegración no implica la separación de un núcleo de sus electrones, ni nada parecido, sino que la desintegración tiene lugar *en* el núcleo. Es el núcleo el que se hace inestable en los elementos pesados y se desintegra, dando origen a nuevos núcleos rodeados por un número diferente de electrones; es decir, los elementos más pesados se desintegran espontáneamente y con una velocidad inalterable para dar elementos más ligeros, usualmente, a través de una serie de pasos pequeños, y ocasionalmente, a consecuencia de una fisión espontánea, para producir dos elementos de pesos intermedios.

Para comprender las razones de todo esto, debemos considerar los núcleos de los átomos. No podemos considerar cuántos elementos existen, y cuál es la abundancia de los mismos, sin hablar algo acerca de la estructura nuclear, puesto que es la estructura de su núcleo lo que determina si un átomo es estable o inestable, raro o abundante. Es incluso la estructura nuclear la que determina el comportamiento químico, ya que la estructura nuclear es la que impone el número de electrones y, por tanto, su distribución. ¿Cómo podemos proceder?

Como ya sabemos, los núcleos no son unas esferas pequeñas, macizas y compactas, como tampoco lo son los átomos; se componen de partículas nucleares, especialmente protones, neutrones y mesones. Los núcleos no están formados por mezclas al azar de estas partículas, sino que poseen una es-

estructura nuclear definida.* La estructura de un núcleo es lo que determina su estabilidad o inestabilidad y, por tanto, la probabilidad de ser formado en primer lugar (en las estrellas) y su probabilidad de sobrevivir durante miles de millones de años.

Empezaremos investigando cuáles son los números relativos de neutrones y protones en los núcleos de los diferentes elementos, con el fin de poder establecer cuáles son las composiciones y estructuras más estables entre los elementos comunes y cuáles son las tendencias. Se puede llegar a obtener una cierta información comparando los pesos atómicos con los números atómicos, pero pronto tendremos que considerar los *isótopos* separados de cada elemento. Afortunadamente, el concepto de la isotopía se estudia muy al principio en la mayoría de los libros de texto: los átomos que poseen el mismo número atómico (número de cargas positivas en el núcleo) no tienen necesariamente, el mismo peso atómico a causa de que algunos de los núcleos pueden contener más neutrones que otros. Los átomos resultantes que corresponden al mismo elemento y que solamente difieren en masa nuclear son llamados isótopos. En la Tabla Periódica no existe ninguna indicación acerca de los isótopos puesto que eran desconocidos cuando fue establecida. Para saber algo acerca de los mismos debemos recurrir a una tabla de isótopos,** o a un mapa de isótopos.† Lo que encontramos en ellos podemos resumirlo en unas cuantas conclusiones que pueden ser verificadas por cualquiera:

1. De todas las posibles combinaciones de neutrones y protones solamente son estables un número sorprendentemente pequeño. Examinemos un mapa de isótopos, que es simplemente una representación del número de protones (0 a 103) en función del número de neutrones (0 a 158). En este mapa podrían presentarse $103 \times 158 = 16\,274$ espacios correspondientes a las combinaciones posibles, observándose que sólo 280 espacios de todos éstos son ocupados por isótopos estables.

2. Entre los elementos ligeros, los isótopos estables contienen usualmente, el mismo número de protones y neutrones. Existen algunas excepciones, pero esta generalización es válida para todos los elementos hasta el calcio, en el que un 96,97 % es $^{40}_{20}\text{Ca}$ (símbolo que indica que el número másico es 40 y el número atómico 20; por tanto, contiene $40 - 20 = 20$ electrones).

3. Por encima del calcio todos los isótopos estables contienen más neutrones que protones. El exceso de neutrones crece continuamente, de modo que el principal isótopo del hierro tiene 26 protones y 30 neutrones, el yodo tiene 53 protones y 74 neutrones, y el oro 79 protones y 118 neutrones.

4. Por encima del bismuto, que tiene 83 protones y 126 neutrones, no es estable ningún isótopo de ningún elemento. Esto quiere decir que no basta ninguna cantidad extra de cemento neutrónico para mantener unidos los núcleos muy pesados; todos se desintegran con velocidades características. Además, la velocidad de desintegración aumenta cuando los núcleos se van ha-

* Véase, por ejemplo, R. T. Overton, *Basic Concepts of Nuclear Chemistry*, New York: Reinhold (1963) o G. Choppin, *Nuclei and Radioactivity*, New York: W. A. Benjamin Co. (1964).

** Se encontrará tal tabla, por ejemplo, en el *Handbook of Chemistry and Physics*, publicado por la Chemical Rubber Co., Cleveland, Ohio.

† Este mapa es suministrado gratuitamente, previa petición, por el Educational Relations Dept. General Electric Co., Schenectady, N. Y. 12305.

ciendo más pesados: del uranio (99,27 % $^{238}_{92}\text{U}$) se desintegra la mitad en 10^9 años, pero en el elemento más pesado de la lista (el lawrencio, $^{257}_{103}\text{Lw}$) la desintegración de la mitad se produce en 8 segundos.

Estas observaciones definen una tendencia que establece un claro punto de discontinuidad para un peso atómico de 209, para el que existe un 52 % de exceso de neutrones sobre protones, se agotan las posibilidades de la existencia de enlaces nucleares estables. Por encima de este peso atómico, independientemente de cuál sea la relación protón-neutrón, se produce espontáneamente un reajuste de la composición nuclear. Esto establece un límite superior y no tenemos que preocuparnos de miles de elementos.

Desde luego unos cuantos elementos más pesados que el bismuto, tales como el radio, el torio, el uranio y el plutonio, son extremadamente importantes y útiles a pesar de su inestabilidad y recibirán la atención debida en posteriores capítulos. Más allá del uranio todos los elementos han de ser sintetizados artificialmente mediante procesos de alta energía, con gastos y dificultades que crecen rápidamente.

¿CUÁNTO EXISTE DE CADA ELEMENTO Y POR QUÉ?

Habiéndonos limitado a los 89 elementos que podemos reunir en cantidades prácticas, de los que la mitad son de importancia biológica o por sus aplicaciones, nos interesa saber si todos se presentan en pesos iguales o en igual número de átomos. Planteándolo de otra forma, ¿fueron sintetizados en las estrellas imparcialmente y han llegado hasta nosotros así? De no ser esto cierto, ¿cuáles son las proporciones en los materiales estelares y en los que forman la Tierra? ¿Cuáles son las razones probables de estas proporciones? ¿Existe alguna tendencia o regularidad?

Estabilidad frente a abundancia. Una observación más detallada de la tabla o del mapa de isótopos, indica que existen unos pocos elementos *más ligeros* que el bismuto, que son radiactivos en su estado natural. Sin embargo, en todos los casos el isótopo o isótopos inestables que son causa de la radiactividad, constituyen sólo una proporción ínfima de dicho elemento en estado natural. La razón es simple: la Tierra tiene una edad de varios miles de millones de años y cualquier especie inestable es de esperar que se haya vuelto escasa actualmente. Por ejemplo, el potasio natural es radiactivo porque aún contiene 0,012 % del isótopo inestable de masa 40 ($^{40}_{19}\text{K}$, con 19 protones y 21 neutrones). Como el potasio es un componente abundante de las plantas y animales, así como de las rocas, la cantidad de radiación producida es apreciable, aun cuando sea tan pequeña de proporción de isótopo activo. De forma semejante, el vanadio, que es un oligoelemento esencial en las plantas, es radiactivo porque contiene un 0,24 % de $^{50}_{23}\text{V}$. El rubidio, el indio, el telurio y hasta una docena de elementos de pesos atómicos medios, son también radiactivos, pero en estos casos, la radiactividad se debe siempre a la supervivencia de una proporción muy pequeña de un isótopo inestable.

Si retrocedemos en los tiempos, la corteza terrestre debió de ser, hace miles de millones de años, mucho más radiactiva que en la actualidad, en que

se ha desintegrado una buena parte de los materiales radiactivos que contenía. Remontándose aún más hacia atrás, a antes de que la Tierra se formara, los implacables procesos de desintegración se debieron realizar durante otros miles de millones de años. Lo que nos ha quedado son, en su mayor parte, *las estructuras nucleares más estables* que han sobrevivido al paso de eones tras eones. Será importante conocer qué rasgos de las estructuras nucleares son los que les permiten esta supervivencia, de modo que podamos llegar a comprender cualquier regularidad que se observe.

Abundancia de los elementos en las estrellas. La luz que recibimos de las estrellas fue irradiada por átomos muy calientes («excitados») situados en los gases de la superficie de las mismas y la energía en dicho haz de luz procede del proceso de captura de uno o más electrones por parte de los iones de dicho gas, después de haberlos perdido. La cantidad concreta de energía que se desprende durante cualquier proceso de captura es definida y distintiva; es característica sólo del elemento que la produce. Esto significa que los rayos de luz de una estrella están formados por una colección de señales de una serie de elementos individuales y si analizamos las señales descomponiendo la luz en sus componentes por medio de un espectrógrafo,* podemos hallar cuáles son los elementos emisores de la luz. Además, de las intensidades relativas podemos llegar a deducir cuál es la proporción en que se encuentra presente cada uno de los elementos. La lámina I representa los colores característicos de las luces emitidas por varios elementos comunes. Cada una de las líneas coloreadas es una imagen de la rendija que permite la entrada de la luz en el espectrógrafo, de modo que hay una línea para cada color (para cada frecuencia) emitido por dicho elemento. Comparando las intensidades de las líneas, y sacando la media para un gran número de estrellas, se pueden obtener los datos acerca de la abundancia cósmica de los elementos que se han representado en la tabla 1-2.

Encontramos los mismos elementos que existen en la Tierra, pero con un gran predominio de hidrógeno y helio. Las estrellas parecen estar formadas fundamentalmente por hidrógeno, que se encuentra presente en forma de protones y electrones, como consecuencia del intenso calor. También existen desde luego, neutrones, y a partir de estas tres clases de partículas elementales se forma constantemente helio, con desprendimiento de energía. El significado y el mecanismo de esta transformación en una escala inmensa, será estudiado en el capítulo 2, que se dedicará a una discusión sobre el hidrógeno y el helio. Se forman también grandes cantidades de carbono, nitrógeno, neón, magnesio, silicio y hierro, conjuntamente con cantidades más pequeñas de los otros elementos que se incluyen en la lista.

Observando con más detenimiento las abundancias relativas de todos los elementos que siguen al hidrógeno en la tabla 1-2, se aprecia que nueve de los diez elementos más abundantes tienen *números atómicos pares*. Entre los 29 elementos se observa que las abundancias se alternan como altas y bajas, correspondiéndose con los números atómicos pares e impares. Además, se observa que hay algo especial en cuanto al neón, silicio y hierro que

* Puede tratarse de un espectrógrafo con un prisma de vidrio o más probablemente, un espectrógrafo de red (ver cualquier texto de física) conectado a un telescopio. La luz es tan débil que es necesario fotografiar el espectro.

TABLA 1-2. ABUNDANCIAS CÓSMICAS DE LOS ELEMENTOS

Número atómico Z	Símbolo	Átomos por 10 000 átomos de Si
1	H	$3,5 \times 10^8$
2	He	$3,5 \times 10^7$
6	C	8×10^4
7	N	16×10^4
8	O	21×10^4
9	F	90
10	Ne	10 000
11	Na	462
12	Mg	8 870
13	Al	882
14	Si	10 000
15	P	130
16	S	3 500
17	Cl	190
18	Ar	130
19	K	69
20	Ca	670
21	Sc	0,18
22	Ti	26
23	V	2,5
24	Cr	95
25	Mn	77
26	Fe	18 300
27	Co	99
28	Ni	1 340
29	Cu	4,6
30	Zn	1,6

hace que estos elementos sean más abundantes que el resto de los elementos que siguen a los cuatro primeros. Este «algo especial» es que estos elementos poseen en sus estructuras nucleares niveles energéticos llenos de neutrones y protones.

Tales capas o niveles nucleares llenos confieren estabilidad nuclear, de forma análoga a como las capas llenas de electrones confieren estabilidad química o falta de reactividad a los gases inertes. Las capas nucleares llenas constituyen con frecuencia los productos finales de una reacción nuclear, de la misma forma que las «capas electrónicas llenas» u «octetes completos», son muy frecuentemente, el resultado final de las reacciones químicas. La razón es la misma. Estas configuraciones corresponden a una energía potencial residual mínima. Las capas electrónicas completas contienen 2, 8, 18 ó 32 electrones, que se corresponden con las longitudes de los períodos en el Sistema Periódico, pero las capas nucleares completas contienen 2, 8, 20, 28, 50 u 82 nucleones (neutrones o protones). Estos «números mágicos» corresponden al helio, al

† Se entiende que «capa» quiere decir «orbitales completamente llenas para dicho nivel energético», dentro de un vocabulario corriente en enseñanza universitaria.

TABLA 1-3. ABUNDANCIAS TERRESTRES DE LOS ELEMENTOS
(en partes por millón)*

Número atómico	Símbolo	ppm	Número atómico	Símbolo	ppm
1	H	8 700	40	Zr	220
2	He	0,003	41	Nb	24
3	Li	65	42	Mo	8
4	Be	6	46	Pd	0,010
5	B	3	47	Ag	0,10
6	C	800	48	Cd	0,15
7	N	300	49	In	0,1
8	O	495 000	50	Sn	0
9	F	270	51	Sb	1
11	Na	26 000	53	I	0,3
12	Mg	19 000	55	Cs	7
13	Al	75 000	56	Ba	250
14	Si	257 000	57	La	18,3
15	P	1 200	58	Ce	46,1
16	S	600	59	Pr	5,53
17	Cl	1 900	60	Nd	23,6
18	Ar	400	62	Sm	6,47
19	K	24 000	63	Eu	1,06
20	Ca	34 000	64	Gd	6,36
21	Sc	5	65	Tb	0,91
22	Ti	5 800	66	Dy	4,47
23	V	150	67	Ho	1,15
24	Cr	200	68	Er	2,47
25	Mn	1 000	69	Tm	0,20
26	Fe	47 000	70	Yb	2,66
27	Co	23	71	Lu	0,75
28	Ni	80	72	Hf	4,5
29	Cu	70	73	Ta	2,1
30	Zn	132	74	W	34
31	Ga	15	78	Pt	0,005
32	Ge	7	79	Au	0,005
33	As	5	80	Hg	0,30
34	Se	0,09	81	Tl	1,8
35	Br	1,62	82	Pb	16
37	Rb	310	83	Bi	0,2
38	Sr	300	90	Th	11,5
39	Y	28,1	92	U	4

* Se han omitido los elementos que se encuentran con abundancias inferiores a 0,003 ppm.

oxígeno, calcio y níquel en la tabla 1-2. Existen también subcapas llenas para 6, 14, 16 y 26 nucleones, que corresponden al carbono, silicio, azufre y hierro.

Abundancia de los elementos en la Tierra. Analizadas las estrellas espectroscópicamente, puede hacerse algo parecido con las rocas y los minerales de la Tierra: podemos tomar muestras, calentarlas hasta temperaturas muy altas en un arco eléctrico en el laboratorio, examinando la luz que emiten haciéndola pasar a través de un espectrógrafo y fotografiar las líneas colo-

readas. Comparando las líneas del espectro con las obtenidas para los elementos puros en cantidades conocidas, podemos determinar qué elementos y en qué proporciones se encuentran cada uno de ellos. Se usan también otros métodos de análisis y cuando se saca la media correspondiente a todas las muestras que pueden obtenerse de los montes y llanuras y de todos los museos de geología, llegamos a las abundancias terrestres que se han recogido en la tabla 1-3. Estas cifras se refieren únicamente a las porciones de la corteza terrestre, de las que podemos tomar muestras y sobre las que tenemos seguridad; no tienen en cuenta la composición del material del núcleo terrestre (que se cree que está formado por hierro y níquel metálicos) ni la del manto fluido que lo rodea (que se cree que está formado por silicato de hierro, calcio y magnesio). No se ha podido obtener ninguna muestra auténtica de ninguno de ellos.

La tabla 1-3 parece larga y complicada, aun cuando se ha prescindido de 30 elementos (se ha omitido todos los elementos presentes en cantidades inferiores a 0,003 partes por millón). Sin embargo, hay algunos rasgos que resaltan fácilmente. El silicio y el oxígeno forman en conjunto 752 000 partes por millón, o sea, el 75,2 % de la corteza terrestre. Los diez primeros elementos, ordenados en orden de su abundancia, son el oxígeno, silicio, aluminio, hierro, calcio, sodio, potasio, magnesio, hidrógeno y titanio. En conjunto, estos elementos constituyen hasta el 99,2 % de la corteza terrestre sólida, que conocemos. Todos son elementos ligeros, con números atómicos entre 1 y 26. El peso atómico medio (la media ponderada teniendo en cuenta las proporciones) es 22,38. Además, todos los elementos más pesados que se dan en la tabla 1-3, desde el wolframio al uranio, en su conjunto constituyen menos de una milésima del 1 % de la corteza terrestre.

Teniendo en cuenta todos estos datos, podemos hacer una lista de conclusiones:

1. Los elementos ligeros son mucho más abundantes que los elementos de pesos medianos o grandes, lo que indica que hubo una génesis de los elementos en las estrellas, que empezó con protones, neutrones y electrones. Cuando el proceso de generación alcanzó a los elementos dotados de núcleos excepcionalmente estables, correspondientes a niveles energéticos llenos, como se ha indicado anteriormente, en general, se detuvo. Esto nos dejó fundamentalmente, con los elementos oxígeno, silicio, aluminio, hierro, calcio, sodio, potasio, magnesio, hidrógeno y titanio, que pasaron a integrar más del 99 % de la corteza terrestre en forma de compuestos sólidos de estos elementos ligeros.

2. De estos diez elementos más abundantes, siete tienen números atómicos pares y tres no. Consultando una tabla de isótopos se observa que los tres elementos que tienen números atómicos impares (Al, Na y K) tienen sus isótopos más abundantes o principales con un número par de neutrones. Así, el 100 % del sodio natural es $^{23}_{11}\text{Na}$, con 12 neutrones, el 100 % del aluminio natural es $^{27}_{13}\text{Al}$ con 14 neutrones y el 93 % del potasio natural es $^{39}_{19}\text{K}$, con 20 neutrones. Estos números de neutrones son los correspondientes a los niveles llenos de nucleones, a que nos hemos referido anteriormente. Por tanto, las abundancias principales concuerdan con la teoría de la estructura nuclear que requiere que existan neutrones y protones apareados dentro de un

sistema de niveles energéticos, y no se presentan al azar o de forma arbitraria.

3. El hidrógeno y el helio se encuentran en proporciones notablemente bajas en la lista de los elementos de la Tierra, si se compara con su abundancia cósmica. El helio es demasiado ligero para quedar retenido por el campo gravitatorio terrestre y se pierde. Lo mismo sucede con el hidrógeno elemental gaseoso; únicamente el hidrógeno combinado, presente en el agua o en los minerales hidratados o en forma de petróleo o carbón permanece en la Tierra. Como el helio no forma compuestos, nos abandonó hace ya mucho tiempo, salvo en lo que respecta a pequeñas cantidades atrapadas en el gas natural y en los minerales radiactivos.

4. De todos los elementos restantes, que constituyen el 0,8 % de la corteza terrestre, los que tienen un número atómico par son más abundantes que los que tienen número atómico impar. La abundancia general declina con el aumento de los pesos atómicos, pero entre los elementos pesados se presentan notables excepciones en el wolframio, plomo y torio. Todos éstos son elementos par-par (números pares de protones y neutrones) que quedan particularmente favorecidos por el esquema de niveles energéticos en los núcleos.

5. Con la excepción de Júpiter, Saturno, Urano y Neptuno, que parecen estar formados fundamentalmente por hidrógeno y helio, el resto del sistema solar parece estar formado por los mismos materiales que la Tierra; del único cuerpo extraterrestre del cual podemos estar absolutamente seguros, es de la Luna; los astronautas del proyecto Apolo trajeron muestras de muchas áreas de la Luna y sus composiciones no difieren mucho de la composición de la corteza terrestre, excepto por poseer más titanio y hierro.

Estas conclusiones y los hechos de los que han sido deducidas, son muy significativas en dos sentidos: contribuyen de una forma inmensa a que comprendamos al mundo físico que nos rodea y al resto del Universo más lejano y tienen una influencia inevitable sobre la utilización de los recursos naturales para la satisfacción de las necesidades humanas. Tanto si se trata de la elección de un metal estructural, o de un nuevo ingrediente para la fabricación de aleaciones o para el desarrollo de un nuevo material de construcción, o de una nueva batería para coches eléctricos, la primera consideración debe ser la abundancia y la disponibilidad de los elementos químicos que intervienen. La aplicación de tres reglas sencillas (los elementos ligeros son más abundantes que los pesados, los elementos de número atómico par son más abundantes que los de número atómico impar y ciertos elementos están favorecidos por los «números mágicos» correspondientes a capas nucleares llenas), permiten que cualquiera haga una elección adecuada. A la inversa, los esquemas tales como la sustitución de los combustibles del petróleo por hidruros de boro, o la utilización de las pilas de cadmio-yodo para la propulsión de automóviles, ponen de relieve una lamentable ignorancia de hechos químicos elementales.

RELACIONES ENTRE LOS ELEMENTOS

Hemos visto que los elementos químicos pueden ser ordenados de acuerdo con el número atómico, o con el peso atómico, o con su abundancia, o la

Disposición de la Tabla Periódica. La tabla que usaremos ordena a los elementos en períodos de longitudes diferentes. Los períodos son las secuencias horizontales, existiendo siete de las mismas, que se numeran a la izquierda, como se puede observar en la figura 1-2 (que representa el mismo Sistema Periódico largo que aparece en la guarda de esta obra, salvo que no se indican los valores de los pesos atómicos). El primer período contiene solamente dos elementos, hidrógeno y helio; el segundo y el tercer períodos contienen ocho elementos cada uno; los períodos cuarto y quinto contienen

Figura 1-2. Forma corriente de la Tabla Periódica de Mendeleiev, que incluye todos los elementos químicos conocidos. Los números romanos situados en la parte superior de las columnas corresponden a los *grupos*. Los números arábigos de la izquierda indican los *periodos*.

Tabla Periódica																		
1	1 H																2 He(2)	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne(2,8)
3	11 Na	12 Mg	d										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar(2,8,8)
4	19 K	20 Ca	21 sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr(2,8,18,8)
5	37 Rb	38 Sr	39 y	40 Zr	41 Cb	42 Mo	43 Te	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe(2,8,18,18,8)
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 (2,8,18,32,18,8)
7	87 Fr	88 Ra	89 [†] Ac															

* Metales de las tierras raras (lantánidos)

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

† Metales del uranio (actínidos)

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw
----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

Figura 1-3. Tabla Periódica en la que se han señalado las áreas correspondientes al llenado de los orbitales *s*, *p*, *d* y *f*. (De E. G. Rochow, G. Fleck y T. H. Blackburn, *Chemistry: Molecules that Matter*, Holt, Rinehart & Winston, New York, 1974, pág. 43, con autorización.)

18 elementos cada uno y el sexto, 32. Es de presumir que el período séptimo contendrá también 32 elementos, si llega a completarse mediante los elementos sintéticos que faltan.

Los números 2, 8, 18 y 32 parece que no formen una serie regular, al menos para los que estamos acostumbrados al sistema decimal, pero realmente, es una serie muy regular. Es la serie $2n^2$, en que n toma los valores correspondientes a los números enteros, 1, 2, 3 ó 4.

Las columnas verticales de la figura 1-2 se llaman *grupos* y se numeran de uno a siete con cifras romanas. El grupo cero situado a la derecha, corresponde a los gases monoatómicos que eran desconocidos en 1872, pero que fueron añadidos cuando fueron descubiertos, al final del pasado siglo (véase capítulo 10). Podrían haber sido situados igualmente a la izquierda de la tabla.

Aun cuando el Sistema Periódico no implica o depende de ninguna teoría particular de la estructura atómica, debe estar de acuerdo sin duda con cualquier teoría, y viceversa. De acuerdo con las ideas modernas sobre la teoría atómica, es posible separar distintas porciones del Sistema Periódico, de modo que correspondan al llenado de los orbitales *s*, *p*, *d* y *f*, dentro de cualquier nivel energético. La figura 1-3 indica cómo pueden denominarse así las distintas regiones de la tabla. El primer período y los grupos I y II contienen

* Véase el glosario al final del capítulo.