

Sábado, 22 de marzo de 2008


[Imprimir](#) | [Regresar a la nota](#)

futuro

Metrología

Curiosidades del sistema métrico

Onzas, kilos, metros y yardas son unidades de medida utilizadas en diferentes lugares para medir las mismas cosas; el sistema métrico decimal, uno de los frutos más permanentes y estables de la Revolución Francesa, no se ha extendido a todos lados y muchas veces, para medir, se usan unidades de medida que se remontan al Medioevo y que producen (a veces peligrosas) y a veces divertidas confusiones. ¿Qué pesa más: un kilo de plomo o un kilo de plumas? ¿Y una onza? Las respuestas pueden sorprender.

Por Claudio H. Sanchez

"El problema lo hice bien, pero me equivoqué en las unidades." Esta disculpa es habitual en los alumnos que confunden horas con segundos o kilómetros con metros y terminan calculando que un futbolista es capaz de patear la pelota a 500 metros de distancia o que un avión puede cruzar el océano en quince minutos.

Pero estos problemas con las unidades de medida no son exclusivos de los cursos escolares. Aparecen en todo momento, a veces con consecuencias peligrosas.

UNA CUESTION DE PESO

En 1983, un Boeing 767 de Air Canada, con sesenta y un pasajeros a bordo, se quedó sin combustible en pleno vuelo. Afortunadamente, el comandante del avión también era piloto de planeadores, de modo que, aplicando técnicas de vuelo sin motor, logró aterrizar el avión con todos sus ocupantes a salvo. El aparato se estropeó un poco en el aterrizaje pero, luego de algunas reparaciones, siguió prestando servicio por muchos años más.

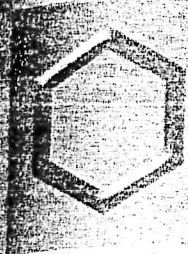
¿Cómo pudo pasarle algo así a un avión tan moderno? Al principio, falló el indicador de combustible, por lo que los técnicos encargados del mantenimiento emplearon un procedimiento indirecto: midieron la cantidad de combustible con una varilla graduada en litros y luego hicieron la conversión a kilogramos.

Pero, en esa época, Canadá comenzaba a adoptar el sistema métrico decimal y los técnicos todavía no estaban familiarizados con las nuevas unidades. En algún momento alguien preguntó: "¿cómo se hace para pasar los litros a kilogramos?". Y le contestaron "hay que multiplicar por 1,77".

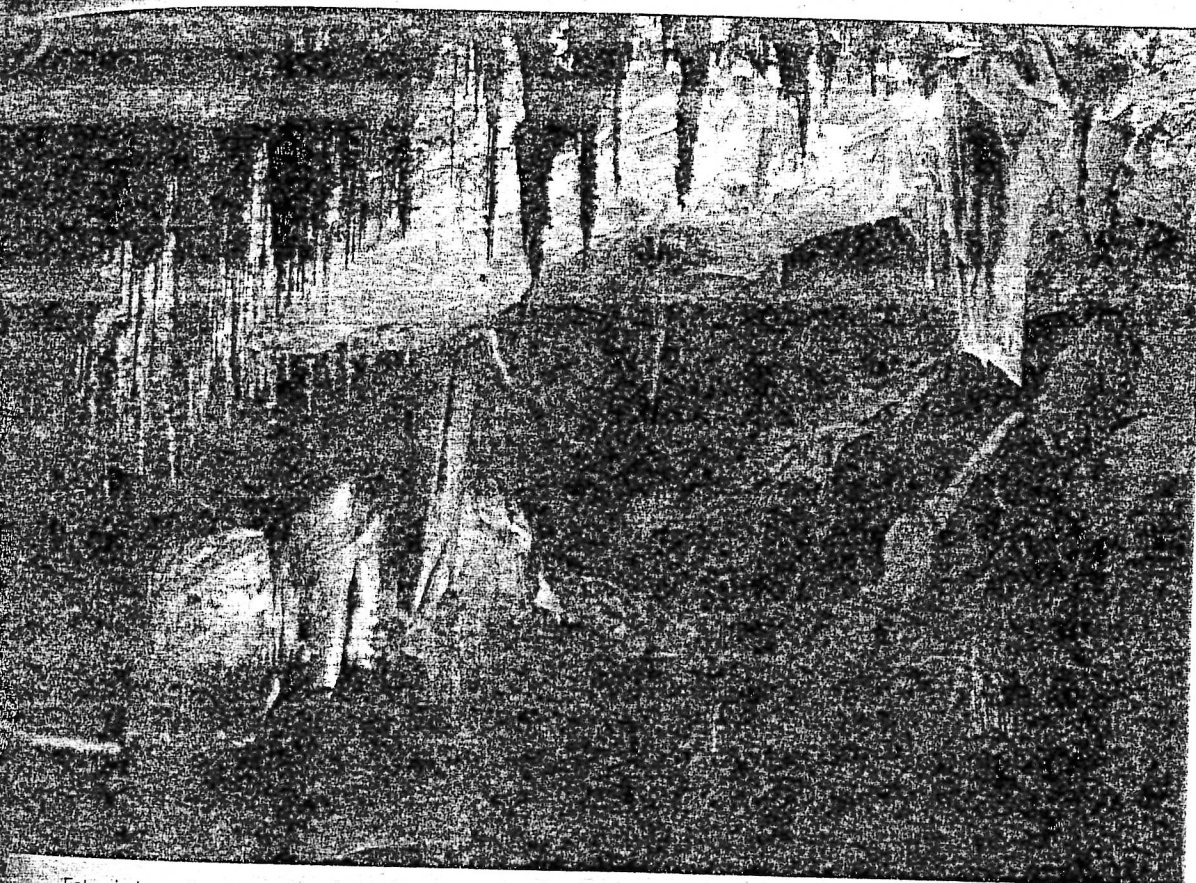
En realidad, el factor correcto es 0,8. Multiplicando por 1,77 se pasa de litros a libras (1 libra = 0,453 kg). En pocas palabras: en vez de cargar los 20.000 kilogramos necesarios para el vuelo, cargaron solamente 20.000 libras, que es menos de la mitad.



EL RIGOR EN LA MEDICION INICIO LA CIENCIA MODERNA.



Enlace químico: formación de compuestos a partir de átomos



Esta piedra caliza iluminada a todo color muestra deslumbrantes estalactitas y estalagmitas que se forman a partir de carbonato de calcio.

Contenido

- | | |
|--|--|
| 11.1 Tendencias periódicas de las propiedades atómicas | 11.8 Electronegatividad |
| 11.2 Estructuras de Lewis de los átomos | 11.9 Estructuras de Lewis de los compuestos |
| 11.3 Enlace iónico: transferencia de electrones de un átomo a otro | 11.10 Estructuras de Lewis complejas |
| 11.4 Predicción de fórmulas de compuestos iónicos | 11.11 Compuestos de los iones poliatómicos |
| 11.5 Enlace covalente: electrones compartidos | 11.12 Forma molecular |
| | 11.13 Modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) |

20

Durante siglos hemos sabido que ciertos metales se adhieren a un imán. Hemos visto globos adheridos a la pared. ¿Por qué? Se anuncian trenes rápidos levitando, como el transporte del futuro. ¿Cómo funcionan? En cada caso, se ponen en acción las fuerzas de atracción y repulsión.

Las interacciones humanas sugieren también que "los opuestos se atraen" y "los semejantes se repelen". La atracción nos proporciona amistades y relaciones agradables, mientras que las fuerzas de repulsión pueden llevar a debates y antagonismo. A lo largo de nuestra vida formamos y rompemos enlaces interpersonales.

En química también vemos este fenómeno. Las sustancias forman enlaces químicos como resultado de atracciones eléctricas. Estos enlaces originan la gran diversidad de compuestos que se encuentran en la naturaleza.

11.1 Tendencias periódicas de las propiedades atómicas

Aunque la teoría atómica y la configuración electrónica nos ayudan a comprender la estructura y comportamiento de los elementos, es importante recordar que el diseño de la tabla periódica se basó en la observación de las propiedades de los elementos. Antes de usar el concepto de estructura atómica para explicar cómo y por qué se combinan los átomos para formar compuestos, necesitamos comprender las propiedades características de los elementos y sus tendencias en la tabla periódica. Estas tendencias nos permiten usar la tabla periódica para predecir con precisión las propiedades y reacciones de muchas sustancias.

Metales y no metales

En la sección 3.8 clasificamos los elementos en metales, no metales y metaloides. La línea gruesa escalonada que principia en el boro y desciende por la tabla periódica en forma diagonal separa los elementos en metales y no metales. De ordinario los metales son lustrosos, maleables y buenos conductores del calor y la electricidad. Los no metales son justamente lo opuesto: opacos, quebradizos y malos conductores. Los metaloides se encuentran en la franja de la línea gruesa y pueden tener tanto propiedades de metales como de no metales.

Casi todos los elementos se clasifican como metales (figura 11.1). Los metales se encuentran a la izquierda de la línea escalonada, en tanto que los no metales se localizan en la parte superior derecha de la tabla. Observa que el hidrógeno no encaja en la división de metales y no metales. Aunque sólo tiene un electrón externo, como los metales alcalinos, exhibe propiedades no metálicas en condiciones ordinarias. El hidrógeno se considera un elemento excepcional.

Son las propiedades químicas de los metales y los no metales lo que más nos interesa. Los metales tienden a perder electrones y formar iones positivos, en tanto que los no metales tienden a ganar electrones y formar iones negativos. Cuando un metal reacciona con un no metal, suele haber transferencia de electrones del metal al no metal.

Radio atómico

En la figura 11.2, se muestra el radio atómico relativo de los elementos representativos. Observa que el radio atómico aumenta cuando se recorre en descenso cada grupo y disminuye al avanzar de izquierda a derecha en cada periodo.

1 H																	2 He				
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
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 Rn				
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 —	112 —										

Metales

No metales

Metaloides

☐ Metales
☐ No metales
☐ Metaloides

Figura 11.1
Los elementos se clasifican en metales, no metales y metaloides.

* 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
† 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 Lr

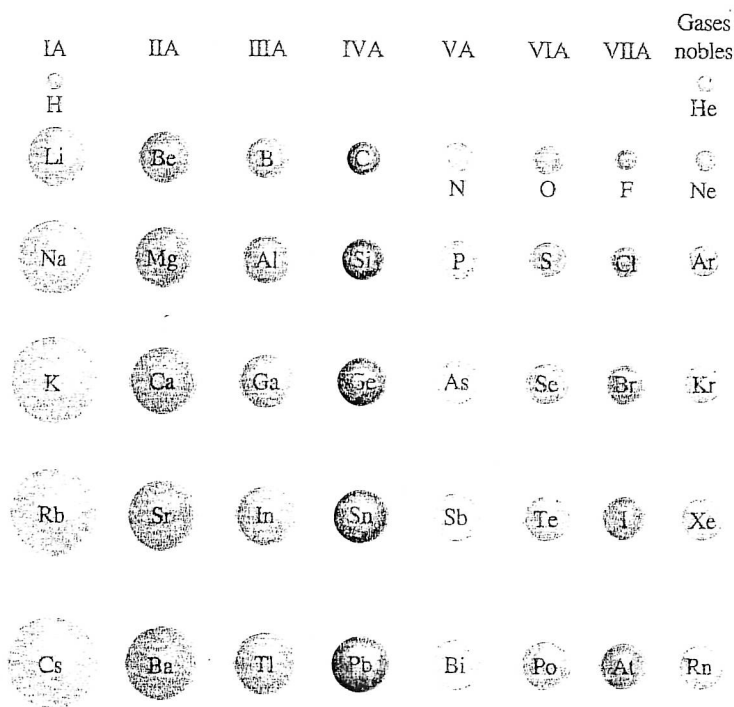


Figura 11.2
Radio atómico relativo de algunos elementos representativos. El radio atómico disminuye a lo largo de un periodo y aumenta al descender por un grupo de la tabla periódica.

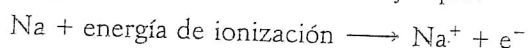
Es más fácil comprender el aumento del radio al descender por un grupo si tomamos en cuenta la estructura electrónica de los átomos. Por cada lugar que se baja en un grupo, se agrega otro nivel de energía al átomo. A medida que se añade un nuevo nivel de energía, debe incrementarse la distancia media del núcleo al borde exterior del átomo. Los átomos se agrandan cuando los electrones ocupan esos niveles de mayor energía.

Sin embargo, para explicar la disminución del radio atómico al avanzar por un periodo, es necesario profundizar un poco más. Conforme recorremos de izquierda a derecha un periodo, añadimos electrones al mismo bloque, al mismo nivel energético. Entonces, es de esperar que en un nivel energético los orbitales tengan casi el mismo tamaño. En consecuencia, los átomos de un periodo pueden tener aproximadamente el mismo tamaño. Sin embargo, por cada electrón que se agrega, también se añade un protón al núcleo. El aumento de la carga positiva (del núcleo) atrae más a los electrones hacia el núcleo y el resultado es una disminución gradual del radio atómico a través del periodo.

Energía de ionización

energía de ionización

La **energía de ionización** de un átomo es la energía que se necesita para eliminar un electrón del átomo. Por ejemplo:



La primera energía de ionización es la cantidad de energía requerida para eliminar el primer electrón de un átomo, la segunda energía de ionización es la cantidad requerida para eliminar un segundo electrón de ese átomo, y así sucesivamente.

En la tabla 11.1 se muestran las energías de ionización para eliminar de uno a cinco electrones de algunos elementos. Los datos de la tabla señalan que se necesitan cantidades de energía cada vez mayores para eliminar el segundo, tercero, cuarto y quinto electrones. Y esto es lógico, porque al eliminar electrones no disminuye la carga positiva del núcleo. Los datos de la tabla 11.1 indican también que se requiere una energía de ionización extremadamente alta (en rojo) cuando se elimina un electrón de una estructura de gas noble, lo que muestra con claridad la estabilidad de la estructura electrónica de los gases nobles.

La primera energía de ionización de casi todos los elementos se ha determinado por medios experimentales. En la figura 11.3 se muestra una gráfica de esta energía para algunos elementos representativos de los cuatro primeros periodos. Observa los siguientes conceptos importantes:

1. La energía de ionización de los elementos de los Grupos A disminuye al descender por un grupo. Por ejemplo, en el Grupo IA, la energía de ionización cambia de 520 kJ/mol para el Li a 419 kJ/mol para el K.

Tabla 11.1 Energías de ionización de algunos elementos*

Elemento	Cantidades requeridas de energía (kJ/mol)				
	1a. e ⁻	2a. e ⁻	3a. e ⁻	4a. e ⁻	5a. e ⁻
H	1 314				
He	2 372	5 247			
Li	520	7 397	11 810		
Be	900	1 757	14 845	21 000	
B	800	2 430	3 659	25 020	32 810
C	1 088	2 352	4 619	6 222	37 800
Ne	2 081	3 962	6 276	9 376	12 190
Na	496	4 535	6 912	9 540	13 355

* Los valores se expresan en kilojoules por mol, e indican las energías necesarias para eliminar de 1 a 5 electrones por átomo. La energía necesaria para eliminar un electrón de una estructura electrónica de gas noble se destaca en rojo.

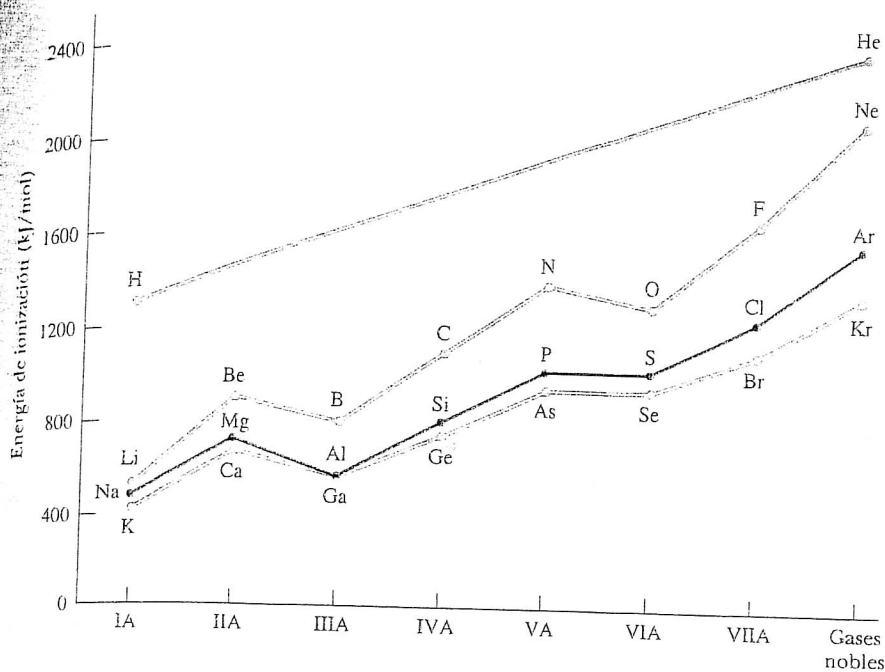


Figura 11.3
Relación periódica de la primera energía de ionización de los elementos representativos de los primeros cuatro periodos.

- La energía de ionización aumenta en forma gradual al recorrer un periodo de izquierda a derecha. Los gases nobles tienen un valor relativamente alto, lo que confirma la naturaleza química inerte (no reactiva) de estos elementos.

No todos los metales se comportan de la misma forma. Algunos ceden electrones con más facilidad que otros. En la familia de los metales alcalinos, el cesio cede su electrón 6s mucho más fácilmente que cuando el litio cede su electrón 2s. Esto tiene sentido si consideramos que el tamaño de los átomos aumenta al descender por el grupo. La distancia entre el núcleo y los electrones externos se incrementa y la energía de ionización disminuye. Los metales más activos químicamente se localizan en la parte inferior izquierda de la tabla periódica.

En comparación con los metales, los no metales tienen una energía de ionización relativamente grande. Los no metales tienden a ganar electrones para formar aniones. Dado que los no metales se localizan en el lado derecho de la tabla periódica, no es sorprendente que la energía de ionización tienda a aumentar de izquierda a derecha en un periodo. Los no metales más activos están en la parte superior derecha de la tabla periódica (excluyendo los gases nobles).

11.2 Estructuras de Lewis de los átomos

Los metales tienden a formar cationes (iones con carga positiva) y los no metales forman aniones (iones con carga negativa) a fin de obtener una estructura electrónica estable de valencia. En muchos elementos este nivel estable de valencia tiene ocho electrones (dos *s* y seis *p*), idéntico a la configuración de los electrones de valencia de los gases nobles. Los átomos experimentan reordenamientos de su estructura electrónica para reducir su energía química potencial (o sea, convertirse en átomos más estables). Estos reordenamientos tienen lugar por pérdida, ganancia o por compartir electrones con otros átomos. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno podría aceptar un segundo electrón y adquirir una estructura electrónica igual que la del helio. Un átomo de flúor puede

CAPÍTULO 2

Elementos, compuestos y periodicidad



TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: Alquimia: ¿Un desperdicio de tiempo?	35
LA ALQUIMIA: MITO Y REALIDAD DE UNA FILOSOFÍA OCULTA	36
Introducción: Un testimonio de la Edad Media	36
No todo lo que reluce es oro ni todos los que se decían alquimistas lo eran	37
Las corrientes de pensamiento que llevaron a la alquimia	38
El nacimiento de la alquimia	40
De herméticos a alquimistas y químicos	42
LA MATERIA SE TRANSFORMA: ELEMENTOS	43
Elementos químicos	44
DESCÚBRELO TÚ: Los componentes del agua	44
HERRAMIENTA: Los símbolos de los elementos	46
DESCÚBRELO TÚ: ¿Elemento o compuesto?	47
QUÍMICA IBEROAMERICANA: Elementos descubiertos y producidos	47
Análisis químico elemental	49
TE TOCA A TI: Composición en peso	50
LA HIPÓTESIS ATÓMICA	52
Antecedentes del modelo atómico de Dalton	53
Los postulados del modelo atómico de Dalton	54
Los pesos atómicos relativos de Dalton	54
TE TOCA A TI: Relación de átomos	57
LA MATERIA SE TRANSFORMA: MOLÉCULAS Y FÓRMULAS	57
Ley de los volúmenes en combinación	57
Hipótesis de Avogadro	58
Los pesos atómicos de Cannizzaro	59
DESCÚBRELO TÚ: Moléculas diatómicas, fórmulas y pesos atómicos	59
Fórmulas químicas	61
INTRODUCCIÓN A LA TABLA PERIÓDICA	62
La construcción de la tabla periódica de Mendeleiev	64
Tabla periódica larga	67
TE TOCA A TI: La predicción de las propiedades	68
DESCÚBRELO TÚ: Metal o no-metal	69
DESCÚBRELO TÚ: Sales a la llama	69
DEL PASADO: Dimitri Mendeleiev	70
PROBLEMAS Y ACTIVIDADES	71
BIBLIOGRAFÍA	72



CON ESCEPTICISMO: Alquimia: ¿un desperdicio de tiempo?

Debajo de la primera columna de la mezquita de Córdoba en España se encuentra enterrado un rayo de Sol. Transcurridos 8000 años se convertirá en oro.

Esto, cuenta la leyenda, lo afirmó el alquimista árabe Ave-roes. ¿Será cierto? ¿Es posible enterrar un rayo de Sol? ¿Se puede convertir un rayo de Sol en oro? ¿Qué es ser un alquimista? Si un alquimista es aquella persona que practicaba la alquimia, entonces, ¿qué era la alquimia? ¿Qué herencia legó la alquimia a la química moderna?

La lectura del siguiente ensayo te dará elementos suficientes para apreciar de qué manera la humanidad avanzó durante el período Neolítico y la Edad Media en el conocimiento de los metales y los minerales, así como de los mitos que perduran alrededor del trabajo de los alquimistas, mezcla de ocultismo, astrología y magia con simbolismos religiosos, en busca de la divinidad y la perfección.

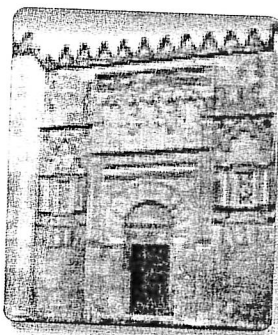


Figura 2.1
Mezquita de Córdoba en España.

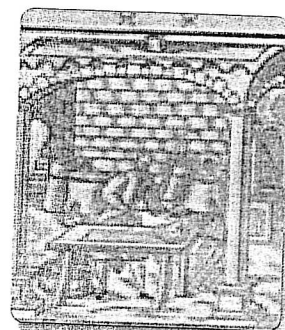


Figura 2.2
El alquimista.



Figura 2.3
Horacio García Fernández
UNAM.

LA ALQUIMIA: MITO Y REALIDAD DE UNA FILOSOFÍA OCULTA

Por Horacio García Fernández

"Pero Diotima, ¿quiénes son los que filosofan, si no son ni los sabios ni los ignorantes?".

Platón, *El banquete*

Introducción: un testimonio de la Edad Media

La primera gran obra de la literatura británica es el poema *Cuentos de Canterbury* de Geoffrey Chaucer (1338?-1400). El autor tenía aproximadamente 50 años de edad, cuando en 1386 escribió esta serie de cuentos en verso, con la que nos transmitió una imagen muy clara de la sociedad de la que formaba parte. Unos cuentos pretenden divertir a sus lectores, cosa que logran aun con nosotros lectores de inicios del siglo XXI, pero otros tienen la intención de servir de estímulo a la reflexión de aquellos lectores ingleses de finales del siglo XIV, sus compatriotas, a fin de prevenirlos sobre la inconveniencia de dejarse llevar por sus ambiciones y pasiones. Uno de estos cuentos de sentido ético, probablemente el único creado originalmente por Chaucer, es el "Cuento del paje del canónigo" y su tema es precisamente la alquimia, pero la alquimia tal y como era percibida por la gente común y corriente de aquella época, por el público que, como Chaucer, *tenía noticia de su existencia, y quizá había leído sobre ella, pero no la practicaba*.

En el cuento mencionado escribe el autor refiriéndose a la alquimia:

Por lo que a mí atañe, ya no quiero saber nada de esta ciencia. Escuchad lo que de ella dicen los auténticos alquimistas.

He aquí uno de los comentarios que hace Arnaldo de Vilanova en su tratado de Rosarium philosophorum, éstas son sus palabras: "La descomposición del mercurio no puede lograrse sin la ayuda de su hermano". Pero el primero que estableció este principio fue Hermes Trismegistus, el padre de la alquimia, cuando dijo: "El dragón no morirá a menos que su hermano muera con él". Por dragón da a entender el mercurio y por el hermano, el azufre; este último proviene del Sol —el cual es oro—; y el primero de la Luna —que es plata. Notad, además, la sabida exposición de Trismegistus: "Por esta razón, aconsejo a los hombres que, a menos que conozcan los propósitos de los alquimistas y la terminología por ellos empleada, no intenten adentrarse en los secretos de esta ciencia; de lo contrario son unos necios. Este arte es ciertamente el mayor de los misterios".

A continuación Chaucer transfiere a sus lectores lo que según él se encontraba en una obra que atribuye a Platón, con toda seguridad apócrifa, pero que interesa transcribir aquí porque nos muestra lo que el poeta inglés creía verdadero:

Hubo también el caso de aquel discípulo de Platón... que preguntó al maestro:

—Os ruego me digáis el nombre de la piedra filosofal.

—Es una piedra que la gente llama Titán.

—Y eso, ¿qué significa?

—Lo mismo que Magnesia. Digamos que es un líquido compuesto de los cuatro elementos.

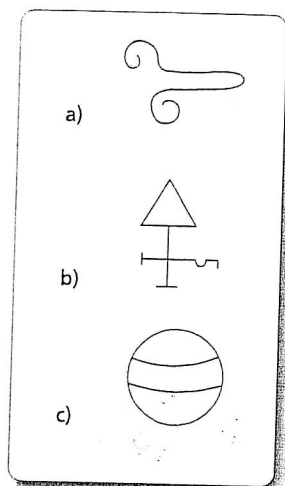


Figura 2.4
Símbolos alquímicos de algunos elementos. **a)** mercurio, **b)** azufre, **c)** sal.

—Mi querido maestro, os suplico me reveléis los principios básicos de este líquido.

—De ninguna manera —replicó Platón. Todos los alquimistas se obligaron bajo juramento a no revelar a nadie el secreto, ni aun guardarlo escrito en un papel. Tan celoso está Cristo del Secreto, que no quiere que sea conocido, excepto cuando a Él le place y entonces lo comunica a los hombres que Él juzga conveniente; a los demás, lo mantiene oculto. Esto es todo.

Y termina Chaucer:

Ya que Dios prohíbe a los alquimistas descubrir el secreto, lo mejor que podemos hacer es olvidarnos de la piedra filosofal. Jamás prospera el que se enfrenta con Dios, aunque esté metido en la alquimia hasta el fin de sus días.

Lo que acabamos de transcribir, que se encuentra al final del cuento ya mencionado, nos remite a lo que Chaucer consideraba la verdadera alquimia, “arte” según creía él, transmitido por Dios a unos cuantos *elegidos* que asumían la obligación de mantenerlo en secreto.

Eso es exactamente lo que el hombre de la Edad Media creía que era la alquimia, lo que a su vez implicaba creer:

- Que su conocimiento procedía de la divinidad.
- Que ese conocimiento lo poseían sólo algunas personas, como el mencionado Arnaldo de Vilanova, elegido por aquélla y, por tanto, era locura pretender tener acceso a él sin *ser un elegido, un iniciado*.
- Que a ese conocimiento lo acompañaba una terminología específica, un lenguaje simbólico inaccesible a la persona común y corriente.

La alquimia fue una *filosofía oculta* asociada a la magia, desarrollada mientras ésta fue considerada como un hecho natural, como una potencia de la naturaleza, en aquellos siglos del medievo y el Renacimiento durante los cuales todos los humanos, desde los más pobres e ignorantes hasta los más cultos y ricos, asumían que la creación del mundo había sido un extraordinario acto de magia del máximo mago, o demiurgo, que podía concebirse: Dios.

No todo lo que reluce es oro ni todos los que se decían alquimistas lo eran

El diálogo transcrito anteriormente, que Geoffrey Chaucer atribuye a Platón, no puede ser de él, es apócrifo como ya dijimos. La prueba de su falso origen es simple: Platón no pudo referirse a *los alquimistas* porque esta palabra, alquimia, es de origen árabe y surge en los siglos VI y VII, aproximadamente, 1200 años después de la muerte del filósofo ateniense.

Platón tampoco pudo hacer ninguna referencia a *Cristo*, quien apareció en la historia 500 años después de la muerte de aquél.

Pero el texto nos refleja algunas ideas importantes para entender qué fue la alquimia. En primer lugar observamos que Chaucer, en la parte final del cuento, nos remite a *lo que de la alquimia opinaban los “auténticos” alquimistas*. Si este autor habla de los “auténticos” es porque pensaba que había alquimistas *no auténticos* y de ahí la necesidad de separar o clasificar, distinguiendo entre unos y otros.

El hecho de que la mayoría de los que entonces se decían alquimistas no lo fueran *auténticamente* produjo que la imagen de la alquimia transmitida a nuestra época, fuera una imagen falsa, desvirtuada, deforme y *no auténtica*.

En efecto, lo que en los textos modernos de química se dice de los alquimistas se re-

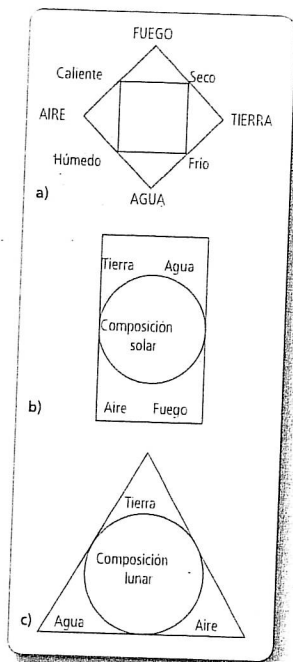


Figura 2.5

Los cuatro elementos aristotélicos fueron recogidos en la época de la alquimia mediante figuras geométricas. **a)** Figura de la obra *Calvis Sapientiae*, atribuida a Alfonso X de Castilla. Las otras dos figuras son de la obra *Practica; Th. Ch.* **b)** El oro, elemento solar, al ser perfecto se compone de una proporción igual de los cuatro elementos, **c)** la plata, que es la luna, no contiene el elemento fuego.

fiere por desgracia sólo a los *falsos alquimistas*, a los embaucadores y timadores que eran los que estaban en contacto, tanto con la burguesía medieval y renacentista, como con la gente del pueblo. Los otros, *los auténticos*, se aislaban de los demás para practicar su trabajo, un trabajo esencial y solitario de búsqueda de respuestas a sus angustias existenciales.

Lo primero que hay que entender de la alquimia, esa sí, *la auténtica*, y de los *verdaderos* alquimistas, es que no se trataba de una *profesión*, sino de una *actividad privada* realizada por personajes reconocidos públicamente por lo que hacían en ámbitos muy diferentes: un obispo, un papa, un abad, un médico famoso, un maestro de reconocido prestigio, un artista plástico, un metalurgista destacado, forman parte de la larga lista de personajes atraídos por la alquimia y los problemas filosóficos que planteaban en su marco teórico.

¿Cuáles eran estos problemas? ¿Cuál su origen? ¿Por qué se buscaban respuestas en el trabajo oculto del laboratorio? ¿De qué naturaleza fueron los frutos de esta búsqueda? ¿Por qué aunque muchas operaciones y procesos que desarrollaron los alquimistas son vistos hoy en los laboratorios y plantas industriales, es un error ver en el alquimista a un precursor del químico moderno? ¿Qué ideas de los alquimistas perduraron como tesis de los investigadores hasta el siglo XIX? ¿Qué conceptos básicos de la alquimia pudieran ser compartidos por los astrofísicos y universitarios de inicios del XXI?

Las corrientes de pensamiento que llevaron a la alquimia

Muchos y muy importantes descubrimientos fueron hechos durante el Neolítico, etapa prehistórica que fue causa y fuente de todas las mitologías y antecedente de todas las religiones. La cerámica, la agricultura y la herbolaria, la extracción y utilización de pigmentos tanto en telas como en paredes, la fusión de minerales, extracción de los metales y elaboración de vasijas, cinturones y aplicaciones metálicas en la ropa, la elaboración de telas y su pigmentación, de armas y corazas de bronce, la producción de cerveza y vino, la utilización intensa de la madera y el barro resecado o cocido para levantar construcciones, la construcción de embarcaciones, son todas empresas del Neolítico —impensables, por cierto, sin el dominio del fuego.

Es en este momento de la historia cuando surgen las primeras poblaciones sedentarias que dominan ya los ciclos de siembra y cosecha y que coexisten con grupos de nómadas, cazadores y recolectores, presentes aún en estos albores del siglo XXI, que es cuando surgen los primeros nombres relacionados con los metales.

“En el principio era el Verbo”, dice el evangelio de San Juan; “y el Verbo era con Dios, y el Verbo era Dios”, declaración que nos ubica en un hecho esencial: la palabra; el lenguaje, nos precede, *está ahí antes de que lleguemos a este mundo*.

Efectivamente, antes de nacer nuestros padres ya han decidido cual va a ser nuestro nombre y con él, mucho antes de aprender a hablar, estamos registrados, mediante el acta de nacimiento, en la sociedad de la que formamos parte. A través de la palabra, de los nombres, nos apropiamos de todos los elementos de la realidad que nos envuelve y de la que formamos parte, siendo así, a través del enriquecimiento de nuestro lenguaje, como añadimos a nuestra naturaleza biológica la que nos hace *humanos*, y nos diferenciamos de los demás animales.

“El hombre no *nace*; el hombre se *hace*”, y esto es fundamentalmente cierto gracias al lenguaje. Nuestra animalidad o nuestra humanidad se relacionan irremediabilmente con el enriquecimiento o pobreza de la estructura del lenguaje que conforma nuestro pensamiento y de la que nosotros mismos formamos parte. Es en esta función humanizadora del lenguaje que cobra importancia el hecho de haber dado nombre a los meteoritos en plena etapa del Neolítico.

Y es esta función del lenguaje, la que nos explica por qué para los alquimistas y los

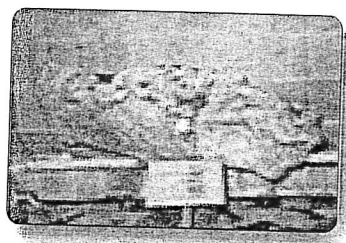


Figura 2.6
Meteorito.

magos la palabra es esencial como medio para convocar y dirigir las fuerzas de la naturaleza. La caída de un meteorito tuvo que llenar de pavor a los hombres del Neolítico. *Llegaba del cielo y llegaba encendido*. ¿Qué hay de raro en que el *primer nombre* registrado de un meteorito halla sido el sumerio *An-bar*, cuyos signos pictográficos corresponden a “cielo” y “fuego”? *Venía del cielo y llegaba encendido*. “Metal celeste” o “metal estrella” son los primeros nombres del hierro, del hierro meteorítico, muy probablemente el primer metal con el que tuvo contacto el hombre.

En la búsqueda de piedras con las que elaborar los muchos artículos que definieron la Edad de Piedra, el hombre tropezó con piedras de colores, hoy diríamos *minerales*, que llamaron su atención y de la mano del descubrimiento de que al calentar las piezas elaboradas, ollas, platos, vasijas, se las hacía más resistentes, se llegó al calentamiento dentro de un espacio cerrado para evitar el enfriamiento provocado por el contacto con el aire.

Así crearon los *hornos* del alfarero, los que muy probablemente llevaron al descubrimiento de los metales contenidos en los minerales, que separados de estos fluían de ese horno.

El hombre dio un gran paso al relacionar los minerales con los metales extraídos. Al elaborar con ellos nuevos y más variados artículos de uso cotidiano y comercializarlos intensamente, se vivió una profunda revolución social, cultural, económica y política.

Para aquellos hombres los metales eran parte de una naturaleza a la vez mágica y divina, toda ella dotada de vida. ¿Por qué extrañarnos hoy, de las asociaciones hechas entonces entre *materia, vida y divinidad*?

Hoy sabemos que el oro, de color amarillo, es el más estable de los metales conocidos. Esa estabilidad, resistencia a la corrosión y su especial color, fueron cualidades rápidamente asociadas al Sol, una de las primera divinidades, y lo más importante, en diversas culturas. La eternidad divina parecía tener su mejor modelo en el oro. Como en otras, en el ámbito del Mediterráneo, el culto a la deidad solar fue equilibrado con el correspondiente culto a la deidad terrestre, ambas, como todo lo vivo, *dotadas de sexualidad*.

A las observaciones de los fenómenos naturales, impregnadas de terror de los hombres del Paleolítico y el Neolítico, se sumaron las correlaciones encontradas entre ellos: al relámpago y al ruido del trueno le seguía la lluvia o la tormenta; de la tierra humedecida surgían las plantas y los hongos, a la par que cambiaba su color pardo a verde y surgían primero las hojas, después las flores y finalmente los frutos.

La ingestión, primero por curiosidad y después voluntaria, de los hongos, se vio acompañada del inevitable encuentro con los efectos alucinantes de algunos de ellos. ¿Qué otra cosa podían pensar sino que el carácter divino del rayo y del trueno se había trasladado con la lluvia a la tierra y que la persona que ingería los hongos alucinógenos era poseída por la divinidad? ¿Y cómo sorprendernos de que a partir de esa experiencia surgiera la búsqueda voluntaria de la unión con esa divinidad a través de la ingestión de hongos? Así, a partir del descubrimiento azaroso de algunos efectos y de su interpretación surgió el rito mágico-religioso.

El rayo y el trueno fueron identificados como manifestaciones de dioses masculinos que a través de la lluvia fecundaban a la Tierra, madre de todos los animales y vegetales.

De manera semejante, el meteorito fue identificado como producto de una deidad masculina que con su concurso fecundaba a la madre Tierra.

Al descubrir diferentes metales, los famosos siete metales de la Antigüedad: oro, mercurio, plomo, plata, cobre, hierro y estaño; se creyó que en el seno de la tierra sufrían una transformación natural, en una especie de lo que hoy llamaríamos proceso embrionario, cuyo producto final, acabado y perfecto *era el oro*.

Desde las primeras culturas históricas de la cuenca mediterránea y Asia Menor, los mineros creían que al extraer un mineral para obtener más tarde un metal, interrumpían un ciclo natural y sagrado lo que implicaba asumir una gran responsabilidad ante la divinidad que les había permitido descubrir cómo hacerlo. Por eso el trabajo de los mineros y



Figura 2.7
La estrella alquímica de las
siete puntas.



Figura 2.8
Representación alegórica del plomo, mediante un hombre lento y tullido, debido a la densidad del metal.

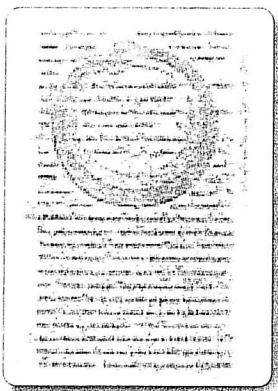


Figura 2.9
"Ourobours".

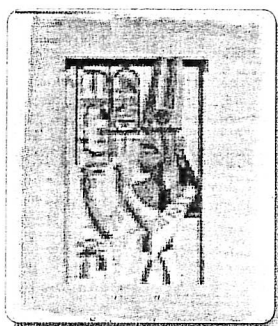


Figura 2.10
Papiros egipcios.

de los metalurgistas fue acompañado de ritos y conjuros con los que se quería atraer la benevolencia de los dioses o las potencias naturales derivadas hacia el resultado perfecto.

Desde la Antigüedad hasta el Renacimiento, la innovación mágica fue el medio secreto en el que los iniciados creían para lograr el concurso de la divinidad en el buen logro de sus propósitos. Léase al respecto el relato que hace Benvenuto Cellini en su autobiografía de los procesos de fusión y vertido del bronce para llegar a su "Perseo" (1536).

En esta corriente de pensamiento que arranca del Neolítico y llega a la Edad Moderna se encuentra la alquimia. Las mitologías la reflejan y la nutren, y la pugna entre religiones politeístas y monoteístas es más superficial de lo que parece. Finalmente, en todas se da la figura de un dios creador y único, unidad de la que se deriva la diversidad. De lo que es *único y primigenio* se deriva todo lo demás, *diverso*, otros dioses o semidioses, ángeles y demonios, seres y cosas. Al morir, lo diverso regresa a formar parte de la unidad original, del UNO.

En términos de energía y masa, los científicos actuales, con distinto fundamento, estarían de acuerdo con este planteamiento, aún cuando añadieran, como desenlace final, las consecuencias del Tercer Principio de la Termodinámica.

Los alquimistas lo expresaron con su principio "Todo es Uno, Uno es Todo", y lo representaron con un símbolo: una serpiente mordiéndose la cola, símbolo de que el final y derivado se une al principio y fuente, vuelve a él, símbolo al que llamaron "Ourobours".

Las culturas mediterráneas se influyeron mutuamente. Las más antiguas, sumeria, arcadia, fenicia, babilonia y egipcia, se relacionaron e intercambiaron influencias en Asia Menor. Egipto estuvo en contacto con Creta y Fenicia, y sus habitantes comerciaron y fundaron colonias en Grecia, Italia y la Península Ibérica.

La cultura griega se nutre de las otras culturas mediterráneas que la precedieron, y en su momento Grecia y el resto de lo que hoy es Europa estuvieron a un paso de ser sometidas y absorbidas por la cultura persa, conquistadora de Egipto y heredera de Babilonia, Asiria y Malta. El reflejo de las invasiones, primero de los griegos, que con Alejandro Magno llegan hasta la India, y después de los romanos que con Trojano dominan la mayor extensión de tierras y mares lograda hasta entonces en toda la historia, permite que las influencias fluyan ahora de Europa hacia el interior de Asia.

Este flujo y reflujo provoca el ir y venir de influencias religiosas, de costumbres, de hábitos, de artes y oficios, de productos de consumo, de creencias y aficiones y, finalmente de concepciones del mundo, de cosmovisiones y fundación de centros urbanos, pueblos y ciudades.

Alejandro Magno fundó mas de 30 centros de población a los que llamó Alejandría.

Una de ellas destacó tanto por su cultura y desarrollo urbano que en el presente es la única que se recuerda. Esta Alejandría fue la capital de Egipto cuando Cleopatra era su reina; en ella se había construido una de las maravillas del mundo antiguo, el famoso faro que guiaba a los navegantes hacia la seguridad de su puerto y en ella se encontraba la biblioteca-universidad más famosa de su tiempo, destruida y quemada por las tropas de Julio César al conquistar Egipto, en el siglo I a. de n.e.

Allí, en Alejandría, ciudad cosmopolita, nació la alquimia en el siglo I de n.e. y se desarrolló hasta el siglo VI.

El nacimiento de la alquimia

Las influencias que le dieron origen se relacionan con su ubicación geográfica.

En primer lugar mencionamos esa corriente muy antigua de pensamiento místico originada en Asia Menor. Babilonia y Persia transportada a los pueblos mediterráneos, según la cual todo lo material vive y transporta la presencia de la divinidad, vive y se transforma, tratando, si es el ser humano el que lo intenta, de volver a ella e incorporársele después al morir. En ella se incorporan los estudios astrológicos de los babilonios y su

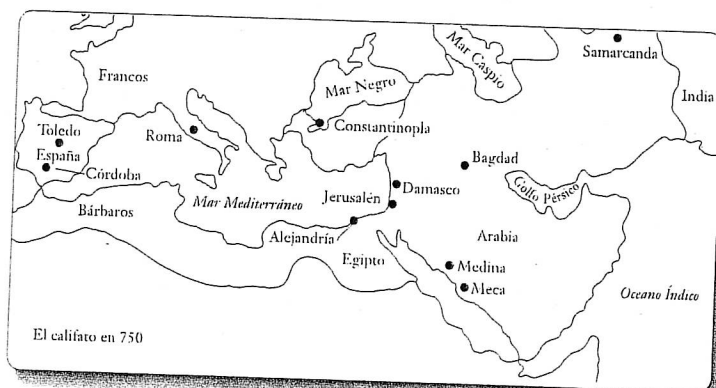


Figura 2.11

El califato árabe alrededor del año 750.

medida del tiempo, su concepto del año y su división en 12 meses.

En ese sentido la presencia del oro y de los otros metales, menos perfectos, no podían más que fortalecer la creencia de los filósofos y místicos de que el camino de perfección hacia la divinidad estaba ejemplificado por ese cambio natural de los metales, aparentemente a su vista.

Según creían, la naturaleza encerraba ese secreto; muchos se decidieron a buscarlo para usarlo en sus propias vidas.

Las experiencias de los sacerdotes egipcios tanto en la Casa o Templo de los Muertos, como en la Casa del Oro donde separaban este metal y lo aleaban con otros y donde se descubrió el

bronce al que consideraron "otra clase de cobre"; la religión egipcia y el momento tan importante en que Amenofis IV decidió cambiar su nombre por el de Akenatón para impulsar la creencia en un solo dios, el Sol, para todos los mortales, constituyen otra fuente de influencias que llevaron la alquimia a Alejandría.

Finalmente, la cosmovisión y reflexiones del mundo griego, reflejo de ideas mestizas de occidente a oriente, impulsadas por Alejandro Magno, refundidas en Alejandría con el pensamiento babilónico, persa y egipcio, constituye la tercera corriente de influencias que reconocemos en la alquimia.

Estas corrientes de pensamiento, creencias, fe y experiencias secretas sujetas a la magia de los conjuros, para alcanzar los resultados deseados en la transformación de la materia, se reúnen en Alejandría en el siglo I de n.e. y constituyen el marco teórico y la justificación del grupo de personas que deciden dedicarse a la búsqueda del, para ellas, secreto natural de perfeccionamiento de la materia.

Hacia el siglo III de n.e., los alejandrinos han creado, sintetizando todas sus influencias, un extenso y complejo marco teórico, acreditado por ellos a un misterioso personaje al que llaman *Hermes Trismegisto*, *Hermes tres veces grande*, que no es el dios griego *Hermes*, ni mucho menos su equivalente romano *Mercurio*. Se trata del *Hermes* introducido en Egipto durante la ocupación persa, quienes llevan la figura del mago a ese país, pero del mago como intermediario de los dioses, del mago-sacerdote.

Pero no sólo han desarrollado un consistente y muy internacionalizado marco teórico; también han desarrollado técnicas y aparatos en sus estudios de interacción con los cambios de la materia. Convencidos de que las cosas y los seres son el producto de la unión variable de las cuatro sustancias fundamentales, llamadas *elementos* por Cicerón en el siglo I. a de n.e., y convencidos de que un elemento debe *morir*, perder su forma, para poder *renacer* con otra forma, como otro de los elementos, estos seguidores de las teorías de *Hermes Trismegisto*, se

aislaron del público para allá, en esos lugares dotados de su equipo, libros, figuras, símbolos y animales simbólicos, proceder a sus estudios y búsquedas.

En uno de los textos atribuidos a ese personaje con cualidades del *Hermes* egipcio, de Toth y Anubis, al que llamaron *Trismegisto*, aparece al término *xerión* para referirse al secreto natural buscado, que implicaba a la par que un camino de perfeccionamiento, la garantía de la vida eterna, en forma de eterna juventud.

En este término, *xerión*, se encuentran reunidas por tanto las cualidades de la que después se llamaría *pedra filosofal*, y lo que se llamaría *elixir de la juventud*. Para los alquimistas medievales no eran dos secretos distintos, uno implicaba al otro. Son los escritos posteriores al siglo XVIII, los que trasladan este error a los pocos textos de química



Figura 2.12

Laboratorio alquimista.

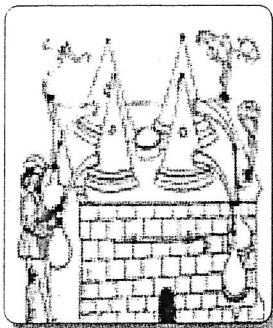


Figura 2.13
Figura medieval del horno
de una destilería.

modernos en los que, en media página, se presenta a los alquimistas como los precursores, frecuentemente embaucadores, de los químicos de hoy.

Los seguidores de Hermes, sólo unos cuantos entre los alejandrinos, realizaban experimentos que hoy conocemos. La interacción con la materia cuando se ignoran sus propiedades implica un riesgo de accidente que puede variar de lo inofensivo a lo mortal.

Esto lo percibieron aquellos buscadores de la perfección para lograr su propio y personal retorno al Gran Todo. Y decidieron por una parte no comunicar públicamente sus descubrimientos y, por otra, *usar un lenguaje simbólico al escribirlos*.

Este carácter secreto del trabajo de aquellos *herméticos*, o seguidores de Hermes, llevó a extender el nombre de *hermético* a todo lo que tiene esa característica, trátese de grupos humanos, de conocimientos o de documentación.

A pesar de sus esfuerzos, el trabajo de los seguidores de Hermes y sus continuadores, los alquimistas, trascendió, aunque de lejos, a sus contemporáneos quienes tomaron al pie de la letra lo que era simbólico y, desde su ignorancia, pensaron que los alquimistas buscaban efectivamente llegar al oro y la plata a partir de metales más baratos, transformando así la realidad en mito, transmitido como tal hasta nuestros días.

Nicolás Flamel, alquimista francés del siglo XIV, nunca enterró la piedra filosofal al pie de una columna de la Catedral de Notre Dame, porque dicha piedra nunca fue un objeto físico, sí fue en cambio, como hemos dicho, un supuesto camino de perfección humana, de conducta y ética personales, cuyo descubrimiento, si se dio, fue un logro también personal de aquellos a quienes la tradición y el mito se los atribuyeron.

Ciertamente la química moderna le debe a la alquimia el descubrimiento y los nombres de la mayor parte de los procesos de laboratorio, así como sus principales procesos y aparatos que también podemos identificar en el equipo y aparatos de las plantas industriales. Pero los marcos teóricos y el trasfondo de ideas que los fundamentan son radicalmente diferentes, como lo son los objetivos y las fuentes de inspiración de sus acciones.

De herméticos a alquimistas y químicos

El ascenso del cristianismo fue áspero y sufrió de la formación de muchas y diversas interpretaciones del mensaje de Cristo y del Antiguo Testamento. Surgieron diferentes grupos, en ocasiones muy agresivos e intolerantes con todos los que no pensaban como ellos, y esta situación se resolvió sólo cuando el emperador romano Constantino decidió apoyar a uno de esos grupos declarándose su aliado político. Así nació la Iglesia católica, apostólica y romana en el Concilio de Nicea, año 325 de n.e.

Entre los disidentes destacan personajes como Arrio y Néstor, cabezas de los grupos llamados *arrianos* y *nestorianos*. Unos y otros tuvieron que desplazarse hacia los extremos del Imperio, teniendo gran éxito Arrio entre las tribus germánicas que invadieron en oleadas sucesivas la parte occidental del Imperio Romano hasta destruirlo, y ubicándose los nestorianos en lo que hoy es Siria, antigua Asiria.

Los nestorianos, muchos de ellos habitantes de ciudades como Alejandría, llevaban con ellos un tesoro: la tradición cultural de la antigüedad de la zona mediterránea.

Cuando los árabes, después de asumir la nueva religión predicada por Mahoma, asumen también extenderla por todo el mundo conocido dirigidos por los primeros jalifas, sus discípulos y en ocasiones parientes, se inicia la expansión del Islam.

Muy pronto llegan a Siria y allí tropiezan con los nestorianos que hablan el siríaco, idioma afín al árabe. Del siríaco al árabe, los conocimientos de la antigüedad y sus problemas filosóficos pasan fácilmente a los conquistadores que los absorben con avidez.

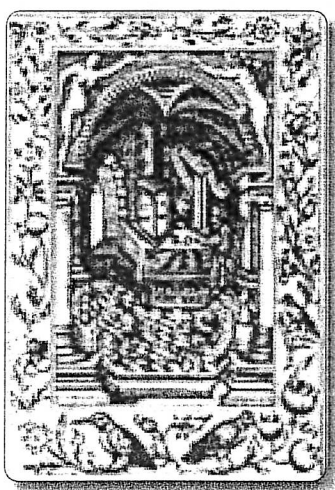


Figura 2.14
La primera representación conocida de una balanza rodeada de un marco de vidrio.

Cuando llegan a Alejandría ya saben de las tesis y búsquedas de los seguidores de Hermes; saben que su arte se relaciona con la palabra *chemia*, ciencia del misterio de los sacerdotes egipcios y probablemente antiguo nombre de Egipto, pues *chemia* es el nombre de los lodos del Nilo.

Los árabes utilizan su prefijo “al”, equivalente a “El” o “La” asociándolo al de *Chemia* y nace así el nombre árabe *Al-Quimia* con el que se designa el conjunto de conocimientos y acciones de los herméticos alejandrinos, que a partir de entonces serán llamados *alquimistas*.

Los árabes llevan la alquimia a Europa, a través de España y Sicilia, y desde ahí se traslada siempre como búsqueda oculta de unos cuantos al resto de Europa, donde se cultiva durante toda la Edad Media, el Renacimiento y parte del siglo XVII. De España llega a México en el siglo XVI, inspirando el trabajo de personajes tan reconocidos como Bartolomé de Medina.

Algunas tesis alquimistas resultan muy persistentes. La tesis del *flogisto* considerada por Emanuel Kant como la tesis del siglo (XVIII), tiene origen alquimista, considera que existía un “principio de la combustión”, al que llamaba *azufre*. George Sthal, entre 1697 y 1718, propuso una tesis semejante cambiando el término “azufre” por “flogisto”. Esta tesis perdura hasta finales del siglo XVIII, siendo superada a partir de los estudios de Lavoisier. Por otra parte, la división de la química en orgánica e inorgánica, apoyada por Berzelius en el siglo XIX, también es derivada de concepciones alquimistas. La idea del “soplo vital” que transmitía vida a todos los animales y plantas, haciendo de sus componentes unos componentes “especiales”, era una tesis de la alquimia.

La alquimia resultó fecunda en los aspectos mencionados, pero a medida que la teoría atómico-molecular de la estructura de la materia se fue imponiendo, a lo largo del siglo XIX, y en la medida que el angustioso “Dios no habla” de Pascal se impuso como tesis inspiradora de otro estilo de estudio de los fenómenos naturales, las tesis alquimistas y sus derivadas tesis teológicas fueron quedando atrás, para quedar incorporadas en el mito y la leyenda.

LA MATERIA SE TRANSFORMA: ELEMENTOS

A reserva de que en el capítulo 5 y los posteriores se haga una exploración más sistemática del cambio químico, nuestra experiencia cotidiana con la materia nos da la idea permanente de cambio o transformación. Por ejemplo, la materia cambia cuando:

- el agua líquida se evapora;
- un cerillo se enciende;
- una planta florece.

El primer cambio es de estado de agregación. Como se analizó en el capítulo 1, no se trata de uno de naturaleza muy radical, pues el vapor puede condensarse sobre una pared fría y obtener agua líquida de nuevo en pequeñas gotas de rocío.

La segunda transformación es más drástica, se trata de un cambio químico ciertamente irreversible. No concebimos que pueda darse la reacción inversa, que los gases de la combustión puedan formar el cerillo original.

El tercero es un cambio biológico, producto a su vez de decenas o cientos de transformaciones químicas profundas en una planta.

Elementos químicos

Entre todas las transformaciones químicas posibles hay unas que resultan de mucho interés: las que dan lugar a los elementos. Es decir, transformaciones que conducen a sustancias que ya no parecen estar constituidas por otras más simples, de aquí que se las llame **sustancias elementales o elementos**.

Un **elemento químico** es aquella sustancia que no puede descomponerse en otras más simples mediante algún proceso químico común.¹

Los elementos, si bien no pueden descomponerse, pueden reaccionar entre sí para formar compuestos.

Un **compuesto** es una sustancia constituida por dos o más elementos químicos.

El hidrógeno y el oxígeno son elementos, porque por más que lo intentemos no pueden separarse químicamente en sustancias más simples. Entre tanto, el agua es un compuesto, porque su separación en hidrógeno y oxígeno se logra cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de ella (ver DESCÚBRELO TÚ: Los componentes del agua).

Todas las sustancias compuestas contienen dos o más elementos. El agua está formada por hidrógeno y oxígeno. La sacarosa o azúcar de mesa por carbono, hidrógeno y oxígeno. El bicarbonato de sodio que se utiliza en el polvo para hornear contiene sodio, hidrógeno, carbono y oxígeno. Al descomponer estos tres compuestos es posible obtener sus elementos constituyentes.

Cada elemento y cada compuesto tienen propiedades únicas que permiten clasificarlos e identificarlos. Además, las propiedades físicas y químicas de un compuesto son distintas a las de los elementos que los forman. El agua, un compuesto líquido a temperatura ambiente que es incoloro e insaboro, es distinta al hidrógeno y al oxígeno, los dos gases incoloros que la constituyen.

DESCÚBRELO TÚ: Los componentes del agua

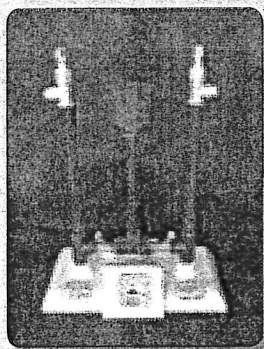


Figura 2.15
Aparato de Hoffman.

¿Por qué la fórmula del agua es H_2O ?

Material

- Aparato de Hoffman (ver figura 2.15)
- 2 electrodos de platino o nicromel (normalmente incluidos en el aparato)
- 1 pila de 9V
- Sulfato de sodio
- Agua

Procedimiento

Agrega 2 g de sulfato de sodio y unas gotas de indicador al volumen de agua que se va a descomponer.

Arma el aparato de Hoffman como te indique tu profesor y conecta los electrodos a la pila.

Mide el volumen de cada uno de los gases que se generan.

Identifica cada uno de ellos introduciéndoles una pajilla encendida.

¿Qué relación existe entre el volumen de hidrógeno y el volumen de oxígeno generados?

¿Podrías asegurar entonces que la fórmula del agua es H_2O ?

¹ Aquí la palabra "común" indica que no se consideran reacciones como el decaimiento radioactivo (y otras reacciones nucleares), las que veremos en capítulos posteriores de este texto.

Tabla 2.1

Tabla de elementos químicos de Antoine L. Lavoisier.

TABLA DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES*		
	Nombres nuevos	Nombres antiguos a que corresponden
Sustancias simples que pertenecen a los tres reinos, y que pueden mirarse como elementos de los cuerpos	luz	luz
	calórico	calor principio del calor fluido ígneo fuego materia del fuego y del calor
	oxígeno	aire deflostaticado aire empyreal aire vital Base del aire vital
	azoeto	gas flogisticado mofeta base de la mofeta
	hidrógeno	gas inflamable base del gas inflamable
Sustancias simples no metálicas oxidables y acidificables	azufre	azufre
	fósforo	fósforo
	carbón	carbón puro
	radical muriático	desconocido
	radical fluórico	desconocido
Sustancias simples metálicas oxidables y acidificables	radical borácico	desconocido
	antimonio	antimonio
	plata	plata
	arsénico	arsénico
	bismuto	bismuto
	cobalto	cobalto
	cobre	cobre
	estaño	estaño
	hierro	hierro
	alabandina	alabandina
	mercurio	mercurio
	molibdeno	molibdeno
	nikel	nikel
	oro	oro
	platina	platina
	plomo	plomo
	vólfrao	vólfrao
	zink	zink
Sustancias simples terreas salificables	cal	tierra calcárea, cal
	magnesia	magnesia, base de la sal de Epson
	barita	barita, tierra pesada
	alúmina	arcilla, tierra del alumbre, base del alumbre
	sílica	tierra silíceo, tierra vitrificable

*Tomada de Antoine Laurent Lavoisier, *Tratado elemental de química*, ed. facsímilar, UAM-Xochimilco, 1990.

**Figura 2.16**

El aluminio es el metal predilecto en la era moderna. Más de 11 millones de toneladas al año se utilizan para construir desde una lata de cerveza hasta un avión.

Algunos de los elementos se conocen desde los principios de la historia, debido a que se presentan en la naturaleza en forma libre y no como parte de compuestos. A este grupo pertenecen el oro, la plata, el cobre, el plomo y el azufre. Antoine L. Lavoisier fue el primero en hacer una lista de elementos químicos (ver tabla 2.1 de la página anterior), a los que llamó "sustancias simples". En virtud de que aún no se habían logrado descomponer, se sabe hoy que muchos de los supuestos elementos citados en realidad no lo son, sino que son compuestos (como la cal o la magnesia, por ejemplo). Otros no son ni lo uno ni lo otro (como la luz y el calorífico).

Con el advenimiento de nuevas técnicas eléctricas (descubrimiento de la pila voltaica a comienzos del siglo XIX) se aislaron, entre otros elementos, el potasio y el sodio. En 1825 se descubre el aluminio (del alumbre), el tercer elemento más abundante y el metal más común de la Tierra.

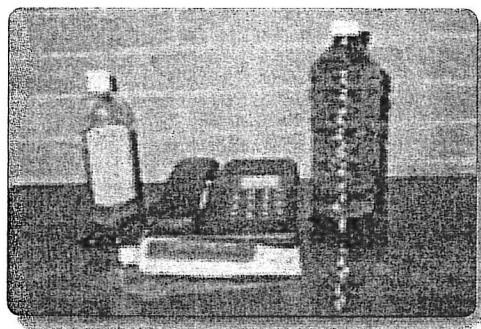
Así, a finales del siglo XIX el número de sustancias elementales reconocidas había aumentado a 63 y a comienzos del siglo XX eran ya 82. El descubrimiento del renio (Re) en 1925 completó la lista de los 88 elementos naturales que pueden encontrarse en la Tierra.

Todo el mundo, desde una manzana hasta una televisión, procede de estas 88 variedades básicas de la materia. Esto quiere decir que absolutamente todo lo que te rodea está formado por la combinación de esos 88 elementos.

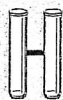
En la actualidad se conocen más de 110 elementos químicos. Los adicionales a los 88 naturales han sido obtenidos por los científicos de manera artificial, a través de reacciones nucleares.

Berzelius, introduce hacia 1820 los símbolos de los elementos que conocemos hoy. Se trata de una o dos letras (la primera siempre mayúscula) que se derivan en ocasiones de sus nombres en griego, latín o de la propia lengua del descubridor.

Los símbolos químicos son un tipo de alfabeto científico. Al igual que las letras del alfabeto se utilizan para construir palabras, en este caso las fórmulas químicas representan ya sea a elementos o a compuestos.

**Figura 2.17**

No es fácil imaginárselo, pero el timbre del teléfono está formado por una colección de 42 elementos, donde se incluyen algunos exóticos como el vanadio (V), el paladio (Pd), el berilio (Be), el indio (In) y el molibdeno (Mo). Tampoco es fácil darse cuenta que en un día común utilizas compuestos de selenio (Se) que se encuentran en el champú, o de circonio (Zr) en el desodorante, o de flúor (F) en la pasta de dientes, o de yodo (I) en algunos desinfectantes. Todos éstos son elementos químicos.

**HERRAMIENTA:****Los símbolos de los elementos**

Es importante recordar o aprender los símbolos elementales más comúnmente utilizados en este libro, que son los siguientes:

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
azufre	S	aluminio	Al	bromo	Br
carbono	C	calcio	Ca	cloro	Cl
fósforo	P	magnesio	Mg	flúor	F
hidrógeno	H	mercurio	Hg	plata	Ag
nitrógeno	N	silicio	Si	plomo	Pb

DESCÚBRELO TÚ: ¿Elemento o compuesto?

El azúcar de mesa, ¿es un elemento o un compuesto?

Material

- 2 g de azúcar
- Tubo de ensayo
- Pinza para tubo de ensayo
- Mechero

Procedimiento

Coloca el azúcar en un tubo de ensayo. Toma el tubo con las pinzas y caliéntalo con un mechero hasta que dejes de observar algún cambio. Anota todas tus observaciones. ¿Qué elementos reconoces? ¿Se desprende algún gas? Si es así, ¿de qué gas crees que se trata?

Entonces, el azúcar, ¿es un elemento o un compuesto?



QUÍMICA IBEROAMERICANA:² Elementos descubiertos y producidos

En el siglo XVIII se conocían 31 elementos químicos. En 1782 un español, don Fausto de Elhúyar descubrió en el País Vasco, antes de trasladarse a la Nueva España a dirigir el Real Seminario de Minería, el elemento químico hoy llamado tungsteno, al que denominó wolframio. Por ello su símbolo es W.

Pero, de todos los elementos, ¿cuántos más se han descubierto en Iberoamérica?

La primera aportación local a la tabla de los elementos fue el platino, conocido por los indígenas sudamericanos y presentado al mundo científico en 1748. Salvo esta contribución prehispánica, el vanadio fue el primer elemento revelado en América. Fue descubierto en 1801, como resultado del estudio de un mineral de

Zimapán, Hidalgo, por Andrés Manuel del Río, español afincado en México. Lo llamó eritronio pero en Europa lo convencieron de que lo había confundido con el cromo, lo que en realidad resultó falso.

Este elemento fue vuelto a descubrir en 1830 por el sueco Nils Gabriel Sefstrom y bautizado por él como vanadio, con símbolo V, en honor a Vanadis, diosa escandinava de la juventud y la belleza.

Hoy la producción de elementos, en Latinoamérica es una industria importante. En la tabla 2.2 vemos algunos ejemplos. Esperamos que no tengas dudas de los nombres a los que se refiere cada símbolo, si no es el caso, consulta el Apéndice 2.



Figura 2.18

Andrés Manuel del Río (1765-1849). Naturalista y químico nacido en Madrid, España, y muerto en México. Se trasladó a este país en 1794, al ser creado en 1792 el Real Seminario de Minería, adonde llegó con Fausto de Elhúyar, descubridor del wolframio o tungsteno, Francisco Antonio Bataller, Luis Linder y Federico Sonneschmidt. En 1801, en un mineral de Zimapán, Hidalgo, extrajo un nuevo elemento al que llamó eritronio y el que posteriormente recibió el nombre de vanadio. Daba sus clases con el libro de *Química* de Lavoisier, primero traducido al español en México que en España. Fue autor del libro *Elementos de oritognosia*. Fue nombrado en 1820 diputado a Cortes y defendió la independencia de México. Se quedó en este país al formarse como una nueva nación y continuó laborando como químico hasta su muerte.

² Esta sección recoge hechos y aportaciones a la química realizados en Iberoamérica.

Tabla 2.2

Principales países mineros de América Latina y el lugar que ocupan en la producción mundial de algunos elementos químicos. (Fuente: "U.S. Geological Survey", *Mineral Commodity Summaries* febrero de 1997).

Brasil	México	Perú	Chile	Bolivia	Argentina	Cuba	Venezuela	República Dominicana
Li 9°			Li 1°		Li 10°			
Be 3°								
C 5°	C 4°	B 6°	B 4°	B 7°	B 3°			
F 6°	N 8°							
Na 10°	F 2°							
Mg 8°	Na 7°							
Al 5°								
Si 8°							Al 7°	
	S 5°							
Ca 6°	Cl 7°							
Cr 6°	Ca 5°							
Mn 5°								
Fe 7°	Mn 9°							
Ni 9°						Co 6°		Ni 7°
						Ni 6°		
Nb 1°								
	Cu 8°	Cu 7°	Cu 1°					
	Zn 6°	Zn 4°						
	Sr 1°							
	Mo 6°	Mo 5°	Mo 2°					
		Rh 3°	Rh 2°					
	Ag 1°	Ag 2°						
	Cd 7°							
		Sn 2°	I 2°	Sn 4°				
	Ba 5°							
Ta 2°								
Au 7°								
	Hg 7°							
	Pb 6°	Pb 5°						
	Bi 2°	Bi 1°						

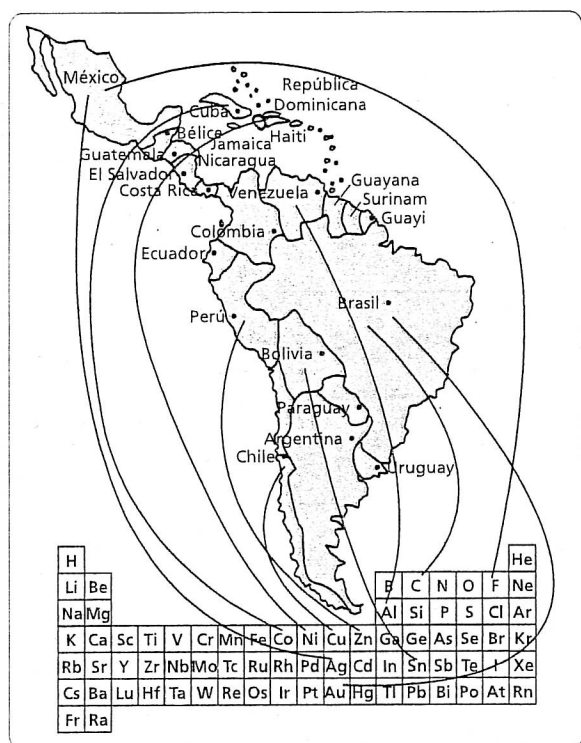


Figura 2.19
Mapa de la región latinoamericana y principales
productores de elementos.

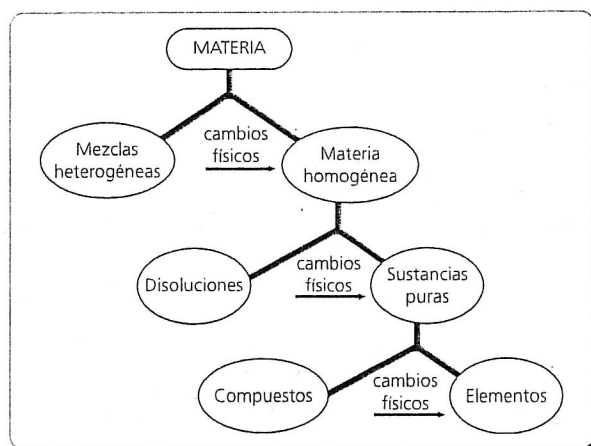


Figura 2.20
Mapa
conceptual
de los tipos de
materia.

Análisis químico elemental

Un compuesto determinado está formado por los mismos elementos, y éstos siempre están presentes en las mismas proporciones en peso,³ lo que se conoce como la **Ley de las Proporciones Constantes**.

Por ejemplo, el cloruro de sodio o sal común contiene dos elementos: cerca de 40% del peso es sodio y el 60% restante es cloro. Esto es independiente de la forma en la que se obtuvo dicha sal. Si es sal, tendrá siempre esa misma proporción en peso de sodio y de cloro.

Igualmente, el agua contiene siempre ocho gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno (11.1% en peso de H y 88.9% en peso de O), sin importar si se obtuvo de un río, de la lluvia o como destilado del agua de mar

$$\%H = 1 \text{ g H} / (1 \text{ g H} + 8 \text{ g O}) \times 100 = 11.1 \% H$$

En la figura 2.20 se resume mucho de lo que hasta ahora hemos hablado de elementos, compuestos y mezclas.

El análisis químico elemental nos permite conocer la composición de los compuestos, es decir, no sólo la presencia de ciertos elementos en ellos sino la proporción en peso de cada uno. Actualmente existen aparatos automatizados que nos informan sobre la composición elemental de una muestra cualquiera de materia.



Figura 2.21
El Mars Pathfinder aterrizó sobre la superficie de Marte el 4 de julio de 1997. De su interior emergió un vehículo, el Sojourner, que tomó muestras de las rocas y suelo a su alrededor. La nave llevaba el equipamiento necesario para que, desde la Tierra, conociéramos la composición elemental de las rocas marcianas.

³ Conviene desde este momento hacer una precisión de los conceptos masa y peso, pues no son lo mismo.

La masa depende de la cantidad de materia y se mide en kilogramos. Mientras tanto, el peso tiene que ver con la fuerza con la que la gravedad atrae a un objeto de cierta masa y se mide en unidades de fuerza, Newton.

Un cuento basta para que veas la diferencia: Un gordito fue a ver a una bruja para solicitarle que le hiciera perder peso. La bruja le concedió su deseo, al reducir a cero la atracción gravitatoria dentro de su casa. Al llegar allí, el gordito flotaba por el techo, como un globo inflado. Sin embargo, su apariencia era la misma. Perdió peso pero no masa, que es lo que quería.

Mientras estemos sobre la superficie terrestre, la fuerza de gravedad es prácticamente constante en cualquier punto. En esas condiciones, el cociente de las masas de dos objetos es exactamente el mismo que el cociente de sus pesos. En ese caso, una masa relativa es exactamente lo mismo que un peso relativo. Podemos usar los dos términos indistintamente. A lo largo de este capítulo hemos preferido el término "peso", para desembocar más tarde en el concepto de "peso atómico".



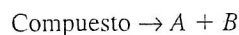
TE TOCA A TI:

Composición en peso

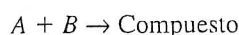
1. Cuenta el número de mujeres y de hombres que hay en tu salón. Supón que el peso de cada una de las mujeres es igual a 50 kg y el de cada uno de los hombres es de 70 kg. ¿Cuál es el porcentaje en peso de las mujeres en tu salón?
2. Dado el porcentaje en peso de las mujeres en otro salón y suponiendo los mismos pesos individuales de cada mujer y hombre del inciso anterior, ¿podrías saber cuál es la relación de hombres a mujeres en el otro salón? Deduce una fórmula matemática que te permita conocer este valor del cociente del número de hombres entre el número de mujeres en dicho salón.
3. Aplica tu ecuación para el siguiente caso: en el salón A el porcentaje en peso de mujeres es de 26.3%. ¿Cuál es el cociente del número de hombres al número de mujeres?
4. Vuelve a aplicar tu fórmula para el salón B, que tiene 58.8% en peso de mujeres.
5. ¿No te parece que podrías estar cerca de poder escribir fórmulas para la composición de hombres y mujeres en cada salón? (Nota: Algo así como M_2H o MH_2).

Hace 200 años, ya se podían hacer análisis elementales de los compuestos para obtener su composición en porcentaje en peso. Esto se hizo con una balanza (de poca precisión) y mediante los procedimientos de análisis y síntesis químicos. Veamos cómo.

Ya sea que un compuesto se descomponga en sus elementos (A y B)



o se sintetice a partir de ellos



hay que obtener experimentalmente los pesos w_A y w_B para obtener el porcentaje en peso de cada elemento en ese compuesto. Las ecuaciones necesarias son:

$$\%A \text{ (en peso)} = \left[\frac{w_A}{w_A + w_B} \right] \times 100$$

$$\%B \text{ (en peso)} = \left[\frac{w_B}{w_A + w_B} \right] \times 100$$

En ocasiones resultaba difícil medir con exactitud los pesos de A y de B, dada la imprecisión de las balanzas antiguas y las múltiples fuentes de error en las determinaciones. Sin embargo, John Dalton contaba hacia 1800 con un buen número de datos bastante ciertos del porcentaje en peso de los elementos en diversos compuestos.

Por ejemplo, Dalton conoció, entre otros, los análisis del “aire fijado” (hoy dióxido de carbono) y del “aire inflamable” (hoy monóxido de carbono) realizados por Antoine L. Lavoisier a fines del siglo XVIII (ver tabla 2.3).

Los datos de la tabla 2.3 permitían saber qué gas contenía una determinada muestra de cualquiera de los dos. Para ello había que analizarla y averiguar el porcentaje en peso de sus componentes. Con todo lo difícil que pueda ser esa determinación, si el análisis mostraba 28% de oxígeno y 72% de carbono, se podía asegurar que se trataba de “aire fijado”, por ejemplo.

Tabla 2.3

Análisis de Antoine L. Lavoisier

Sustancia	% peso de carbono	% peso de oxígeno	Relación del porcentaje en peso de oxígeno y el porcentaje en peso de carbono
Dióxido de carbono (aire fijado)*	28	72	$72/28 = 2.57$
Monóxido de carbono (aire inflamable)*	44	56	$56/44 = 1.27$

*Nombre que se les daba en aquella época.

Dalton se percató de que los cocientes de la última columna de la tabla eran aproximadamente uno el doble que el otro. Para explicarlo, lo primero que hizo fue suponer una muestra de cada gas con la misma cantidad de carbono y calcular la cantidad de oxígeno presente en ambas, mediante el uso de los porcentajes.

Supongamos que tenemos muestras de aire fijado y aire inflamable que contienen, cada una, 2 g de carbono. Esta cantidad representa el 28% de la cantidad total de aire fijado, y el 44% de la cantidad total del aire inflamable, respectivamente. Podemos calcular la masa total de cada muestra, con las siguientes operaciones sencillas:⁴

Aire fijado	Aire inflamable
2 g de C es a 28%	2 g de C es a 44%
como x es a 100%	como y es a 100%
$x = 7.14$ g de muestra total	$y = 4.54$ g de muestra total

Así, la muestra de aire fijado tiene un peso de 7.14 g, de los cuales 2 g son de carbono. Por lo tanto, tenemos:

$$7.14 \text{ g totales de muestra} - 2 \text{ g de C} = 5.14 \text{ g de oxígeno en el aire fijado}$$

Similarmente, con los datos del aire inflamable se puede realizar la misma operación, con lo cual se obtienen 2.54 g de oxígeno para el aire inflamable. Es evidente que 2.54 g es aproximadamente la mitad del oxígeno presente en el aire fijado (5.14 g). Dalton concluyó que el aire fijado tenía el doble de oxígeno que el aire inflamable.

Interpretó este hecho en términos de la existencia de unas supuestas partículas (**átomos**, fue la palabra griega que Dalton utilizó), o sea, que por cada partícula de carbono, el aire fijado tendría el doble número de partículas de oxígeno que el aire inflamable.

Así, si todas las partículas de carbono tuvieran el mismo peso, habría el mismo número de ellas en cada gramo, sea que el carbono proviniera de "aire fijado" o de "aire inflamable". Lo anterior se desprende de que el peso total (w) de oxígeno en cualquiera de las dos muestras es igual al peso (W) de una partícula de oxígeno multiplicada por el número (N) de partículas presentes:

$$w = NW \quad (2.1)$$

Una analogía puede ayudarte a entender a qué nos referimos. Supón que vas a comprar naranjas y que las naranjas son idénticas entre sí, es decir, que tienen el mismo peso.

⁴ Por el momento haremos uso de "la regla de tres". En el capítulo cinco introduciremos un método más efectivo para resolver problemas de proporcionalidad directa.

Es evidente que el peso total de naranjas que compres dependerá exclusivamente del número de naranjas que elijas, y viceversa, un número de ellas determina perfectamente su peso total.

Dalton encontró que muchos otros compuestos presentaban la misma regularidad, a la que denominó

Ley de las Proporciones Múltiples: los pesos del elemento X que se combinan con un cierto peso fijo del elemento Y para dar lugar a diferentes compuestos, siempre lo hacen en una relación simple de números enteros.

Con estas ideas, Dalton interpretó los resultados de los análisis químicos y concluyó que la relación porcentual en peso de los elementos en los dos gases era diferente porque tenían una distinta proporción de partículas de oxígeno con respecto a las de carbono.

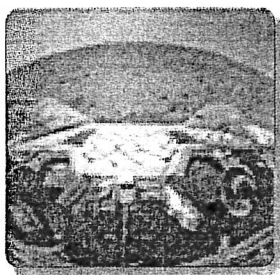


Figura 2.22

En el año 2004 llegaron otras tres naves a Marte. Primero arribó el *Beagle 2*, de la Comunidad Europea, y el 25 de enero de 2004 arribó también el *Spirit* (en la imagen): una plataforma inteligente que tomó fotos de la superficie marciana. A éste siguió el *Opportunity*, otra plataforma exploradora. Después de 90 días, se descubrió que sobre la superficie del Planeta Rojo alguna vez hubo agua líquida, y hoy también sabemos que quizás existieron microbios simples como los que dominaron la Tierra hace 3000 millones de años.

LA HIPÓTESIS ATÓMICA

Nada en nuestra experiencia cotidiana nos indica la existencia real de partículas minúsculas en la materia. El alcance de nuestros sentidos no basta para decidir si la materia es continua o no.

Veamos un ejemplo. Podemos primero mirar la vastedad del mar, luego tomar un vaso del agua del océano, proceder a separar una gota del mismo y más tarde colgar una diminuta cantidad del líquido de la punta de un alfiler. Hasta allí llega nuestra percepción sensorial, un paso ulterior ya no nos permite ver la sustancia. Todas esas muestras de agua de mar, grandes y pequeñas, parecen contener un líquido homogéneo, con toda una serie de propiedades aparentemente iguales. ¿Por qué no pensar que este proceso de miniaturización puede no terminar nunca? ¿Siempre será posible separar una porción más pequeña de agua y otra y otra? ¿O no?

Para no tratar con un compuesto, como el agua, pensemos en el mismo experimento con un pedazo de alambre de cobre. Imagínate que hacemos divisiones sucesivas para tener pedazos cada vez más pequeños. Los pedazos parecen tener las mismas propiedades que el alambre de cobre original.

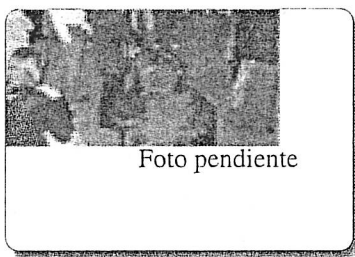


Foto pendiente

Figura 2.23

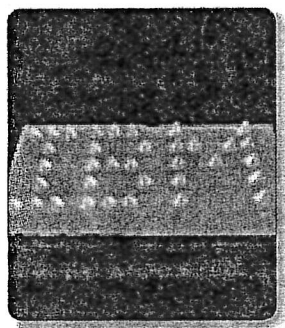
Toda la materia ordinaria está formada por átomos.

de materia que ya no podemos fragmentar sin que pierda las características químicas de la sustancia en cuestión.

Si pudiéramos seguir con las particiones, ¿llegará un momento en que encontremos una partícula que, al dividirla, no conserve las propiedades del alambre original? ¿O siempre será posible continuar con ulteriores divisiones?

Gracias a la ciencia y la tecnología, hemos podido prolongar el alcance de nuestros sentidos con microscopios, sensores, detectores... Y, a esta altura del desarrollo humano, no queda ninguna duda de que llega un momento en que la continuidad de la materia termina estrepitosamente; hay un punto en el que, en efecto, se alcanza una muestra minúscula

Esa partícula es un **átomo**, la partícula más pequeña del elemento que conserva las propiedades químicas del mismo.

**Figura 2.24**

Fotografía de átomos al microscopio. Las letras IBM están formadas por 35 átomos de xenón colocados sobre una matriz de cobre.

Todos los materiales y sustancias que conocemos, están formados por unos cuantos tipos de partículas: los átomos.

En la actualidad existen técnicas que permiten medir las propiedades de los átomos, incluso tomarles fotografías difusas (ver figura 2.24). Aún así, antes de que se pudieran tomar estos acercamientos, los químicos hablaban con confianza de la existencia de los átomos, explicaban sus reacciones y predecían su comportamiento. La evidencia química de su existencia constituye una historia fascinante.

Antecedentes del modelo atómico de Dalton

La idea de la existencia de los átomos surgió con Demócrito de Abdera (siglo IV a. de n.e.) en la antigua Grecia. Sin embargo, las ideas de Demócrito no sirvieron para explicar los fenómenos químicos, puesto que no estaban basadas en evidencias experimentales. Simplemente, podríamos decir que Demócrito tuvo una corazonada que resultó ser acertada.

Tuvieron que transcurrir 21 siglos para que Robert Boyle, entre otros, propusiera que los gases estaban formados por pequeñas partículas, y luego llegar el siglo XIX para que Dalton reviviera los conceptos atómicos de Demócrito, aunque con importantes diferencias:

- Las ideas de Demócrito eran filosóficas, resultado de la reflexión, mientras que las de Dalton se basaban en la observación de las proporciones elementales en los compuestos. Es decir, Dalton explicó con su modelo todo un cúmulo de hechos.
- Demócrito no intentó describir las diferencias entre los distintos átomos, mientras que Dalton sí lo hizo, primordialmente, en función de su diferente peso. Al conocer la composición en peso de una sustancia, Dalton estuvo en la posibilidad de decir qué átomos y en qué proporción constituyen un compuesto.

Así, a partir de los datos de porcentajes de composición en peso de los elementos en muy diversas sustancias, John Dalton propuso, en 1803, que toda la materia está constituida por cierto tipo de partículas que se pueden distinguir por su peso: los átomos. El gran mérito de Dalton fue haber fundamentado su idea en que los átomos de cada elemento se pueden caracterizar por su peso (¡aunque él nunca pudo pesar un átomo aislado!).

Quizá la Ley de la Gravitación Universal de Newton haya sido una inspiración para Dalton.

$$F = \frac{Gm_1m_2}{d^2}$$

La fuerza de atracción entre dos objetos es proporcional al producto de las masas de cada uno y de la inversa del cuadrado de la distancia que los separa. Pero la fórmula dice algo más... dice también que la fuerza de atracción *es independiente* del tipo de materia. Así, dos kilogramos de plomo atraen con la misma fuerza a cinco kilogramos de madera, de azúcar... o de plomo.

Posiblemente Dalton pensó que las sustancias estaban formadas por partículas que se atraían en función de su peso, y que el peso era lo que las caracterizaba.

Los postulados del modelo atómico de Dalton

Los siguientes postulados son los del **modelo atómico de Dalton**. Del quinto de ellos se deriva inmediatamente la Ley de las Proporciones Múltiples.

1. Todas las sustancias están formadas por átomos.
2. Los átomos son indivisibles.
3. Los átomos del mismo elemento tienen igual peso.
4. Los átomos de diferentes elementos tienen diferente peso.⁵
5. Los compuestos resultan de la combinación de los átomos de diferentes elementos, siempre en proporciones de números enteros pequeños. (Ejemplo: Dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono, en el "aire fijado"; o un átomo de oxígeno por cada átomo de carbono, en el "aire inflamable").
6. Las reacciones químicas ocurren cuando los átomos se separan, se juntan o se reacomodan. Sin embargo, los átomos de un elemento no se transforman en átomos de otro elemento durante una reacción química.

El modelo de Dalton no habla acerca de cómo están constituidos los átomos, sólo de su existencia.

Los pesos atómicos relativos de Dalton

Las interpretaciones de Dalton acerca de la composición de los compuestos pueden resumirse en una simple ecuación algebraica, construida a partir de la ecuación (2.1), si ahora el número de partículas es igual al número de átomos

$$\frac{w_1}{w_2} = \frac{N_1 W_1}{N_2 W_2}$$

En esta ecuación, $w_{1,2}$ representan el peso total de cada elemento presente en una muestra de compuesto, tal cual es determinada en el laboratorio; $N_{1,2}$, el número de átomos de cada elemento en la misma muestra y $W_{1,2}$, el peso de un átomo del elemento 1 o del elemento 2. Es innecesario señalar que los únicos datos experimentales disponibles para Dalton eran los pesos totales $w_{1,2}$. Sin embargo, si un compuesto estuviera formado siempre por el mismo número de átomos de 1 que de 2, esto es $N_1 = N_2$ podríamos anular las " N " en la ecuación anterior y escribir:

$$\frac{w_1}{w_2} = \frac{W_1}{W_2}$$



Figura 2.25

La tabla de pesos atómicos de Dalton, con los símbolos de aquella época. Cuando Dalton asigna un peso atómico de 167 al mercurio, quería decir que este átomo era 167 veces más pesado que el hidrógeno (el dato actual es de 200,6 veces más pesado).

Tan simple como lo anterior (pero ocurrió hace menos de 200 años) fue lo que se le ocurrió a Dalton. Si la evidencia era que $w_1 = 8$ gramos de oxígeno se combinaban con $w_2 = 1$ gramo de hidrógeno (y si la relación del número de átomos de cada elemento fuese uno a uno) entonces un átomo de oxígeno pesaría 8 veces lo que un átomo de hidrógeno: o sea, el **peso atómico relativo** del oxígeno con respecto al del hidrógeno sería 8.

⁵ Nótese que no es repetición del postulado 3; tú tienes un nombre y sólo uno, pero puede haber otra persona que tenga tu mismo nombre.



TE TOCA A TI:

Relación de átomos

De acuerdo con los datos de la tabla 2.3, el aire fijado tiene el doble número de átomos de oxígeno por átomo de carbono que el aire inflamable. ¿Estos datos son suficientes para establecer las fórmulas CO_2 y CO para

cada uno de los gases? ¿Por qué no podría tratarse de CO_4 y CO_2 o de CO_6 y CO_3 ? ¿Hay que tomar alguna consideración adicional para decidirse por un par de fórmulas?

De esta forma Dalton obtuvo los valores de los pesos atómicos de los elementos relativos al hidrógeno (ver figura 2.25).

Estos datos se refieren a cocientes entre dos pesos, por lo que no tienen unidades. Se asigna arbitrariamente al hidrógeno como base de la escala, por tratarse del más ligero de los átomos. Su peso relativo es, por lo tanto, de una unidad.

Dalton pensaba que los compuestos más estables y abundantes formados exclusivamente por dos elementos, consistirían de moléculas con un átomo de cada uno de ellos. De esta forma, el agua, el amoníaco y el cloruro de hidrógeno tenían para Dalton las fórmulas HO , NH y HCl . Si esto estaba mal, como de hecho lo sabemos hoy en los primeros dos casos, los pesos atómicos de oxígeno y nitrógeno tendrían que estar equivocados. No cabe duda de que “los genios” también yerran. El grave problema fue que este error provocó que la tabla de pesos atómicos fuera incorrecta: en el oxígeno por un factor de dos y en el nitrógeno por un factor de tres.

LA MATERIA SE TRANSFORMA: MOLÉCULAS Y FÓRMULAS

Una de las propiedades más relevantes de un átomo es su peso atómico relativo (con relación al átomo de hidrógeno o al de cualquier otro elemento que se desee establecer como base). Los valores de los pesos atómicos fueron fundamentales en el desarrollo de la tabla periódica. Después de los errores de Dalton al respecto hubo varios trabajos (de Gay-Lussac, Avogadro y Cannizzaro) en los que fueron corregidos finalmente. No obstante, la comunidad científica tardó varias décadas en reconocer como válidos los nuevos resultados. Acerquémonos a esa parte de la historia que se desarrolla en la primera mitad del siglo XIX.

Ley de los Volúmenes en Combinación

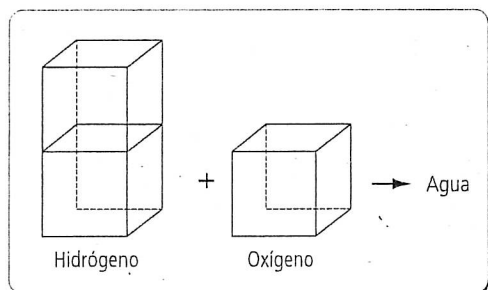
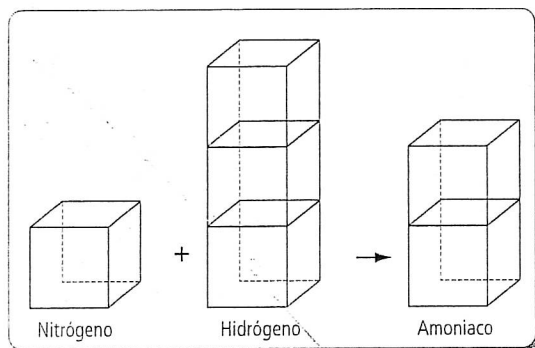


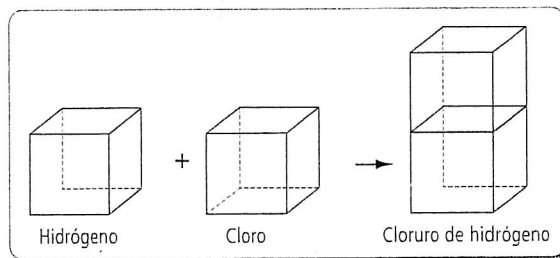
Figura 2.26
Relación de volúmenes en la síntesis del agua.

En el mismo año en que Dalton postula su teoría atómica, J.L. Gay-Lussac realizó una cuidadosa síntesis del agua. Encontró, sin lugar a equivocación, que dos volúmenes de hidrógeno gaseoso se combinan con un volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de agua gaseosa (ver figura 2.26).

Con el estudio de otras reacciones donde participaban gases, Gay-Lussac obtuvo siempre relaciones sencillas de números enteros en los volúmenes que se combinaban. Para la síntesis del amoníaco encontró que un volumen de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno, para dar dos de amoníaco (ver figura 2.27).

**Figura 2.27**

Síntesis del amoníaco. La relación de volúmenes es 1 de nitrógeno por 3 de hidrógeno para dar 2 de amoníaco.

**Figura 2.28**

Un volumen de hidrógeno y uno de cloro resultan en dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

De manera similar, la relación de volúmenes en la síntesis del cloruro de hidrógeno se presenta en la figura 2.28.

Estos resultados sugerían que las fórmulas de Dalton para agua, amoníaco y cloruro de hidrógeno no tendrían que ser similares necesariamente, es decir, todas con un átomo de cada elemento. No era lógico que sus elementos reaccionaran en diferentes proporciones de volumen cuando se combinaban, si en la fórmula propuesta aparece un átomo de cada uno.

Cuando los volúmenes de los gases que participan en una reacción se miden a la misma temperatura y presión, existen entre ellos relaciones sencillas de números enteros pequeños.

Hipótesis de Avogadro

La conexión entre los volúmenes que se combinaban para dar ciertos compuestos y las fórmulas correctas del producto formado fue planteada por el italiano Amadeo Avogadro. Su aportación se resume en los siguientes dos puntos:

- a) En las mismas condiciones de temperatura y presión, dos gases que ocupan el mismo volumen contienen el mismo número de moléculas.
- b) Ciertos elementos presentan moléculas diatómicas, es decir, pares de sus átomos forman agregados estables.

El primer enunciado, conocido como la Hipótesis de Avogadro, es realmente aventurado para su época. ¿A quién podría ocurrírsele que un gas compuesto por moléculas enormes ocupara el mismo volumen que otro con moléculas muy reducidas, cuando la intuición nos dice que los objetos grandes ocupan más volumen que los pequeños?

No obstante, Avogadro tuvo razón. En un gas las distancias entre las moléculas son tan grandes que podemos decir que la mayor parte de un gas es espacio vacío. El volumen ocupado por las moléculas es mínimo, si lo comparamos con el volumen total que ocupa el gas.

Desafortunadamente nadie hizo caso de las locas propuestas de Avogadro. Dalton era ya famoso en esa época y no soportó la idea de que Avogadro lo corrigiera. Además, argumentó que Gay-Lussac había cometido errores en sus mediciones.

Los pesos atómicos de Cannizzaro

Debido a ello, el trabajo de Avogadro fue olvidado por casi 40 años, hasta que Stanislao Cannizzaro lo retoma y con ello logra corregir la tabla de pesos atómicos de Dalton.

Cannizzaro utilizó las ideas de Avogadro, al considerar que los elementos podían formar moléculas diatómicas. Además, empleó la ecuación general del estado gaseoso (que ya se conocía en ese momento y que tú conocerás en el capítulo 7) para calcular los pesos atómicos a partir de la densidad de los gases. Construyó una tabla esencialmente correcta de pesos atómicos. La presentación de sus ideas en un congreso científico en 1860, en Karlsruhe, Alemania, revolucionó el mundo de la química, la cual pudo evolucionar mucho más rápidamente desde ese momento.

Con la tabla correcta de pesos atómicos relativos en la mano se pudieron escribir las fórmulas químicas correctas y surgió la inquietud por acomodar sistemáticamente los elementos: la tabla periódica.

DESCÚBRELO TÚ: Moléculas diatómicas, fórmulas y pesos atómicos

¿Puede ser útil una analogía para entender que algunos elementos presentan moléculas con más de un átomo? ¿Es posible atisbar que la fórmula del agua es H_2O y que el peso atómico relativo del oxígeno es 16 y no 8?

PRIMERA PARTE: Coruro de hidrógeno

Bases de la analogía

1. Un átomo de hidrógeno se representa por un clip pequeño.
2. Un átomo de cloro se representa por un clip estilo mariposa.
3. Supón que la molécula de hidrógeno es monoatómica, lo mismo que la de cloro.
4. Construye una molécula de cloruro de hidrógeno como te plazca, enlazando uno o más clips pequeños (átomos de hidrógeno) con uno o más clips mariposa (átomos de cloro).
5. Recuerda que un volumen dado de cualquier gas contiene el mismo número de moléculas. En nuestro caso, un volumen de gas va a ser representado por una hoja de papel plana que contiene tres moléculas, ni una más ni una menos.

Problema

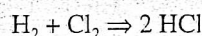
6. Prueba si la hipótesis (3) de monoatomicidad de cloro e hidrógeno te permite construir, con hojas de papel y clips, el modelo de una reacción quími-

ca hipotética de síntesis del cloruro de hidrógeno, que cumpla a la vez:

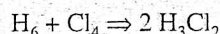
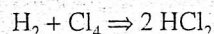
- Con la Ley de Volúmenes en Combinación de la figura 2.28: **una** hoja de papel, cada una con tres moléculas de hidrógeno (un volumen de gas hidrógeno), más **una** hoja de papel con tres moléculas de cloro hechas con clips mariposa (un volumen de gas cloro), nos produce **dos** hojas de papel con tres moléculas de cloruro de hidrógeno cada una (dos volúmenes de cloruro de hidrógeno);
 - y con la Ley de Conservación de la Materia: el número de clips pequeños y mariposa es el mismo antes y después de la reacción.
7. Si es necesario, cambia la fórmula de la molécula de cloruro de hidrógeno del punto 4 para que tu reacción se ajuste a la Ley de Conservación de la Materia. ¿Verdad que no hay manera posible? Todo parece indicar que las moléculas de hidrógeno y de cloro no pueden ser monoatómicas.
 8. Modifica entonces el paso 3, construyendo moléculas de hidrógeno con dos, tres... clips pequeños enlazados, y moléculas de cloro también con dos, tres... clips mariposa enlazados, hasta que encuentres una solución consistente con las dos leyes expresadas en el paso 6.
 9. ¿Obtuviste alguna solución cuando las moléculas de hidrógeno y cloro no son monoatómicas?

Si contestaste afirmativamente el paso 9, acertaste igual que Avogadro. No te preocupes si no alcanzaste

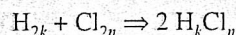
el resultado más simple, que es el aceptado actualmente:



pues son factibles muchas otras soluciones, como las siguientes:



casos particulares de la solución general



donde k y n son dos números enteros cualesquiera. Lo que sí es evidente es que las moléculas de los reactivos no pueden ser monoatómicas, sino formadas por un número par de átomos.

SEGUNDA PARTE: Agua

Bases de la analogía

1. Un átomo de hidrógeno será un clip pequeño.
2. Un átomo de oxígeno, un clip mariposa.
3. Escoge un modelo de la molécula del hidrógeno, sea con dos, cuatro, seis... clips pequeños enlazados (ya sabemos de la primera parte que esta molécula está formada por un número par de átomos).
4. Selecciona un modelo de la molécula del oxígeno, con un clip mariposa o dos, tres... de ellos enlazados (de este gas no tenemos información con respecto a sus moléculas).
5. Escoge un modelo de molécula de agua con uno o más clips pequeños (átomos de hidrógeno) enlazados a uno o más clips mariposa (átomos de oxígeno).
6. Sea cual haya sido el modelo de las moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua que hayas elegido construir, cabrán exactamente tres de ellas en una hoja de papel (Hipótesis de Avogadro).

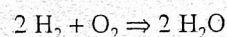
Problema

7. Prueba si tu elección de modelos moleculares te permite construir el modelo de una reacción química hipotética de síntesis del agua a partir de sus elementos, que cumpla a la vez:
 - Con la Ley de Volúmenes en Combinación para la síntesis del agua (ver figura 2.26): **dos** hojas de papel cada una con tres moléculas de hidrógeno (dos volúmenes de gas hidrógeno), más **una** hoja de papel con solamente tres moléculas de oxígeno (un volumen de gas

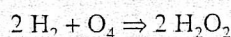
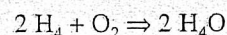
oxígeno), resulta en **dos** hojas de papel con tres moléculas de agua (dos volúmenes de agua gaseosa);

- y con la Ley de Conservación de la Materia: el número de clips pequeños y mariposa es el mismo antes y después de la reacción.
8. Si tu modelo de reacción falla en cumplir con ambas leyes, vuelve a intentar modelos de moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua en los pasos (3) a (5), hasta que lo logres.

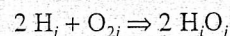
Quizá te hayas encontrado con una desagradable sorpresa respecto a la fórmula del agua, al hallar un resultado diferente al conocido:



pues son factibles otras posibilidades, como éstas:



o la más general



donde i es un par (eso habíamos obtenido en la analogía de la primera parte) y j es un entero cualquiera. Lo que sí es evidente y sorprendente es que de nuevo la molécula de oxígeno no es monoatómica, sino que consta de un número par de átomos, $2j$.

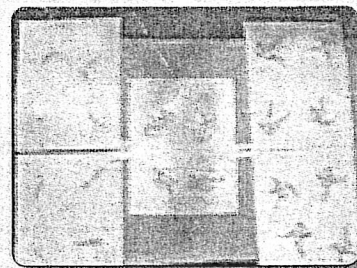


Figura 2.29

Uno de los resultados posibles de la analogía del agua.

Peso atómico del oxígeno: 16

Avogadro y Cannizzaro optaron por la reacción más simple, $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Si tu modelo de reacción no fue precisamente éste, constrúyelo con los clips, como en la figura 2.29. Mira las hojas de papel de los reactivos (hidrógeno y oxígeno) y cuenta los clips (átomos) pequeños y de mariposa que hay en ellas: *partiste del doble número de átomos de hidrógeno (12) que de oxígeno (seis)*. A partir del dato experimental de que la hoja de papel con seis átomos de oxígeno es *ocho veces más pesada* que las dos hojas con los 12 átomos de

hidrógeno, concluye cuál es el cociente del peso de un clip mariposa (átomo de oxígeno) entre un clip pequeño (átomo de hidrógeno). O sea, si seis clips mariposa pesan ocho veces lo que 12 clips pequeños, ¿cuál es el

peso de un clip mariposa con respecto a uno pequeño? ¿Ves?, así, sin pesar nunca un clip pequeño o mariposa pudiste concluir algo sobre sus pesos relativos, como ocurrió en el siglo XIX.

Fórmulas químicas

A pesar de los errores de Dalton al determinar las fórmulas, gracias a las correcciones posteriores la idea esencial prevaleció y fue empleada para determinar los pesos atómicos que hoy conocemos y utilizamos, y sobre los que abundaremos un poco más en el capítulo 5.

Una vez aceptada la existencia de los átomos, las fórmulas químicas se pueden reinterpretar. Cuando nos referimos al cloruro de sodio como NaCl, ello debe entenderse como que ese compuesto contiene un átomo de sodio por cada átomo de cloro. Otros ejemplos:

- En la fórmula Na_2S se expresa de forma resumida que en el sulfuro de sodio existen dos átomos de sodio por cada átomo de azufre.
- En la fórmula Na_2SO_4 se indica que en el sulfato de sodio se tienen cuatro átomos de oxígeno por cada átomo de azufre y, además, dos átomos de sodio por cada uno de azufre.
- En la fórmula CH se especifica que en un cierto compuesto existe un átomo de carbono por cada átomo de hidrógeno.

En algunos casos, las fórmulas se refieren no sólo a una proporción dada de los átomos de cada elemento presentes en un compuesto, sino a la existencia misma de una **molécula** con esa fórmula, o sea, a la presencia de agregados estables constituidos por unos pocos átomos, y que forman los “bloques constructivos” de dicho compuesto. No puede saberse, de antemano, cuál fórmula química corresponde a una fórmula molecular, ya que se requiere de un estudio sistemático del compuesto para averiguarlo. Los siguientes son ejemplos de **fórmulas moleculares** (ver figura 2.30):

- CO_2 es la fórmula molecular del dióxido de carbono. Este compuesto está constituido por moléculas en las que un átomo de carbono está enlazado a dos de oxígeno.
- C_2H_2 es la fórmula molecular del acetileno.
- C_6H_6 es la fórmula molecular del benceno.
- NH_3 es la fórmula molecular del amoníaco.
- N_2H_4 es la fórmula molecular de la hidracina.

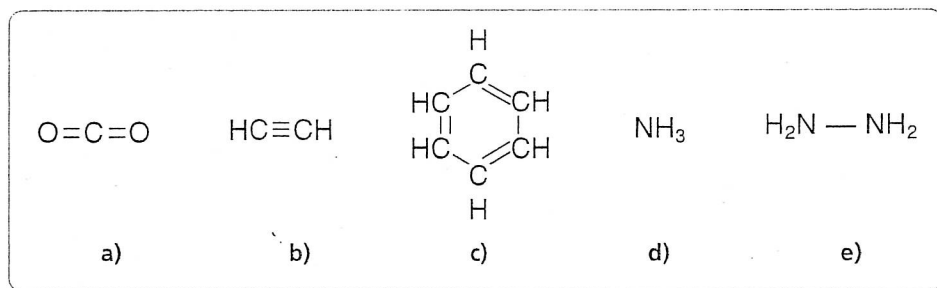


Figura 2.30

Las fórmulas moleculares responden a la presencia de agregados estables de átomos (moléculas) en ciertos compuestos. **a)** Dióxido de carbono. **b)** Acetileno. **c)** Benceno. **d)** Amoníaco. **e)** Hidracina.

Es importante hacer notar que tanto el acetileno como el benceno tienen moléculas con el mismo número de átomos de carbono que de hidrógeno. Para ambos compuestos aplicaría la fórmula química CH , que se conoce en este caso como **fórmula mínima**, o sea, una que representa solamente la relación de composición de átomos de cada elemento, llevada a su mínima expresión en números enteros. En este mismo sentido, la fórmula mínima de la hidracina sería NH_2 .

En resumen:

- Una fórmula química expresa las proporciones relativas de los átomos que constituyen el compuesto.
- Una fórmula molecular, además, expresa el número de átomos de cada elemento que forman una molécula del compuesto. Solamente se emplea en el caso de que el compuesto esté realmente constituido por moléculas.
- Una fórmula mínima es la reducción de una fórmula molecular a su mínima expresión entera.

INTRODUCCIÓN A LA TABLA PERIÓDICA

El descubrimiento de la periodicidad en las propiedades de los elementos se da, como mucho de nuestro conocimiento, a partir de la confianza de que la naturaleza presenta un alto grado de orden y regularidad.

En esencia, la tabla periódica es la síntesis de una enorme cantidad de conocimiento empírico acerca del comportamiento químico de las sustancias elementales y compuestas. Ciertamente, sin embargo, no dice nada acerca del por qué de tal comportamiento, cuestión que se elucidó en el siglo XX.

Hacia 1830 se conocían 55 elementos, pero no había claridad acerca de cómo ordenarlos de forma sistemática de acuerdo con un patrón de similitud en su comportamiento.

En 1860 se celebró el Primer Congreso de Química (en Karlsruhe, Alemania) y, aunque no se llegó a acuerdos, Stanislao Cannizzaro logró filtrar una idea importante:

“Aprovechemos las propiedades físicas en la determinación de los pesos atómicos”.

Como las relaciones entre la física y la química, o más bien, entre los físicos y los químicos de entonces no eran muy buenas (incluso se hablaba de “átomos físicos”, distintos por supuesto de los “átomos químicos”), la sugerencia de Cannizzaro fue novedosa... y provechosa. Poco tiempo después se aceptaron los valores de los pesos atómicos que propuso, con los que se pudo hacer un primer ordenamiento de los elementos.

Varias de las propuestas incompletas, que habían surgido y surgieron entonces, con respecto a la existencia de comportamientos similares para los diversos elementos (como las tríadas de J.W. Döbereiner, la hélix telúrica de De Chancourtois, o las octavas de Newlands) dieron entonces paso a la contribución definitiva de Dimitri I. Mendeleiev y J. Lothar Meyer quienes, de manera independiente y casi simultánea, dieron con la respuesta: la Ley Periódica.

Meyer construyó la gráfica de la figura 2.31, conocida como “curva de Lothar Meyer”. El llamado **volumen atómico** se obtiene como el cociente del peso atómico relativo del elemento entre su densidad como líquido o sólido. En la figura resulta claro el comportamiento periódico de esta propiedad. Es evidente, por ejemplo, que los máximos volúmenes se dan en los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb y Cs) y que hay una recurrencia con un período ciertamente variable.

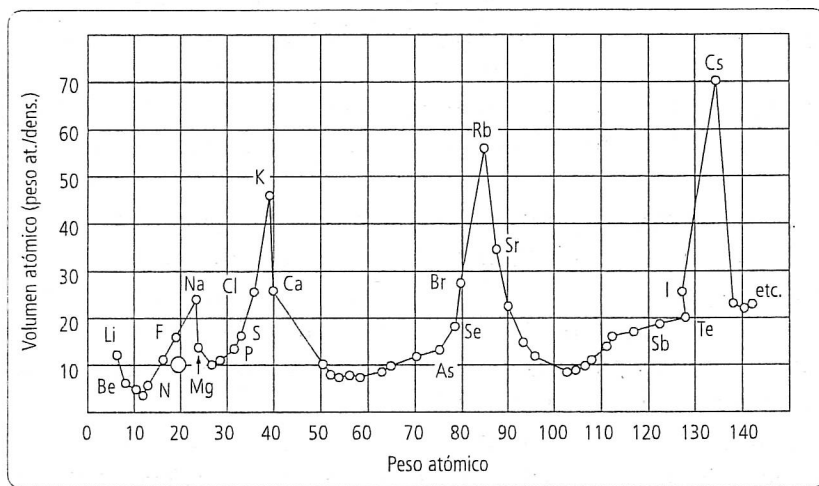


Figura 2.31

Gráfica de volúmenes atómicos de Lothar Meyer.

De las muy diversas formas de comportamiento químico de los 63 elementos conocidos en tiempos de Mendeleiev hay una, muy peculiar, considerada como fundamental por el genio ruso: la valencia.

El concepto de valencia se debe a Edward Frankland y se refiere a la “capacidad de combinación” de los átomos de un elemento con otro. Debemos decir que las palabras *valiente*, *valor* y... *valer* son del mismo origen etimológico que *valencia*.

Las valencias más comunes de los elementos pueden obtenerse al observar cómo participa en la fórmula de sus compuestos:

- El hidrógeno tiene una valencia de uno. Nunca se enlaza más de un átomo de otro elemento a un dado átomo de hidrógeno.
- En el agua, como el oxígeno está combinado con dos átomos de H, su valencia es dos.
- En el amoníaco, el nitrógeno está combinado con tres hidrógenos, así que su valencia es de tres.
- El carbono presenta una valencia de 4 en muchos compuestos, pues reacciona ya sea con cuatro hidrógenos (para formar metano, CH_4), o con dos oxígenos (para dar dióxido de carbono, CO_2).
- Dependiendo cómo esté combinado con otros, un elemento puede tener más de una valencia. Por ejemplo, el carbono es divalente en el CO y tetravalente en el CO_2 ; el azufre es divalente en el H_2S , tetravalente en el SO_2 y hexavalente en el SO_3 .

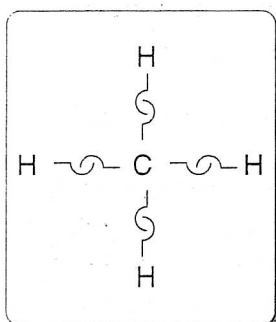


Figura 2.32

Un átomo con valencia cuatro o tetravalente era un átomo con cuatro ganchos enlazantes.

La forma en que se representaba la valencia nos puede parecer hoy ingenua (como muchas ideas del pasado), pero era efectiva y simple: un átomo con valencia cuatro, como el carbono, era un átomo con cuatro “ganchos” que le permitían atrapar a otros cuatro átomos univalentes. La valencia era igual al número de ganchos que tenía cada átomo para enlazarse con otros (ver figura 2.32).

La tabla 2.4 muestra de qué manera Mendeleiev ordenó los elementos por medio de su valencia más común. En ésta, R representa a cualquier elemento químico. En el primer ejemplo de la tabla, la valencia es igual a uno porque dos átomos de R se combinan con

Tabla 2.4

Valencia de los elementos, mostrada al combinarse con oxígeno o hidrógeno.

Valencia	1	2	3	4	3	2	1
Compuesto	R_2O	R_2O_2	R_2O_3	R_2O_4 H_4R	H_3R	H_2R	HR

un oxígeno, que es divalente. De forma similar, cuando la valencia es igual a cuatro, cada átomo de R se enlaza con dos oxígenos o con cuatro hidrógenos monovalentes.

Parte del éxito de Mendeleiev estriba en que modificó el enfoque del problema. No sólo creyó en el peso atómico como un criterio para ordenar, también consideró las propiedades químicas de los elementos, en especial la valencia. Con ambos criterios, y una enorme intuición, llegó a la tabla periódica. Para su trabajo, en lugar de usar gráficas, como Meyer, empleó un conjunto de tarjetas que tenían escritas las propiedades de los elementos, las cuales ordenaba. De esta manera la periodicidad era más obvia... y más manejable, como si las tarjetas fueran barajas de un mazo que se ordenan sobre la mesa.⁶

Entonces, Mendeleiev escribía un libro de texto que sería mundialmente famoso, donde trató la clasificación de los elementos. Hagamos el intento de construir su tabla.

La construcción de la tabla periódica de Mendeleiev

El tiempo histórico en el que Mendeleiev vivió le permitió hacer dos importantes suposiciones. Una, que no todos los elementos habían sido descubiertos y, la segunda, que los valores de los pesos atómicos tenían un alto grado de incertidumbre. Él pudo seguir su intuición aun cuando estuviera en contra de lo conocido, porque siempre pensó que los elementos faltantes finalmente se descubrirían y que la corrección de los pesos atómicos se daría en algún momento.

El hidrógeno fue colocado en la clasificación de Mendeleiev en una línea para él solo, debido a lo peculiar de sus propiedades. En la segunda línea (o segundo período) colocó los primeros siete elementos, del litio al flúor, ordenados según sus pesos atómicos crecientes (ver tabla 2.5).

Tabla 2.5

Primeras dos filas en la tabla periódica de Mendeleiev.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F

Así acomodados, la valencia de los elementos iba en aumento de izquierda a derecha: 1 en hidrógeno y litio, 2 en berilio, 3 en boro, hasta llegar a 4 en el carbono del centro, y comenzar a descender con 3 en nitrógeno, 2 del oxígeno y 1 del flúor.

Luego colocó los siete siguientes elementos: del sodio al cloro, con el cuidado de corroborar que coincidieran sus propiedades con las del elemento que encabezaba esa columna (ver tabla 2.6). Así, el sodio quedó debajo del litio por ser ambos metales univalentes de baja densidad, que se pueden cortar fácilmente con un cuchillo, que reaccionan con el agua violentamente para dar álcalis, como se conocían a los hidróxidos de litio y sodio.

⁶ Según afirman algunos autores, Mendeleiev era un entusiasta del "solitario".

Tabla 2.6

Tres primeras filas en la tabla de Mendeleiev. Se indica por primera vez el valor de la valencia en el encabezado de las columnas

Valencia	1	2	3	4	3	2	1
	H						
	Li	Be	B	C	N	O	F
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Por ello ambos elementos se conocen como metales alcalinos. Algo similar se corrobora entre berilio y magnesio, que forman parte de la familia de los metales alcalino-térreos, o entre boro y aluminio, y así sucesivamente.

Al iniciar la cuarta línea, el potasio (K) quedó debajo del sodio (con valencia 1) y el calcio (Ca) bajo el magnesio (Mg), ambos divalentes. Las propiedades químicas de los elementos fueron más importantes que los pesos atómicos para el ordenamiento. Si la apariencia y las reacciones químicas del litio, sodio y potasio eran muy semejantes, y lo mismo podía decirse de flúor, cloro y bromo, estos elementos tenían que estar acomodados en las mismas columnas.

Cuando llegó al titanio debió quedar (por su peso atómico) a continuación del calcio. Pero las propiedades químicas del titanio (su tetravalencia en algunos compuestos) lo llevaron a colocarlo debajo del carbono y el silicio. Con ésto el titanio se colocó en la cuarta columna y quedó una vacante. Vale la pena aclarar que después del titanio Mendeleiev colocó los átomos del vanadio al zinc, como puedes observar en la versión final de su tabla en la figura 2.33. A continuación, Mendeleiev pensó que le faltaba conocer dos elementos, el eka aluminio (con peso atómico 68) y el eka silicio (con peso atómico 72), viniendo después el arsénico, el selenio y el bromo, los cuales hemos colocado al final del cuarto período en la tabla 2.7.

El mismo Mendeleiev aclara:

“Los espacios vacíos corresponden a elementos que quizá sean descubiertos con el transcurso del tiempo...”

Tabla 2.7

Las cuatro primeras filas en la tabla de Mendeleiev. El titanio tiene valencia cuatro, como el carbono y el silicio, por lo que don Dimitri lo colocó debajo de éstos y dejó un espacio vacío, que después sería ocupado por el escandio.

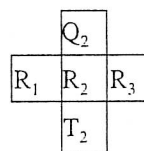
Valencia	1	2	3	4	3	2	1
	H						
	Li	Be	B	C	N	O	F
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	K	Ca	—	Ti	As	Se	Br

ya que:

“Las propiedades de los elementos, lo mismo que las formas y propiedades de sus compuestos, dependen periódicamente o son función periódica, de los pesos atómicos de los elementos”.

El hecho de que se hubieran descubierto nuevos elementos con cierta frecuencia llevó a Mendeleiev a suponer que habría otros aún no identificados, de forma que decidió dejar espacios en blanco cuando no podía “cuadrar” los datos. Sabedor de que más de una vez se habían modificado los valores de los pesos atómicos debido a errores en las mediciones, se tomó la licencia de modificar el orden estricto de “pesos atómicos crecientes” en caso de que algo no ajustara. Un ejemplo; el telurio (masa atómica 127.6, valencia 2) tuvo que colocarlo delante del yodo (masa atómica 126.9, valencia 1) a fin de mantener el primero en la columna de valencia 2 y al yodo en la de valencia 1.

La Ley Periódica no sirvió sólo para determinar algunos pesos atómicos y predecir las propiedades de esos elementos. Mostró analogías insospechadas entre elementos y compuestos y permitió predecir las propiedades de elementos aún no descubiertos. Para ello, una vez más, Mendeleiev explica:



“Si se encuentran en un renglón los elementos R_1 , R_2 y R_3 consecutivos, y si en la columna que contiene al R_2 el elemento Q_2 le precede y el T_2 le sigue, las propiedades de R_2 están determinadas por la media de las propiedades de R_1 , R_3 , Q_2 y T_2 . Así, por ejemplo, el peso atómico de R_2 será:

$$R_2 = \frac{1}{4}(R_1 + R_3 + Q_2 + T_2)$$

En la figura 2.33 se muestra la tabla periódica que Mendeleiev presentó en 1872. Las rayas corresponden a elementos aún no conocidos en esa época. Con los años, uno a uno fueron apareciendo estos “elementos perdidos” y cumplieron todos ellos con las propiedades que Mendeleiev les asignó sin conocerlos.

El primer elemento que confirmó las predicciones de Mendeleiev (1871) fue el galio (Ga), llamado por el ruso “eka-aluminio” (en sánscrito *eka* significa “uno”, algo así como “el primero después del aluminio”). En 1875 Paul Emile Lecoq de Boisbaudran eligió el nombre de “galio” a fin de aliviar un poco el derrotado honor francés por la guerra franco-prusiana. Pero... comparemos lo predicho por don Dimitri con su fórmula para el eka-aluminio con lo que Lecoq obtuvo para el galio:

Propiedad	Eka-aluminio	Galio
Masa atómica	aprox. 68	69.9
Densidad	5.9	5.93
Punto de fusión	bajo	30.1 °C
Fórmula del óxido	Ea_2O_3	Ga_2O_3

De manera análoga las propiedades del escandio, descubierto en 1879, y las del germanio (1886) coincidieron con las predicciones de Mendeleiev, quien a pesar de estos

Dirigido a

Algunos **CAPÍTULO 2** Elementos, compuestos y periodicidad **65**

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Oxidación e hidratos típicos	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2 H_2E	R_2O_5 H_3E	RO_3 H_2E	R_2O_7 H_2E	RO_4
1	H (1)							
2	Li (7)	Be (9)	B (11)	C (12)	N (14)	O (16)	F (19)	
3	Na (23)	Mg (24)	Al (27)	Si (28)	P (31)	S (32)	Cl (35.5)	
4	K (39)	Ca (40)	Sc (44)	Ti (48)	V (51)	Cr (52)	Mn (55)	Fe (56) Co (59) Ni (59)
5								
6	Rb (85)	Sr (88)	Y (89)	Zr (91)	Nb (93)	Mo (96)	Tc (100)	Ru (101) Rh (101) Pd (106) Ag (108)
7	[As 105]	Ce (140)	La (139)	Pr (140)	Sr (140)	Ti (146)	U (147)	
8	Ca (40)	Sc (44)	Ti (48)	Nb (93)				
9								
10								
11	[As 105]	Hg (200)	Tl (204)	Pb (207)	Bi (208)			
12								

Figura 2.33
Clasificación periódica de los elementos, Mendeleiev (1872).

éxitos se hallaba insatisfecho por el gran número de huecos existentes en el renglón del cesio.

En 1894, cuando fue descubierto el argón, el primer “gas noble” no se conocía ninguna sustancia no reactiva. Consistente con la tabla periódica de Mendeleiev, este elemento fue colocado en la octava columna, donde le correspondía la valencia 0. Esto implicaba la existencia de otros gases ¡que fueron descubiertos en los años siguientes! Helio, neón, kriptón y xenón se ajustaron a la tabla, tanto por sus pesos atómicos como por su no-reactividad. Hubo, con todo, algunos ajustes (o “trampas”, como se prefiera): entre el argón y el potasio las masas atómicas no siguen un orden creciente, ya que el argón tuvo que intercambiarse con el potasio para que quedara en la columna de valencia cero.

Dimitri Mendeleiev, vivió hasta 1907 para presenciar buena parte de los descubrimientos que ratificaron sus predicciones.

Tabla periódica larga

La tabla 2.8 presenta la llamada “tabla periódica larga moderna”. Existen similitudes con la de Mendeleiev, pero también algunas diferencias. Los gases nobles se encuentran en el último grupo, a la derecha. Las columnas ya no se ven encabezadas por la valencia, sino por una numeración progresiva de los 18 grupos o familias de elementos. Los nombres y pesos atómicos de todos ellos se pueden encontrar en el Apéndice 2.

Las siguientes cuestiones son importantes en la tabla periódica larga:

- Los llamados “elementos representativos”, que hemos presentado en las tablas anteriores, se encuentran en los grupos 1, 2 y 13 a 18.
- Los elementos en los grupos 3 a 12 son los llamados “metales de transición”.
- Los elementos de las dos últimas filas son los “metales de transición interna”. La primera de ellas, los lantánidos, tiene pesos atómicos entre el del lantano, La, y

el del hafnio, Hf. La segunda, o actínidos, los tiene mayores que el actinio, Ac, pero menores que el rutherfordio, Rf.

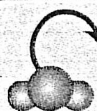
- La mayor parte de los elementos son metales (las casillas con fondo blanco en la tabla 2.8), pues tienen brillo metálico si están pulidos, son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es líquido) y conducen bien la corriente eléctrica y el calor.
- Por el contrario, los llamados “no-metales” (las casillas con fondo más oscuro en la tabla 2.8) no tienen aspecto metálico, algunos son gases, uno es líquido (el bromo) y, los que son sólidos, resultan ser quebradizos, ninguno conduce adecuadamente ni el calor ni la electricidad.
- En la frontera entre los metales y los no-metales existen varios elementos que presentan una mezcla de propiedades, y que se conocen como “metaloides” (los que tienen pantalla intermedia en la tabla).
- En una misma familia se presenta el caso de que algunos elementos son no-metales, otros metaloides y otros metales, como puedes ver en el grupo del carbono. Se dice por ello que el carácter metálico de los elementos se incrementa conforme se desciende en un grupo de la tabla.
- Finalmente, el símbolo de los elementos que por su corta vida radiactiva no están presentes en la naturaleza, se presentan con letras subrayada.

Tabla 2.8.

Tabla periódica larga. Actualmente ya no hay huecos debidos a los elementos por descubrir. Poco a poco fueron apareciendo todos, para dar razón del ordenamiento de Mendeleiev.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	<u>Tc</u>	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac ^o	<u>Rf</u>	<u>Ha</u>	<u>Sg</u>	<u>Ns</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>									
*Lantánidos			Ce	Pr	Nd	<u>Pm</u>	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
°Actínidos			Th	Pa	U	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>	<u>Lr</u>	

Así como las leyes de Kepler describían el movimiento de los planetas sin explicarlo (hasta que llegó Newton), la Ley Periódica de Mendeleiev sólo describía propiedades químicas. La explicación llegó con la mecánica cuántica en el siglo XX, tema que abordaremos más adelante en esta obra.



TE TOCA A TI:

La predicción de las propiedades

¿Sabes qué es el talio? ¿Alguna vez has escuchado algo acerca de él? Localízalo en una tabla periódica. De sus dos vecinos laterales seguramente sí has oído algo, y tal vez hasta mucho. Lista los efectos de los vecinos laterales del talio en los seres vivos. Con esta informa-

ción, atrevete a hacer una predicción sobre los efectos del talio en los seres vivos. Busca en la bibliografía la información necesaria para corroborar tu predicción. Busca también en la etiqueta de algún raticida comercial si su formulación contiene talio.

DESCÚBRELO TÚ: Metal o no-metal

Colaboración de Rosa María González Muradas.

¿Qué propiedades físicas permiten distinguir a los metales?

La mayoría de nosotros conocemos las propiedades metálicas típicas. Veamos si las podemos identificar en la práctica.

Material

- 8 tubos de ensayo y una gradilla
- Agua destilada
- Probeta graduada de 25 mL
- Dispositivo para medir la conductividad
- Muestras de los siguientes elementos en trozos: azufre, carbono, grafito, estaño, fósforo negro, hierro, magnesio, yodo y zinc.

Procedimiento

Tu profesor te entregará 8 muestras de elementos.

Observación de las propiedades físicas

Observa y anota las siguientes propiedades físicas: color, lustre, forma, maleabilidad y fragilidad.

Determinación de la conductividad eléctrica

Mediante un dispositivo como el de la figura 2.34 determina si pasa la corriente a través de la muestra, tocándola con los electrodos sin que éstos se toquen entre sí.

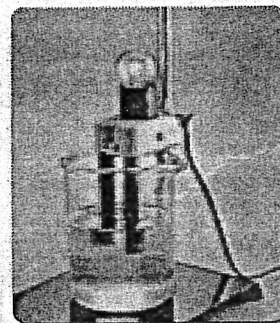


Figura 2.34

Dispositivo para verificar la conductividad eléctrica.

Determinación de la densidad

Para cada uno de los elementos determina el peso de la muestra. Coloca 20 mL de agua en una probeta de 25 mL y añade la muestra del elemento, de manera que quede totalmente sumergida en el agua. Mide la variación en el volumen. Calcula su densidad. Si alguno de los elementos flota en el agua, ¿Qué densidad le asignarías?

Anota tus resultados en una tabla en la que registres las siguientes propiedades: elemento, color, lustre, maleabilidad, fragilidad, conducción de la corriente y densidad.

Intenta clasificar estos elementos como metales o no-metales. Comenta si dicha asignación es inequívoca o si existen algunos datos atípicos que compliquen la clasificación.

DESCÚBRELO TÚ: Sales a la llama

Colaboración de Rosa María González Muradas.

¿Cuál es el catión presente en una sal desconocida?

Al cocinar, ¿has dejado caer alguna vez una poca de sal común sobre el fuego de la estufa? ¿Has notado que el color de la llama cambia a amarillo?

Puedes intentar comparar el color que toma el cloruro de sodio con el del bicarbonato de sodio, presente en la sal de uvas, o con el que produce el hidróxido de sodio de la sosa o lejía para destapar cañerías. Si lo ha-

ces, comprobarás que el color de la llama no varía al cambiar la sustancia, siempre y cuando sea de sodio.

El fenómeno de presentar una coloración particular al exponer las sales al fuego ha sido empleado para identificar los elementos químicos desde mediados del siglo XIX. Kirchhoff y Bunsen (el inventor del mechero que lleva su nombre) descubrieron varios elementos mediante este procedimiento y los nombraron haciendo alusión al color que producen. Así el rubidio obtuvo ese nombre del rojo rubí y el cesio (del latín *caesium*, cielo), del azul.

Material

- Placa de porcelana con 9 celdas.
- Un mechero Bunsen.
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Un tubo de ensayo para el ácido.
- Una puntilla de grafito (puede utilizarse un lápiz, pelando la madera que cubre la puntilla) o alambre de nicromel.
- Sales de los siguientes cationes: Na, K, Ca, Ba, Sr, Cu, Pb, Zn.
- Una sal desconocida.

Procedimiento

Coloca una pequeña cantidad (aproximadamente 0.05g) de cada sal en cada una de las celdas de la placa. Anota su identidad.

Introduce la puntilla de grafito o el alambre de nicromel en el ácido clorhídrico. Ten cuidado al manejar el ácido, dada su corrosividad (si cae en alguna parte de tu cuerpo lávala abundantemente con agua).

Toma con la puntilla un poco de la muestra de la primera sal y llévala a la base de la parte no luminosa de la llama del mechero. Observa y anota en una tabla la coloración que se produce en cada caso.

Si no es muy apreciable el color de la llama, puedes intentar el arreglo de la figura 2.35. La sal se disuelve en unas pocas gotas de agua y se coloca lateralmente sobre el vidrio curvado de unas gafas, justo a la entrada de aire del mechero. El alambre de nicromel se

calienta al rojo vivo en la llama hasta que no muestre emisión colorida (lávalo con ácido clorhídrico varias veces) y con él se toca la disolución de la sal, la cual hierve de inmediato, con lo que entra mezclada con el aire del mechero y produce una llama completa con intenso color.

Lava perfectamente la puntilla con ácido, después de terminar con cada sal. La más difícil de limpiar es la sal de sodio, por lo que te recomendamos que sea la última que utilices.

Realiza la prueba con la sal desconocida. Utiliza para ello una nueva puntilla. Compara el color que ésta presenta a la llama con los obtenidos para las muestras conocidas.

¿Cuál es el catión presente en la sal desconocida?

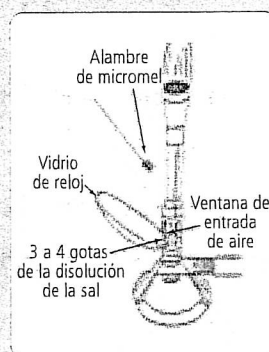


Figura 2.35
Arreglo para hacer más intensa la coloración de la llama en el mechero.



DEL PASADO: **Dimitri Mendeleiev**

Este pilar de la química moderna, nacido en Siberia en 1834, fue el menor de 17 hijos. Cuando tenía 15 años su madre lo acompañó en el largo recorrido hacia Moscú, donde le fue negada la admisión a la Universidad. Continuó su camino hasta San Petersburgo, donde logró entrar al Instituto Pedagógico de la Universidad. Ahí obtuvo el título de químico y fue más tarde titular de la cátedra de química general, así como consejero de la industria rusa del petróleo.

Motivado por su deseo de transmitir a sus estudiantes, en una forma lógica y sistematizada, la ya entonces gran cantidad de información química que se tenía sobre los elementos conocidos, y lamentándose de la no existencia de un buen libro de texto, inició la escritura del suyo.

Figura 2.36

Dimitri Ivanovitch Mendeleiev (1834-1907). Nacido en Siberia en una familia humilde, se educó en San Petersburgo. Fue llevado a Europa junto con otros estudiantes rusos para estudiar química con los maestros más eminentes, como Kirchoff y Bunsen, Kekulé y Erlenmeyer. En 1869 propone su tabla periódica, una de las mayores aportaciones de los seres humanos a la ciencia química. Todos los retratos de Mendeleiev lo muestran con el cabello largo, costumbre que adoptó al cortárselo sólo una vez al año, en la primavera, aunque en otras épocas del año tuviera reuniones importantes.



A diferencia de Dalton, que nunca encontró tiempo para casarse, Mendeleiev se casó por segunda vez a los 42 años. La iglesia ortodoxa rusa lo acusó de bigamo, a pesar de estar divorciado legalmente de su primera esposa. Mendeleiev era ya famoso en aquella época por lo que, cuenta la historia, el zar de Rusia ante las acusaciones que le hicieran sobre el maestro contestó:

"Mendeleiev tiene dos esposas, sí, pero yo tengo un solo Mendeleiev".

El gran éxito de Mendeleiev fue ordenar la información química dispersa existente. En nuestros días la

organización de los datos experimentales es el primer paso para su interpretación correcta.

Así, modificaciones más, modificaciones menos, la tabla periódica llegó para quedarse. Un químico o una química que la conozca puede, sin haber nunca tenido contacto con algún elemento en particular, predecir con bastante precisión muchas de sus propiedades físicas y químicas, con tan sólo conocer su posición en dicha tabla. Sin duda una de las aportaciones más importantes de la humanidad a la química.

PROBLEMAS Y ACTIVIDADES

1. El emperador Diocleciano (ca. 300 de n.e.) ordenó destruir todos los tratados de alquimia. Una de las razones era que, según pensaban, los alquimistas llegarían a producir mucho oro. ¿No es contradictorio? ¿Por qué habrían de prohibirla? ¿En qué afectaba tener mucho oro? ¿Qué repercusiones podría tener hoy una producción masiva de oro?
2. En la antigua China los médicos del Emperador recibían su salario sólo si el Emperador estaba sano. ¿Cómo lo explicas?
3. Con la información que puedas obtener sobre la alquimia, escribe un breve ensayo en el que menciones los aparatos que aún utilizamos de aquella época.
4. Cuando un sólido *A* se calienta se observa que se forma un gas *B* y un sólido blanco *C*. El sólido blanco se descompone también al fundirlo en presencia de la corriente eléctrica, en un gas verde *D* y un líquido metálico *E*. ¿Cuáles de estas sustancias son compuestos y cuáles podrían ser elementos?
5. Utiliza los datos de la tabla 2.3 y calcula la cantidad de oxígeno presente en el aire fijado y en el aire inflamable, cuando la cantidad de carbono en cada una de las muestras es igual a 28 g. La relación porcentual entre el peso de *C* y el peso de *O* en una muestra ¿depende de la cantidad de carbono presente? Justifica tu respuesta.
6. Se tienen muestras de dos gases formados por nitrógeno y oxígeno, exclusivamente. El análisis de su composición muestra los siguientes resultados:

	% en peso de nitrógeno	% en peso de oxígeno
Compuesto 1	46.66	53.33
Compuesto 2	30.43	69.56

¿Cuál de los dos compuestos tienen más oxígeno? Si la masa de nitrógeno es la misma en ambos e igual a 3g, ¿cuántos gramos de oxígeno hay en cada muestra? ¿Se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples?

7. Consulta los siguientes artículos para hacer una semblanza breve de Gay Lussac:
 - a) Laing, M., "Gay-Lussac: Chemist Extraordinary", *J. Chem. Educ.* 1981, 58, 789 (1981).
 - b) Goldwhite, H., "Gay-Lussac After 200 Years", *J. Chem. Educ.* 1978 55, 366 (1978).
8. Vuelve a aplicar la estrategia de los clips de la sección "DESCÚBRELO TÚ: Moléculas diatómicas, fórmulas y pesos atómicos" en el caso de la síntesis del amoníaco, con la ley de volúmenes en combinación de la figura 2.27, para demostrar que la molécula de nitrógeno debe estar formada por un número par de átomos y que la expresión más sencilla de la fórmula de la molécula de amoníaco es NH_3 .
9. Sabiendo que las moléculas de oxígeno y nitrógeno son diatómicas, traza un diagrama de la Ley de Volúmenes en Combinación como el de la figura 2.26 para las síntesis de los cinco óxidos del nitrógeno: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 y N_2O_5 .

10. Argumenta por qué el cociente del peso atómico entre la densidad tiene algo que ver con el volumen atómico, como lo propuso Lothar Meyer. Si por ahora no puedes responder esta pregunta, hazlo después de concluir el estudio del capítulo 5.
11. Explica con tus propias palabras el significado de la siguiente ecuación mencionada en el texto:

$$R_2 = \frac{1}{4} (R_1 + R_3 + Q_2 + T_2)$$

Describe las consecuencias que tuvo el que Dimitri Mendeleiev estableciera esta relación.

12. Investiga en qué consistieron las propuestas de ordenamiento de los elementos llamadas "tríadas de Döbereiner", "hélix telúrica de De Chancourtois", o las "octavas de Newlands".
13. Basado en las propiedades físicas y químicas de los elementos, busca argumentos para defender la idea de que azufre y selenio deben formar parte de la misma familia.
14. Para cada uno de los cambios descritos, decide si se formó algún elemento a partir de algún compuesto o se formó un compuesto a partir de sus elementos.
 - a) Al calentarse, un polvo azul se volvió blanco y perdió masa.
 - b) Un sólido blanco forma tres gases diferentes al calentarse. La masa total de los tres gases es igual a la del sólido.
 - c) Después de que un metal rojizo se coloca en la llama, se pone negro y su masa aumenta.
 - d) Un sólido blanco se calienta en presencia de oxígeno y forma dos gases. La masa total de los gases resulta ser la misma que la suma de las masas del sólido y del oxígeno.
15. Clasifica la información que se da en cada uno de los siguientes enunciados como cuantitativa o cualitativa, al igual que como relacionada con una propiedad física o una propiedad química.
 - a) Una muestra de un compuesto químico blanco tiene una masa de 1.345 g, y cuando se le coloca en agua que tiene un colorante rojo hace que la disolución se vuelva incolora.
 - b) Una muestra de litio metálico con una masa de 0.5 g se colocó en agua. El metal reaccionó con el agua para dar el compuesto hidróxido de litio más el elemento hidrógeno.
 - c) El compuesto químico etanol hierve a 79 °C.
 - d) Un compuesto químico que contiene plomo y azufre forma cristales amarillos brillantes en forma de placas.
 - e) Un litro de agua, teñida con un colorante púrpura, se hizo pasar a través de un filtro de carbón, el cual adsorbió el colorante, y el agua que pasó resultó incolora.
16. Da los nombres y símbolos de **a)** tres elementos que sean metálicos **b)** cuatro elementos que sean no-metálicos, y **c)** dos elementos que sean metaloides. En cada caso ubica estos elementos en la tabla periódica larga, dando el grupo y el período en el que se encuentran.
17. Da los nombres y símbolos de tres elementos metales de transición. Búscalos en una enciclopedia y lista los usos mencionados de cada uno de los tres elementos.
18. ¿Cuántos períodos de la tabla periódica cuentan con ocho elementos? ¿Cuántos tienen 18 elementos? ¿Cuántos tienen 32 elementos?

BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P.W., Clugston, M.J., Frazer, M.J. y Jones, R.A.Y., *Chemistry. Principles and Applications*. Longman, Londres y Nueva York, 1988.
- Bare, W.D., Bradley, T., y Pulliam, E., "An Improved Method for Students' Flame Test in Qualitative Analysis", *J. Chem. Educ.* 1998, 75, 459.
- Chang, R., *Química*, McGraw Hill, 4a edición, México, 1991.
- Crosland, M.P., *Estudios históricos en el lenguaje de la química*, UNAM, México, 1988.
- Garritz, A. y López-Ávalos, M., "La química colonial. Bartolomé de Medina y Andrés Manuel del Río", en *Química en México. Ayer, hoy y mañana*, Andoni Garritz compilador, Facultad de Química, UNAM, México 1991.
- Lavoisier, A.L., *Tratado elemental de Química*, edición facsimilar de la traducción al español del original en francés hecha en la Nueva España en 1797, UAM-Xochimilco, México, 1990.
- Salzberg, H.W., *From Caveman to Chemist. Circumstances and Achievements*, American Chemical Society, Washington, 1991.
- Vogel, A.I., *Química analítica cualitativa*, Editorial Kapelusz, 5a edición, 1974.

- A**
 Actínidos, 68
 Agua
 electrólisis del, 44
 Akenatón, 41
 Alcalinos
 metales, 65
 Alcalino-térreos
 metales, 65
 Alejandría
 Biblioteca de, 40
 Alejandro Magno, 40
 Alquimia, 35
 origen del término, 43
 Aluminio
 descubrimiento, 46
 Análisis químico elemental, 49
 Arrianos, 42
 Átomo
 definición, 52
 Averroes, 35
 Avogadro, Amadeo, 56
- B**
 Berzelius, Johannes Jacob, 46
 Boyle, Robert, 53
 Bunsen, Robert, 69
- C**
 Cannizzaro, Stanislao, 59, 62
 Carácter metálico, 68
 Cellini, Benvenuto, 40
 Cesio, 69
 Composición en peso, 49
 Compuesto químico, 44
 Concilio de Nicea, 42
 Chancourtois, A.E. Béguyer de, 62
 Chaucer, Geoffrey, 36
- D**
 Dalton, John, 50
 hipótesis atómica de, 52
 Modelo atómico, 54
 pesos atómicos, 54
 Del Río, Andrés Manuel, 47
 Demócrito de Abdera, 53
 Descomposición
 reacción de, 50
 Döbereiner, Johann W., 62
- E**
 Edad de piedra, 39
- Elemento químico, 44
 Elementos
 de Aristóteles, 38
 representativos, 67
 Elhúyar, Fausto de, 47
 Eritronio, 47
- F**
 Flamel, Nicolás, 42
 Fórmula mínima, 62
- Fórmulas moleculares, 61
 Fórmulas químicas, 61
 Frankland, Edward, 63
- G**
 Gases nobles, 67
 Gay-Lussac, Joseph L., 55
- H**
 Hermes, Trismegisto, 36, 41
 Hermes Trismegistus, 3
 Hierro
 meteorítico, 39
Hipótesis de Avogadro, 58
 Hoffman
 aparato de, 44
- K**
 Kirchhoff, Gustav Robert, 40
- L**
 Lantánidos, 67
 Lavoisier, Antoine Laurent, 46, 50
 Lecoq de Boisbaudran, Paul Emile, 68
 Ley de los volúmenes en combinación, 55
- M**
 Mechero Bunsen, 70
 Mendeleiev, Dimitri Ivanovich, 60
 Metales, 39
 de la antigüedad, 39
 Producción en Latinoamérica, 47
 Metales alcalinos, 46, 65
 Descubrimiento, 46
 Metales alcalino-térreos, 65
 Metales de transición, 67
 Metales de transición interna, 67
 Meteoritos, 38
 Meyer, Julius Lothar, 62
 Minerales, 39
- Modelo atómico de Dalton, 54
 Molécula
 definición, 61
- N**
 Nestorianos, 42
 Newlands, John Alexander Reina, 62
 Nicromel, 70
- O**
 Oro
 en la alquimia, 39
 en la antigüedad, 41
 Ourobouros, 40
- P**
 Pesos atómicos
 de Dalton, 54
 Porcentaje en peso, 50
 Proporciones constantes
 ley de las, 49
 Proporciones múltiples
 ley de las, 52, 54
- R**
 Rubidio, 69
- S**
 Sales a la llama, 69
 Símbolos
 de los elementos, 46
 Síntesis
 reacción de, 50
 Sthal, George, 43
 Sustancias
 compuestas, 44
 elementales, 44
- T**
 Tabla periódica
 descubrimiento, 62
 Tungsteno
 descubrimiento, 47
- V**
 Valencia, 63
 Vanadio, 47
 Vilanova, Arnaldo de, 36
 volumen atómico, 61
 Volúmenes de combinación
 Ley de, 55