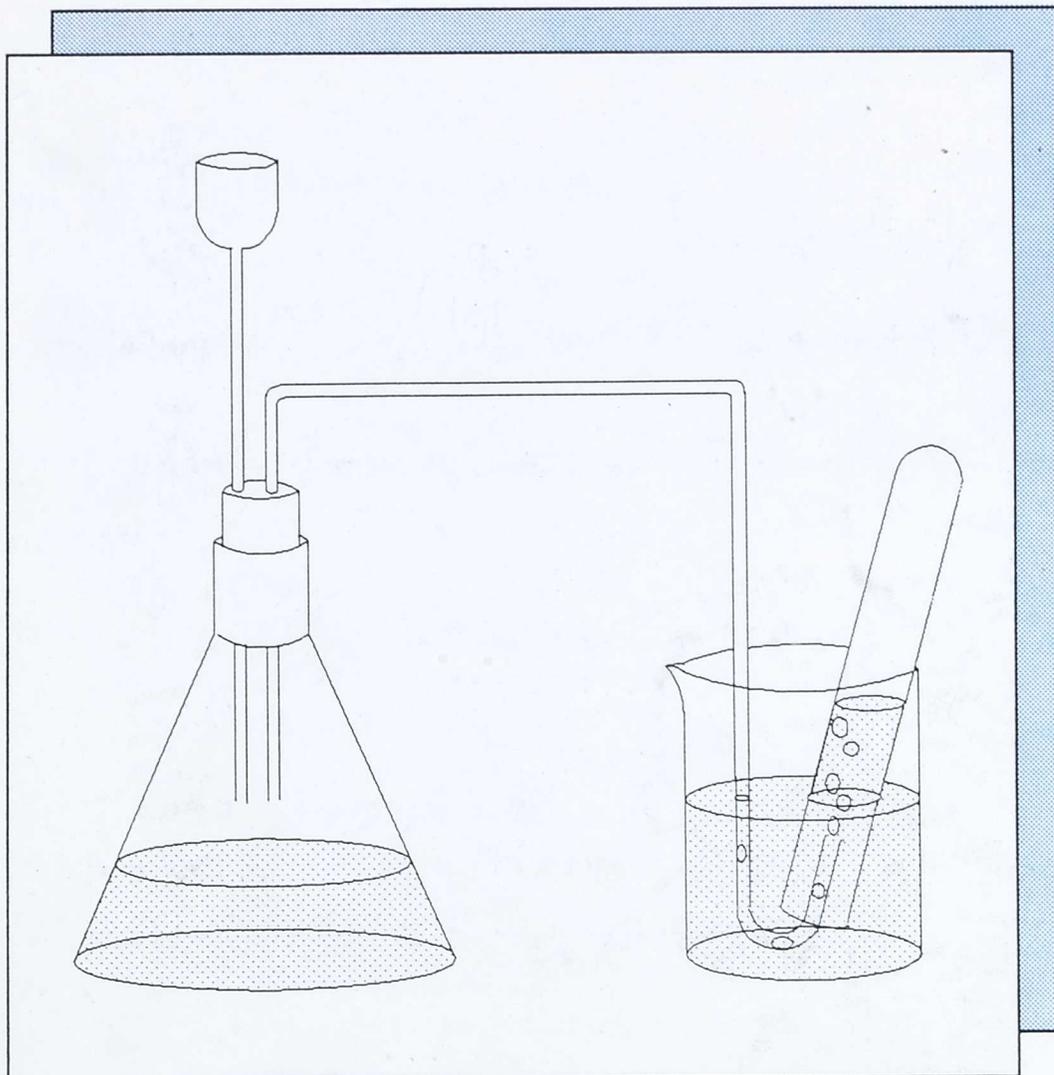


PROGRAMA DE ACTIVIDADES: LOS ORIGENES DE LA QUIMICA Y LA TEORIA ATOMICA

PRIMER CURSO DE BACHILLERATO



Seminario de Física y Química
I.B. Andrés de Vandelvira

SERIE: CIENCIAS EXPERIMENTALES

PUBLICACIONES

CEP

ALBACETE

C 1067/21



C 1067/21

C 1067/21

SEMINARIO DE FISICA Y QUIMICA

I.B. "ANDRES DE VANDELUIRA"

Componen el Seminario de Fisica y Quimica del I.B.
"Andrés de Vandelvira":

- Antonio Garcia Cifuentes
- Rafael Cantó Llorca
- Ulpiano Garcia Marcilla
- Juan Lara Melero
- Maria José Toledo Martínez
- Matilde Jimenez Pardo
- Vicenta Jimenez Pardo

PROGRAMA DE ACTIVIDADES

I

LOS ORIGENES DE LA QUIMICA
Y
LA TEORIA ATOMICA

PRIMER CURSO DE BACHILLERATO

Impreso en el CENTRO DE PROFESORES DE ALBACETE
en Octubre de 1.992

DEPOSITO LEGAL AB-16-1992

ISBN: 84-8035-010-5

A-78.709

BIBLIOMEC



024069



Componen el Seminario de Física y Química del I.B.
"Andrés de Vandelvira" :

- Antonio García Cifuentes
- Rafael Cantó Llorca
- Ulpiano García Marcilla
- Juan Lara Melero
- María José Toledo Martínez
- Matilde Auñón García
- Vicenta Jiménez Tomás

I.- Antecedentes históricos	1
II.- El nacimiento de la Química: la teoría atómica	11
II.1: El comportamiento de los gases	11
II.2: El concepto de elemento	12
II.3: Leyes generales de las reacciones químicas	13
II.4: La teoría atómica de Dalton	14
II.5: Ley de los volúmenes de combinación	15
II.6: Hipótesis de Avogadro: Concepto de molécula	16
II.7: Masas atómicas y moleculares	17
II.8: Concepto de mol. Número de Avogadro	18
II.9: Símbolos y fórmulas	19
III.- Otras actividades	20
COMENTARIOS A LOS CONTENIDOS	21
COMENTARIOS A LAS ACTIVIDADES	22
EVALUACION	23
REFERENCIAS	24
BIBLIOGRAFIA	25

Impreso en el CENTRO DE PROFESORES DE ALBACETE
en Octubre de 1.992

DEPOSITO LEGAL AB-16-1992

ISBN: 84-8035-010-5

R-78.709



INDICE

INTRODUCCION	1
OBJETIVOS	1
METODOLOGIA	2
CONTENIDOS Y ACTIVIDADES	4
I.- Antecedentes históricos	5
II.- El nacimiento de la Química: la teoría atómica	8
II.1: El comportamiento de los gases	8
II.2: El concepto de elemento	13
II.3: Leyes ponderales de las reacciones químicas	14
II.4: La teoría atómica de Dalton	19
II.5: Ley de los volúmenes de combinación	21
II.6: Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula	22
II.7: Masas atómicas y moleculares	24
II.8: Concepto de mol. Número de Avogadro	26
II.9: Símbolos y fórmulas	28
III.- Otras actividades	29
COMENTARIOS A LOS CONTENIDOS	30
COMENTARIOS A LAS ACTIVIDADES	31
EVALUACION	34
REFERENCIAS	36
BIBLIOGRAFIA	37

OBJETIVOS

Con la unidad "Los orígenes de la química y la teoría atómica" se introducen algunos conceptos básicos de la química (átomo, molécula, elemento y compuesto, masas atómicas y moleculares, etc...) desde una perspectiva histórica que contempla la evolución de las ideas sobre la constitución de la materia desde los griegos

INTRODUCCION

Numerosos grupos de trabajo en didáctica de las ciencias de nuestro país, se han esforzado durante los últimos años en la elaboración de materiales que podríamos denominar genéricamente **programas de actividades**^{1,2,3}. Se persigue con ellos el **aprendizaje significativo** de los conocimientos científicos, a través de una **metodología activa** que pone al alumno repetidamente en situación de aplicar la metodología científica y busca despertar en él actitudes positivas hacia la ciencia, investigando las relaciones ciencia-sociedad y el desarrollo histórico de las ideas científicas.

En esta línea, y aprovechando la participación en un Proyecto de Formación del Profesorado en Centros durante los cursos 1989-90 y 90-91, los profesores del Seminario Didáctico de Física y Química del I.B. "Andrés de Vandelvira" de Albacete, hemos trabajado en la elaboración de nuestros propios materiales didácticos, conscientes de que la mayor parte de las dificultades que se presentan en la tarea diaria de enseñar ciencia no se pueden superar sólo con una programación razonable de los contenidos de unas asignaturas tradicionalmente dotadas de programas oficiales inabordables. Participamos de la necesidad de un planteamiento metodológico que prime el trabajo diario del alumno en el aula y que presente la ciencia, no como algo que deba estudiarse por sí misma, sino como una actividad humana más que ha ido evolucionando con el hombre a lo largo de la historia, y que ha llegado a transformar, para bien o para mal, su forma de vida de manera radical.

Con esta intención hemos preparado diversas unidades didácticas a nivel de los actuales segundo y tercero de B.U.P.⁴

OBJETIVOS

Con la unidad "**Los orígenes de la Química y la teoría atómica**" se introducen algunos conceptos básicos de la Química (átomo y molécula, elemento y compuesto, masas atómicas y moleculares, mol, etc...) desde una perspectiva histórica que contempla la evolución de las ideas sobre la constitución de la materia desde los griegos

hasta el siglo XIX. Se pretende con ella que los alumnos sean capaces de:

- Manejar con fluidez dichos conceptos básicos, así como conocer y valorar la evolución que han sufrido a lo largo de la historia hasta adquirir su significación actual.
- Concebir estrategias y desarrollar procedimientos propios de la investigación científica (planteando de modo preciso los problemas, formulando hipótesis, diseñando experiencias para su contrastación, analizando los datos obtenidos en las mismas y extrayendo resultados, elaborando informes científicos, etc...).
- Comentar críticamente textos científicos originales sencillos, destacando las ideas fundamentales que contienen, el contexto histórico y científico en que se publicaron y su influencia en el desarrollo de ideas posteriores.
- Comprender la importancia que la formulación de modelos teóricos tiene en el desarrollo de la ciencia y conocer algunas de sus características fundamentales.
- Utilizar con propiedad el vocabulario científico aprendido, tanto en la comunicación oral como en la escrita.
- Desarrollar la capacidad de síntesis.

METODOLOGIA

Para alcanzar los objetivos anteriores se ha diseñado un programa de actividades que cubre los contenidos del tema. El hilo conductor del mismo es un texto base donde el alumno puede encontrar la información de partida imprescindible para su trabajo. Esta información no es evidentemente exhaustiva y deberá ser completada y revisada por el propio alumno realizando las actividades propuestas. Estas incluyen desde comentarios de textos científicos originales, hasta la realización de trabajos experimentales que ponen de manifiesto el alcance y la eficacia de la metodología científica, pasando por actividades de desarrollo y comprensión de conceptos, de interpretación teórica de hechos experimentales, de simple repa-

so de conceptos aprendidos con anterioridad, de resolución numérica de problemas de corte tradicional, de búsqueda bibliográfica, etc-
...

A este respecto, es imprescindible que el alumno organice los resultados obtenidos en las actividades de modo que, en todo momento, disponga de una fuente de consulta de fácil acceso. Con tal fin se propone una actividad final consistente en la realización de una síntesis de los conceptos estudiados, de sus relaciones mutuas y de sus consecuencias y aplicaciones fundamentales.

En cuanto al modo de trabajar en clase, la bibliografía en investigación educativa proporciona un buen número de argumentos en favor de la organización de los alumnos en pequeños grupos ⁵. No obstante, la propia naturaleza de las actividades aconseja no mantener un criterio demasiado rígido en este sentido. Actividades que ponen a los alumnos ante conceptos y situaciones novedosas o que son planteadas como trabajos prácticos donde se han de formular hipótesis, realizar experiencias de laboratorio, analizar datos experimentales, consultar bibliografía, etc..., son, sin duda, adecuadas para su discusión y realización en grupos. Otras que profundizan en la significación de los conceptos o van dirigidas a su aplicación en ejercicios de cálculo numérico pueden ser más efectivas si se realizan individualmente. De todas formas, cualquiera que sea la decisión que se tome al respecto, lo que se ha de procurar es ofrecer a todos los alumnos la oportunidad de explicitar sus ideas, comunicarlas, contrastarlas y modificarlas si es preciso.

Es recomendable una puesta en común tras la realización de cada actividad. Se evita así la posible ruptura de la unidad de la clase y pueden resolverse las dudas comunes; el profesor puede reconducir las discusiones cuando las propuestas de los alumnos no van bien encaminadas y, en último término, realizar las síntesis oportunas.

II.7.- Masas didácticas y materiales

Este enfoque metodológico exige un profundo cambio en el papel desempeñado por el profesor. La imagen de simple transmisor de conocimientos ya elaborados debe ser olvidada. El profesor se ha de constituir en elemento motivador⁶ de la clase y en guía del proceso de aprendizaje, conduciendo el trabajo de grupos e individuos hacia los objetivos previstos, fomentando la discusión de las ideas, ofreciendo puntos de vista alternativos sobre las mismas, proporcionando los materiales adecuados para que los alumnos participen activamente en la adquisición de los conocimientos, etc.... A todo esto habría que añadir una nueva e importante faceta, la de inves-

tigador didáctico, como resultado del proceso de permanente optimización de los recursos materiales y metodológicos que utiliza.

Desde los tiempos más remotos los hombres han respondido a las enigmas de la existencia inventando bellas y complejas historias sobre dioses omnipotentes e impredecibles. Las explicaciones religiosas fáciles frustraron durante milenios el deseo humano de comprender el mundo. La salida del sol, el retorno al norte de las estrellas en el cielo nocturno, una buena cosecha, el nacimiento de un niño o el éxito en la casa eran signos evidentes del capricho de los dioses, del mismo modo que las epidemias, el hambre y las plagas.

CONTENIDOS Y ACTIVIDADES

Sin embargo, hace unos dos mil quinientos años surgió en Grecia una de las ideas más importantes en la historia de la ciencia humana: la idea de que el universo presenta un orden que puede ser descubierto de que en la naturaleza existen regularidades que pueden ser descubiertas y sus secretos revelados.

I.- Antecedentes históricos.

En su intento de comprender el mundo, los filósofos griegos, los filósofos romanos y los filósofos medievales por unos cuantos elementos básicos de la naturaleza. Los filósofos de Agrigento, II.1.- El comportamiento de los gases. eran cuatro: tierra, aire, agua y fuego. II.2.- El concepto de elemento. mediría un químico. II.3.- Leyes ponderales de las reacciones químicas. Sin embargo, estas suposiciones no fueron confirmadas por la experiencia experimental. II.4.- La teoría atómica de Dalton. época considerada el trabajo de los químicos. Este trabajo de este período no instruyó a los químicos. II.5.- Ley de los volúmenes de combinación. Los astrónomos a pensar en los átomos. II.6.- Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula. Los filósofos de los siglos de los siglos. II.7.- Masas atómicas y moleculares. De los siglos de los siglos. II.8.- Concepto de mol. Número de Avogadro. II.9.- Símbolos y fórmulas. Menos éxito tuvo otra hipótesis debida a Leucipo de Mileto y su discípulo Demócrito. La idea de que la materia puede subdividirse indefinidamente por estar constituida por átomos o corpúsculos indivisibles. Estos átomos estarían en continuo y desordenado movimiento y de sus uniones resultarían los cuerpos compuestos. La idea puede parecer hoy evidente, pero no fue aceptada en la época en que Platón y Aristóteles la rechazaron.

I.- ANTECEDENTES HISTORICOS

Desde los tiempos más remotos los hombres han respondido a los enigmas de la existencia inventando bellas y curiosas historias sobre dioses omnipotentes e impredecibles. Las explicaciones religiosas fáciles frustraron durante milenios el viejo sueño humano de comprender el mundo. La salida del sol, el retorno diario de las estrellas en el cielo nocturno, una buena cosecha, el nacimiento de un niño o el éxito en la caza eran signos evidentes del beneplácito de los dioses, del mismo modo que las epidemias, el hambre, las plagas o la muerte indicaban claramente su enfado.

Sin embargo, hace unos dos mil quinientos años, surgió en Grecia una de las ideas más importantes en la historia de la especie humana: la idea de que el universo presenta un orden interno; de que en la naturaleza existen regularidades que permiten desvelar sus secretos.

En su intento de comprender el mundo sin recurrir a los dioses los filósofos griegos concluyeron que todas las cosas estaban formadas por unos cuantos elementos o principios básicos. **Empédocles de Agrigento**, hacia el 430 a.C., estableció que estos elementos eran cuatro: *tierra, aire, agua y fuego*. Más tarde, **Aristóteles** añadiría un quinto, el *éter*, como constituyente de los cielos. Sin embargo, éstas suposiciones no fueron acompañadas de contrastación experimental alguna, fundamentalmente porque la sociedad de la época consideraba el trabajo manual como una tarea propia de la gente no instruida y de los esclavos. El propio **Platón** animaba a los astrónomos a pensar en los cielos, no a perder el tiempo observándolos. De este modo, todas estas brillantes ideas cayeron en el terreno de la mera especulación, y habrían de transcurrir aún más de dos mil años para el triunfo definitivo del método experimental. Pese a ello, durante todo ese tiempo formaron parte del marco teórico en que se desarrolló todo el trabajo científico antiguo y medieval.

Menos éxito tuvo otra hipótesis debida a **Leucipo de Mileto** y su discípulo **Demócrito de Abdera**, según la cual la materia no puede subdividirse indefinidamente por estar constituida por *átomos* o corpúsculos indivisibles. Estos átomos estarían en continuo y desordenado movimiento y de sus uniones resultarían los cuerpos compuestos. La idea puede parecer hoy evidente, pero no ocurrió así en la época en que Platón y Aristóteles la rechazaron.

A.1: *Lee detenidamente los siguientes textos:*

"...Empédocles postula cuatro elementos materiales, fuego, aire, agua y tierra, todos eternos, que aumentan y decrecen mediante mezcla y separación; pero sus auténticos primeros principios, los que imparten el movimiento a aquellos son el Amor y la Discordia. Los elementos están constantemente sometidos a un cambio alternante, mezclándose unas veces por obra del Amor y separándose otras por la acción de la Discordia; sus primeros principios, en consecuencia, son seis."

-(DK26a28)-

"...los principios de todas las cosas son los átomos y el vacío; todas las otras cosas son objeto de opiniones... Las cualidades existen solo por convención; por naturaleza, solo hay átomos y vacío... Los átomos se desplazan azarosamente en el vacío y en él se encuentran espontáneamente, debido a su impetuoso movimiento desordenado, y se combinan porque, en razón de la variedad de aspectos que presentan, se agregan entre sí; de este modo constituyen un mundo y lo que él contiene o, más bien, infinitos mundos."

-(DK 68 a 81)-

CUESTIONES:

- 1.- *Destaca las ideas fundamentales que contienen.*
- 2.- *¿Cuál de los dos textos te parece mejor como hipótesis científica? ¿Por qué?*
- 3.- *¿Se halla presente en ellos el mito como parte de la explicación?*
- 4.- *¿Por qué crees que las interpretaciones mitológico-religiosas de los fenómenos naturales han sido tan frecuentes a lo largo de la historia?*
- 5.- *¿Conoces algún caso de claro enfrentamiento entre Ciencia y Religión? ¿Crees que aún hoy en día existen conflictos entre ambas?*

En el siglo III a.C., Alejandría se convierte en el centro cultural del mundo. Allí confluyen las ideas filosóficas griegas y los conocimientos prácticos de los antiguos egipcios, tan íntimamente ligados al embalsamamiento de los muertos y los rituales

religiosos. De su unión surge la *alquimia*. La ciencia, la magia y la religión se entrelazan nuevamente con la consiguiente obstaculización de los avances en el conocimiento de la naturaleza. Esta conexión con lo mágico y lo religioso hizo que la alquimia levantara grandes recelos entre la gente y condujo a los alquimistas a redactar sus escritos en un lenguaje simbólico, oscuro y misterioso que dificultó la libre difusión de las ideas y favoreció la proliferación de charlatanes y embaucadores.

El gran sueño de los alquimistas fue la transmutación de los metales en oro. Ampliaron la relación de elementos de los griegos, sosteniendo que cualquier sustancia podía transformarse en otra por simple adición o sustracción de tales elementos en las proporciones adecuadas. En su infatigable e infructuoso intento de obtener oro a partir de otros materiales descubrieron sustancias de mucha mayor importancia, como los ácidos minerales y el fósforo, y desarrollaron algunas técnicas experimentales notables, pero no supieron apreciar el verdadero valor de estos logros que ellos mismos consideraban como simples éxitos secundarios en su búsqueda fundamental.

A finales de la Edad Media comienza la decadencia de la alquimia. La proliferación de charlatanes y estafadores llevó a que su práctica fuese prohibida por reyes y papas. En el siglo XVI los esfuerzos de muchos alquimistas se dirigieron a la preparación de drogas y medicamentos. Esta etapa de transición entre la alquimia y la verdadera química se conoce como *iatroquímica* o química médica y tiene como figura más relevante a **Paracelso**, un alquimista de la vieja escuela que alardeaba de haber creado un pequeño hombre en el laboratorio y de haber encontrado el *elixir de la juventud*. Elevó la sal a la categoría de elemento fundamental, como principio que confería solidez y resistencia al calor.

II.11 El descubrimiento de los gases

A.2: Lee detenidamente el siguiente texto:

En 1643, Evangelista Torricelli demostró que el aire ejerce presión y es capaz de sostener una columna de mercurio de 76 cm de altura "...la materia próxima de los metales es el mercurio. La Naturaleza, en su sabiduría, ha unido a éste un agente adecuado, el azufre, que lo digiere y moldea en forma metálica. El azufre es una especie de grasa terrosa, engrosada y endurecida por una cocción a temperatura adecuada, y se relaciona con el mercurio como el macho con la hembra... Parte del azufre es fusible y parte no. El mercurio se coagula en las concavidades de la tierra por medio del azufre... Podríamos decir que los dos, en su mutua operación de juntarse, son los principios primeros de

los metales. La posibilidad de transformar metales comunes en oro radica en el hecho de que en los metales ordinarios el azufre no ha realizado aún su obra..."
-Petrus Bonus, "Nueva perla preciosa"-

CUESTIONES

- 1.- ¿ Qué nuevas ideas sobre la constitución de la materia aparecen en el texto ?
- 2.- ¿ Existe la materia pura para un alquimista ?
- 3.- Los grandes objetivos de los alquimistas eran la piedra filosofal y el elixir de la juventud. Recoge información sobre ellos en la bibliografía recomendada (2,3,4) .

II.- EL NACIMIENTO DE LA QUIMICA. LA TEORIA ATOMICA

El concepto de **átomo**, aunque relegado desde la época de Aristóteles, no había sido totalmente olvidado. Sobrevivió en las doctrinas de **Epicuro**. Uno de sus seguidores, el poeta y filósofo romano **Lucrecio**, escribió un bello poema que ha llegado hasta nosotros (*De rerum natura*), en el que plasmó sus ideas acerca de los átomos. En el siglo XVII ya había atomistas convencidos como **Gassendi**, **Boyle** o el propio **Newton**. La importancia que fue adquiriendo la imagen atomística de la materia se debió, en gran parte, a las investigaciones realizadas sobre el comportamiento de los gases.

II.1: El comportamiento de los gases

En 1643, **Evangelista Torricelli** demostró que el aire ejerce presión y es capaz de sostener una columna de mercurio de 76 cm de altura al nivel del mar. El dispositivo ideado por Torricelli (el **barómetro**) consiste en un recipiente con mercurio sobre el que se coloca invertido un tubo lleno del metal. El mercurio del tubo desciende hasta que la diferencia de los niveles en el recipiente y en el tubo es de 76 centímetros, dejando un vacío en la parte superior.

A-3: Se define la presión como la cantidad de fuerza que actúa perpendicularmente sobre una superficie, dividida por el área de la superficie: $P = F/A$. Por ello, una fuerza grande produce una presión pequeña si se dispersa en un área muy grande y, viceversa, una pequeña fuerza origina una presión elevada si se concentra sobre un área pequeña.

CUESTIONES

- 1.- Define la unidad de presión en el S.I. Expresar dicho ley.
- 2.- Demuestra, ayudándote de la bibliografía adecuada, que la presión ejercida por un fluido en un punto vale $P = d.g.h$, siendo d su densidad, g la aceleración de la gravedad y h la distancia vertical desde el punto a la superficie libre del fluido.
- 3.- Una unidad de presión muy utilizada es la atmósfera. Defínela y encuentra su relación con la unidad S.I.
- 4.- Dibuja un esquema del barómetro de Torricelli.

Robert Boyle se interesó en el estudio del aire y de la presión atmosférica. Mediante una bomba de vacío demostró que el desnivel de mercurio en el barómetro de **Torricelli** era debido a la presión atmosférica ejercida por el aire y no a la succión ejercida por el vacío de la parte superior del tubo, como algunos habían apuntado. En 1662 publicó un trabajo en el que exponía en forma cuantitativa la relación existente entre la presión ejercida por un gas en un recipiente y el volumen que ocupa. Los datos obtenidos en una experiencia típica se presentan en la A-4.

A-4: Los siguientes datos van referidos a una masa de cierto gas. Durante la experiencia se mantuvo constante la temperatura.

P (atm)	1'00	1'50	2'00	2'50	3'00
V (litros)	400'0	266'0	201'5	160'0	133'0

CUESTIONES

- 1.- Representa gráficamente p frente a V y el producto $p.V$ frente a V , y expresa las relaciones matemáticas que pueden deducirse de las gráficas obtenidas.
- 2.- En caso de que aparezcan constantes de proporcionalidad, discute la posibilidad de que sean universales o de que dependan de las condiciones en que se realiza la experiencia. Emite hipótesis al respecto y sugiere la forma de comprobarlas.
- 3.- Las ecuaciones obtenidas constituyen la expresión matemática de la ley de Boyle-Mariotte. Intenta expresar dicha ley en lenguaje científico verbal.

A-4 (bis):

- 1.- Haz una relación de todas aquellas propiedades del estado gaseoso que te parezcan más sobresalientes.
- 2.- Expón tus ideas acerca de la constitución de los gases y trata de relacionarlas con las propiedades señaladas.
- 3.- Desde un punto de vista cualitativo, cómo crees que se verán afectadas mutuamente las variaciones de presión y de volumen de un gas.
- 4.- ¿Cómo podrías comprobar tus hipótesis? Propón algún diseño experimental sencillo que permita hacerlo.
- 5.- Realiza la experiencia en el laboratorio y analiza los datos obtenidos.

Para el análisis de los datos utiliza el mismo cuestionario que en la A-4.

Posteriormente, una serie de trabajos iniciados por **J. Charles** y culminados en 1808 por **Joseph Gay-Lussac**, establecieron cómo afectaban las variaciones de temperatura sobre la presión o sobre el volumen de un gas. Los datos de un experimento de dilatación de gases se recogen en la A-5.

A-5: Se han medido, a la presión constante de 1 atm, los volúmenes ocupados por distintas masas de gases conforme aumentaba la temperatura desde -50°C , a intervalos de 25°C . Los resultados son:

gas: dióxido de carbono; muestra: 4'4 g

V (litros): 1'829 2'034 2'239 2'444 2'649 2'854

gas: dióxido de carbono; muestra: 22 g

V (litros): 9'145 10'170 11'195 12'220 13'245 14'268

gas: nitrógeno; muestra: 7 g

V (litros): 4'572 5'084 5'597 6'109 6'622 7'134

gas: nitrógeno; muestra: 28 g

V (litros): 18'288 20'336 22'388 24'446 26'486 28'536

CUESTIONES

- 1.- Representa gráficamente V (en litros) frente a T (en $^{\circ}\text{C}$) utilizando un único diagrama para todas las muestras.
- 2.- Expresa matemáticamente la relación entre V y T para cada muestra.
- 3.- ¿ En qué punto cortan las curvas obtenidas el eje de temperaturas ? Interpreta físicamente el resultado.
- 4.- ¿ Cómo son las gráficas si se toma dicho punto como origen de temperaturas ? ¿ Y las ecuaciones matemáticas ?
- 5.- Las ecuaciones anteriores constituyen el enunciado matemático de la ley de Gay-Lussac. Propón el enunciado verbal equivalente.
- 6.- Si $T_0 = 0^{\circ}\text{C}$ y V_0 es el volumen a esa temperatura, calcula algunos valores de la expresión

$$\frac{1}{V_0} \cdot \frac{V - V_0}{T - T_0}$$

para cada una de las muestras de gas. ¿ Qué significado tiene el resultado ?

gas A-5 (bis) Como alternativa, la A-5 puede plantearse en los mismos términos que la A-4 (bis), buscando ahora la relación entre el volumen y la temperatura de un gas a presión constante. La realización en el laboratorio de la experiencia correspondiente no proporcionará tantos datos como los recogidos en A-5, pero la mayor parte de los apartados se pueden resolver con los valores recogidos para dos muestras de aire de diferente masa.

A-6: Un estudio análogo de las variaciones de presión de un gas con la temperatura, en condiciones de volumen constante, permitió a Gay-Lussac establecer la relación matemática que liga ambas magnitudes. Planifica una experiencia que permita obtener información cuantitativa acerca de la influencia de la temperatura sobre la presión de un gas.

A-7: Las leyes de Boyle y de Gay-Lussac relacionan dos a dos las magnitudes p , V y T para valores constantes de una tercera. rata de encontrar la denominada ecuación general de los gases que liga a las tres en una sola expresión matemática.

En la práctica los gases presentan desviaciones del comportamiento descrito por las leyes anteriores, tanto mayores cuanto más elevada es su presión. Un gas que obedece exactamente las leyes de Boyle y Gay-Lussac se denomina *gas ideal*. La práctica totalidad de los gases en condiciones de presión baja pueden considerarse como ideales.

Las interpretaciones teóricas de las observaciones experimentales sobre el comportamiento de los gases se enmarcaron desde un principio en dos modelos que partían de una visión atomística de la materia: el *estático* y el *cinético*.

Según el modelo estático un gas estaría compuesto por partículas en reposo y en contacto unas con otras. Estas partículas tendrían que poseer una gran elasticidad (los gases son muy compresibles) y deberían experimentar repulsiones mutuas (los gases se expanden indefinidamente hasta ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene). **Newton** apoyó este modelo e incluso demostró matemáticamente que si la fuerza de repulsión variara según el

inverso de la distancia a la que se encuentran dos partículas, el gas cumpliría la ley de Boyle. El éxito de este modelo fue grande en el siglo XVIII y **John Dalton** se apoyó en él en la concepción de su modelo atómico.

El modelo cinético fue desarrollado cuantitativamente por **Daniel Bernouilli** en 1738. Supone al gas constituido por infinidad de corpúsculos que se encuentran en rápido y desordenado movimiento, chocando al azar unos con otros y con las paredes del recipiente. Estos choques contra las paredes determinan la presión del gas. Admite, además, que existe una equivalencia directa entre el calor y el movimiento de las partículas. El modelo, aunque reproducía perfectamente los resultados empíricos de Boyle, permaneció ignorado casi cien años, hasta que quedó claramente establecido el principio de conservación de la energía y la equivalencia entre calor y trabajo.

A-8: *Propón una interpretación cualitativa de la ley de Boyle desde el punto de vista de un defensor del modelo estático y de un defensor del modelo cinético.*

II.2: El concepto de elemento

Entre la publicación, en 1661, de "*The Sceptical Chymist*" de **Boyle** y la muerte de **Lavoisier**, en 1794, se desarrolló un concepto básico que jugaría un papel fundamental en el establecimiento de la teoría atómica de la materia. Este concepto es el de **elemento químico**. Boyle rechazó los intentos de identificar los elementos constitutivos de la materia recurriendo a los razonamientos griegos y alquimistas. Propuso una definición de elemento fundamentada en el estudio riguroso de las sustancias químicas presentes en la naturaleza. Para Boyle un **elemento químico era aquella sustancia que no puede descomponerse en otras mediante el uso de métodos físicos y químicos conocidos**.

Esta definición era ya aceptada por la mayoría de los químicos a finales del siglo XVIII. El propio **Lavoisier**, en el prefacio de su "*Traité élémentaire de Chimie*" (1789), realiza este moderno análisis del concepto de elemento:



contribuyeron al avance en el conocimiento de los procesos químicos. "...Todo lo que puede decirse sobre el número y naturaleza de los elementos está, en mi opinión, confinado a discusiones de naturaleza metafísica. El tema solo nos suministra problemas indefinidos que pueden resolverse en miles de formas distintas, ninguna de las cuales, con toda probabilidad, es consistente con la Naturaleza. Yo solo añadiré a esta cuestión que si por el término elemento nos referimos a aquellos átomos simples e indivisibles de los cuales se compone la materia, es muy posible que no sepamos nada acerca de ellos; pero si aplicamos el término elemento o principio de los cuerpos para expresar la idea del último término que el análisis químico puede alcanzar, debemos admitir como elementos todas las sustancias en las cuales, por cualquier medio, podemos descomponer los cuerpos. Nada nos autoriza a afirmar que estas sustancias han de considerarse tan simples que no puedan estar compuestas de dos o aún mayor número de principios; pero dado que estos principios no pueden ser separados unos de otros, o hasta ahora no hemos descubierto el medio de separarlos, se comportan, para nosotros, como sustancias simples, y nunca deberíamos suponerlas compuestas hasta que el experimento y la observación nos lo haya demostrado."

y para un metal:

A-9: A Lavoisier se le considera a menudo como "Padre de la Química Moderna". Lee detenidamente el texto anterior y destaca las ideas fundamentales que contiene.

¿Qué aspectos de la metodología científica aparecen reflejados en el mismo?

II.3: Leyes ponderales de las reacciones químicas

a) Establecimiento de la ley de conservación de la masa

Durante el siglo XVIII se desarrolló una notable labor investigadora que condujo al descubrimiento de un gran número de sustancias y sentó las bases del nacimiento de la química como ciencia. Así, **Black** descubrió el anhídrido carbónico; **Scheele**, el oxígeno y el cloro; **Priestley**, el oxígeno (independientemente), el nitrógeno y numerosos compuestos gaseosos; **Cavendish**, el hidrógeno; etc...

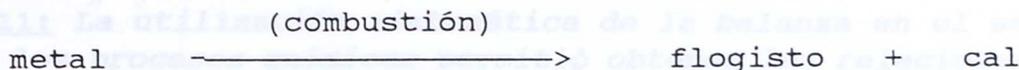
Sin embargo, todas estas brillantes investigaciones apenas

contribuyeron al avance en el conocimiento de los procesos químicos, debido a la adhesión de sus protagonistas a la **teoría del flogisto**.

A-10: La teoría del flogisto surge como consecuencia del interés despertado por los procesos de combustión. Su formulación más elaborada se debe a Georg Stahl (1660-1734). Supone que toda sustancia combustible contiene un principio inflamable, el flogisto, de forma que en la combustión se desprende flogisto con acompañamiento de luz y calor y queda un residuo, la ceniza o cal del cuerpo combustible. Así, para la madera:



y para un metal:



CUESTIONES

- 1.- Según esta teoría, el residuo de cualquier sustancia, ¿será pobre o rico en flogisto ?
- 2.- ¿ Qué será más pesado, una sustancia o su cal ?
- 3.- Uno de los puntos fuertes de la teoría consistía en que proporcionaba una explicación del proceso de obtención de un metal a partir de su cal por calentamiento con carbón. Escribe el proceso y trata de explicarlo.
- 4.- Se observó que la cal de los metales era siempre más pesada que éstos y, además, que la presencia del aire era indispensable para toda combustión. Ponte en el lugar de un seguidor de la teoría y propón una explicación de estos hechos.

A finales del siglo XVIII, **Lavoisier** introdujo el empleo sistemático de la balanza en el estudio de los procesos químicos. Con rigurosas mediciones demostró de un modo indiscutible que toda

combustión en el aire consiste en una combinación con una parte de ese aire. Calcinando metales en recipientes cerrados comprobó que la masa total del recipiente no variaba con la calcinación y que el aumento de masa de la **cal** coincidía con la disminución de masa de aire. Era el fin de la teoría del flogisto.

En sus investigaciones **Lavoisier** utiliza sistemáticamente el **principio de conservación de la materia**, "...nada se pierde, nada se crea...". Otros químicos anteriores a él ya lo habían utilizado como hipótesis de trabajo, pero se debe a **Lavoisier** su confirmación y generalización. Existen varias formas equivalentes de enunciar el principio. En términos puramente químicos, "**en un sistema reaccionante, la masa inicial de reactivos es igual a la masa de productos finales**". De forma más general, "**en un sistema cerrado la masa total permanece constante, independientemente del proceso que en él tenga lugar**".

b) Ley de las proporciones definidas

A-11: La utilización sistemática de la balanza en el estudio de los procesos químicos permitió obtener las relaciones ponderales en que se combinaban los elementos para formar compuestos. A continuación se presentan una serie de datos obtenidos del análisis de diferentes muestras de un óxido de hierro y de un sulfuro de plomo.

a) Oxido de hierro:

muestra	procedencia	m(g)	m Fe	m O	% Fe	% O
herrumbre	hierro a la intemperie	10'00	6'99	3'01		
comercial	almacén de laboratorio	2'00	1'40	0'60		
hematites	minas de San Gotardo	120'00	83'93	36'07		
oligisto	minas de Krivoy Rog	50'00	34'97	15'03		
hematites roja	minas de Ulverstone	20'00	13'99	6'01		

a) Combinación de cloro y manganeso:

b) Sulfuro de plomo:

muestra	procedencia	m (g)	masa S	masa Pb	% S	% Pb
laboratorio	calcinando S y Pb	1'36	0'18	1'18		
laboratorio	precipitando Pb ⁺² con S ⁻²	0'85	0'11	0'74		
galena	minas de Derbyshire	16'00	2'14	13'86		
galena	minas de Helgoat	7'00	0'94	6'06		

CUESTIONES

- 1.- Determina para cada muestra analizada el porcentaje en peso de los elementos constituyentes y completa las tablas anteriores.
- 2.- Extrae conclusiones de los resultados y expónlas en un enunciado lo más completo y conciso posible.

CUESTIONES

c) Ley de las proporciones múltiples

A-12: Con frecuencia dos elementos se combinan dando lugar a varios compuestos diferentes dependiendo de las condiciones en que se verifica la reacción. A continuación se presentan los datos analíticos de las combinaciones con el oxígeno de cloro y manganeso:

a) Combinación de cloro y oxígeno:

compuesto	masa de la muestra (g)	masa de O (g)	masa de Cl (g)	g O / g Cl
I	1'000	0'184	0'816	
II	2'500	1'009	1'491	
III	1'250	0'663	0'587	
IV	2'750	1'684	1'066	

b) Combinación de manganeso y oxígeno:

compuesto	masa de la muestra (g)	masa de O (g)	masa de Mn (g)	g O / g Mn
I	3'400	0'767	2'633	
II	2'500	0'920	1'580	
III	2'000	0'608	1'392	
IV	1'500	0'757	0'743	

CUESTIONES

- 1.- Determina los gramos de oxígeno que se combinan con uno de cloro y con uno de manganeso en cada uno de los compuestos analizados, y completa las tablas anteriores.
- 2.- ¿Qué relación guardan entre sí las cantidades de oxígeno que se combinan con un gramo de cloro para formar los compuestos del apartado (a) ? ¿ Y en el caso del apartado (b) las que se combinan con un gramo de manganeso ?
- 3.- Extrae conclusiones de los resultados anteriores y trata de expresarlas en un enunciado breve y completo.

II.4: La teoría atómica de Dalton

John Dalton propuso en 1803 un modelo atómico para la materia basado en el modelo estático de los gases y formulado para explicar el comportamiento del aire. Sus hipótesis fundamentales eran las siguientes:

- 1) La materia está constituida por átomos, partículas separadas e indestructibles.
- 2) Los átomos son invariables. Los de un mismo elemento son iguales en masa y en sus otras propiedades; los de elementos distintos difieren en masa y el resto de las propiedades.
- 3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los "átomos" de un determinado compuesto son a su vez idénticos en masa y el resto de las propiedades.
- 4) En las reacciones químicas los átomos ni se crean ni se destruyen, sólo cambia su distribución.

Aunque Dalton adoptó el término "átomo" de los antiguos filósofos griegos, su concepción era distinta. Demócrito y sus seguidores imaginaban a todos los átomos formados de una única materia primordial, aunque con formas y tamaños distintos. Estas ideas filosóficas fueron aceptadas por Galileo, Boyle, Newton, etc., pero solo en manos de Dalton constituyeron una verdadera teoría científica capaz de explicar la realidad experimental.

La teoría de Dalton se convirtió en una importante hipótesis de trabajo en el desarrollo posterior de la Química. Entre sus aportaciones fundamentales podemos destacar:

- a) Ayudó a distinguir con claridad entre elemento químico y compuesto, y entre sustancia pura y mezcla.
- b) Dió significado físico a las leyes ponderales.
- c) Proporcionó un método para la determinación de las fórmulas de los compuestos y el cálculo de sus masas atómicas relativas.

A-13: Interpreta los resultados de las actividades A-11 y A-12 en términos de la teoría de Dalton.

En relación con la determinación de fórmulas, Dalton añadió a su esquema conceptual un nuevo postulado que suele conocerse como **regla de la máxima simplicidad** de los compuestos estables. En sus propias palabras, "...Cuando solamente puede obtenerse una combinación de dos elementos, debe considerarse que ésta es la combinación binaria... Cuando se observan dos combinaciones distintas, debe considerarse que son una binaria y otra ternaria..." Así, la fórmula del agua adoptada por Dalton fue HO; la del amoniaco, NH; las de los dos óxidos de carbono conocidos, CO y CO₂; las del metano y acetileno, CH₄ y CH, etc... Evidentemente la regla no resistió el paso del tiempo, pero fue el comienzo del proceso que llevó a la dilucidación de las fórmulas de los compuestos. También abrió el camino para la determinación de masas atómicas relativas. En la siguiente actividad se presenta un ejemplo al respecto.

En dicho experimento, dos volúmenes de hidrógeno se combinaban con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de vapor de agua. Conocer de la simplicidad y uniformidad características de las propiedades de los gases, se basaba en la posibilidad de que otros gases se combinaran en proporciones más raras.

A-14 En 1810, Dalton dió los siguientes resultados analíticos para una serie de compuestos gaseosos cuyos "átomos compuestos" contenían únicamente nitrógeno y oxígeno. El orden en que aparecen es el de densidades crecientes:

COMPUESTO	% en peso de nitrógeno	% en peso de oxígeno
A	42'1	57'9
B	59'3	40'7
C	26'7	73'3
D	19'5	80'5
E	32'7	67'3

CUESTIONES

- 1.- ¿ Proporcionan estos datos una confirmación de la ley de las proporciones múltiples ?
- 2.- Trabajando con la hipótesis de que la fórmula del gas más ligero (A) es NO, ¿ cuál será la de los demás gases ?
- 3.- ¿Cuál es la masa atómica del oxígeno relativa al nitró-

geno de acuerdo con la hipótesis anterior ? ¿ Es consistente el resultado con los datos del resto de los compuestos de la tabla ?

II.5: Ley de los volúmenes de combinación

En 1808, **Joseph L. Gay-Lussac** observó que el experimento de **Cavendish** de la explosión de una mezcla de gases hidrógeno y oxígeno para la obtención de vapor de agua podía interpretarse con gran simplicidad. En dicho experimento, **dos** volúmenes de hidrógeno se combinaban con **un** volumen de oxígeno para formar **dos** volúmenes de vapor de agua. Conocedor de la simplicidad y uniformidad características de las propiedades de los gases, **Gay-Lussac** sugirió la posibilidad de que otros gases se combinaran en proporciones volumétricas sencillas.

A-15: El estudio de las relaciones volumétricas entre gases elementales para diversas reacciones químicas arroja los siguientes resultados:

1 volumen de nitrógeno + 3 volúmenes de hidrógeno ----- 2 volúmenes de amoniaco

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno ----- 2 volúmenes de vapor de agua

1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno ----- 2 volúmenes de óxido nítrico

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro ----- 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno

En cada reacción todos los volúmenes fueron medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

CUESTIONES

1.- ¿ Pueden explicarse los resultados anteriores con el modelo de Dalton y su concepción estática de los gases ?

2.- Resume en un enunciado conciso dichos resultados experimentales.

Dalton se negó a aceptar la ley de los volúmenes de combinación apoyándose en los resultados de sus propios experimentos (bastante pobres y muy inferiores a los de Gay-Lussac). Según su concepción estática, los átomos de diferentes gases debían tener tamaños diferentes y aceptar la ley de los volúmenes de combinación habría sido como admitir que volúmenes iguales de gases distintos, en igualdad de condiciones, contenían el mismo número de átomos, es decir, supondría abandonar su modelo estático y lo que para él era la "ley inmutable de Newton de los fluidos elásticos".

A-16: Las dificultades que plantea la ley de volúmenes de combinación a la teoría de Dalton, ¿ significan que ésta es falsa ? ¿ Qué consideras más importante en una teoría, que sea válida o que sea verdadera ? ¿ Podrías distinguir el significado de esos dos términos ?

a) el hidrógeno no puede ser un gas monoatómico

b) suponiendo distintos todos los gases elementales, todas las

II.6: Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula

La interpretación teórica de la ley de los volúmenes de combinación fue llevada a cabo por **Amedeo Avogadro** en 1811 y supuso un choque frontal con las ideas daltonianas acerca de los gases. El modelo de **Avogadro** puede resumirse en los siguientes puntos:

a) **Adopción del modelo cinético de los gases.** Las partículas constituyentes del gas están aisladas y son muy pequeñas comparadas con las distancias medias que las separan, es decir, el volumen efectivo ocupado por ellas es una fracción despreciable del volumen del recipiente que contiene al gas.

b) Las partículas más pequeñas de los elementos gaseosos no son simples átomos aislados, sino agregados formados por dos o más átomos simples unidos por fuerzas atractivas. A estos agregados se les denominó **moléculas**.

c) En idénticas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de todos los gases contienen el mismo número de moléculas. Esta proposición se conoce ahora como hipótesis o ley de Avogadro.

d) **Regla de simplicidad:** El proceso correcto que tiene lugar en una reacción gaseosa es aquél que, siendo consistente con otras reacciones químicas, es el más simple y está en armonía con la ley de Gay-Lussac y la hipótesis anterior.

A.17: Comenta los puntos de discrepancia que observes entre las teorías de Dalton y de Avogadro.

A-18: A la vista de las reacciones de la actividad A-14 y de los postulados de Avogadro demuestra que:

a) el hidrógeno no puede ser un gas monoatómico;

b) suponiendo diatómicos todos los gases elementales, todas las reacciones anteriores satisfacen las leyes ponderales y la ley de los volúmenes de combinación;

c) también se satisfacen dichas leyes considerando que todos los gases elementales están constituidos por un número par de átomos.

A-19: La obtención de hidrógeno a escala industrial hace uso de la siguiente reacción: un volumen de alcohol tratado con un volumen de vapor de agua produce un volumen de dióxido de carbono y tres volúmenes de hidrógeno. Deduce la fórmula molecular de dicho alcohol.

II.7: Masas atómicas y moleculares

La hipótesis de Avogadro constituyó una herramienta fundamental para el establecimiento de una escala de masas atómicas relativas. Las siguientes actividades lo ilustran:

La elección de la masa del átomo de hidrógeno como patrón dió pronto paso a otra escala basada en la masa del átomo de oxígeno, puesto que este elemento forma muchos más compuestos estables con el

A-20: Se han medido las masas de dos volúmenes idénticos de dos gases, A y B, en las mismas condiciones de presión y temperatura, obteniéndose los valores m_A y m_B , respectivamente. Demuestra que la relación entre las masas de las moléculas de A y de B es precisamente m_A/m_B .

Sin embargo, los grandes logros de la Física Atómica y principios de la Física Nuclear demostraron que muchas cosas se descubrió que la mayoría de los elementos químicos consisten en una mezcla de isótopos (átomos de un mismo elemento que difieren en masa) en proporciones constantes.

gas	masa (g)	gas	masa (g)
hidrógeno	0'0818	dióxido de carbono	1'8005
oxígeno	1'3095	sulfuro de hidrógeno	1'3913
nitrógeno	1'1458	dióxido de azufre	2'6189
cloro	2'9087	metano	0'6547

que se encontraran. En concreto para el oxígeno se encontraron tres isótopos, ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O , con masas atómicas de 16, 17 y 18, respectivamente. La escala de masas atómicas se definió como 1/16 de la masa del isótopo ^{16}O . Los valores de estas escalas diferían ligeramente: la masa atómica del hidrógeno en la escala resultó ser 1'008.

CUESTIONES:

- Debido a los inconvenientes que planteaba la utilización de dos
- 1.- Calcula la masa relativa al hidrógeno de las moléculas de oxígeno, nitrógeno y cloro.
 - 2.- Admitiendo que todos estos gases son diatómicos, calcula las masas atómicas del oxígeno, nitrógeno y cloro tomando la del hidrógeno como unidad.
 - 3.- Determina en la misma escala la masa molecular de los compuestos de la segunda columna.
 - 4.- Deduce las masas atómicas relativas del carbono y del azufre con los datos anteriores.

Es muy frecuente encontrar en la bibliografía química los términos "**peso atómico**" y "**peso molecular**" en lugar de los de masa atómica y molecular. Aunque masa y peso tienen significados físicos claramente distintos hay que tener presente que, en la terminología química, peso atómico o molecular y masa atómica o molecular se utilizan indistintamente.

La elección de la masa del átomo de hidrógeno como patrón dió pronto paso a otra escala basada en la masa del átomo de oxígeno, puesto que este elemento forma muchos más compuestos estables con el resto de los elementos. En esta nueva escala, conocida como **escala química** y aceptada unánimemente a partir de 1905, se establece la **unidad de masa atómica** como 1/16 de la masa del átomo de oxígeno, con lo que las masas atómicas del hidrógeno y del oxígeno resultan ser, respectivamente, 1'007 y 16'000.

Sin embargo, los grandes logros de la Física Atómica a principios de este siglo permitieron conocer detalles insospechados acerca de la constitución de los átomos. Entre otras muchas cosas se descubrió que la mayoría de los elementos químicos consisten en una mezcla de isótopos (átomos de un mismo elemento que difieren en masa) en proporciones constantes, independientemente del lugar en que se encontraran. En concreto para el oxígeno se encontraron tres isótopos, de masas 16, 17 y 18, con una abundancia del 99'76%, 0'04% y 0'20%, respectivamente. La escala química se había establecido, por tanto, sobre un átomo promedio y rápidamente se propuso otra, la **escala física**, en la que la unidad de masa atómica se definía como 1/16 de la masa del isótopo O-16. Los valores de ambas escalas diferían ligeramente: la masa atómica del oxígeno en la escala física resultó ser 16'004.

Debido a los inconvenientes que planteaba la utilización de dos escalas diferentes, la I.U.P.A.C. (**International Union of Pure and Applied Chemistry**) estableció en 1961 una nueva escala unificada de masas atómicas en la que se tomó como base la masa del isótopo de C-12. La **unidad de masa atómica (u.m.a.)** quedó definitivamente definida como 1/12 de la masa del átomo de C-12.

En la actualidad, al referirnos a la masa atómica de un elemento o a la masa molecular de un compuesto, nos estamos refiriendo en realidad a su **masa atómica relativa media (A_r)** o a su **masa molecular relativa media (M_r)**, puesto que su cálculo se ha realizado teniendo en cuenta la existencia de isótopos y fijando previamente la unidad de medida (u.m.a.).

A-22 ¿ Qué significa exactamente la expresión $M_r(H_2O) = 18'016$? ¿ Y $A_r(Fe) = 55'847$?

II.8: Concepto de mol. Número de Avogadro. Masas moleculares de gases.

La porción más pequeña de una sustancia que mantiene su identidad química es la molécula. Sin embargo, la masa de una molécula es tan extremadamente pequeña y el número de moléculas presentes en una muestra mensurable es tan increíblemente grande, que se hace imprescindible definir un patrón de masa de fácil manejo en la práctica habitual del laboratorio. Este patrón es la **molécula-gramo** o **mol** de la sustancia, definido como la **cantidad de sustancia cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa de una molécula en u.m.a.** Es decir, un mol de un compuesto es su masa molecular expresada en gramos.

A-23: Utilizando la tabla de masas atómicas:

1.- *Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias: agua, oxígeno, amoníaco, metano, trióxido de azufre, cloruro de sodio, carbonato cálcico y ácido sulfúrico.*

2.- *¿ Cuántos moles de dichas sustancias se hallan presentes en muestras de 10 g de cada una de ellas ?*

3.- *Demuestra que en un mol de cada sustancia existe el mismo número de moléculas.*

El número de moléculas que existe en un mol de cualquier sustancia es una constante universal conocida como **número de Avogadro**. Su valor, obtenido experimentalmente, es $6'022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol. Un mol de una sustancia puede también definirse como la **cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de moléculas.**

Por su carácter de constante universal, el número de Avogadro se utiliza también con relación a otras entidades elementales distintas de la molécula. Así, se habla de un mol de electrones, de un mol de átomos, etc...

A-24: 20 g de cierta gas ocupan un volumen de 500 cm³, medido a 10 atm y 200 °C. Calcula su masa molecular y el número de

1.- Calcula el número de moléculas de agua presentes en una muestra de 10 cm³. ¿ Cuántos átomos de oxígeno contiene ?

2.- Expresa la masa de una molécula de dióxido de carbono en u.m.a. y en gramos.

3.- ¿ Cuántos kg de hierro hay en una muestra que contiene $1'34 \cdot 10^{19}$ átomos del elemento ?

4.- Por término medio, 1 kg de naranjas contiene 8 unidades. ¿ Cuántos camiones con capacidad de carga de 5 toneladas se necesitarían para transportar un número de Avogadro de naranjas ?

A-25: La ecuación general de los gases obtenida anteriormente (A-7) relaciona los valores de P, V y T para una masa dada de gas. Si dicha masa es la correspondiente a un mol del gas, el volumen ocupado es su volumen molar en las condiciones de presión y temperatura de trabajo. Una propiedad característica de los gases es que todos ellos, independientemente de su naturaleza, poseen un volumen molar prácticamente idéntico y de valor 22'4 litros, si se mide a 1 atm y 273 K (condiciones normales). Deduce con estos datos una ecuación de estado de los gases válida para cualquier número de moles n.

A-26: En un recipiente de 2 litros se encierra nitrógeno a 3 atm y 400 K. Calcula:

- el número de moléculas de gas encerradas;
- la presión que ejercería el gas si su temperatura se reduce a la mitad;
- la densidad del gas en ambos casos;
- el número de moléculas de nitrógeno que habría que extraer del recipiente para alcanzar la presión del apartado (b) sin disminuir la temperatura.

DATO: $A_r(N) = 14$.

A-27: 20 g de cierto gas ocupan un volumen de 800 cm^3 , medido a 10 atm y $200 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcula su masa molecular y el número de moléculas presentes del gas.

A-28: La densidad del gas A relativa al gas B, d_{AB} , nos da la relación de las masas de dos volúmenes iguales de dichos gases, medidos en las mismas condiciones.

a) Demuestra que también es igual al cociente de las masas moleculares de A y B.

b) Las medidas de densidades relativas proporcionó un método muy sencillo y eficaz para la determinación de masas moleculares de gases y sustancias volátiles. ¿Podrías explicar su fundamento?

c) La masa molecular del hidrógeno es 2.016 . La densidad del metano respecto al hidrógeno es 7.958 . Calcula la masa molecular del metano.

II.9: Símbolos y fórmulas

Los alquimistas utilizaban signos de clara procedencia astrológica para representar las sustancias con que trabajaban, pero fue Dalton el primero en utilizar un símbolo distinto para cada elemento y en representar los "átomos compuestos" con el conjunto de símbolos de sus elementos constituyentes, siguiendo su principio de máxima simplicidad.

A-29: Consulta la bibliografía presentada al final del tema y haz una relación de los principales símbolos utilizados por los alquimistas y de los propuestos por Dalton.

El método de Dalton fue pronto desechado y sustituido por el sistema propuesto por el sueco J. Jakobs Berzelius que, en esencia, es el utilizado hoy en día: cada elemento se representa por la

inicial de su nombre latino, a la que se añade una segunda letra en caso de coincidir aquella en dos o más elementos.

Para la representación de los compuestos se utilizan las fórmulas, que contienen información tanto cualitativa como cuantitativa sobre su constitución. Destacan **dos tipos de fórmulas: la empírica y la molecular**. La primera nos da la relación entera más sencilla existente entre los átomos que forman el compuesto. La segunda, que únicamente tiene sentido en sustancias que contienen moléculas discretas, nos indica el número exacto de cada clase de átomos presentes en la molécula.

A-30: Al descomponer una muestra pura de 2'386 g de óxido de plata se obtiene un residuo metálico de 2'221 g.

- a) Expresa la composición de la muestra en % (composición centesimal).
- b) ¿ Cuántos gramos de plata existen en el óxido por cada gramo de oxígeno ?
- c) ¿ Cómo podemos establecer la relación átomos de plata/átomos de oxígeno ? ¿ En qué nos basamos para ello ?
- d) ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de plata ?

A-31: Un hidrocarburo gaseoso contiene un 82'76 % de carbono. Una muestra de 2'900 g del mismo ocupa 123 cm³, medidos a 10 atm y 300 K. Determina sus fórmulas empírica y molecular.

III. OTRAS ACTIVIDADES

A-32: Recopila los nombres de científicos que aparecen a lo largo del capítulo. Ordénalos cronológicamente y construye una tabla de múltiple entrada donde se recojan aspectos tales como su contribución a la ciencia, y los acontecimientos sociopolíticos, artístico-literarios y científicos más relevantes ocurridos durante su vida.

A-33: Haz un resumen del tema incluyendo todos los conceptos estudiados, sus relaciones y consecuencias más importantes, remitiendo a las actividades que los han introducido y desarrollado. Consérvalo como fuente de consulta.

COMENTARIOS A LOS CONTENIDOS

El enfoque histórico con que se aborda la unidad justifica un comienzo que ponga de manifiesto que la inquietud humana respecto a la constitución de la materia no es un asunto reciente, sino que desde muy antiguo comenzaron a surgir preguntas y a proponerse respuestas sobre el tema. La teoría de los cuatro elementos, la hipótesis atómica de Demócrito y las opiniones de los alquimistas, pese a no tratarse de verdaderas teorías científicas en el sentido actual del término, se constituyen en el punto de partida del proceso que da origen a la química moderna en el siglo XVIII.

La hipótesis atómica, superando los obstáculos de una ciencia oficial aristotélica, gana adeptos cada vez más ilustres y, en el siglo XVII, deja de ser una simple especulación filosófica para convertirse en una fructífera hipótesis de trabajo a la búsqueda de confirmación experimental. Esta llega con los resultados de los estudios sobre el comportamiento de los gases y sobre las relaciones ponderales en las reacciones químicas, dando lugar a la primera teoría científica sobre la constitución de la materia: la teoría atómica de Dalton. Con ella adquieren significado físico las leyes ponderales y se dan los primeros pasos en el establecimiento de fórmulas de compuestos y en la determinación de masas atómicas y moleculares.

Pronto surgen anomalías entre teoría y experimento, haciéndose necesarias algunas modificaciones (Avogadro). El resultado es un modelo para la materia que permitió, durante el siglo pasado, un avance espectacular en la interpretación microscópica de los procesos químicos, sobre todo a raíz del desarrollo paralelo de la teoría cinética de los gases y de la ley de la conservación de la energía.

El establecimiento de una escala de masas atómicas relativas;

el concepto de mol como unidad de cantidad de materia; la determinación de fórmulas de compuestos y de masas moleculares, son algunos de los logros de la teoría que se revisan con cierto detalle en esta unidad.

COMENTARIOS A LAS ACTIVIDADES

A-1, A-2: Sirven de introducción para la revisión histórica de las ideas sobre la constitución de la materia y proponen el análisis de tres textos antiguos. El primero contiene claras alusiones mitológicas y se presta para discutir la problemática ciencia-religión. A propósito del segundo, se pueden analizar las características fundamentales que debe reunir toda hipótesis científica (verosimilitud y contrastación experimental). El tercero, un texto alquimista, aporta novedades acerca de los elementos fundamentales y plantea una búsqueda bibliográfica sobre temas tan sugestivos como la piedra filosofal o el elixir de la juventud.

A-3: Es una actividad para repasar el concepto de presión, sus unidades y algunos aspectos fundamentales de la presión en los fluidos.

A-4, A-4(bis), A-5, A-5(bis), A-6: Las dos primeras conducen al establecimiento de la ley de Boyle. En la A-4 se suministran una serie de datos p-V obtenidos en un hipotético experimento y se procede a su análisis y a la extracción de consecuencias. La A-4(bis) se plantea como alternativa y es, sin duda, una actividad mucho más interesante donde se pone de manifiesto la eficiencia de la metodología científica abordando un problema concreto. Algo semejante puede decirse de la A-5, la A-5(bis) y la A-6, que conducen a la formulación de las leyes de Gay-Lussac.

A-7: Actividad de síntesis. Puede sugerirse la aplicación de las leyes de Boyle y de Gay-Lussac al cambio de estado de una masa de cierto gas pasando por un estado intermedio.

A-8: Desde el punto de vista del modelo estático, tal y como se introduce en el texto base, la interpretación no es sencilla. Los alumnos utilizan mejor la imagen cinética del gas.

A-9: El texto de Lavoisier refleja claramente que la Química ya se ha constituido, en ese momento, en una auténtica ciencia, en el sentido moderno del término. La definición de elemento químico de Boyle, totalmente asumida por Lavoisier, puede servir para que el profesor introduzca el concepto de definición operacional.

A-10: La discusión de la teoría del flogisto es interesante porque pone de manifiesto la importancia de los modelos teóricos en el avance de la ciencia y permite recalcar que, en último término, son siempre los hechos experimentales quienes corroboran o no su validez.

A-11, A-12: Del análisis de los datos presentados en estas actividades los alumnos deben concluir las leyes de la composición constante y de las proporciones múltiples. La mayor dificultad se presenta a la hora de exponer sus conclusiones en forma de enunciados verbales precisos.

A-13: La interpretación de las leyes ponderales a partir de los postulados de Dalton constituye un ejercicio excelente para la comprensión de la hipótesis atómica. Es aconsejable utilizar el modelo de esferas rígidas para representar a los átomos.

A-14: Puede destacarse con esta actividad otra de las utilidades de los modelos teóricos en ciencia: no basta con que expliquen unos hechos ya conocidos, sino que deben ir todavía más lejos, prediciendo otros hechos desconocidos y suministrando nuevas técnicas y procedimientos para el estudio de la naturaleza. En concreto, el modelo de Dalton abre el camino para la determinación de masas atómicas y moleculares y el establecimiento de las fórmulas de los compuestos.

A-15: Se trata de que el alumno traduzca, nuevamente, una serie de resultados empíricos de reacciones gaseosas al lenguaje ordinario en forma de enunciado lo más preciso posible. El análisis de dichos resultados debe poner de manifiesto la insuficiencia del modelo atómico de Dalton ligado a la concepción estática de los gases.

A-16: En esta actividad se analiza el proceso de avance de la ciencia. Una teoría científica no es, en sí misma, ni verdadera ni falsa. Una teoría científica es válida (útil) en tanto que es capaz de interpretar la realidad física conocida y de predecir hechos desconocidos, al tiempo que plantea nuevos interrogantes y marca nuevos rumbos en la investigación de la naturaleza. Llegado el

punto en que se manifiesta insuficiente o no acorde con la realidad experimental, es cuando ha de corregirse o sustituirse por otra mejor. Este es el caso de la teoría de Dalton.

A-17: Los modelos de Dalton y de Avogadro son claramente distintos en algunos puntos, pero hay que destacar que las ideas básicas daltonianas acerca de la naturaleza atómica de la materia prevalecen en el modelo de Avogadro. Normalmente el proceso de avance de la ciencia supone una evolución gradual de los modelos teóricos; sin embargo, en algunas ocasiones —muy pocas comparativamente— una idea totalmente nueva, contraria incluso a las concepciones vigentes, viene a solucionar situaciones de estancamiento: se habla entonces de revolución científica.

A-18, A-19: Estas actividades ponen de manifiesto la fertilidad de las aportaciones de Avogadro al modelo atómico, interpretando satisfactoriamente tanto las leyes ponderales como la ley de los volúmenes de combinación. También inciden en la necesidad del concepto de molécula.

A-20, A-21: La hipótesis de Avogadro permite comparar las masas de las moléculas de dos sustancias gaseosas (A-20) y se constituye en la herramienta fundamental para el establecimiento de las primeras escalas de masas atómicas relativas (A-21).

A-22: Actividad de profundización en los conceptos de masa atómica relativa media y masa molecular relativa media.

A-23, A-24: El concepto de mol es fundamental en el estudio razonado de la química. Estas actividades exploran su significado a nivel operativo —cantidad de sustancia en gramos igual a su masa molecular— (A-23), y a nivel conceptual —cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de moléculas—, y exponen el carácter universal de dicha constante (A-24).

A-25, A-26, A-27: Partiendo del concepto de volumen molar de un gas, se propone la deducción de la ecuación de estado de los gases ideales y su aplicación en la determinación de densidades y masas moleculares de sustancias gaseosas.

A-28: Otro método eficaz de determinación de masas moleculares de gases fue el de las densidades relativas. Definido este concepto se investiga el fundamento del método y se le aplica a un ejemplo concreto.

A-29: Trabajo de consulta bibliográfica que permite apreciar la evolución de la simbología química desde lo misterioso (alquimia) a lo práctico (Berzelius), pasando por lo artificial (Dalton).

A-30: Plantea la obtención de una fórmula empírica paso a paso a partir de los datos de un análisis químico. El método es aprendido muy a menudo de manera mecánica, sin comprender el verdadero significado de dividir las cantidades relativas de cada componente entre sus masas atómicas respectivas ni el de volver a dividir los valores obtenidos entre su máximo común divisor.

A-31: Ejercicio típico de obtención de la fórmula molecular de un compuesto a partir de su fórmula empírica.

A-32: Actividad muy interesante porque permite obtener una perspectiva histórica completa del proceso que condujo a la formulación de la teoría atómica de la química.

A-33: Actividad fundamental cuyo objetivo es el desarrollo de la capacidad de síntesis del alumno. Intenta, además, que la información obtenida en las diferentes actividades se organice y se constituya en una auténtica fuente de consulta.

EVALUACION

Tradicionalmente la evaluación ha quedado reducida a la calificación de los alumnos a través de pruebas mejor o peor planteadas, según el tiempo dedicado a su preparación y corrección. Las críticas de esta concepción de la evaluación son numerosas en la bibliografía especializada^{7,8}.

Entendida como proceso de medida que nos permite enjuiciar los cambios operados en los individuos y reconducir, en consecuencia, el proceso educativo hacia los objetivos deseados⁹, la evaluación no puede ir destinada a medir únicamente lo que sabe el alumno y, por tanto, no debe ser confundida con examen. El examen es un instrumento útil de recogida de información para el profesor, pero no debe ser el único instrumento.

En una clase activa, con una verdadera participación de los alumnos, las posibilidades de obtener información sobre el proceso de aprendizaje se multiplican, se facilita la función de control del mismo y se evita que la valoración del rendimiento dependa exclusivamente del resultado de un examen. El alumno debe ser consciente de que en dicha valoración va a influir de manera importante el trabajo que haya realizado.

Simultáneamente, la evaluación ha de servirnos para controlar la viabilidad de la metodología utilizada, la adecuación de las actividades a los objetivos que persiguen y, en último término, la propia validez del curriculum propuesto. Este aspecto de la evaluación conecta claramente con la faceta investigadora del profesor.

Las estrategias concretas de recogida de información pueden ser muy variadas. A título ilustrativo puede consultarse el método desarrollado por Hierrezuelo et al.¹⁰

10. HIERREZUELO ET AL., 1990. "Estrategias de recogida de información en la enseñanza de la ciencia". *Enseñanza de las Ciencias*, vol. 18, nº 1, 28-33.

11. HIERREZUELO ET AL., 1985. "The generative learning code: and its application to science education". *Studies in Science Education*, vol. 13, pp. 1-10.

12. HIERREZUELO ET AL., 1984. "Evaluación y cambio educativo en ciencias". *Enseñanza de las Ciencias*, vol. 12, nº 1, 1-10.

13. HIERREZUELO ET AL., 1983. "Tecnología general de la enseñanza de la ciencia". *Enseñanza de las Ciencias*, vol. 11, nº 1, 1-10.

14. TENBRINK, T.D., 1981. *Experiencias, guía práctica para profesores*. Narcea, Madrid.

15. HIERREZUELO ET AL., 1980. *Aprendizaje en Física y Química. Comentarios*. Narcea, Valladolid.

REFERENCIAS

1. GRUP RECERCA, 1982; *Proyecto Faraday*. ICE Universidad Autónoma de Barcelona.
2. CALATAYUD, M.L. et al., 1986; *La construcción de las ciencias físicoquímicas*. Nau Llibres. Valencia.
3. HIERREZUELO, J. et al., 1990; *Aprendizaje en Física y Química*. Elzevir. Vélez-Málaga.
4. SEMINARIO DE FISICA Y QUIMICA, I.B."ANDRES DE VANDELVIRA". Albacete. 1990. *Programa-guía de actividades: Estática de los fluidos*. 2º B.U.P. CEP de Albacete.
5. GIL PEREZ, D., 1983; "Tres paradigmas básicos en la enseñanza de la ciencias"; *Enseñanza de las Ciencias*, Vol 1, nº 1, 26-33.
6. OSBORNE, R.J. y WITTROCK, M., 1985, "The generative Learning model and its implications for science education". *Studies in Science Education*, Vol 12, pp. 59-87.
7. FERNANDEZ PEREZ, M., 1986. *Evaluación y cambio educativo: el fracaso escolar*. Morata. Madrid.
8. SANTOS, M.A., 1988. "Patología general de la evaluación educativa", *Infancia y aprendizaje*, 41, 143-158.
9. TENBRINK, T.D., 1981. *Evaluación, guía práctica para profesores*. Narcea. Madrid.
10. HIERREZUELO ET AL., 1990. *Aprendizaje en Física y Química. Comentarios*. Elzevir. Vélez-Málaga.

BIBLIOGRAFIA

- 1.- HOLTON, G. y BRUSH, S.G. 1983. *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*. Reverté. Barcelona.
- 2.- ASIMOV, I. 1982. *Breve historia de la química*. Alianza Editorial. Madrid.
- 3.- ASIMOV, I. 1985. *Introducción a la Ciencia*. Vol 1. Orbis. Barcelona.
- 4.- BABOR, J.A. e IBARZ, J. 1973. *Química General Moderna*. Marín. Barcelona.
- 5.- MORCILLO, J., 1981; *Temas básicos de Química*. Alhambra. Madrid.
- 6.- GILLESPIE, J.G. 1988; *Química*. Reverté. Barcelona.



MINISTERIO DE EDUCACION Y CIENCIA
Subdirección General de Formación del Profesorado