

LA BÚSQUEDA DE LA UNIDAD

(La estructura de todas las cosas)

CIENCIAS DE LA NATURALEZA, 13-14

L I B R O D E L P R O F E S O R

J. Martínez Torregrosa, M. Alonso Sánchez, F. Carbonell Gisbert,
J. Carrascosa Alís, J. L. Domenech Blanco, A. Domenech Pastor,
L. Osuna García, F. Sendra Bañuls, R. Verdú Carbonell

1993



ISBN: 84-8018-040-4

Año 1993

LA ESTRUCTURA DE LAS SUSTANCIAS Y LA PRODUCCIÓN DE NUEVAS SUSTANCIAS

INTRODUCCIÓN Y PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Planteábamos el temario de este curso como respuesta a dos importantes preguntas, que formulábamos así:

—¿Todos los materiales (sólidos, líquidos y gases) tienen una estructura común, a pesar de su diversidad aparente?

—¿Es posible encontrar una explicación a los cambios o transformaciones que ocurren continuamente en la Naturaleza?

Hemos visto cómo la teoría corpuscular de la materia es capaz de unificar gran cantidad de informaciones dispersas dando una visión unitaria del comportamiento de los materiales. En efecto, este modelo nos ha permitido explicar propiedades tales como la difusibilidad y compresibilidad de los gases, la dilatación de los sólidos, líquidos y gases al calentarlos, los cambios de estado...

Posteriormente establecimos la hipótesis de la existencia de la carga eléctrica como una propiedad general de la materia, lo que nos permite explicar los fenómenos eléctricos e iniciar posibles vías de solución a problemas que surgieron al profundizar en la estructura corpuscular de los materiales (la existencia de fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas, por ejemplo).

A pesar de todo esto, para dar respuesta a nuestras preguntas iniciales, quedan aún aspectos importantes por conocer. En particular, en el intento de buscar una explicación a los cambios o transformaciones que ocurren continuamente en la Naturaleza, nos encontramos con transformaciones —como quemar papel ó freír un huevo— que no son del mismo tipo que las que hemos visto hasta ahora (cambios de estado, dilataciones...).



—¿Cómo explicar estas transformaciones en que se forman sustancias con propiedades distintas de las iniciales? Esta pregunta es de especial interés porque nos va a permitir avanzar en la respuesta a otras cuestiones planteadas a lo largo del curso:

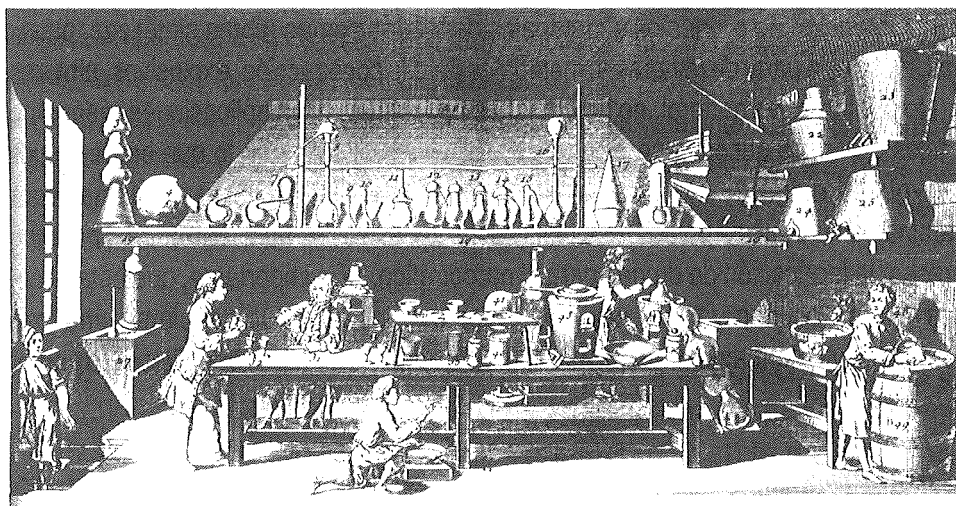
—¿Cómo explicar la enorme variedad de sustancias existentes?

—¿Qué es lo que hace que unas sustancias tengan propiedades diferentes a las otras?, es decir, ¿qué es lo que hace ser diferentes al plomo y al oro, o al agua y al alcohol?

La producción de sustancias nuevas a partir de otras es el objeto de estudio de la Química, y su desarrollo ha sido esencial para la transformación de las condiciones de vida de la sociedad en los últimos 150 años.

A.1 Señalar sustancias o materiales que se encuentren libres en la Naturaleza y otras que no. Valorar la influencia de la Química en nuestras vidas.

A.2 Indicar brevemente algunos de los campos más importantes de la aplicación de la Química y su incidencia en la sociedad.



COMENTARIOS A.1 Y A.2

Se trata de actividades que pretenden despertar el interés e importancia de lo que se va a estudiar.

En A.1 los alumnos suelen referirse a unos pocos materiales naturales (rocas, madera, agua, lana, aire, oro...) y a otros muchos transformados (vidrio, plásticos, fibras, pinturas, papel, metales...). Basta una breve reflexión para comprender que sin la Química no existiría ni el calzado, ni las ropas que vestimos, ni muchos de los materiales con que se construyó el edificio en que se encuentran. Poco esfuerzo se necesita para comprender la dependencia de nuestras vidas de esos materiales y la imposibilidad de desprendernos de ellos, so pena de retornar a la Edad Media.

En A.2, aunque las aplicaciones las presenten de forma desordenada, las podemos agrupar en algunos bloques:

a) Obtención y conservación de alimentos (fertilizantes, insecticidas, sustancias conservantes...). En este bloque no suele hacerse sin embargo referencia a la «revolución

agrícola» que han posibilitado los plásticos, hecho sobre el que conviene que llamemos la atención.

b) La fabricación de fármacos. Conviene insistir aquí en que gran parte de las sustancias naturales con aplicaciones farmacológicas, tales como las vitaminas, etc., se obtienen hoy, por síntesis en los laboratorios, al tiempo que se han creado a su vez nuevas sustancias que van desde la simple aspirina a los antibióticos, barbitúricos, píldoras anticonceptivas, etc, que han supuesto importantes logros de tipo social.

c) Obtención de productos y materiales de interés común (fibras sintéticas, plásticos, gomas, metales a partir de minerales, materiales para la construcción, explosivos, pinturas...).

No obstante, en general, no hay muchas referencias a las aplicaciones menos positivas, tales como los gases venenosos o el «napalm» utilizados en lo que se ha venido en llamar «guerra química». Por otra parte se pueden citar también otros problemas como la contaminación producida por los residuos tóxicos vertidos a los ríos, mares, etc., por muchas empresas, la fabricación de drogas para el narcotráfico... Es importante, que estas «aplicaciones» no se oculten ya que hay que evitar que los alumnos adquieran una imagen estereotipada y deformante de la ciencia, como algo intrínsecamente beneficioso (o perverso).

Aunque ahora nos encontramos en plena «Era de la Química», para llegar hasta aquí ha sido necesario abordar y superar dificultades tanto prácticas como teóricas. Las siguientes actividades pretenden sacar a la luz alguno de los problemas que deberemos tratar.

A.3 Señalar casos en que se produzca una reacción química y expresar por qué se piensa que es así.

COMENTARIOS A.3

No es fácil que los alumnos citen muchas reacciones químicas (algo que relacionan con el laboratorio y la bata blanca) pese a su omnipresencia en la vida cotidiana. Las reacciones químicas suelen ser tan comunes que no se piensa en ellas como tales.

Los alumnos suelen referirse a que existe una transformación química cuando:

- se quema algo (papel, madera, alimentos...);
- se echa zumo de limón sobre mármol (o en un vaso con bicarbonato de sodio);
- cuando se cocinan alimentos (freír un huevo / filete de carne);
- ...

Si no surgen, debemos añadir más ejemplos, pidiéndoles a los alumnos que identifiquen si piensan que se ha producido reacción química o no:

a) echar una pastilla efervescente al agua; b) preparación de café con leche; c) disolución de azúcar o sal en agua; d) ebullición de agua; e) formación de agua en el exterior de las paredes de un vaso que contiene hielo; f) oxidación de un objeto de hierro; g) mezcla de azufre y de hierro; h) oscurecimiento de una manzana pelada; i) quemar azúcar.

Todos los ejemplos producirán, sin duda, discusiones entre los alumnos que permitirán concretar una primera idea de reacción o transformación química como aquella en que se producen sustancias que no estaban al principio.

Aunque esta «definición» haya aparecido escrita o hablada anteriormente, la propuesta de algunos ejemplos donde no es evidente si existe o no reacción química, hace que los alumnos tomen conciencia de su significado, y da pie para avanzar en el planteamiento de los problemas que van a estructurar este capítulo.

A.4 A partir de la discusión anterior, considerar qué cuestiones será necesario abordar si se desea profundizar en el estudio de las transformaciones (reacciones) químicas y en la elaboración de un modelo de estructura de todas las sustancias.

COMENTARIOS A.4

Evidentemente un problema que citan los alumnos es el de decidir si se ha producido transformación (reacción) química o no. En otras palabras ¿cómo saber si realmente han aparecido sustancias que antes no estaban o si simplemente se ha producido una mezcla pero siguen estando las mismas sustancias iniciales?

No obstante, no se trata únicamente de decidir si ha habido reacción sino de qué reacción se ha producido, lo que requerirá identificar las sustancias que intervienen.

Son, pues cuestiones previas que habrá que abordar para avanzar en otras, aparentemente más teóricas, que enlazan con el hilo conductor del curso: cómo modificar el modelo corpuscular de la materia para que pueda explicar no sólo la existencia de sustancias distintas, sino el que unas sustancias se transformen en otras.

Podemos «agudizar» sin más el problema realizando algunas reacciones en las que se vuelva a producir una sustancia que había desaparecido, con objeto de que los alumnos puedan apreciar el enorme grado de complejidad que presenta este nivel de organización de la materia y los grandes retos que históricamente hubo que superar.

Una reacción de este tipo se puede conseguir echando unas gotas de nitrato de plata en un vaso o tubo de ensayo con agua del grifo, con lo que se forma un precipitado blanco que queda en suspensión. Si, posteriormente, se añaden unas gotas de amoníaco concentrado, el precipitado desaparece y se puede recuperar agregando un poco de ácido sulfúrico. Otra posible reacción es poner un poco de cobre en polvo en una disolución de ácido nítrico diluido (¡en campana de gases!). Una vez concluida, echar unas virutas de cinc o limaduras de hierro en el líquido azul: al cabo de cierto tiempo puede observarse que ha aparecido sobre ellos el cobre que antes había desaparecido.

Se trata, pues, de que resaltemos que el modelo de estructura de las sustancias no sólo tendrá que explicar el que se produzcan nuevas sustancias a partir de otras, sino, el que sea posible, al menos en algunos casos, «recuperar» las iniciales.

Esta actividad da pie para que podamos justificar el índice del tema que se expone a continuación.

Así pues, el ÍNDICE que, a modo de estrategia, seguiremos para profundizar en los cambios químicos será el siguiente:

1. Identificación de las transformaciones químicas (¿han aparecido sustancias nuevas?).
 - 1.1 Propiedades características de las sustancias.
 - 1.2 Mezclas, disoluciones, sustancias puras, compuestos y elementos.
2. Un posible modelo explicativo. La teoría atómico-molecular de las sustancias.
 - 2.1 Extensión del modelo corpuscular a las transformaciones químicas.
 - 2.2 Hipótesis atómica de Dalton.
 - 2.3 Desarrollo de la hipótesis atómico-molecular.
 - 2.3.1 Determinación de masas atómicas y moleculares relativas.
 - 2.3.2 Un éxito fundamental de la teoría atómica: el Sistema Periódico.
 - 2.3.3 Iniciación al estudio de una reacción química: la combustión.

3. Primeras ideas sobre la estructura de los átomos (¿cómo son los átomos «por dentro»?).
 - 3.1 Los primeros modelos atómicos.
 - 3.1.1 El modelo atómico de Thomson.
 - 3.1.2 Intentos de contrastación del átomo de Thomson. El modelo nuclear de Rutherford.
 - 3.2 Organización de los electrones en el átomo.
4. Conclusiones y problemas abiertos.
5. Actividades complementarias.

1. IDENTIFICACIÓN DE LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS (¿Han aparecido sustancias nuevas?)

Vamos a enfrentarnos al problema de identificar, en casos concretos, cuándo se ha producido una transformación de tipo químico o no. Para ello conviene revisar lo que hemos dicho en la introducción mediante la siguiente actividad:

- A.5** Como hemos visto no es siempre fácil decidir si ha habido un cambio químico. Indicar cómo podríamos asegurarnos de que aparecen o no sustancias nuevas. Concretar la respuesta en los siguientes casos:
- a) oxidación de un clavo de hierro,
 - b) preparación de café con leche,
 - c) formación de una sustancia blanca en la boca de un grifo.

COMENTARIOS A.5

Deben quedar claras en esta actividad las dificultades prácticas para decidir si ha habido o no reacción química y, más aún, qué reacción ha ocurrido.

Pensemos, p.e., en lo que sucede al echar café a la leche: hay un cambio de color, olor..., pero ¿han aparecido sustancias que no estaban antes, ni en el café ni en la leche? o se trata de una mezcla que hace que varíe el color, sabor..., pero sin que aparezcan nuevas sustancias.

O en el grifo: ¿la capa blanca que se forma (a veces se forma además una capa verdosa, pero no nos referimos a esa) es una (o varias) sustancia(s) nueva(s), que no estaba(n) en el grifo, ni en el agua corriente (¡ni en el aire!) o, por el contrario, se encontraba presente (quizás disuelta en el agua como la sal o el azúcar) en alguno de ellos?

Todo ello conduce a la necesidad de, p.e., en el café con leche:

1º Identificar todas las sustancias presentes en el café y en la leche (podrían ser una o varias).

2º Identificar las sustancias presentes después de echar el café a la leche (lo que requeriría poder separar dichas sustancias, para poderlas identificar), y compararlas con las iniciales.

Es decir, aparece la necesidad de aislar las sustancias y conocer sus propiedades para poder identificarlas, y, por tanto, de desarrollar métodos para separar sustancias. Esto conecta directamente con el siguiente apartado.

1.1. Propiedades características de las sustancias

A.6 Proponer posibles propiedades que puedan servir para caracterizar a una sustancia.

COMENTARIOS A.6

Los alumnos suelen referirse a propiedades físicas tales como el color, olor, estado físico, dureza, densidad, etc. No obstante conviene ampliar la lista con un conjunto de propiedades químicas que son muy útiles para caracterizar a las sustancias, por ejemplo: cómo reaccionan con el oxígeno (si forman óxidos), cómo reaccionan con otras sustancias tomadas como referencia (con algún ácido o base por ejemplo), si se descomponen por efecto del calor, o por electrólisis, si ellos o sus disoluciones tienen carácter ácido o básico (entendidos, en estos momentos, como un conjunto de propiedades comunes a un gran número de sustancias que pueden encontrarse en cualquier libro de química), conducen o no la corriente eléctrica, etc.

Lo importante es que los alumnos comprenden la necesidad de tener en cuenta muchas propiedades para poder caracterizar a una sustancia, y a la inversa, que una sustancia no se puede caracterizar por una sola propiedad sino por muchas.

De cualquier modo la idea de sustancia pura es una idea compleja (Vogélezang, 1987) que no puede quedar claramente establecida de una manera empírica, y que está, además,

interferida por el lenguaje coloquial (leche «pura», agua «pura»...). La comprensión del concepto de sustancia pura, en nuestra opinión, requiere la interpretación del nivel empírico/macrocópico con el teórico/submicroscópico. Será pues cuando avancemos en la idea de compuesto y elemento a nivel atómico/molecular cuando se producirán avances claros en este sentido.

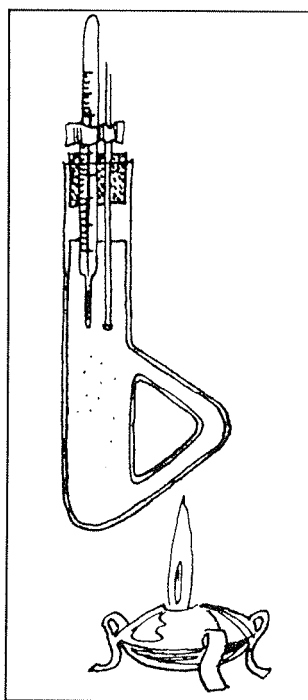
A.7 Utilizando «tablas de datos» completar un cuadro de propiedades características de las siguientes sustancias: cinc, cobre, sal común (cloruro de sodio), mercurio, plomo, ácido sulfúrico, alcohol (etanol).

A.8 Diseñar y llevar a la práctica procedimientos para determinar algunas propiedades características del agua destilada, del aceite de oliva, del hierro, de la parafina y de la naftalina.

COMENTARIOS A.7 Y A.8

Los alumnos se encontrarán con dificultades para entender el significado de algunas propiedades que se utilizan en las tablas y de sus unidades. Por tanto, en el cuadro (se muestra un ejemplo en el Documento V), conviene recoger únicamente propiedades conocidas y otras que puedan ser fácilmente entendidas (como la conductividad, calificándola de nula, baja, alta...).

En la segunda actividad se trata de que los alumnos confeccionen una tabla de propiedades a partir de sus propias mediciones y de los datos de las tablas. Las propiedades que pueden medir, tras un proceso de diseño adecuado, serán: la densidad, el punto de fusión, la conductividad, etc. Como se ha hecho en ocasiones anteriores puede distribuirse el trabajo entre los grupos. Debemos resaltar que la fusión y la ebullición se producen (para una presión dada) a temperaturas perfectamente definidas en las sustancias puras. Así, p.e., el hecho de que la parafina funda en un margen de temperaturas de 55 °C a 60 °C es índice de que no es una sustancia pura, sino, una



mezcla de hidrocarburos de parecida masa molecular. El naftaleno, el agua destilada y el hierro, en cambio, tienen temperaturas de fusión y ebullición bien definidas.

Esto puede aprovecharse para reflexionar sobre la necesidad de utilizar sustancias puras para la determinación de sus propiedades y a la vez sobre la utilidad de determinadas propiedades para disponer de técnicas de separación de sustancias. Todo ello se desarrolla a continuación.

1.2. Mezclas, disoluciones, sustancias puras, compuestos y elementos

A.9 Como hemos visto, decidir si ha tenido lugar una transformación química (es decir, determinar si se han producido sustancias que antes no estaban), supone poder distinguir operativamente en el laboratorio si en un determinado material (líquido, sólido o gas) hay una o más sustancias. Ello requiere clarificar conceptos tales como sustancia pura, mezcla y disolución. Definir éstos términos y establecer un esquema que muestre las relaciones entre ellos.

COMENTARIOS A.9

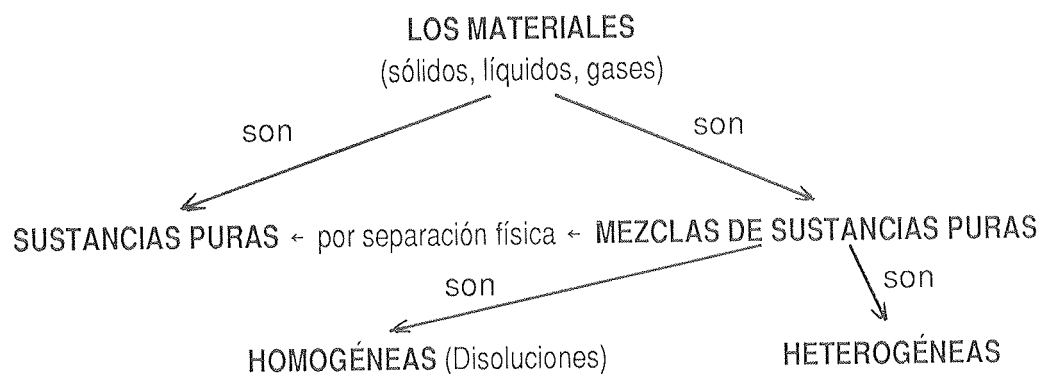
Después de lo discutido anteriormente aparece una primera idea de que un determinado material será una sustancia pura si tiene un conjunto de propiedades bien definidas (tanto físicas como químicas), homogéneas, etc.

Puede, no obstante, ocurrir (y esto es lo más habitual) que un material sea una mezcla de sustancias. Esta mezcla en algunos casos es evidente: puede percibirse visualmente la heterogeneidad del material (el granito, sal con arena, hierro y azufre...); en otros, en cambio, podría ocurrir que el material tuviera propiedades homogéneas por todo él como es el caso de las disoluciones.

Debemos añadir, además, algo muy importante: si un material es una mezcla de sustancias cabe esperar que se puedan separar utilizando métodos que no sean muy «enérgicos», es decir que no supongan transformaciones «profundas» en el material (suelen llamarse métodos de separación física). En cambio, si un material fuera una sustancia pura, no habría nada que separar, y cabe suponer que métodos como los anteriores no diesen lugar a resultado alguno.

Ello no quiere decir que no se pueda romper una sustancia pura en otras, pero parece razonable pensar que sería necesario para ello utilizar métodos muy enérgicos (suelen llamarse métodos de separación química).

Como resultado de esta discusión colectiva, los alumnos deberán confeccionar un esquema como este:



Dada la importancia de disponer de sustancias puras para avanzar en el estudio de las reacciones químicas y que la mayor parte de las sustancias se presentan mezcladas o disueltas, es necesario familiarizarse con algunas técnicas de separación de sustancias.

A.10 Sugerir qué información sería necesaria para separar los componentes de una mezcla.

A.11 Diseñar y llevar a la práctica experiencias para separar una mezcla de arena, sal común, azufre y limaduras de hierro.

COMENTARIOS A.10 Y A.11

Si se supone que se conocen las sustancias que están mezcladas (¡algo que facilita mucho las cosas!), el conocimiento de las propiedades físicas características de las mismas, especialmente las diferenciadoras, suele bastar en la mayoría de los casos, para diseñar posibles métodos de separación.

La A.11 supone precisamente el conocimiento de algunas propiedades características de estas sustancias usuales.

Es necesario un diseño cuidadoso antes de llevarlo a la práctica, haciendo incluso comprobaciones previas, en las sustancias aisladas, especificando los pasos del proceso, la técnica a utilizar en cada caso y la propiedad característica de la sustancia a la que se está recurriendo para su separación. Ello ha de permitir decantar, filtrar, destilar...

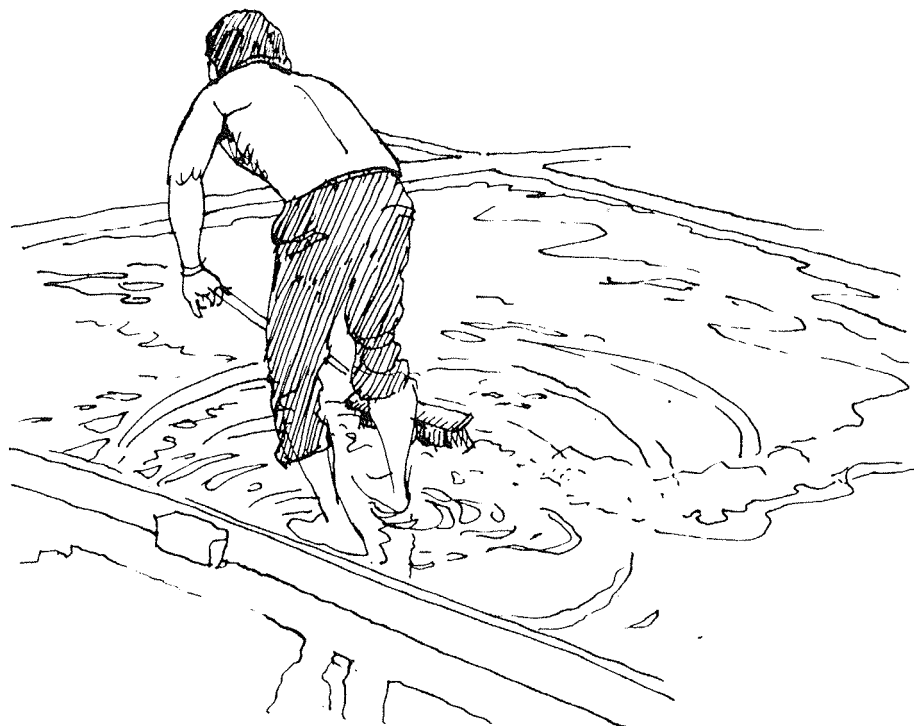


A.12 Con métodos de separación como éstos, y otros más sofisticados se ha podido identificar una gran cantidad de sustancias. Utilizando tablas de datos, especificar las propiedades de algunas sustancias familiares.

COMENTARIOS A.12

Es de esperar que los alumnos propongan sustancias que efectivamente lo son como: hierro, cobre, aluminio, amoníaco, butano, agua (¡destilada! vease la actividad complementaria A. 58)..., junto con otras que no lo son: leche, madera, aire...

Ello permite, además del manejo de información, incidir sobre el uso del término «puro» en la vida cotidiana, que no tiene nada que ver con el significado químico. En este momento no debemos referirnos a la existencia de elementos y compuestos, ya que conviene dejar este problema para la actividad posterior.



A.13 A pesar de que el agua está identificada como sustancia pura, se sabe que a partir de ella (por descomposición electrolítica) es posible obtener oxígeno e hidrógeno. Calentando fuertemente la sustancia pura llamada óxido de mercurio, se obtiene mercurio y oxígeno. En cambio no se conoce ningún método para obtener a partir del cobre otras sustancias. ¿A qué puede ser debido esto?

COMENTARIOS A.13

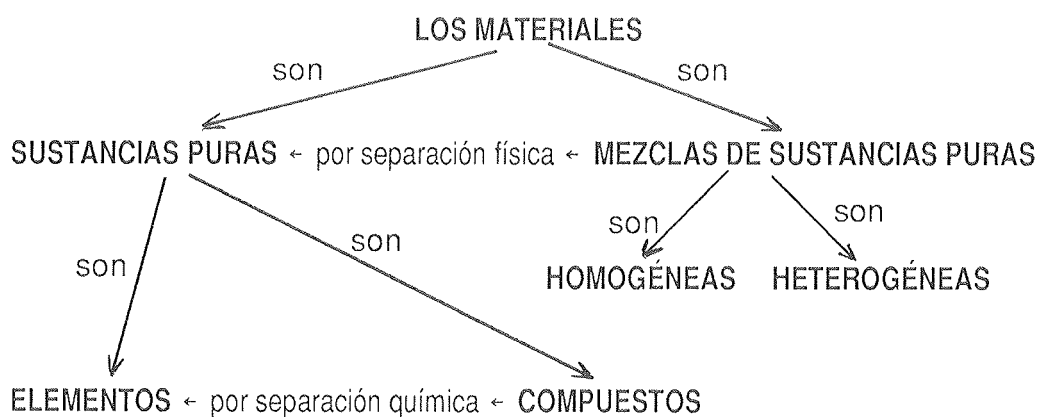
Es muy importante que subrayemos que en cada uno de los casos anteriores la sustancia estaba aislada (de que no hay transformación química debido a otras sustancias presentes). Una posible explicación que pueden apuntar los alumnos es que existen dos tipos de sustancias, las que se pueden descomponer en otras sustancias (que llamaremos compuestos) por métodos como electrólisis, descomposición térmica (separación química) y las que no (elementos). Que duda cabe que una definición operacional de este tipo ha dado lugar a que sustancias clasificadas como compuestos, fueran consideradas como elementos hasta que se descubrieron métodos más poderosos: el 30 de Abril de 1800

Nicholson y Carlisle descubrieron la descomposición electrolítica del, hasta entonces, «elemento» agua. Poco después Davy (en 1809) al construir «la mayor pila voltaica del mundo», consiguió descubrir varios nuevos elementos y desechar como tales muchas sustancias que, en realidad, no lo eran.

Debemos informar a los alumnos que el número de elementos conocidos actualmente es de 106 de los cuales unos noventa pueden encontrarse en la Naturaleza (¡no en la misma cantidad!, así p.e. de astato sólo hay algunos miligramos en toda la Tierra). Ello contrasta con el número de compuestos conocidos, unos dos millones, lo que da idea de la complejidad de la Química.

También será necesario en esta actividad introducir el uso del lenguaje universal para simbolizar a los elementos químicos. Este lenguaje no siempre ha existido y tiene su origen en el químico sueco del siglo XIX, Berzelius. Los alumnos podrán comparar los símbolos de los elementos del sistema periódico actual con los utilizados por los alquimistas y los que propuso Dalton (Documento I), y comentar el beneficio que representa este lenguaje químico universal actual.

En este momento, se le puede pedir al alumno que complete el esquema realizado en la A.9.



A.14 Realizar un breve resumen de lo visto hasta aquí, resaltando cuál era el problema que tratábamos de resolver, cuánto se ha avanzado y qué conviene estudiar a continuación.

COMENTARIOS A.14

Se trata de una actividad fundamental que servirá de «organizador de avance» para el siguiente apartado, resituará a los alumnos en el problema estructurante del tema valorando el grado de avance alcanzado. Una recopilación de lo visto hasta aquí deberá contener las siguientes ideas: el concepto de transformación química como el proceso en el que se producen nuevas sustancias, la necesidad de caracterizar las sustancias y de separarlas como premisa inexcusable para reconocer el cambio químico y apreciar la complejidad de la química al conocer el número de elementos y la enorme variedad de sustancias y propiedades.

2. UN POSIBLE MODELO EXPLICATIVO. LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Caracterizadas las transformaciones químicas como procesos en los que se producen sustancias nuevas y distinguidos operativamente conceptos tales como mezcla, disolución, sustancia pura, elemento y compuesto, estamos en disposición de abordar la búsqueda de un modelo explicativo.

A.15 Indicar características que deberá tener un modelo de la estructura de las sustancias (es decir, qué cosas deberá explicar).

COMENTARIOS A.15

La recopilación de lo visto hasta aquí servirá para mostrar que dicho modelo deberá explicar la multitud de sustancias y propiedades, el que existen sustancias que se pueden descomponer y otras no..., y, fundamentalmente, cómo es posible la desaparición de unas sustancias y la aparición de otras distintas, es decir, el cambio químico. Además, cómo se indicó en la A.4 deberá explicar que en algunos casos se puedan recuperar las iniciales. Es decir, el modelo de estructura de la materia, como indica Pfundt (1984), debe ser la solución al problema de la multitud de sustancias, y al conflicto entre cambio y conservación.

Pensemos, como expresa Andersson (1986), en dos sustancias, mercurio y oxígeno.

Cada sustancia está caracterizada por un conjunto específico de propiedades. Cuando interaccionan y forman óxido de mercurio, las sustancias mercurio y oxígeno dejan de existir. Se ha formado una sustancia nueva, el óxido de mercurio, con un conjunto de propiedades características. En otras palabras, la nueva sustancia no contiene las sustancias mercurio y oxígeno, ni es posible decir que el óxido de mercurio es una forma modificada de mercurio y oxígeno. Pero, por extraño que pueda parecer, es posible recuperar las sustancias mercurio y oxígeno del óxido de mercurio. La pregunta natural es si hay algo permanente, algo que se conserva, en lo que cambia.

No obstante, no partimos de cero, sino de la existencia de un modelo corpuscular de la materia que explica gran número de aspectos sobre el comportamiento de los materiales (gases, sólidos y líquidos). Trataremos, pues, de realizar las modificaciones necesarias para que pueda explicar, también, las transformaciones químicas.

2.1 Extensión del modelo corpuscular a las transformaciones químicas

A.16 Admitiendo que todas las sustancias están formadas por corpúsculos o partículas, ¿cómo podría explicarse la existencia de elementos —de sustancias que no pueden descomponerse en otras— distintos? ¿Y la de sustancias que sí pueden descomponerse en otras?

COMENTARIOS A.16

La existencia de sustancias que no se pueden descomponer en otras, de elementos, puede explicarse si se avanza la hipótesis de que dichas sustancias están formadas por partículas iguales entre sí, pero distintas de un elemento a otro.

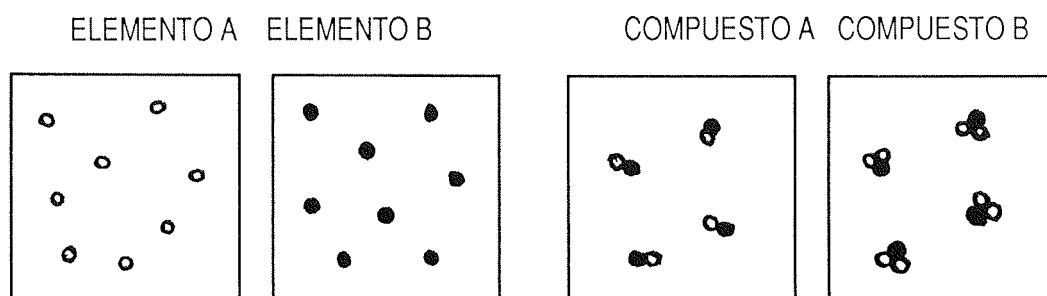
Del mismo modo, se puede explicar la existencia de sustancias que se descomponen en otras si se admite —a título de hipótesis— que las partículas de las mismas son en realidad paquetes de partículas que pueden romperse.

En un primer momento —posteriormente será necesario matizar— llamaremos átomos a las partículas de los elementos y moléculas a los «paquetes de partículas» de los compuestos. Así pues, una molécula de un compuesto estará formada por un «paquete» de varios átomos de distintos elementos (el número de átomos en cada molécula puede variar desde dos hasta miles).

A.17 Suponiendo que se pudieran «ver» las partículas de un elemento y de un compuesto, «dibujar» las partículas de los mismos.

COMENTARIOS A.17

La visualización de las situaciones propuestas en esta actividad servirá para que los alumnos asuman mejor los conceptos enunciados a modo de hipótesis en la actividad anterior. Entre las propuestas de representación podemos encontrar esquemas como estos:



Los dibujos ponen de manifiesto la asociación elemento/átomo y compuesto/molécula, es decir la posibilidad más simple, al igual que, en su tiempo hizo Dalton.

Podemos ampliar ahora estas ideas comentando que aunque las partículas de algunos elementos son átomos aislados, existen muchos otros en los que se trata de «paquetes», de moléculas, de varios átomos iguales (el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, en condiciones normales, están formados por moléculas de dos átomos, que se representan, por tanto, como O_2 , H_2 , N_2 ...). En general llamamos moléculas a los «paquetes» y átomos a los integrantes de dichos «paquetes».

A.18 Explicar, a partir de las ideas anteriores, que sólo exista un centenar de elementos y, sin embargo, más de dos millones de compuestos.

A.19 A partir del modelo atómico-molecular interpretar qué es una mezcla, una disolución y una sustancia. Dibujar como se «verían» las partículas en los tres casos.

COMENTARIOS A.19

La representación de esquemas que visualicen los conceptos de mezcla, de disolución, de sustancia..., a la luz del modelo atómico-molecular, ayuda a comprender conceptos anteriores (al tiempo que muestra la potencia de la hipótesis atómico/molecular) y prepara la posterior interpretación de las transformaciones químicas.

A.20 El agua es un compuesto cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

a) Representar su molécula y escribir su fórmula.

b) Cuando el agua hierve a 100 °C y pasa a vapor, ¿podemos decir que sigue siendo agua? ¿Es el vapor de agua una mezcla de hidrógeno y oxígeno? Representar la molécula en ambos casos.

COMENTARIOS A.20

Volveremos a incidir en la diferenciación entre mezcla y compuesto con esquemas visualizadores de la interpretación del modelo atómico-molecular. Como dijimos en A.13 la identificación que suelen hacer los alumnos de estos conceptos suele ser causa de frecuentes errores. Además «dibujar» la molécula de agua será de gran ayuda para asumir significativamente su fórmula química, que aparece así como una forma fácil de expresar el tipo y el número de átomos que forman una molécula.

Como vemos, el modelo atómico-molecular de las sustancias puede explicar la enorme variedad de sustancias distintas y la existencia de elementos y de compuestos. Pero, como sabemos, es necesario que explique también la producción de nuevas sustancias, es decir, las reacciones químicas.

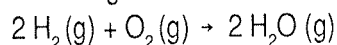
A.21 En una reacción química se producen nuevas sustancias (productos) a partir de otras iniciales (reactivos). Pensar cómo puede ser esto posible a partir de la hipótesis atómico-molecular de las sustancias. Concretarlo mediante dibujos para la reacción en que se produce agua (H_2O) a partir de oxígeno (O_2) e hidrógeno (H_2) gaseosos. Escribir, por último, la ecuación química del proceso.

COMENTARIOS A.21

Según todo lo anterior, los alumnos deben pensar en términos de que la aparición de nuevas sustancias implica necesariamente la formación de nuevos «paquetes», de nuevas moléculas, a partir de las iniciales. En una reacción química se ha de producir, pues, la ruptura de las moléculas de los reactivos y, posteriormente, una redistribución de los átomos dando lugar a la formación de moléculas distintas (productos). Ello explicaría la desaparición y aparición de sustancias, el cambio sustancial...

Puede aparecer aquí el problema de cómo se rompen las moléculas, e incluso de qué mantiene unidos a los átomos formando moléculas. Se trata de problemas muy importantes sobre los que en este momento sólo se puede avanzar que en el capítulo 6 (la carga eléctrica —una propiedad general de la materia y, por tanto, también de los átomos—) ya vimos la existencia de fuerzas eléctricas atractivas y repulsivas, las cuales podrían, en principio, ser responsables de la unión entre los átomos. Por otra parte, puesto que según el modelo cinético-molecular las moléculas están en movimiento, las rupturas de éstas se podrían producir como resultado de los choques entre ellas.

Es necesario, una vez más, que las ideas de los alumnos se concreten mediante dibujos, y que escriban con símbolos el significado de los mismos, hasta llegar a:



lo que dará lugar a una discusión sobre la conservación de los átomos, y el ajuste de la ecuación química.

Precisamente la conservación de los átomos pero no de las sustancias (de las moléculas) debe ser utilizada en la actividad siguiente.



ser esto.

blanco que «desaparecía» al añadir amoníaco y que volvía a «aparecer» al añadir ácido sulfúrico. Intentar explicar cómo es posible esto.

A.22 (Alternativa) En A.4 vimos una reacción en la que la sustancia cobre «desaparecía» y «aparecía» una sustancia nueva de color azul y un gas de color pardo/rojizo. Posteriormente, al echar virutas de hierro al líquido azul, volvió a producirse cobre. Intentar explicar con la hipótesis atómico-molecular cómo puede

COMENTARIOS A.22

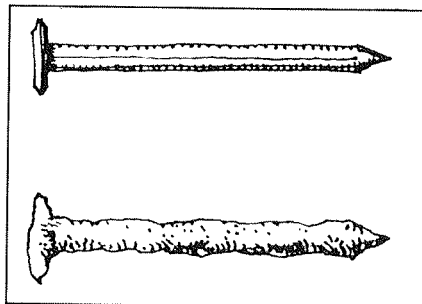
Se trata que los alumnos vean que es posible explicar esas situaciones si se admite la hipótesis atómico-molecular de las sustancias, pues aunque las moléculas se rompen y dan lugar a moléculas distintas, los átomos iniciales se conservan (aunque unidos de otra forma), por lo que es posible que nuevas redistribuciones (nuevas rupturas de moléculas) pueden dar lugar a que se vuelvan a formar sustancias iniciales (es decir, a formar las moléculas iniciales).

La hipótesis atómico-molecular puede, por tanto, explicar el dilema de la «permanencia en lo que cambia» a que aludíamos anteriormente.

Parece, pues, que el modelo atómico-molecular de las sustancias puede explicar cualitativamente los problemas planteados. Pero es necesario ir más allá y realizar predicciones que se puedan contrastar experimentalmente.

A.23 Según el modelo atómico-molecular una reacción química supone una reordenación de átomos, produciéndose la ruptura de los enlaces de las moléculas reaccionantes y el establecimiento de nuevos enlaces para formar nuevas moléculas (es decir, nuevas sustancias). Sugerir alguna consecuencia -respecto a las masas que intervienen en la reacción- que pueda contrastarse experimentalmente.

A.24 Cuando se oxida un metal, sufre aumento de masa. Dar una interpretación de este hecho, indicando de qué forma puede verificarse que no contradice el principio de conservación de la masa.



A.24 (Alternativa) Después de echar bicarbonato de sodio al vinagre, se pesa el conjunto y el resultado es menor que la suma de la masa inicial. Sugerir posibles explicaciones.

COMENTARIOS A.23 Y A.24

Ya que el modelo elemental de reacción química elaborado supone que el número total de átomos no varía sino que sólo se modifica su distribución, la masa total (de los reactivos y de los productos) debe permanecer constante. Esta hipótesis no parece tan evidente en algunos procesos, pues sabemos las dificultades históricas que existieron para interpretar correctamente las reacciones de oxidación.

En las actividades A.24 y A.24 Alt. se proponen ejemplos, en donde a pesar de la «evidencia» no se violenta la ley de la conservación de la masa.

A.25 Según el modelo atómico-molecular las moléculas de un compuesto serían todas iguales y formadas por un número fijo de átomos de distintos elementos.

En laboratorios distintos se descompone un mismo compuesto en elementos (suponiendo que las moléculas del compuesto

sólo tienen átomos de dos tipos), y hallan la relación entre las masas de los elementos que lo forman. Utilizando dibujos, modelos moleculares que os suministra el/la profesor/a, o plastilina de distintos colores, reproducir el proceso y sugerir qué ocurrirá con los resultados obtenidos en los distintos laboratorios.

COMENTARIOS A.25

Se trata de dar oportunidades a los alumnos para que profundicen en una de las consecuencias del modelo atómico-molecular: que el cociente de las masas de los elementos que forman un determinado compuesto es constante. (Ley de las proporciones definidas de Proust, 1797). La conclusión no es nada fácil, pero se facilita mucho si los distintos grupos parten de cantidades distintas de moléculas (todas iguales) y advierten que la masa de un elemento será la suma de las masas de los átomos de ese elemento. Si las masas de los átomos son fijas y las moléculas son todas iguales, el cociente de las masas de los elementos medidas en la balanza debe ser siempre igual, independientemente del laboratorio en que se realiza la descomposición.

Es suficiente con este razonamiento cualitativo (¡que los alumnos deben reproducir con modelos, canicas o plastilina!). Si se quiere algebraizar el proceso el razonamiento sería:

A partir de una cantidad de una sustancia AB, cuyas moléculas estarían formadas por un átomo de A y otro de B, se obtienen —medidas con la balanza— una cantidad m_A del elemento A, y m_B del elemento B.

Si la masa de un átomo de A es fija y vale M_A , y hay N_A átomos de A, se cumplirá: $m_A = N_A \cdot M_A$. Al igual con B: $m_B = N_B \cdot M_B$.

El cociente entre las masas medidas de A y B será, por tanto:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{N_A \cdot M_A}{N_B \cdot M_B}$$

pero el estar formadas las moléculas del compuesto por un átomo de A y uno de B, N_A igual a N_B , es decir $N_A/N_B = 1$, luego $m_A/m_B = M_A/M_B$ y puesto que las masas de los átomos son constantes este cociente valdrá siempre lo mismo, independientemente de la cantidad inicial de compuesto. Según esto, la proporción en que se encuentran los elementos en un compuesto puede servir para identificarlos.

A.26 Se ha realizado un análisis de distintas muestras de un compuesto formado por nitrógeno (N) e hidrógeno (H), obteniéndose los siguientes resultados:

m_N (g)	5'56	10'88	19'85	29'98	37'59
m_H (g)	1'19	2'33	4'25	6'42	8'05

- Analizar los resultados obtenidos.
- (Opc.) Calcular la cantidad máxima de nitrógeno que puede reaccionar con un gramo de hidrógeno y cuánto compuesto se obtendrá.

COMENTARIO GENERAL SOBRE ESTE APARTADO

Una vez introducida y desarrollada la hipótesis atómico-molecular de las sustancias y el modelo elemental de reacción, es necesario que nos aseguremos que algunas ideas erróneas que, como se ha comprobado estadísticamente, suelen tener los alumnos sobre reacciones químicas no queden subyacentes. Andersson (1986) ha clasificado las ideas que pueden tener los alumnos en las siguientes categorías desplazamiento, modificación, transmutación e interacción química.

Comentaremos estas categorías a partir de las siguientes actividades:

A.1 Un clavo nuevo de hierro se pesa y se deja dentro del agua (o a la intemperie) durante bastante tiempo. Como sabéis, después de ese tiempo cambia de aspecto y al pesarlo pesa más. Sugerir posibles explicaciones.

A.1 (Alternativa) Cuando una casa está recién construida, las tuberías de cobre de agua caliente y fría están brillantes. Después de cierto tiempo, el exterior de estas tuberías pierde el brillo y se oscurece (se cubre de una fina capa oscura). El exterior de la de agua caliente se oscurece más que el de la fría. Dar una explicación detallada de cómo se ha formado esa capa.

A.2 Quemamos con una cerilla un trozo de cinta de magnesio en una cápsula de porcelana. Describir y dar una explicación del fenómeno observado.

A.2 (Alternativa) Si a un vaso que contiene azúcar le añadimos ácido sulfúrico concentrado (¡en campana de gases!) nos queda un residuo sólido negro. Describir y dar una explicación del fenómeno observado.

A.3 Se quema con una cerilla un poco de alcohol en un recipiente, y se observa que al final no hay líquido.

Indicar la respuesta que creáis correcta:

- a) el alcohol ha desaparecido y no se ha convertido en nada material.
- b) los gases producidos por la combustión son nuevas sustancias -distintas del alcohol- que han aparecido tras la combustión.
- c) los gases producidos continuarán siendo alcohol pero en estado gaseoso.

Explicar la opción elegida.

Las explicaciones clasificadas dentro de la categoría de «desplazamiento», suponen que una nueva sustancia aparece simplemente porque ha sido desplazada. Por ejemplo, en el caso 1, equivaldría a pensar que el óxido está en el aire o en el agua y se deposita sobre el clavo. Muchos alumnos, p.e., no admiten que se pueda formar vapor de agua en la combustión del alcohol (¿de dónde iba a salir el agua?), o admiten esa posibilidad porque, según ellos, el alcohol contiene agua.

El aspecto esencial de la categoría de «modificación» es que lo que parece ser una nueva sustancia es en realidad la misma sustancia de antes, aunque en una forma modificada. Por ejemplo «el óxido de hierro es hierro pero oxidado». Esta concepción extrapolada al mundo submicroscópico, supondría, por ejemplo, que las partículas también cambian de estado cuando una sustancia cambia de estado (sólido -> líquido -> gas).

La idea de «transmutación» supone que una sustancia se transforme totalmente en otra completamente nueva (pero sólo una), por ejemplo: «el azúcar se ha convertido en ceniza» al quemarlo.

En todas estas categorías existe algo común: en todos los casos los alumnos imaginan que la aparición de una sustancia es el resultado de un cambio separado (aislado) en una sola sustancia original, o posiblemente de cambios, cada uno por separado, en varias sustancias originales. Una sustancia original A puede convertirse en otra B, quizás incluso, por la presencia de otra sustancia C, pero no forma una nueva sustancia en combinación con otra (C) (Andersson, 1986).

Por último, en la perspectiva de la «interacción química», las nuevas sustancias se forman siempre por la reordenación de los átomos de las moléculas originales, que dan lugar a moléculas distintas por la disposición o la recombinación de los átomos de las sustancias originales. Una interpretación de A.1 en este sentido, supondría considerar que el óxido de hierro es una sustancia nueva y buscar las sustancias presentes que hayan podido interactuar para producirla. Pueden llegar a decir que se forma a partir del hierro y el oxígeno, pero hay que asegurarse de que piensan que se trata de una sustancia cuyas

moléculas tendrán átomos de oxígeno y de hierro, pero no son ni hierro ni oxígeno, es decir, no se trata de una simple mezcla de dichas sustancias.

Como se indica en la Propuesta de Evaluación (Anexo II) alguna de estas actividades pueden ser resueltas por los alumnos al principio del tema, y analizadas, de nuevo, en estos momentos, recordando que la evaluación debe ser percibida por los alumnos como una ayuda real que incida positivamente en el proceso de aprendizaje (releer Anexo I).

2.2 Hipótesis atómica de Dalton

A modo de síntesis de lo visto hasta aquí comentaremos los trabajos de Dalton que, como podrá constatarse, presentan indudables semejanzas con las ideas y resultados que hemos obtenido. Ello será un buen indicador de la validez del trabajo realizado.

A.27 Realizar un resumen de las características del modelo atómico-molecular elaborado hasta aquí y compararlo con el texto sobre los trabajos de Dalton (1802)(Documento II).

A.28 Exponer vuestra opinión sobre la validez actual de la teoría atómica de Dalton.

COMENTARIOS A.27 Y A.28

Los alumnos deben valorar el gran avance que supuso el trabajo de Dalton y resaltar las grandes coincidencias con el trabajo de (re)construcción desarrollado hasta aquí.

También deben ser conscientes de algunas de sus limitaciones:

—hoy en día se pueden «destruir» los átomos, pero no se trata ya de transformaciones químicas, sino de interacciones nucleares,

—la creencia de que todos los elementos son monoatómicos (ya discutida anteriormente),

—la asignación al agua de la fórmula HO...

Debe añadirse además, que Dalton no entró siquiera en el problema de qué es lo que hace que unas partículas sean distintas de otras o por qué están unidas en las moléculas.

2.3 Desarrollo de la hipótesis atómico-molecular

A pesar de sus limitaciones actuales, estas hipótesis no sólo constituyeron un enorme avance sobre la comprensión del comportamiento de las sustancias, sino que abrieron nuevos caminos de investigación y, también, plantearon nuevos problemas.

En este sentido, las hipótesis de Dalton abrían la posibilidad, como veremos, de determinar un primer dato cuantitativo de los átomos: su masa.

2.3.1 Determinación de masas atómicas relativas.

A.29 Al descomponer 3'65 g de una sustancia llamada cloruro de hidrógeno, se han obtenido 3'55 g de cloro y 0'10 g de hidrógeno. Suponiendo que las moléculas de esa sustancia están formadas por un átomo de cloro y uno de hidrógeno (HCl). ¿Cuántas veces es mayor la masa del átomo de cloro que la del hidrógeno?

COMENTARIOS A.29

Ya en la A.25 se han realizado razonamientos análogos, y sobre todo, se han concretado los mismos con modelos moleculares, canicas o bolas de plastilina de distintos colores para formar «moléculas». Conviene, en este caso, seguir un proceso análogo: fabricar muchas moléculas de HCl, cada una de las cuales tendrá un átomo de H y otro de Cl (usar una bola muy pequeña para el hidrógeno y otra de color distinto para el cloro), si los separamos en sus elementos (sólo «bolas» de hidrógeno por un lado y de cloro por otro) y el total de la masa de cloro es 35'5 veces mayor que la masa del hidrógeno (3'55 g de cloro y 0'10 g de hidrógeno → 35'5 g de cloro por cada gramo de hidrógeno); indica que cada átomo de cloro tiene una masa 35'5 veces mayor que un átomo de hidrógeno, ya que el número de átomos de cloro es el mismo que el de átomos de hidrógeno.

Habiéndose realizado estudios semejantes con otros muchos compuestos se ha encontrado que la masa atómica de hidrógeno es la más pequeña conocida, por tanto si le asignamos el valor de 1 u, la masa atómica del cloro será de 35'5 u.

Aunque actualmente la unidad de masa atómica es $1/12$ de la masa del isótopo de carbono ^{12}C , es una buena aproximación para este curso seguir utilizando como patrón el átomo de hidrógeno.

A.30 Experimentalmente se ha determinado que en el agua hay 8 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. Si la fórmula del agua fuera HO, ¿qué relación existiría entre la masa atómica del oxígeno y del hidrógeno? La fórmula correcta es H_2O , ¿cuál es entonces?

A.31 ¿Qué significa que la masa atómica relativa del N es 14?

A.32 Dar el significado de las fórmulas químicas de los siguientes compuestos, y buscar los datos necesarios para calcular la masa molecular relativa de los mismos:

a) monóxido de carbono CO ; b) butano C_4H_{10} ; c) amoníaco NH_3 .

A.33 Cuando decimos que la masa molecular del agua es 18, ¿quemos decir:

a) Una molécula de agua tiene una masa de 18 g.

b) Hay 18 moléculas de agua en 1 g de agua.

c) Una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno.

COMENTARIOS A.30, A.31, A.32 Y A.33

En la A.30 siguiendo un razonamiento análogo al realizado en la actividad anterior llegamos a obtener la masa atómica relativa del oxígeno, siendo, en el caso de que la fórmula del agua fuera HO de 8 u y de 16 u si fuera H_2O . Esto permite reflexionar sobre la necesidad de conocer las fórmulas moleculares de las sustancias antes de poder determinar las masas atómicas.

Dalton propuso para el agua la fórmula HO, que es la expresión más sencilla que se podía suponer. Trabajos posteriores hicieron avanzar en el conocimiento de las fórmulas químicas, pero esto será objeto de estudio en otro curso.

Con las restantes actividades se persigue reforzar el concepto de masa atómica relativa, el significado de las fórmulas químicas y la necesidad de conocerlas para poder determinar, entre otras cosas, la masa molecular de los compuestos.

La última actividad nos servirá para detectar ciertas confusiones en torno al significado de la masa atómica y también algunos errores metodológicos cometidos a menudo por los alumnos consistentes en no analizar mínimamente la validez del resultado, ni siquiera viendo si es o no lógico el valor numérico obtenido.

2.3.2 Un éxito fundamental de la teoría atómica: El Sistema Periódico.

La búsqueda de elementos ha sido uno de los motores de avance de la Química. El complejo rompecabezas que forman, con sus diferencias y semejanzas, originó estudios comparativos de sus propiedades con el fin de sistematizarlas y buscar regularidades. Pese a que se conocían ya algunas familias de elementos con propiedades semejantes (los alcalinos, los halógenos...), fue, como veremos, gracias al desarrollo de la hipótesis atómica cuando se produjeron grandes avances, que a su vez contribuyeron a consolidar la validez de esta hipótesis.

A.34 Señalar algún método que permita estudiar de forma ordenada un número tan elevado (106) de elementos químicos.

A.35 A continuación se ofrecen varias fichas de elementos químicos con sus propiedades (ver Documento III). Buscar distintas formas de agruparlos y elegir, de entre ellas, la que consideréis más adecuada para la ordenación.

A.36 Breve exposición, por el/la profesor/a, de la historia que concluyó en la ordenación de Mendeléev.

A.37 A continuación se presentan dos fichas de elementos con el único dato de su masa atómica. Completa el resto.

Elemento: **Neón**

1. Masa atómica: 20
2. Propiedades físicas:
3. Reacción con el agua:
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno:

Elemento: **Sodio**

1. Masa atómica: 23
2. Propiedades físicas:
3. Reacción con el agua:
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno:

				Ti	50	Zr	90	?	100
				V	51	Nb	94	Ta	182
				Cr	52	Mo	96	W	186
				Mn	55	Rh	104.4	Pt	197.4
				Fe	56	Ru	104.4	Ir	198
			Ni=Co	59	Pd	106.6	Os	199	
			Cu	63.4	Ag	108	Hg	200	
			Zn	65.2	Cd	112			
H 1			?	68	U	116	Au	197?	
Be	9.4	Mg	24	?	70	Sn	118		
B	11	Al	27	As	75	Sb	122	Bi	210?
C	12	Si	28	Se	79.4	Te	128?		
N	14	P	31	Br	80	I	127		
O	16	S	32	K	39	Rb	85.4	Cs	133
F	19	Cl	35.5	Sr	87.6	Ba	137	Pb	207
Li 7	Na 23	Ca	40	?	45	Ce	92		
		Er?	56	La	94				
		Yt?	60	Di	95				
		In	75.6?	Th	118?				

Primera tabla periódica de Mendeléev de marzo de 1869.

COMENTARIOS A.34, A.35, A.36 Y A.37

Tratamos de que los alumnos entiendan que el Sistema Periódico es fruto de una búsqueda de regularidades que permitan un estudio sistemático de las propiedades de los numerosos elementos que van descubriéndose, y que valoren su gran importancia en la Química.

Evidentemente, dado el número reducido de elementos que consideramos, el alumno puede llegar a distintas clasificaciones y siempre que estas sean producto de la aplicación de criterios lógicos, deben valorarse positivamente y utilizarse para introducir los trabajos de Mendeléev —vease, por ejemplo el capítulo sobre el Sistema Periódico de Holton y Brush (1984).

La A.37 debe servir para comprender la utilidad del S.P. en cuanto a sus posibilidades de predicción que, después, se pueden confirmar mediante tablas de datos.

A.38 Como vemos, la tabla periódica elaborada por Mendeléev tomando como base la masa atómica proporciona una profunda ordenación de la química, pero esto plantea nuevos interrogantes: ¿cómo podemos explicar las semejanzas entre los elementos de una familia?

Para orientar a los alumnos podemos hacerles preguntas como: ¿por qué a medida que nos alejamos en la tabla periódica de una familia de elementos las semejanzas son cada vez menores?... En definitiva, ¿por qué, por ejemplo, un átomo de sodio tiene propiedades semejantes a uno de potasio, pero muy distintas de un átomo de cloro?

El modelo de átomo establecido hasta aquí se muestra como un modelo agotado pues la única diferencia entre los átomos de los distintos elementos es su masa y, evidentemente, ésta no puede explicar las semejanzas y diferencias entre los elementos: las propiedades del flúor, de masa atómica 19, son muy distintas de las del sodio, de masa atómica 23; en cambio son muy parecidas a las del bromo o yodo, de masas atómicas 80 y 127 respectivamente.

La necesidad de que haya más diferencias entre los átomos de los distintos elementos cuestiona fuertemente la idea de átomos indivisibles, pues, si por el contrario, estuvieran constituidos por partículas más elementales podríamos pensar en atribuir las diferencias y semejanzas de comportamiento a dichas partículas. Este será uno de los problemas que intentaremos abordar en el apartado 3.

2.3.3 Iniciación al estudio de una reacción química: la combustión

El modelo atómico-molecular ha hecho posible entender, en parte, la diversidad de propiedades y sustancias y formular un modelo elemental para las reacciones químicas. Estudiaremos una reacción de gran importancia en la vida cotidiana como es la reacción de la combustión, tratando de identificar las sustancias que intervienen en la misma.

A.39 Teniendo en cuenta que «quemar» es lo mismo que realizar una combustión, citar ejemplos de combustiones.



COMENTARIOS A.39

Los alumnos suelen referirse únicamente a la combustión de sustancias orgánicas sólidas (papel, madera, tela...). Debemos ampliar el campo añadiendo que líquidos como el alcohol, gases como el butano o incluso metales como el aluminio («papel» de aluminio) o el hierro (utilizar lana de hierro muy fina) también pueden quemarse («arder»).

A.40 Emitir hipótesis sobre qué sustancias participan en las reacciones de combustión.

COMENTARIOS A.40

Es frecuente que los alumnos se refieran al fuego (o las llamas) como una de las sustancias que participan en la combustión (como reactivo) junto con el aire (algunos concretarán en el oxígeno) y el material o sustancia que se quema.

El hecho de que el fuego sea un poderoso agente productor de cambios ha hecho que desde la antigua Grecia fuera considerado como una sustancia (uno de los cuatro elementos de Empédocles de Agrigento, 490 a.d.C).

Puesto que para los alumnos continúa siendo un gran misterio la naturaleza del fuego, se hace necesario profundizar en ello.

A.41 Proceder a diseñar experiencias que nos permitan contrastar, de forma cualitativa, las hipótesis emitidas en la actividad anterior. Realizarlas y analizar los resultados obtenidos.

COMENTARIOS A.41

La primera hipótesis (el fuego) podríamos rechazarla si encontramos algún procedimiento por el que podamos quemar algo sin acción de la llama. Esto puede conseguirse por medio de una lupa, por rozamiento o por contacto con otro cuerpo a temperatura elevada sin llamas (p.e., placas vitrocerámicas).

Señalaremos, que hay, incluso, combustiones en las que no aparece la llama como consecuencia de la reacción, como, por ejemplo, cuando se quema pan en la tostadora, o el guiso de la cacerola, etc.

Debe quedar claro, pues, que la combustión también puede producirse sin llamas.

Por lo que respecta a la segunda hipótesis, la podríamos contrastar intentando quemar alguna sustancia en un recipiente en el que se hubiera hecho el vacío. Dada la dificultad de lo anterior, se puede proponer que intenten quemar algo en el interior de un vaso en el que se haya desplazado el aire sustituyéndolo por otro gas, por ejemplo, con dióxido de carbono (al introducir una astilla humeante en una atmósfera rica en dióxido de carbono, se apagará).

Pero queda por dilucidar si es el aire o el oxígeno en concreto (los alumnos conocen que el aire es una mezcla homogénea de gases, entre ellos el oxígeno) el que participa en la reacción. Ello podría probarse sobre un papel o una astilla humeante insuflando oxígeno puro (que podemos obtener y recoger en una bolsa de plástico, haciendo reaccionar dióxido de manganeso con agua oxigenada): si fuera el oxígeno la sustancia que participa en la combustión, ésta debería avivarse al llegar oxígeno en mayor concentración. El efecto es lo suficientemente evidente para aceptar la participación del oxígeno en las combustiones.

Como resultado de este brevísimo análisis, los alumnos deberían pensar que la combustión se produce entre un material (papel, hierro, alcohol, tela...) y el oxígeno, sin que sea imprescindible la presencia de llama.

La comprensión de la naturaleza del fuego se abordará en cursos posteriores, ya que requiere conocer que las sustancias emiten radiaciones que a unas determinadas temperaturas son visibles. En el caso de los gases la luz puede servir incluso para identificarlos.

A.42 Cuando se quema butano (cuya fórmula es CH_4) se produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Explicar, utilizando el modelo atómico-molecular, cómo puede ocurrir esta reacción a nivel microscópico y escribir la ecuación química correctamente.

A.43 Hacer un resumen que recoja las principales características del modelo de estructura de las sustancias desarrollado hasta este momento.

3. PRIMERAS IDEAS SOBRE LA ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS (¿Cómo son los átomos «por dentro»?)

En nuestra búsqueda de una estructura común a todas las sustancias, hemos llegado a la existencia de átomos, de partículas distintas para cada uno de los elementos del Sistema Periódico. Parecería así que hemos alcanzado un límite constituido por un centenar de partículas a partir de las cuales se formarían todas las sustancias existentes. Sin embargo, a pesar del gran avance realizado, a finales del siglo XIX se pensaba que los átomos no podían ser partículas indivisibles, sino que debían tener una estructura interna a partir de la cual fuera posible explicar algunos hechos que los átomos de Dalton no podían. En efecto, la propia tabla periódica de Mendeléev tomando como base la masa atómica suponía una gran ordenación de la química, pero también planteaba interrogantes que apuntaban a la existencia de una estructura interna de los propios átomos: ¿a qué puede ser debido que los elementos cuyos átomos tienen masas atómicas muy diferentes (como ocurre en cada columna del S.P.) tengan propiedades muy semejantes?, e inversamente, ¿cómo explicar que elementos (como F y Na) cuyos átomos tienen masas atómicas próximas tengan propiedades tan distintas?

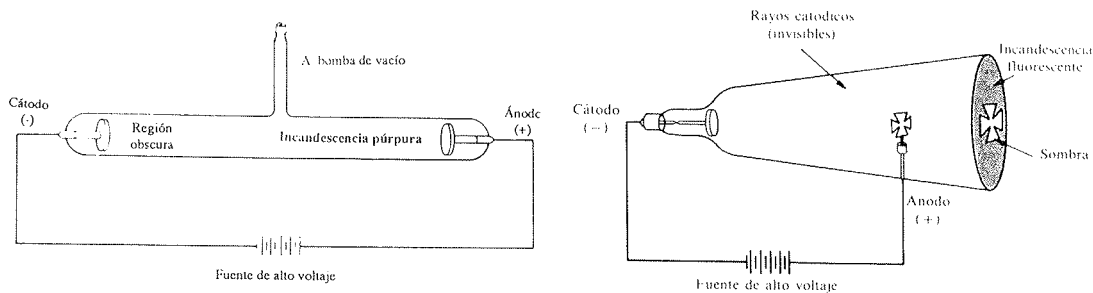
Pero no era sólo el S.P. la única fuente de preguntas: ¿qué es lo que hacía que las moléculas del agua, por escoger un ejemplo familiar, estuvieran formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, es decir H_2O , y no de otra manera (HO , H_3O , HO_2 ...)?, ¿por qué y cómo se unían los átomos de un modo determinado para formar moléculas? La existencia de uniones entre átomos tenía que ser debida a la otra propiedad general de la materia: la carga eléctrica, pero ¿cómo se encuentra la carga eléctrica en los átomos? Precisamente los trabajos desarrollados entre 1890 y 1910 en universidades y laboratorios de investigación abrieron un camino para responder a estas preguntas y dar, como veremos, un salto cualitativo en la comprensión de la estructura de la materia.

A.44 Señalar, a partir de la lectura de los párrafos anteriores, algunos hechos que cuestionen la idea de que los átomos son simples partículas indivisibles (como pequeñísimas esferas macizas).

Los primeros avances con base experimental sobre la estructura interna de los átomos provinieron de estudios relacionados con la naturaleza eléctrica de la materia. Ya, en la A.19 del tema 6, tratamos de recoger en el modelo corpuscular el hecho de que la masa y la carga (positiva y negativa) eran dos propiedades generales de la materia. Ello implicaba que los propios átomos y moléculas debían tener masa, y carga tanto positiva como negativa (si las moléculas de un elemento o compuesto fueran unas positivas y otras negativas, se separarían, decíamos, al acercarlos un cuerpo cargado, lo que no sucede). La investigación sobre cómo y dónde estaba la carga eléctrica en las sustancias podía arrojar luz, pues, sobre la estructura de los átomos.

En concreto era importante desvelar si la carga negativa, p.e., que adquiere un objeto al ser frotado con otro es del mismo tipo independientemente de la naturaleza del material con que se frote. Esto es, a su vez, equivalente a preguntarse sobre la naturaleza de la chispa que salta al acercar una lámina de plástico electrizada a un objeto metálico neutro (especialmente si éste tiene punta), cargándolo. ¿Qué es lo que salta entre los dos objetos?, ¿la carga que transporta la chispa es independiente de la naturaleza de los objetos y del medio en que se encuentran?

El campo de trabajo idóneo para estudiar este problema era el análisis de las chispas entre objetos cargados. Pero el mismo aire que hay entre los objetos de los que salta la chispa, podía influir o hacer más complejo dicho estudio, de modo que se trató de conseguir que la «chispa» saltara entre un objeto cargado negativamente y otro positivamente colocados dentro de un tubo de vidrio en el que había un sólo tipo de gas (neón, helio, mercurio gaseoso, hidrógeno...), y en los que se podía conseguir presiones muy bajas, llegando al «alto vacío».



En la figura se muestran algunos de los tubos usados en estos trabajos. Los «objetos» cargados positiva y negativamente son los extremos de cables conectados a los polos de una batería. Faraday, en sus estudios sobre la conducción eléctrica en líquidos, dio el nombre de *electrodos* a estos extremos, y, en particular, *cátodo* al cargado negativamente y *ánodo* al que tenía mayor concentración de carga positiva.

Cuando la presión es alrededor de unas centésimas (1/100) de la presión atmosférica normal, no salta chispa, sino que se produce una luminosidad dentro del tubo cuyo color depende del gas que haya en él (estos tubos son los antecedentes de los modernos tubos de neón y las lámparas fluorescentes; el neón emite una luz de color naranja brillante; el helio produce un halo blanco rosado; el vapor de mercurio da una luz azul verdosa). Al disminuir la presión hasta una cienmilésima de la presión normal (1/100000), desaparece la luz de color característica del gas que hay en el tubo, y aparece una fluorescencia azulada o verde¹ en las paredes del tubo de vidrio. Plücker y Hittorf, en 1869, introdujeron un objeto sólido dentro del tubo, observando que el objeto proyectaba una sombra como si la fluorescencia de las paredes fuera provocada por rayos procedentes en línea recta del cátodo (ver figura «cruz»), por ello estos rayos recibieron el nombre de rayos catódicos. Rápidamente surgieron dos hipótesis sobre la naturaleza de los rayos catódicos. Un grupo de científicos pensaba que se trataba de una radiación de la misma naturaleza que la luz, otros creían que se trataba de haces de partículas que provenían del cátodo. Tras intensos trabajos en uno y otro sentido, se pudo determinar que los rayos catódicos eran desviados por un imán o al pasar entre láminas cargadas (en este caso, se desviaban hacia la lámina positiva) y que tenían las mismas propiedades *independientemente del gas residual en el tubo o del material del cátodo*. Perrin, en 1895, comprobó que transportaban carga negativa, y, especialmente, Thomson, en 1897, demostró que todas las propiedades de los rayos catódicos se podían explicar si estuvieran formados por partículas cargadas **mucho más pequeñas que los átomos**, sugiriendo que se trataban de partículas subatómicas presentes en los átomos de todos los elementos. Thomson determinó,

¹Al estudiar la "luz" emitida por las paredes del tubo, Röntgen descubrió los rayos X.

además, la relación entre la carga y la masa de dichas partículas demostrando que era constante independientemente del metal de que estuviera hecho el cátodo y que partículas con carga negativa que se producían en otros fenómenos (radiactividad, emisión de partículas por los metales al ser iluminados, filamentos metálicos incandescentes...) eran las mismas partículas de los rayos catódicos. Estas partículas con carga negativa, que están **dentro** de todos los átomos, recibieron el nombre de electrones y su masa es casi dos mil veces ($1/1846$) más pequeña que la de un átomo de hidrógeno.

El descubrimiento del electrón abrió paso a la investigación sobre la estructura interna del átomo, permitiendo formular problemas basados en su existencia:

—Si la materia se presenta neutra, en los átomos además de electrones debe existir carga positiva, pero ¿cómo se encuentra ésta en el átomo? ¿Por qué las partículas que se obtenían de los átomos eran siempre electrones y nunca partículas con carga positiva?

—Si los electrones tienen masa tan pequeña, ¿dónde está la mayor parte de la masa de los átomos?

—¿En qué se diferencian internamente los átomos de elementos distintos?

Iniciaremos la solución a estos problemas, que entran de lleno en la Física y la Química del siglo XX.

3.1 LOS PRIMEROS MODELOS ATÓMICOS

3.1.1 El modelo atómico de Thomson

A.45 Concebir una posible estructura de los átomos teniendo en cuenta que:

—los electrones están en los átomos de todos los elementos;

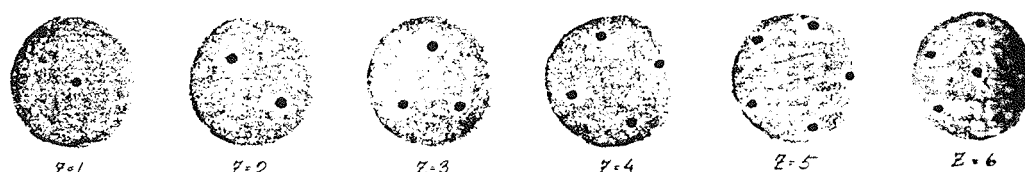
—la masa y el tamaño de los electrones son muchísimo más pequeños que el del átomo más pequeño que existe (el de hidrógeno);

—los elementos son eléctricamente neutros y es posible extraer fácilmente partículas con carga negativa (electrones) pero no con carga positiva.

A.46 Dibujar, de acuerdo con las ideas de Thomson, el átomo de hidrógeno (que tiene un sólo electrón) y el de litio (tres electrones).

COMENTARIOS A.45 Y A.46

Por evidentes razones de simetría, el átomo de H tendría su único electrón en el centro. Si la carga positiva estuviera repartida en una masa fluida del volumen del átomo dentro de la cual se encontrarían los electrones, muchísimo más pequeños, podría explicarse la dificultad de extraer cargas positivas. El siguiente dibujo muestra representaciones de átomos de distintos elementos, según el modelo de Thomson.



3.1.2 Intentos de contrastación del átomo de Thomson. El modelo nuclear de Rutherford

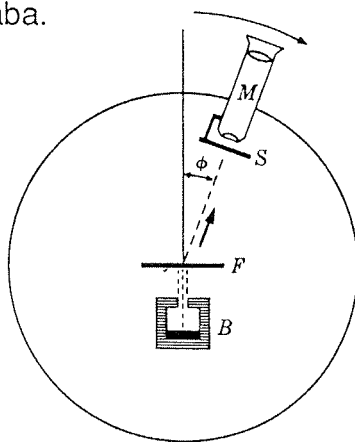
El modelo de «pan de pasas» de Thomson necesitaba ser puesto a prueba para contrastar su validez. Pero es necesario que tengáis presente que el diámetro estimado de un átomo de hidrógeno es del orden de 10^{-10} m, por lo que no resulta nada fácil detectar experimentalmente cómo están formados los átomos. Un camino posible sería «bombardear» los átomos con partículas más pequeñas que ellos, que puedan chocar y atravesarlos, de modo que de las desviaciones sufridas por los «proyectiles» pudiera extraerse información sobre la estructura interna de los átomos. Se necesitaban proyectiles y blancos adecuados, de modo que los proyectiles atravesaran los átomos y pudieran ser detectados después.

El descubrimiento de que algunos elementos, como el radio de Madame Curie, a los que se llamó radiactivos², emitían partículas carga-

²Los elementos radiactivos emiten también electrones (rayos beta) y radiación de la misma naturaleza que la luz (rayos gamma), pero sólo las partículas alfa eran interesantes como proyectiles: tenían una gran masa y velocidad, por lo que serían muy débilmente desviadas por los electrones, su desviación daría, pues, sobretodo información sobre el resto de la estructura del átomo. Además, y muy importante, podían ser detectadas después de los choques sin posibilidad de confundirlas con otras partículas.

das positivamente (con una carga doble de la del electrón), de masa igual a cuatro veces la del átomo de hidrógeno, y a gran velocidad ($2 \cdot 10^7$ m/s), suministró la fuente de proyectiles ideales para bombardear los átomos de finísimas láminas metálicas.

A.47 Rutherford concibió un experimento que consistía en lanzar partículas alfa (de una masa casi ocho mil veces mayor que la del electrón, y una carga dos veces mayor, pero positiva) contra una delgadísima lámina de oro de $0'00004$ cm de espesor (lo que suponía que la lámina tendría unas 1000 capas de átomos de oro) y en registrar la desviación que sufrían las partículas después de atravesar la lámina (ver figura)³. Pensar qué resultados sería lógico obtener, si los átomos fueran cómo Thomson pensaba.



COMENTARIOS A.47

Por encontrarse los electrones distribuidos uniformemente dentro de la masa fluida cargada positivamente, cabía esperar que la fuerza de atracción o repulsión eléctrica sobre las partículas alfa fuera muy pequeña. Como, además, tenían gran masa y gran velocidad, y las desviaciones hacia un lado o hacia el otro eran igualmente probables al atravesar cada

³La pantalla en la que se registraban las partículas alfa, era de un material, sulfuro de cinc ZnS, utilizado en las pantallas de los televisores, que tiene la propiedad de que emite un destello luminoso cuando es golpeado por una partícula cargada. Con un microscopio que se puede trasladar por la pantalla esférica que rodeaba la lámina/blanco, se puede contar el número de destellos que se producen en una determinada zona.

una de las 1000 capas de átomos de oro, los grandes ángulos de dispersión eran altamente improbables.

A.48 A continuación transcribimos un párrafo de las notas tomadas por Rutherford sobre su trabajo. Leerlo detenidamente y pensar cuál sería el «clima emocional» que habría en el equipo de científicos en esos días.

Había observado la dispersión (desviación) de partículas, y el Dr. Geiger, en mi laboratorio, la había examinado detenidamente. Encontró que la dispersión producida por piezas de metal delgadas era generalmente pequeña, del orden de un grado. Un día Geiger vino y me dijo: «¿No cree usted que el joven Marsden, a quien he preparado en los métodos radiactivos, debía empezar una pequeña investigación?». Yo había pensado lo mismo y le dije: «¿Por qué no le dejamos ver si las partículas pueden sufrir una dispersión con un gran ángulo?». Debo decirle en confianza que yo no lo creo, puesto que las partículas son muy rápidas, de gran masa y gran energía (cinética), y si la dispersión fuera debida a la acumulación de pequeñas dispersiones, la probabilidad de que fuese dispersada en retroceso sería muy pequeña. Recuerdo que dos o tres días después vino Geiger con una gran excitación y me dijo: «Hemos logrado obtener el retroceso de algunas partículas». Es lo más increíble que me ha sucedido en mi vida. Casi tan increíble como si usted disparase con una bala de 15 pulgadas contra un papel de seda y el proyectil se volviese contra usted. Al considerar el fenómeno, llegué a la conclusión de que el retroceso debía ser el resultado de una colisión, y al hacer los cálculos vi que era imposible obtener aquel orden de magnitud, a no ser que se considere un sistema en que la mayor parte de la masa del átomo se encuentre concentrada en un pequeño núcleo. Fue entonces cuando tuve la idea del átomo formado por un núcleo masivo como centro y con carga.

A.49 Teniendo en cuenta que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina sin desviarse, que sólo unas pocas sufren

grandes desviaciones y los comentarios del texto anterior, realizar un dibujo de cómo podría ser el átomo, según Rutherford.

COMENTARIOS A.48 Y A.49

La elaboración de modelos, de ideas de naturaleza hipotética, cuya validez siempre es limitada pero que cada vez explican un mayor número de fenómenos, constituye una pieza clave de la producción de conocimientos científicos, y más aún los procesos de cambios de modelos. En este tema se ha pasado del modelo de Dalton (esferas macizas) al de Thomson y, de éste, al de Rutherford. Y en este curso, los alumnos han pasado de ver «cosas» totalmente distintas, una enorme variedad en la que no parecía posible encontrar algo común, a «sentir» el problema de cómo son los átomos «por dentro». Conviene hacerles conscientes del avance realizado.

A la hora de dibujar un modelo, será necesario resaltar que el átomo está casi vacío, con toda su masa y la carga positiva concentrada en una región cuyo radio es una diezmilésima parte del radio del átomo. Una representación de un átomo de hidrógeno en que el radio del núcleo fuera de 1 mm debería tener un radio de 10 m para el átomo. Los electrones deberían estar, entonces, en ese espacio vacío, atraídos por la carga positiva del núcleo y, como no caen hacia él, Rutherford los imaginó dando vueltas alrededor del núcleo al igual que los planetas giran en torno al Sol. Merece la pena citar una analogía de Anderson («El descubrimiento del electrón», Reverté, 1968) sobre la experiencia de Rutherford: «(...) es como si se hubiera disparado con un rifle de alta velocidad (balas = partículas alfa) contra una valla de unos 13 km de gruesa (lámina), formada por perdigones de plomo de unos 6 mm de diámetro (núcleos), separados por una distancia promedio de 6 m, y de unas ochenta moscas domésticas que ocupan el espacio restante (y que representan a los electrones). Si suponemos que la gravedad no desvía las balas, podemos ver en este modelo por qué la mayoría de las partículas alfa pueden atravesar la hoja y por qué unas cuantas de ellas son fuertemente desviadas». Por supuesto, en la realidad, las partículas alfa no tienen que «tocar» el núcleo para ser desviadas: sufren una fuerte repulsión eléctrica cuando se acercan a distancias de unos cuantos radios nucleares del núcleo.

Podemos decir en este momento a los alumnos que los trabajos de Moseley condujeron a la hipótesis (y confirmación) de la existencia de partículas con carga positiva, del mismo valor que la del electrón, en el núcleo de los átomos, a las que se dio el nombre de protones. Más aún, en todos los casos se encontró que ¡el número de protones del núcleo de un átomo de un elemento coincidía con el número de la casilla que ocupaba en el Sistema Periódico (número que le correspondía por ordenación creciente de masas atómicas, es

decir, de un modo empírico)!. Era la primera vez que se establecía una conexión entre la estructura interna del átomo y las propiedades empíricas.

Inmediatamente surgieron dos tipos de preguntas sobre el modelo nuclear de Rutherford:

1) ¿Cuál es la estructura del núcleo?, ¿cómo pueden juntarse en un espacio tan pequeño tantas cargas positivas?

2) ¿Cómo se encuentran los electrones en el espacio restante del átomo?, ¿qué es lo que hace que átomos de distintos elementos tengan distintas propiedades?

Por supuesto, la contestación adecuada se realizará en estudios superiores. Respecto a la primera pregunta sólo podemos decirles que, efectivamente, se pensó que deberían existir unas partículas sin carga eléctrica junto con los protones en el núcleo, a las que se llamó neutrones, y que protones y neutrones debían ejercerse fuerzas atractivas de una nueva naturaleza (se les llamó fuerzas nucleares) para explicar la estabilidad del núcleo de los átomos. Tras años de trabajo (cálculos, experiencias y dinero) después de que fuera predicha su existencia (por Chadwick), el neutrón fue encontrado.

Sí que conviene detenerse algo más en la segunda pregunta, pues dado el problema estructurante del curso, «la búsqueda de una estructura común a todos los materiales», es importante que puedan entrever que con sólo tres partículas (protón, neutrón y electrón; ¡no llegamos a los quarks y leptones!) puede explicarse la existencia de los elementos y de los millones de sustancias conocidas.

Debemos cuidar, también, que los alumnos perciban el modelo de Rutherford como un modelo que hoy en día ya no es aceptado, pero que supuso un enorme avance en la comprensión de la Naturaleza. La imagen de los electrones/bolita describiendo trayectorias curvas definidas en torno al núcleo es muy gráfica, y, sin duda, útil, pero como se verá en cursos superiores se mostró incapaz de explicar fenómenos muy importantes.

Como acabamos de ver, el modelo nuclear supuso un gran avance en la comprensión de la estructura de la materia; pero pronto se pusieron de manifiesto sus limitaciones. Una, muy seria, es que no era posible. Quizás hayas advertido que cuando salta una chispa eléctrica cerca de una radio (p. e., al encender o apagar la corriente eléctrica, cuando se produce un rayo...) se oye un ruido característico. Siempre que una carga eléctrica se acelera (cambia su velocidad o la dirección de su movimiento) emite energía (parte de la cual es recogida por la antena de la radio en el ejemplo propuesto), y eso es lo que le pasaría al átomo si los electrones (que tienen carga eléctrica) estuvieran girando alrededor del núcleo:

emitirían energía, disminuyendo su velocidad y cayendo en el núcleo. Sin embargo, los átomos de la mayor parte de los elementos son estables, sus dimensiones son mucho mayores, como hemos dicho, que las del núcleo y no emiten continuamente energía, por tanto el modelo de Rutherford (exceptuando la existencia de un núcleo central formado por protones y neutrones y la de un número de electrones igual al de protones en el exterior del núcleo) no es posible físicamente.

No explica, entre otras cosas, cómo con sólo tres tipos de partículas distintos pueden existir un centenar de átomos (de elementos) con propiedades diferentes. Es decir, ¿qué es lo que hace que el helio (que tiene 2 protones y 2 neutrones en el núcleo y 2 electrones fuera) y el litio (que tiene 3 protones y 4 neutrones en el núcleo y 3 electrones fuera) tengan propiedades tan diferentes, y, en cambio, el litio y el potasio (con 19 protones y 20 neutrones en el núcleo y 19 electrones fuera de él) tengan propiedades muy semejantes?

Los ejemplos del párrafo anterior, evidencian, además, que las diferentes propiedades de los átomos no deben ser debidas, principalmente, al número de protones o electrones, y apuntan a que, posiblemente, es la «organización» de los electrones en el átomo la fuente de las diferencias y las semejanzas de propiedades. Si ello fuera así, el «estado, organización o estructura» de los electrones de los elementos de una misma columna del Sistema Periódico debería ser muy similar. Es la cuestión que trataremos a continuación.

3.2 Organización de los electrones en el átomo

Un modo posible de obtener información sobre cómo se encuentran los electrones en un átomo, consiste en determinar la energía que se necesita para arrancar o extraer cada uno de los electrones de dicho átomo. Se conocen procedimientos para realizar esto, que no describiremos, y a la energía necesaria para extraer el primer electrón se llama primera energía de ionización (1^{a} E.I.), la necesaria para extraer el segundo, segunda energía de ionización (2^{a} E.I.)... etc. El conocimiento de las sucesivas energías de ionización de un átomo puede servir para contestar a las preguntas planteadas. Antes es necesario, no obstante, prever qué esperaríamos conseguir de una experiencia como ésta.

A.50 ¿Cómo es de esperar que varíen las sucesivas E.I. de un átomo con varios electrones? Tratar de representar cualitativamente, en un gráfico, las E.I. en función del número de orden del electrón que se extrae.

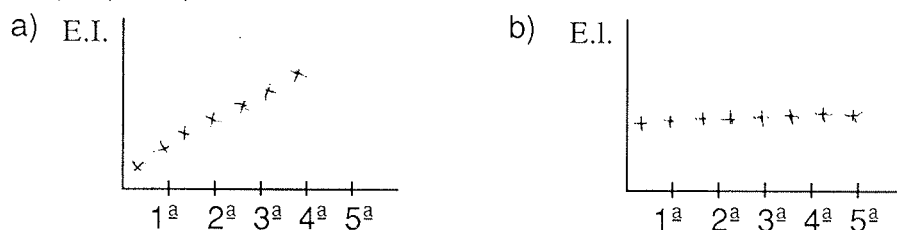
A.51 En la tabla adjunta se dan las E.I. sucesivas para el átomo de sodio. Comparar el gráfico obtenido con el supuesto en la actividad anterior.

E.I. ($J \times 10^{-19}$)	8	75	115	158	222	276	333	423	480	2341	2648
elec. extr.	1º	2º	3º	4º	5º	6º	7º	8º	9º	10º	11º

Anteriormente hemos visto que el número atómico constituye el principio ordenador único para todos los elementos del Sistema Periódico y, en el capítulo anterior, se vio que dicha ordenación periódica descubría diferencias y semejanzas entre ellos. Podemos, ahora, avanzar un paso más y preguntarnos, si no serán las diferentes configuraciones electrónicas las que permitan explicar dichas semejanzas y diferencias.

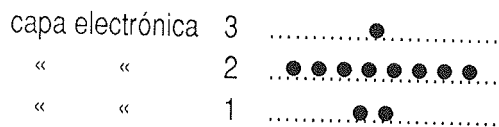
COMENTARIOS A.50 Y A.51

Si los alumnos piensan que todos los electrones están en las mismas «condiciones», propondrán posiblemente gráficos como el a) de la figura, en el que el aumento de las sucesivas E.I. sería debido a un aumento de las fuerzas atractivas entre núcleo y los electrones y a una disminución de las fuerzas repulsivas entre electrones. Si proponen un gráfico como el b), supone que no han tenido en cuenta el efecto anterior.



En todo caso esta discusión «prepara» la comprensión de A.51, donde se ve al representar que, efectivamente, la energía para extraer un electrón aumenta a medida que vamos extrayendo electrones, pero no del modo que cabría esperar de una distribución uniforme. Podemos decir, a la vista de la gráfica, que los once electrones del sodio se

distribuyen en tres grupos: mientras que el primer electrón es fácil de arrancar, los dos últimos son muy difíciles. Las energías necesarias para arrancar desde el 2º al 9º electrón aumentan paulatinamente, aunque no de un modo exactamente regular, pero en esos ocho electrones no hay saltos tan importantes como del 1º al 2º o del 9º al 10º. Estos grupos de electrones se denominan capas de electrones. En el caso del Na, la primera capa tiene 2 electrones, la 2ª 8 y la 3ª 1, pues se numeran comenzando por la más interna. El electrón más fácilmente extraíble es el que se encuentra en la última capa o capa más externa del átomo. Esto se puede representar esquemáticamente del siguiente modo:



Para comprobar la intuición de que las propiedades están relacionadas con la estructura electrónica de los átomos, se requiere hacer lo mismo con varios elementos de una misma columna del S.P., para hallar su distribución electrónica. Para los 20 primeros elementos del S.P., se encuentra que:

ELEMENTO	Nº electrones total	CAPAS (Nº electrones en cada capa)			
		1ª	2ª	3ª	4ª
He	2	2			
Li	3	2	1		
Be	4	2	2		
B	5	2	3		
C	6	2	4		
N	7	2	5		
O	8	2	6		
F	9	2	7		
Ne	10	2	8		
Na	11	2	8	1	
Mg	12	2	8	2	
Al	13	2	8	3	
Si	14	2	8	4	
P	15	2	8	5	
S	16	2	8	6	
Cl	17	2	8	7	
Ar	18	2	8	8	
K	19	2	8	8	1
Ca	20	2	8	8	2

A.52 Utilizando un Sistema Periódico actualizado y la tabla anterior, determinar si existe alguna semejanza en la distribución electrónica de elementos con propiedades semejantes.

A.53 Realizar una recapitulación de lo que hemos avanzado en la comprensión de la estructura del átomo y de los nuevos interrogantes que se plantean.

COMENTARIOS A.52 Y A.53

Los alumnos habrán de constatar que los elementos de una misma familia tienen idéntica la última capa electrónica, por lo que los electrones más exteriores parecen ser los responsables de las propiedades de los elementos. De este modo, se muestra que es posible con sólo tres tipos de partículas distintas, explicar cualitativamente la existencia de elementos: distintas estructuras electrónicas producen átomos con distintas propiedades, y, por tanto, elementos distintos. En particular, los electrones más exteriores del átomo son los que afectan en mayor medida a las propiedades de los elementos. En ellos habrá que fijarse, cuando, en cursos posteriores, se desee profundizar en la unión entre átomos, reacciones químicas, propiedades de las sustancias, etc... Se abren, pues, problemas muy importantes cuya solución tendrá grandes aplicaciones prácticas y supondrá un nivel de comprensión de la Naturaleza antes inimaginable: la producción de nuevos materiales con las propiedades deseadas, la síntesis de sustancias de gran interés biológico..., descansan en el conocimiento profundo de la estructura atómico molecular de las sustancias.

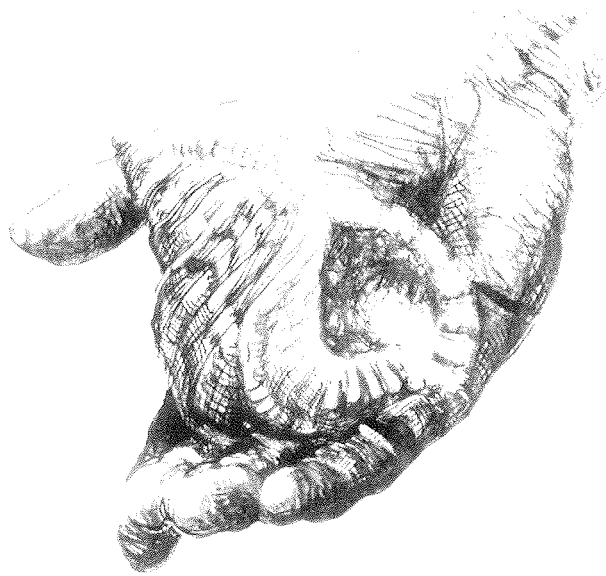
4. CONCLUSIONES Y PROBLEMAS ABIERTOS

Comenzábamos el curso preguntándonos si por debajo de la enorme diversidad de materiales que se presenta ante nosotros existiría una estructura común a todos ellos. Empezamos por buscar propiedades generales a todas las sustancias, en las que apoyarnos para inventar un primer modelo de estructura de los materiales. Este primer modelo, el modelo corpuscular surgió al plantearnos cómo podrían estar formados los gases para tener las propiedades que tienen. Este modelo corpuscular se ha ido enriqueciendo al tratar de resolver con él problemas cada vez

más complejos, aumentando su poder explicativo, su universalidad. Fruto de todo este trabajo hemos llegado a fundamentar seriamente la posibilidad de que todos los materiales se hayan podido formar a partir de electrones, protones y neutrones. ¡Hemos pasado de no «ver» nada común en cientos de miles de sustancias diferentes a pensar que todas están formadas a partir de tres partículas!. Es necesario que revises cuidadosamente el camino seguido desde la diversidad a la unidad.

A.54 Volver a leer el capítulo «¿Qué vamos a estudiar?», y, a partir del él, realizar un esquema donde conste el hilo conductor del curso, lo que se ha avanzado en cada capítulo, y tus propias conclusiones sobre el avance logrado.

Conviene salir, no obstante, al paso de posibles ideas simplistas que pudieran formarse, creyendo que como todo está formado por protones, neutrones y electrones, a partir del estudio de estas partículas podrá llegarse, por ejemplo, a predecir el «funcionamiento» de un ser humano. Aunque la unidad de constitución de toda la materia es un resultado bien establecido en la ciencia actual, y al principio del Universo sólo había partículas y radiación, según se han ido generando estructuras, niveles de organización, cada vez más complejas (átomos, moléculas sencillas, macromoléculas con miles de átomos, los virus, las bacterias, seres unicelulares, pluricelulares, vegetales y animales de complejidad creciente, seres inteligentes...) han aparecido nuevas leyes propias de cada nivel de organización, no reducibles a las de los niveles inferiores. La existencia de distintas ciencias (la física, la química, la biología, la geología...), y el estudio de sus conexiones, es necesario pues para enriquecer nuestra comprensión sobre la Naturaleza, y de esa forma respetar y admirar más la diversidad de nuestro planeta, que ha tardado miles de millones de años en constituirse, y que hoy está seriamente amenazada.



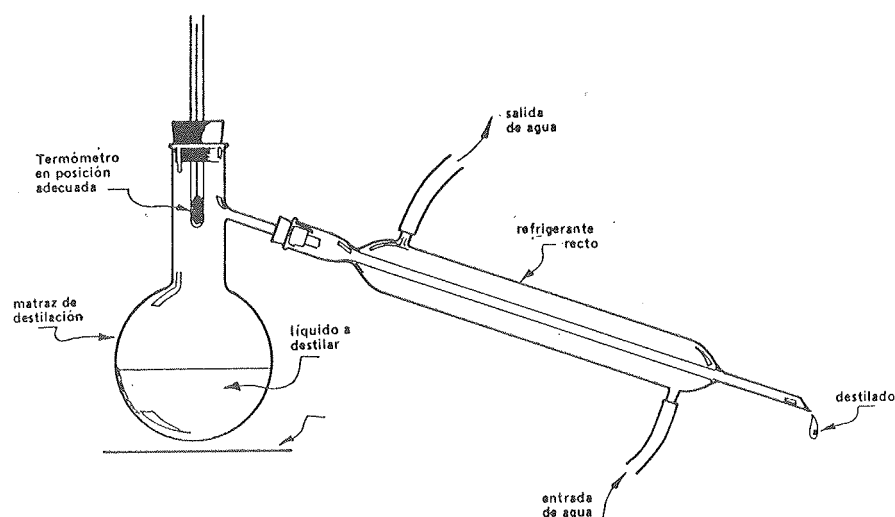
Ambos son miembros del reino animal y, como tales, parientes. Ambos provienen de un grupo ancestral que vivió en La Tierra hace, por lo menos, mil millones de años. Todavía comparten muchas características fisiológicas y químicas, pero difieren también enormemente en otros aspectos, pues son fruto de caminos de evolución distintos.

Remontándose aún más en el tiempo, llegaríamos a antepasados comunes a ambos y a los vegetales actuales..., y si continuáramos llegaríamos a las partículas presentes desde el origen del Universo.

Aunque con niveles de organización de complejidades muy diferentes y no reducibles unos a otros, la unidad de constitución de la materia es un resultado bien establecido en la Ciencia actual.

5. ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

A.55 El vino contiene fundamentalmente alcohol etílico y agua, líquidos que son perfectamente miscibles, y pequeñas cantidades de otras sustancias disueltas. Diseñar y llevar a la práctica un procedimiento para determinar el porcentaje de alcohol en este tipo de bebidas.



COMENTARIOS A.55

Con esta actividad practicaremos una de las técnicas más utilizadas de separación de sustancias. La idea de proceder a hervir el vino y condensar sus vapores, suele aparecer sin dificultad. Es necesario que el profesor indique que una destilación no conduce a una separación total, obteniéndose, eso sí, una mezcla más rica en alcohol. Puede hacerse referencia a las torres de destilación, mostrar esquemas, fotos...

A.56 Realizar un comentario sobre el texto: «El metal predicho» de I. Asimov. (Documento IV).

A.57 Realizar un pequeño estudio de alguna de las industrias químicas que pueden existir en vuestro entorno (realizando si es posible una visita a la misma). Escribir un resumen que incluya desde los objetivos de dicha fábrica hasta los posibles problemas que plantea, pasando por la descripción de las materias prima, los residuos, las reacciones químicas que tienen lugar, etc...

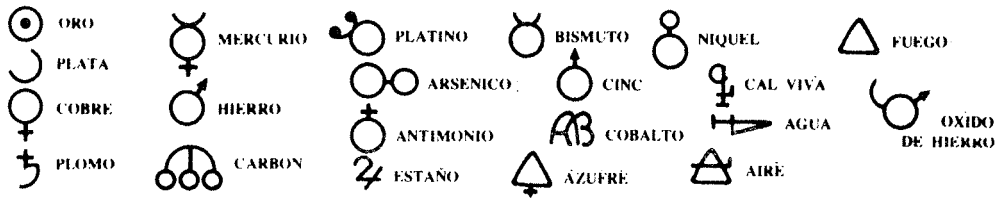
A.58 Usualmente se habla de «leche pura», «aire puro» o «agua pura» (refiriéndose al agua de una fuente de montaña, por ejemplo). La leche, el aire o el agua de una fuente, ¿son realmente puras?

COMENTARIOS A.58

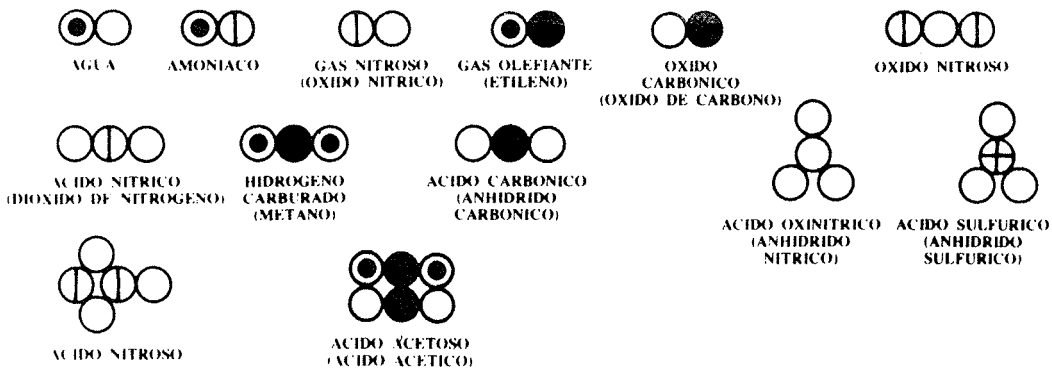
Con esta actividad trataremos de diferenciar el término «puro» empleado socialmente como sinónimo de natural o no contaminado..., con el término puro en Química, en donde una mezcla, sea homogénea o heterogénea no podrá confundirse con sustancia pura.

A.59 A un coche se le ponen 50 l de gasolina y al cabo de algunos kilómetros se han gastado. ¿Se trata de un caso en que no se cumple el principio de conservación de la masa?

DOCUMENTO I. Símbolos de los alquimistas y los establecidos por Dalton.



COMPUESTOS



DOCUMENTO II. La teoría atómica de Dalton.

Las principales hipótesis del modelo de estructura de la materia de Dalton son, de manera resumida, las siguientes:

a) La materia consta de átomos indivisibles:

«La materia, aunque divisible en grado extremo, no es, sin embargo, infinitamente divisible. Esto es, debe haber un punto, mas allá del cual no podemos ir en la división de la materia. La existencia de estas últimas partículas no puede apenas ponerse en duda, aunque sean tan sumamente pequeñas que no puedan apreciarse ni aún con dispositivos microscópicos. Yo he elegido la palabra átomo para representar estas partículas ...»

b) Los átomos son inmutables.

Los átomos de los diferentes elementos «nunca pueden transformarse los unos en los otros por ninguna potencia que podamos controlar».

c) Los compuestos químicos están formados por moléculas idénticas entre sí y constituidas por un número entero de átomos, siempre en la misma razón. Dos o más clases de átomos pueden, por otra parte, combinarse de distintas maneras para formar mas de una clase de moléculas.

d) La proporción en que se combinan los átomos para formar moléculas es siempre una razón numérica muy sencilla como uno a uno, uno a dos, etc.

El compuesto mas estable y fácil de formarse (y, por tanto, el mas abundante) será aquel cuyas moléculas estén formadas por un átomo de cada elemento. Esta última hipótesis se llama de «máxima simplicidad», y según ella la fórmula de la molécula del agua sería HO.

e) En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente cambia su distribución:

«El análisis químico y la síntesis no pueden ir más allá de la separación de las partículas, unas de otras y a su reunión. Ninguna nueva creación o destrucción de la materia está dentro del alcance de los agentes químicos ... Todos los cambios que podemos producir consisten en la separación de partículas que están en estado de cohesión o combinación y en la unión de aquellas que previamente estaban distanciadas».

DOCUMENTO III. Fichas de elementos químicos.

Elemento: LITIO

1. Masa atómica: 7
2. Propiedades físicas: sólido, metal; p.f. 186°C; p.e. 1.336°C
3. Reacción con agua: $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2$; algo violenta.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: Li_2O .

Elemento: CALCIO

1. Masa atómica: 40
2. Propiedades físicas: sólido metal; p.f. 851°C; p.e. 1.437°C
3. Reacción con agua: $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$; algo violenta.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: CaO

Elemento: MAGNESIO

1. Masa atómica: 24
2. Propiedades físicas: sólido, metal; p.f. 651°C; p.e. 1.107°C
3. Reacción con agua: $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: MgO

Elemento: BERILIO

1. Masa atómica: 9
2. Propiedades físicas: sólido, metal; p.f. 1.280°C; p.e. 2.270°C
3. Reacción con agua: no reacciona debido a una capa protectora del óxido que se forma previamente.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: BeO

Elemento: BROMO

1. Masa atómica: 80
2. Propiedades físicas: líquido; p.f. -7,3°C; p.e. 59°C
3. Reacción con agua: $\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{HOBr}$
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: Br_2O

Elemento: ARGON

1. Masa atómica: 40
2. Propiedades físicas: gas; p.f. -189°C ; p.e. -186°C
3. Reacción con agua: no reacciona.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: no forma ninguno.

Elemento: FLUOR

1. Masa atómica: 19
2. Propiedades físicas: gas; p.f. -223°C ; p.e. -187°C
3. Reacción con agua: $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: F_2O

Elemento: POTASIO

1. Masa atómica: 39
2. Propiedades físicas: sólido, metal; p.f. 62°C ; p.e. 760°C
3. Reacción con agua: $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$; violenta.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: K_2O

Elemento: CLORO

1. Masa atómica: 35,5
2. Propiedades físicas: gas; p.f. -102°C ; p.e. -35°C
3. Reacción con agua: $\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HOCl}$
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: Cl_2O y otros.

Elemento: HELIO

1. Masa atómica: 4
2. Propiedades físicas: gas; p.f. -272°C ; p.e. -269°C
3. Reacción con agua: no reacciona.
4. Fórmula de los compuestos con oxígeno: no forma ninguno.

DOCUMENTO IV. «EL METAL PREDICHO» de I. Asimov.

A riesgo de hacerse objeto de burlas, algunos químicos siguieron intentando establecer orden en la lista de los elementos. Cerca de 1870 lo intentaron independientemente dos; a saber, el alemán Julio Lotario Meyer y el ruso Dmitri Ivanivich Mendeléev.

Habían transcurrido cinco años desde Newlands y ahora se afinaba más. Tanto el alemán como el ruso ordenaron los elementos por pesos atómicos, pero ambos se guiaban también por otras propiedades atómicas. Sin entrar en detalle, diré que Meyer hacía uso del volumen atómico y Mendeléev de la valencia.

Los dos notaron que cuando los elementos se disponían por orden de pesos atómicos, las demás propiedades, tales como el volumen atómico y la valencia, subían y bajaban ordenadamente. Reconocieron también que el período de subida y bajada no comprendía siempre el mismo número de elementos; al comienzo de la lista el período era de siete elementos, pero después se hacía más largo. Uno de los errores de Newlands fue empeñarse en mantener invariable la longitud del período, pues ello contribuyó a hacer inevitable que cayesen en la misma columna elementos dispares.

Tanto Meyer como Mendeléev consiguieron publicar su trabajo. Mendeléev logró hacerlo imprimir antes y lo publicó en 1869, mientras que Meyer lo publicó en 1870. Era de esperar que, aun así, saliese perdiendo Mendeléev, pues en general, los químicos europeos no entendían el ruso, y los descubrimientos rusos solían quedar ignorados; pero Mendeléev fue lo bastante previsor para publicar en alemán.

Así y todo, los dos podían haberse repartido el crédito, si no hubiesen seguido orientaciones tan distintas. Meyer era tímido. Nada deseoso de comprometer su carrera científica adelantándose demasiado a las líneas frontales, presentó sus conclusiones en forma de gráfico, que relacionaba el volumen atómico al peso atómico. No aventuró interpretaciones; dejó hablar por sí mismo al gráfico, que habló en voz muy baja.

En cambio Mendeléev construyó una verdadera «tabla periódica de los elementos», como había hecho Newlands, en la cual las diversas propiedades variaban de modo periódico. A diferencia de Newlands, Mendeléev se negó a consentir que ninguna columna contuviese elementos dispares. Si un elemento parecía ir a caer en una columna que no le cuadraba, lo corría a la siguiente, dejando un hueco.

¿Cómo explicar esos vacíos? Mendeléev indicó audazmente que era obvio que no todos los elementos estaban descubiertos aún, y que cada vacío correspondía a un elemento por descubrir. Newlands no había contado con elementos aún desconocidos. En cuanto a Meyer, su gráfico estaba arreglado de manera que no había huecos; y él mismo confesó más tarde que nunca hubiese tenido el valor de razonar como Mendeléev.

Éste llegó a afirmar que hasta podía predecir las propiedades de los elementos desconocidos, fijándose en las propiedades de los demás elementos de la columna en que estaba el hueco. Escogió en particular los huecos que quedaban bajo los elementos aluminio, boro y silicio, en sus tablas primitivas. Esos huecos, dijo, indican elementos por descubrir; los llamó provisionalmente «eka-aluminio», «eka-boro» y «éka-silicio».

Eka en sánscrito significa «uno», así que el nombre quiere decir «el primer elemento bajo el aluminio, etc.». Como en sánscrito *dvi* es «dos», los dos huecos bajo el manganeso corresponderían al eka-manganeso y al dvi-manganeso. Estos son los únicos casos que conozco, en que se ha usado el sánscrito en la terminología científica.)

Consideramos, por ejemplo, el eka-aluminio. Juzgando por el resto de la columna y por su situación general en la lista, Mendeléev dedujo que su peso atómico sería unos 68; que tendría una densidad moderada, unas 5,9 veces mayor que el agua; que su punto de ebullición sería alto, pero el de fusión bajo, y que poseería una porción de propiedades químicas, cuidadosamente especificadas.

Ante esto, la reacción del mundo químico registró desde la risa de indulgente burla al bufido de desprecio. Bastante mal estaba jugar con los elementos, edificando con ellos complicadas estructuras; pero describir elementos que nadie había visto, basándose en esas estructuras, parecía misticismo y nada más, cuando no charlatanería. Eso que sospecho que acaso Mendeléev se libraba de peores críticas, por ser ruso. Los occidentales deberían sentirse indulgentes hacia los delirios de un místico ruso y le toleraron lo que entre ellos no se hubiese considerado tolerable.

Lecoq de Boisbaudran ardía en deseos de descubrir también elementos. Aplicando, de los primeros, la nueva técnica, pasó quince años sometiendo al análisis espectral cuantos minerales caían en sus manos. Estudiando cuidadosamente las líneas obtenidas, iba orientándose con sagacidad hacia los minerales más idóneos para proporcionarle los nuevos elementos que buscaba.

Al fin dio con un mineral que había sido llamado por los mineralólogos primitivos *galena inanis* o «mena de plomo inútil». Resultaba inservible, porque era una mezcla de sulfuro de zinc y de hierro, y los procedimientos ideados para extraerle el plomo que no contenía fracasaban, naturalmente. Ahora se llama esfalerita, de una palabra griega que significa «traidor», por haber engañado tantas veces a los mineros primitivos.

Para Lecoq de Boisbaudran nada tuvo esa mena de inútil y de traidora. En febrero de 1874, sometió el mineral al análisis espectroscópico y descubrió dos líneas espectrales que nunca había visto.

Corrió a París, donde repitió sus experimentos ante varios químicos eminentes, y estableció su prioridad. Empezó luego a trabajar con cantidades mayores de mineral y en

noviembre de 1875 había obtenido ya un gramo de un cuerpo nuevo; suficiente para presentar parte a la Academia de Ciencias de París y sacar muestras del resto, para analizarlas.

El nuevo metal resultó tener un peso atómico un poco inferior a 70; una densidad 5,94 veces mayor que el agua; un punto de fusión bajo: de 30°C; un punto de ebullición alto: de unos 2.000°C; y presentaba una serie de reacciones químicas características.

En cuanto se anunció esto, Mendeléev, desde la remota Rusia, proclamó muy excitado que lo descrito por Lecoq de Boisbaudran era precisamente el eka-aluminio, que él había deducido de su tabla periódica, cinco años antes.

El mundo científico quedó estupefacto. Las propiedades del eka-aluminio, predichas por Mendeléev, corrían impresas; las descritas por Lecoq de Boisbaudran, de su nuevo elemento, corrían impresas también. Ambas coincidían casi exactamente en todos los detalles.

No era posible negarlo: tenía que estar en lo cierto Mendeléev. La tabla periódica tenía que ser una descripción útil del orden y sencillez ocultos tras los elementos.

Por si alguna duda quedaba, los otros elementos predichos por Mendeléev fueron descubiertos también a los pocos años, y sus predicciones coinciden también con la realidad. Así como antes todo el ridículo cayó sobre Mendeléev y no sobre Meyer, ahora en cambio Mendeléev acaparó toda la fama. En 1906, pocos meses antes de morir, estuvo a punto de lograr el premio Nobel; se lo quitó por solo un voto Moissan, el descubridor del flúor.

Tanto Newlands, como Beguyer de Chancourtois se vieron al fin vindicados. Después de fallecido en 1886 Beguyer de Chancourtois, una revista francesa publicó en desagravio su diagrama del cilindro; aquél que no había sido publicado treinta años antes. Y en 1887 la «Royal Society» concedió al fin a Newlands una medalla, por el trabajo que la «Chemical Society» se había negado a publicar.

En cuanto al metal descubierto por Lecoq de Boisbaudran, éste usó su prerrogativa de inventor de darle nombre. Lleno de noble patriotismo, le dio el de su tierra natal; pero acordándose de la Roma antigua, usó el nombre latino de «Gallia», de modo que el nuevo elemento se denominó «galio».

Pero ¿fue aquello patriotismo puro? «Lecoq» significa «el gallo» de la palabra latina *gallus*. Así pues, ¿tomó el galio su nombre de «Gallia» país, o de «gallus», su propio descubridor? ¿Quién lo sabe?

DOCUMENTO V

MATERIAL	Estado (cm)	PF °C	PE °C	d (g/cc)
Zn	s	419	907	7'135
Cu	s	1078	2580	8'9
Hg	l	-39	357	13'5
Pb	s	328	1750	11'3
NaCl	s	801	1413	2'16
H ₂ SO ₄	l	10'4	338	1'841 (96%)*
etanol	l	-117'3	78'5	0'789
Fe	s	1540	2800	7'78
naftalina	s	80	218	1'025
aceite oliva	l	-6**		0'92
polil (pdiclorobenceno)	s	53	174	1'25

* Datos referidos a H₂SO₄ concentrado, que contiene un 96% de riqueza.

** Al tratarse de una mezcla, el punto de fusión es del valor de la sustancia más abundante.