

Plaza

DEPARTAMENTO DE INVESTIGACIONES EDUCATIVAS

CENTRO DE INVESTIGACION Y ESTUDIOS AVANZADOS

I P N

**ALTERNATIVA METODOLÓGICA PARA
LA ENSEÑANZA DE CIENCIAS**

Tesis que para obtener el grado de:
Maestro en Ciencias con especialidad en Educación
presenta: José Luis Córdova Frunz.

Director de Tesis: Dra. Rosalinda Contreras Theurel.

Abril, 1986.

I N D I C E

- Ø. RESUMEN
1. INTRODUCCION
2. OBJETIVOS DE LA ENSEÑANZA DE CIENCIAS
3. MATERIAL PARA EL MAESTRO
 - 3A. El método científico
 - 3B. El caso de los rayos N
4. MATERIAL PARA EL ESTUDIANTE
 - 4A. Átomos... de veras?
 - 4B. Problemas
5. SOLUCIONES EN TRES NIVELES
 - 5A. Resultados exclusivamente
 - 5B. Sugerencias para la resolución
 - 5C. Resolución detallada
6. LECTURAS
 - 6A. El cálculo del mol
 - 6B. El origen de los elementos
 - 6C. El principio de máxima simplicidad
 - 6D. Caracterizaciones cotidianas
7. EVALUACION DEL MATERIAL PARA EL ESTUDIANTE
8. RESULTADOS Y CONCLUSIONES
9. BIBLIOGRAFIA.

RESUMEN

En la enseñanza media la mayor parte de las experiencias de aprendizaje se reducen al aula, donde el acceso al conocimiento está mediado por el profesor, quien usualmente emplea el método tradicional de exposición.

Es claro que modificar los objetivos de la enseñanza no puede hacerse sin modificar, a la vez, los demás elementos del currículo: contenidos, evaluaciones, recursos, etc.

Esta tesis, por apuntar a objetivos distintos a los de memorización, repetición mecánica, información abundante, (implícitos en los cursos tradicionales) llevó a una modificación del material empleado por el estudiante. Este material trata uno de los conceptos medulares del tema de estequiometría: el concepto de mol.

Los objetivos principales que se intentan alcanzar con este material son: despertar el interés de los estudiantes por el tema y facilitar la organización conceptual de los contenidos correspondientes.

A tal fin el material se ubica en un marco problemático obtenido a partir de una aproximación histórica a la teoría atómica de Dalton. Poco interés puede despertar una presentación en la cual todo está resuelto, donde no hay nada problemático y todo es, además, definitivo e inmutable. De aquí que, para despertar y reforzar el interés del estudiante, se proponga como objetivo secundario de la tesis la desmistificación del método científico. De esta manera el estudiante se enfrenta a dos problemas: ¿cuáles son las preguntas principales de la química? y ¿cómo se pueden evaluar las respuestas? Como se ha mencionado, estos dos problemas son particularizados y ejemplificados con el concepto de mol.

Para alcanzar el primer objetivo (despertar interés) se elaboró el material de las secciones 4A, 6A, 6B y 6D.

Para el segundo objetivo (organizar conceptos) se preparó el material de las secciones 4B, 5A, 5B, 5C. De estas tres últimas secciones, la 5A y la 5C presentan las soluciones a los problemas propuestos en 4B. En tanto que la 5A da los resultados exclusivamente, la 5B presenta sugerencias para la resolución y la 5C provee la solución detallada paso a paso. De esta manera el estudiante puede encontrar ayuda en 3 medidas diferentes: para ratificar su resultado, para recibir una orientación o, por último, para ver en detalle el procedimiento de resolución.

Las secciones 3A, 3B (originalmente para el maestro) y 6C apuntan al objetivo secundario de desmistificación del "método científico".

La tesis concluye con una evaluación del material del estudiante empleando una encuesta.

INTRODUCCION

A pesar de los avances científicos es notable que permanezcan métodos de enseñanza anteriores a la invención de la imprenta (1440).

Las antiguas "lecciones" (lecturas) han sido sustituidas por clases de exposición en las que suele haber una mutilación de la espontaneidad, del placer de aprender, de crear. A fuerza de hacerlo todos los días, desde hace mucho tiempo ya no nos damos cuenta de lo opresivo y arbitrario, de lo gratuito y autoritario de las reglas del salón de clases (exámenes a libro cerrado, bata blanca para el laboratorio, exámenes con límite de tiempo, etc.), por no hablar de su eficiencia.

La atención a las reglas hace que el estudiante (y el profesor) terminen confundiendo la enseñanza con el aprendizaje, el pase al siguiente curso con la capacitación profesional, el verbalismo con la comunicación, la sumisión con la formación académica, el título con la inteligencia, la organización escolar con la única forma posible de aprendizaje formal.

Con todo, es muy posible que la mayor parte del aprendizaje de una disciplina ocurra fuera del aula, pues, en tanto que la enseñanza es planificable y evaluable, (contenidos, horas de pizarrón, etc.) el aprendizaje es difícilmente evaluable y planificable.

En este sentido, en el tiempo de clase los maestros deberían transmitir, no sus conocimientos, sino su habilidad para aprender esos conocimientos; es decir, no el producto de su aprendizaje, sino el proceso mismo de organización del conocimiento.

Sin embargo, la experiencia académica del alumno le ha mostrado que no tiene caso razonar, organizar el conocimiento, pues lo que importa para la calificación es la respuesta y no el razonamiento, importa el producto, no el proceso. El alumno no evita el esfuerzo, sino el esfuerzo inútil.

Este trabajo supone, sin embargo, que el estudiante puede dedicarse a una materia por factores distintos a la calificación; en particular considera que él puede dedicarse al estudio de la química por un espíritu lúdico, a diferencia del espíritu tradicional estudiantil que lleva a la secuencia: anota, memoriza, resuelve, olvida. La presente tesis emplea los principios de aprendizaje de la teoría de Ausubel, esbozada al final de este capítulo. Para lograr tal fin se modifica la presentación convencional de uno de los conceptos básicos del tema estequiometría, y se da el material para que el estudiante lo emplee fuera de las horas de clase sin asistencia de ningún tipo.

El tratamiento dado al tema "estequiometría" muestra:

- que las dificultades por desarrollar y aceptar conceptos fue compartida por científicos hoy consagrados.
- que las teorías sólo lo son al final de un debate. Y no existe debate sin teorías alternativas.
- que el avance científico está relacionado con el avance social y que no es una creación individual-genial.

Muy posiblemente el uso de tal material no aumente sensiblemente la capacidad del alumno para resolver los problemas-acertijo convencionales en los exámenes.

Con todo, si se logra hacer un poco menos gravoso el estudio, si se logra captar el interés del estudiante, si se logra presentar los problemas del tema como intelectualmente atractivos, se tendrá un buen comienzo para lograr lo que, en último término, es motivación fundamental de la mayoría de los estudiantes: el pase.

Las normas elaboradas por el estudiante en su aprendizaje son semejantes a las del científico en cuanto que implican:

- universalidad
- verificabilidad
- predictibilidad

A medida que avanza el conocimiento científico se hace más evidente la necesidad de alternativas para la enseñanza de ciencias. El tradicional estudio de ciencias como técnicas de resolución de problemas específicos cada vez es más notoriamente deficiente. En los Estados Unidos la elaboración de textos de secundaria estaba, hasta hace algunos años en manos de profesores y directores de escuelas. Esta situación mantenía alejados a los autores de textos de la gente ligada a la investigación lo que llevó, en parte, a la obsolescencia del conocimiento.

Este problema intentó superarse con el proyecto de la National Science Foundation en el cual contribuyeron distinguidos investigadores especializados. Una medida similar se tomó en Inglaterra con los programas de la Nuffield Foundation. Se llevaron a cabo muchos ensayos a fin de crear nuevos currículos y encontrar alternativas para la enseñanza a nivel universitario. Algunas de estas innovaciones han sido descritas por McGrath (McGrath, Earl. J. SCIENCE IN GENERAL EDUCATION, Dubuque, Iowa: Wm. C. Brown, 1948) y Haun (Haun R. R. SCIENCE IN GENERAL EDUCATION, Dubuque, Iowa: Wm. C. Brown, 1948). En el nivel de la escuela elemental la enseñanza de ciencia se consideró cada vez más importante y en los años sesenta se incluyó en los programas oficiales.

La mayor parte de los proyectos se dirigían a poner al día el contenido y el conocimiento de los "métodos de investigación científica" (tomados éstos del modelo de Popper (Popper, K. THE LOGIC OF SCIENTIFIC DISCOVERY, New York: Basic Books, Inc. 1934, 1959). Por otro lado la Asociación Americana para el Desarrollo de la Ciencia patrocinó un programa diseñado para subrayar los "procesos científicos" conforme al esquema de Gagné (Gagné, R. M. THE CONDITIONS OF LEARNING, New York: Holt, Rinehart and Winston, Inc, 1965, 1970).

Puede decirse que éste es el origen del énfasis que los textos de ciencias hacen acerca del "método científico".

Ninguno de los proyectos estadounidenses o británicos más importantes dirigieron su atención hacia el papel de los conceptos en el

descubrimiento científico, ni hacia el papel que juegan éstos en el aprendizaje y la comprensión de la ciencia. Lo que no ocurre con el esquema propuesto por Joseph D. Novak. Según él las innovaciones en la enseñanza de ciencias deben estar fundadas en un análisis del marco conceptual de la disciplina que se enseñará.

Los conceptos representan un papel central en la conducta humana racional y el aprendizaje del concepto debe ser el foco de la atención en la enseñanza.

Ahora bien, el marco conceptual de las disciplinas no es algo fijo. Tiempo hubo en que la conceptualización especulativa era la única válida (Huyghens y Leibnitz se oponían a la validez del experimento) o en que los conceptos se fundaban en propiedades intrínsecas a la naturaleza de los objetos (Aristóteles, para explicar la caída de los cuerpos, la "virtus magnetica", etc.), o bien en términos de las relaciones entre objetos (frecuentemente expresadas en términos matemáticos).

Al enfatizar los "métodos de investigación científica" es notable que se haya tomado el modelo de F. Bacon vigente hasta el siglo pasado (pero que aún aparece en los libros de química y física de nivel medio).

Francis Bacon alrededor de 1620 unió el arte de ejecutar experimentos con la observación de la naturaleza. Su contribución más importante el "Novum Organum" explica el dogma de la práctica científica:

"La sutilidad de la naturaleza está más allá de la de los sentidos o de la del entendimiento; por eso, las meditaciones más profundas, las especulaciones y las teorías sobre la raza humana, no son sino una especie de locura: no hay ninguna que pueda acercársele y observarla".

Bacon y otros impulsaron la visión de que la ciencia avanzaría mejor si se observa a la naturaleza libre de prejuicios. Dado el carácter especulativo y metafísico de la ciencia medieval, fue una empresa difícil dirigir la investigación hacia la observación cuidadosa y liberarse de ideas preconcebidas.

La influencia de Bacon se hizo sentir hasta el siglo pasado. Por ejemplo Darwin escribió: "Reunir todos los hechos que revelan, en todos los sentidos, la mutación de animales y plantas, ya sea en su estado natural o sometidos a domesticidad, puede arrojar alguna luz sobre el conjunto de estos seres. Mi primer cuaderno de apuntes fue abierto en julio de 1837. Trabajé conforme a los verdaderos principios baconianos, y, ajeno a cualquier teoría, reuní los hechos a gran escala."

Con todo es bien sabido que Darwin llegó más allá de los hechos cuando formuló la teoría de la evolución.

De una manera semejante Kepler, Newton, Lavoisier, Pasteur, etc. etc.

Todavía, para algunos filósofos de la ciencia, los experimentos y la observación constituyen la parte medular de la ciencia, y el tema crucial de la filosofía de la ciencia son las relaciones lógicas entre las hipótesis y los hechos experimentales.

Durante trescientos años se aceptó el dogma desarrollado por Bacon, en el sentido de que la ciencia se fundaba en la observación y en la experimentación, y que los métodos empleados para llevar a efecto estas observaciones imparciales e impersonales eran la esencia de la ciencia misma.

Sin embargo en la década de 1950 comenzó a surgir una nueva visión de la actividad científica, principalmente debido a los historiadores de la ciencia.

Estos han encontrado en la vida y en la correspondencia de los hombres de ciencia que las especulaciones jugaron un papel CENTRAL; también ha habido un creciente reconocimiento de que en la ciencia (como en cualquier empresa humana) la herencia conceptual gobierna la percepción y el pensamiento del científico (véase: Conant, ON UNDERSTANDING SCIENCE; Kuhn, LA ESTRUCTURA DE LAS REVOLUCIONES CIENTÍFICAS).

Más recientemente Stephen Toulmin (HUMAN UNDERSTANDING, VOL. I: THE COLLECTIVE USE AND EVOLUTION OF CONCEPTS, Princeton University Press, 1972) señala que, más que aspirar a una "lógica del descubrimiento", como propone Popper, debemos aceptar que pensamiento "racional" y pensamiento "lógico" no son idénticos:

"un hombre demuestra su racionalidad no sometiéndose a ideas fijas, a procedimientos estereotipados o a conceptos inmutables, sino por el modo en que, y las oportunidades donde, modifica esas ideas, procedimientos y conceptos".

Los conceptos, como los individuos, tienen su historia, y son realmente tan incapaces de resistir los estragos del tiempo como lo son los individuos.

Sin embargo los textos de ciencia elemental y la mitología popular han ofrecido una visión tan torcida de la ciencia y de los científicos que el carácter humano y realista de la ciencia puede parecer aberrante a los educados en la "objetividad" científica.

Ahora bien, si la ciencia actualmente está reconocida como conjuntos cambiantes de conceptos, los cuales guían a los métodos de investigación y a la interpretación de los resultados, ¿no debiera enfocarse la enseñanza de ciencia también al aprendizaje de conceptos? De aquí la importancia del trabajo de David P. Ausubel, que se bosquejará a continuación:

TEORÍA DEL APRENDIZAJE COGNOSCITIVO DE AUSUBEL:

Es importante, para empezar, distinguir tres tipos de aprendizaje: el cognoscitivo, el afectivo y el psicomotor.

Los procesos cognoscitivos son aquéllos por los cuales adquirimos y empleamos el conocimiento (constituyen lo generalmente llamado aprendizaje escolar). El aprendizaje cognoscitivo da una acumulación de información, un complejo organizado llamado "estructura cognoscitiva".

La experiencia afectiva surge de señales DENTRO del individuo y que se identifican como placer o dolor, agrado o desagrado, tranquilidad o ansiedad.

En poco o en mucho la experiencia afectiva siempre acompaña a las

experiencias cognoscitivas y, por lo mismo, el aprendizaje afectivo es concomitante al aprendizaje cognoscitivo.

El aprendizaje psicomotor comprende el adiestramiento de respuestas musculares mediante la práctica. Sin embargo, el aprendizaje cognoscitivo interviene como elemento importante en la adquisición de destrezas psicomotoras como en el baile, ping-pong, guitarra, etc.

APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO:

Es el concepto más importante de la teoría de Ausubel. El aprendizaje significativo ocurre cuando la nueva información se enlaza con los conceptos pertinentes ya existentes en la estructura cognoscitiva del sujeto. De acuerdo a lo anterior el grado de significación de una experiencia de aprendizaje varía de un estudiante a otro.

En contraste con el aprendizaje significativo, es posible aprender información nueva con poco enlace con los elementos existentes en la estructura cognoscitiva. Generalmente este aprendizaje se considera aprendizaje memorístico. Con todo, la anterior es una distinción, no una separación, entre aprendizaje significativo y memorístico, pues no hay aprendizaje en el que no intervenga la memorización.

Así el aprendizaje debe ser una re-creación en el doble sentido del término: una creación personal del estudiante en cuanto que vincula unívocamente los nuevos conceptos con los que ya tiene; y una recreación en el sentido de diversión o rato agradable.

En tanto que el estudiante no detecte invariencias, es decir, las semejanzas y las diferencias entre los problemas y los conceptos, en qué son iguales y en qué no, qué se mantiene y qué no, qué relaciones o qué conjunto de relaciones (estructuras) son invariantes, será incapaz de hallar regularidades, las cuales son una exigencia de la inferencia.

Por otro lado los principios de conservación son una exigencia de la inferencia, puesto que si todo se transforma, si no hay invariantes, no hay regularidades y si no hay regularidades no hay conocimiento. La ciencia es conocimiento de invariantes.

Con todo, aún las invariencias más simples, como las vinculadas con la aditividad, no tienen carácter inmediato. Los mismos principios de conservación (masa, ímpetu, energía, etc.) son resultado de sucesivas aproximaciones lógicas y matemáticas.

En este sentido la detección de invariencias es posible únicamente por la acción sobre el material de aprendizaje, lo cual lleva a la verdad de perogrullo de que el estudiante es el primer responsable de su aprendizaje.

INTEGRACION:

En el aprendizaje significativo la nueva información se enlaza con los conceptos que forman la estructura cognoscitiva del sujeto. En palabras de Ausubel: "lo más importante en el aprendizaje es lo que el alumno ya sabe".

El enlace constituye un proceso dinámico en cuanto que la nueva información y los conceptos pertinentes resultan modificados. Esta primera etapa del aprendizaje significativo la llama Ausubel integración. Durante cierto tiempo la nueva información puede ser evocada en su forma original, pero con el tiempo ya no será disociable de los conceptos pertinentes originales (llamados conceptos integrantes). Se dice entonces, que ha ocurrido una integración obliterativa, lo cual es distinto del olvido, el cual ocurre en el aprendizaje memorístico.

Después de la integración obliterativa el concepto residual permanece facilitando nuevo aprendizaje significativo. En contraste, si ocurre olvido después del aprendizaje memorístico, el nuevo aprendizaje similar se retrasa por interferencia.

APRENDIZAJE SUPRAORDINADO:

Durante el aprendizaje significativo puede enlazarse nueva información a los conceptos pertinentes, o bien pueden establecerse nuevas relaciones entre los conceptos de la estructura cognoscitiva.

DIFERENCIACION PROGRESIVA Y RECONCILIACION INTEGRADORA:

A medida que avanza el proceso de integración los conceptos se vuelven más elaborados, más diferenciados, más precisos.

Durante el aprendizaje y la diferenciación del concepto pueden entrar en conflicto los significados. El proceso por el cual los significados se aclaran es llamado reconciliación integradora. Comúnmente tanto el aprendizaje supraordinado como la diferenciación progresiva son simultáneos a la aclaración de los conceptos y al logro de la reconciliación integradora.

ORGANIZADOR AVANZADO, PUENTE COGNOSCITIVO:

La función principal de un organizador avanzado es enlazar la nueva información con los conceptos existentes en la estructura cognoscitiva. La característica predominante del organizador avanzado es que debe ser más general y más abstracto que la información por adquirir. De esta forma el organizador avanzado al ser introducido con anterioridad a la nueva información facilita su aprendizaje.

No es probable que un organizador avanzado pueda servir para aprender palabras sin sentido o información que no pueda ser relacionada con cualquiera de los conceptos de quien aprende. Por esta razón se prefiere el término de puente cognoscitivo.

Los puentes cognoscitivos son pequeños segmentos de material de aprendizaje que guían al estudiante para que pueda emplear los conceptos que posee en su estructura cognoscitiva para aprender significativamente. También pueden auxiliarlo para encontrar los conceptos claves en el nuevo material y mostrarle si hay una relación de supraordinación o subordinación con los que ya posee.

RESOLUCION DE PROBLEMAS:

La prueba más importante, según la teoría de Ausubel, del aprendizaje significativo es la capacidad para resolver nuevos problemas pertinentes. De aquí que la capacidad para resolver problemas derive de la diferenciación de la estructura cognoscitiva lo cual es ESPECIFICO DEL CONCEPTO. Esto es, mientras más precisos son los conceptos mayor será la capacidad de resolución de problemas.

Es redundante insistir en que los conceptos generales permiten resolver una gran cantidad de problemas, pero también se necesitan conceptos específicos y subordinados para resolver un problema determinado. Por esta razón no se puede hablar de una estrategia general o de una lógica del descubrimiento, a no ser la estrategia general del aprendizaje significativo (el cual es, básicamente, desarrollo de conceptos y reconciliación integradora de conceptos).

En las últimas dos décadas los cambios en el currículo se han dirigido a los métodos de descubrimiento como una alternativa al aprendizaje memorístico. Sin embargo el problema no radica tanto en el método de adquisición de conceptos. Pues en tanto no haya precisión en los conceptos a enseñar, en tanto no se seleccionen materiales de enseñanza que faciliten el aprendizaje de conceptos, cambiar el modo de aprendizaje sin cambiar la materia final del aprendizaje, llevará a los mismos resultados.

CAPACIDAD CREATIVA:

El punto común a las diversas definiciones de creatividad está en que implica alguna forma de producto o de solución nuevos. El sujeto recurre a su acervo de conocimientos y hace una síntesis en una nueva "resolución". El proceso creativo se presenta como forma avanzada de diferenciación del concepto supraordinado y de reconciliación integradora. Este proceso depende de la presencia de muchos conceptos de orden inferior pero principalmente depende de la capacidad y de la tendencia emocional del sujeto para estructurar conceptos de orden superior.

Desafortunadamente gran parte del aprendizaje escolar y de los exámenes fortalecen la memorización de orden inferior, de conceptos específicos. Lo anterior explica que el rendimiento de los científicos en el trabajo no tenga correlación con los grados escolares y que la capacidad para emplear conceptos de orden elevado al resolver problemas de física tenga correlación negativa con algunas pruebas de rendimiento escolar (Thorsland, M.N., Novak, J.D. "The identification and significance of intuitive and analytic problem solving approaches among college physics

students" SCIENCE EDUCATION, 58(2):245-265 (1974).

APRENDIZAJE AFECTIVO:

A diferencia del aprendizaje cognoscitivo, la fuente de información para el aprendizaje afectivo deriva del interior del individuo. Sin embargo, el aprendizaje cognoscitivo va siempre acompañado de una forma de respuesta afectiva.

Una de las respuestas afectivas más importantes es la reacción positiva experimentada cuando un individuo se da cuenta de que ha aprendido significativamente, especialmente cuando esto le permite resolver problemas con éxito.

Esta reacción emocional positiva suministra al sujeto la motivación para un nuevo aprendizaje y se denomina motivación de logro o motivación de impulso cognoscitivo. Cuando se dominan tareas psicomotoras también se produce una forma de motivación de logro.

Si reconocemos la motivación de logro como una consecuencia importante de la enseñanza, estamos obligados a considerar aquellas prácticas de enseñanza que más probablemente producen aprendizaje significativo.

Una de las más importantes contribuciones de Johnson (Johnson, M. Jr. Definitions and models in curriculum theory, EDUCATIONAL THEORY, 17(2):127-140 (1967) es la distinción entre organización de los contenidos y la organización de las experiencias de aprendizaje.

En el primer punto incluye los criterios y procesos para seleccionar y ordenar los conceptos, destrezas y actitudes.

El segundo punto se refiere a la selección de métodos de enseñanza, ejemplos, lugar, momento, ambiente de instrucción, etc. El aspecto más importante aquí es la selección de ejemplos o actividades que serán significativas al grupo de estudiantes. Hay una creciente evidencia de que casi cualquier concepto puede aprenderse en algún grado razonable si se aplican las secuencias adecuadas y se suministran ejemplos y actividades que lo relacionen con la estructura cognoscitiva del sujeto.

En resumen, si la actividad del estudiante es el principal agente del aprendizaje hay que atender más a planear las actividades del estudiante que las del profesor.

OBJETIVOS DE LA ENSEÑANZA DE CIENCIAS:

Sin duda, uno de los problemas en la enseñanza de ciencias está en el desinterés de los alumnos por una materia que se presenta como un cúmulo de conceptos más o menos organizados pero de ninguna manera conectados a sus experiencias propias.

La extensión de los programas hace que los cursos de química sean una mezcla de catecismo, noticiario y libro de cocina. La imprecisión, cuando no ausencia de objetivos en la enseñanza de ciencias da lugar a programas que oscilan entre la densidad y la superficialidad (muchos temas en poco tiempo, y una "barnizada" que permitirá a los estudiantes resolver, sin comprender, los problemas de fin de curso).

Son muchos los objetivos que, a nivel de enseñanza media superior se han propuesto. Por ejemplo, el PSSC (Physical Science Study Committee) propone los siguientes objetivos para un curso de física:

- contribuir, en parte, al desarrollo intelectual general del alumno.
- dar al estudiante la oportunidad de, (o mejor aún, exigirle) razonar, de aprender a expresar sus pensamientos claramente, de poder seguir la exposición y el desarrollo de las ideas presentadas por otros, bien oralmente, bien por escrito.
- exigir al estudiante ingenio como observador y como experimentador, donde "observar" implica tomar nota de lo que ocurre y "experimentar" implica planear y hacer que sucedan las cosas.
- exigir al estudiante habilidad para analizar resultados y para distinguir lo accidental de lo esencial. Sin esta capacidad no puede existir ninguna generalización válida.
- exigir al estudiante saber apreciar las limitaciones de una generalización, - desarrollar el sentido estético del alumno, apreciar la belleza de un diagrama de interferencia o la abstracta belleza de una concisa formulación matemática de una ley natural.

Por otro lado, en el aprendizaje no se trata sólo de adquirir unos hábitos de pensamiento sino de derribar otros adquiridos por la vida cotidiana: superficialidad, verbalismo, falta de rigor lógico, dogmatismo, generalizaciones prematuras, autoritarismo, argumentaciones de uso y costumbre. De esta manera resulta muy débil la actividad de los profesores que se limitan a transmitir sus conocimientos sin incidir en la habilidad para acceder a tales conocimientos. Más importante que mostrar el conocimiento organizado es enseñar a organizar el conocimiento.

Si bien, en principio, estos objetivos son incuestionables, la práctica cotidiana hace dudar que puedan salir del dominio de lo deseable para llegar a lo posible; sea por razones de tiempo disponible, de recursos, de contenidos, de antecedentes de profesores y estudiantes, etc.

En otras palabras, los maestros no pueden reducir su tarea a la de localizar de entre la masa de sus alumnos a los que les parezcan dignos de integrarse a una minoría selecta. Más bien deben permitir el acceso de todos los estudiantes a la cultura; lo cual supone, evidentemente, otros métodos de enseñanza. Supone, además de otros métodos, que el profesor

tenga posibilidades de interesarse por todos sus alumnos, que intente hacerse comprender por todos y que los escuche tanto como les habla. Supone que ya no considerará que pensar en su escritorio (y pensar las mismas cosas que hace 30 años) representa el ejercicio de la inteligencia. Supone que ya no considerará que la simple transmisión de ciertos contenidos agota su papel en una sociedad que requiere cambios fundamentales.

Si bien ya son bastante ambiciosos estos "objetivos", pareciera que el pretender, además, que la consecución de éstos sea a través del juego, de la diversión, es rozar el dominio de lo idílico o idealista. Mencionemos al respecto lo que dice alguien que es más conocido por su filosofía que por su sentido del humor: Platón, en el Libro VII de las Leyes, afirma:

"Señoras, señores, lo que quiero decir es lo siguiente: que el hombre es un juguete en mano de Dios y que poder jugar es, precisamente, lo mejor de él. Por tanto todo el mundo, hombre o mujer, debería consagrarse a este fin: hacer de los más bellos juegos el verdadero contenido de su vida. Contrariamente a la opinión que hoy predomina, juego y broma, afirmamos, son lo más serio para nosotros los hombres."

No se puede pasar por alto este aspecto lúdico en el ejercicio de una actividad que no representa para los estudiantes mayor interés.

Sería simplista pensar que los estudiantes llegan a los cursos con la intención de embarcarse en una aventura intelectual de la cual el guía será el profesor, aventura que tendrá, sí, los pesares de la jornada, pero a cuyo término espera el triunfo del conocimiento. (Holt, John. EL FRACASO DE LA ESCUELA, Edit. Alianza). Queramos reconocerlo o no los intereses de los alumnos y los intereses de los profesores no son los mismos. Quizás unos engañan para salir de la escuela y otros engañan para no salir de ella.

Aún cuando no haya datos estadísticos, es sumamente probable encontrar que la principal preocupación del estudiante es quitar de encima la tarea diaria con un mínimo de esfuerzo y desagrado.

En otro orden de cosas podemos mencionar los objetivos que apuntan para la educación científica. Estos son: el desarrollo de la tolerancia, el sentido crítico independiente, y la desmitificación de la ciencia. Bastante lejos del objetivo principal de los cursos: enseñar a resolver problemas.

Como lo muestran suficientemente las evaluaciones, el objetivo del estudiante es dar la respuesta "correcta" a preguntas y problemas tipo. En los problemas de examen se busca verificar si el estudiante conoce el significado de ciertas literales y términos y si es capaz de realizar algunas operaciones abstractas para llegar al resultado esperado por el profesor. No plantean ninguna situación real que el examinado tendrá que encarar en su vida.

Un ejemplo de lo anterior son las ecuaciones de movimiento uniforme, las cuales no tienen otra aplicación que los exámenes y la de ser fuente de entretenidos acertijos intelectuales para los estudiantes "brillantes". En lugar de hundir al estudiante en un caos de formulas ¿no sería mejor

contraponer la física aristotélica (que es, por cierto, bastante razonable) a la física de Galileo? ¿no sería más útil, para el estudiante promedio, aprender la influencia de la visión aristotélica en la vida cotidiana? ¿no sería más interesante aprender cómo la visión del mundo subyacente a la física la va dirigiendo?

Obviamente hay profesores que salen del esquema ortodoxo de "dar el resultado correcto con el procedimiento correcto" y proponen en las evaluaciones problemas que, dicen, son "para pensar" aún cuando no queda claro qué es "pensar" para el estudiante... ni para el profesor. Seguramente se pretende enseñar a PENSAR CON RIGOR, a distinguir lo verdadero de lo falso, a dominar el mecanismo de la argumentación, a ENTENDER de tal manera que cuando no se entiende se sepa que no se entiende, sin embargo las actividades en el aula están lejos de tal objetivo (Julían Mariás. CINCO AÑOS DE ESPAÑA. Espasa-Calpe.) Pero resulta entonces muy discutible centrar la evaluación en el aprendizaje de una habilidad que no se ha propiciado ni con el método, ni con los contenidos, ni con los recursos empleados...

Volviendo al punto del trasfondo filosófico de la ciencia podemos asegurar que, para los profesores, la discusión crítica de teorías alternativas, el análisis de las limitaciones y alcances de las teorías no ofrece mayor interés, por no mencionar el interés que puedan tener las connotaciones sociales de las mismas teorías.

Hoy día la ciencia que enseñamos se agota en las matemáticas. Posiblemente esto es un resultado de la aplicación extrema de la filosofía operacionalista (Bunge, FILOSOFIA DE LA CIENCIA FISICA). Con todo, esto mismo lamentaba Heinrich Rudolf Hertz en el prólogo de su MECANICA (1899): "...se pasa muy rápido por los principios fundamentales para llegar a las ecuaciones que permitan al profesor sentirse cómodo..."

Difícilmente pueden analizarse los objetivos de la enseñanza sin tratar, al menos someramente, los objetivos del estudiante.

En este punto es claro que para la mayoría de los estudiantes es la calificación del curso la "motivación" del "aprendizaje".

El aspecto más importante de los cursos, para el alumno, es la sanción social, el "pase" al siguiente curso. El alumno ha aprendido, después de años de escolarización, que el medio es el mensaje, que el "cómo se dice" es más importante que "lo que se dice", que el "cómo" se enseña, es más importante que "lo que se enseña", que el "cómo se responde" importa más que "lo que se responde".

En otras palabras, el individualismo, la rivalidad, la sanción, la sumisión, etc. son más efectivamente aprendidas que las leyes de Dalton o los principios de la termodinámica. El papel de la universidad es, en este punto, el de un reforzador más de conductas ya asimiladas, por el estudiante y por el profesor, y necesarias para el "orden social".

Lo anterior es más cierto cuando se trata de alumnos cuya experiencia académica les ha mostrado que no tiene caso razonar pues lo que importa es la respuesta y no el razonamiento, lo que importa es el producto y no

el proceso. La evaluación misma está basada en lo que el alumno responde a la pregunta del maestro, y no en los planteos, ni en los tanteos, ni en las rectificaciones o en la búsqueda de alternativas por el alumno. Sin embargo es el tipo de preguntas del alumno lo que determina los cambios en su estructura cognitiva; por ejemplo, ante un problema en que se pide el valor de X es muy diferente que un estudiante pregunte ¿puedo hacer M? a que pregunte: ¿necesito M para conocer X?

LOS OBJETIVOS TRADICIONALES DE LA ENSEÑANZA DE CIENCIAS:

Sin pretender agotar la creciente oferta editorial de textos de química de nivel medio básico y superior (aproximadamente 40 libros) se presenta a continuación una lista de los objetivos señalados por los libros más usados. El análisis de estos objetivos se hará posteriormente en este capítulo.

1.- QUIMICA. FUNDAMENTOS EXPERIMENTALES. Parry, Steiner. Ed. Reverté, S. A. 1973. p. V

Que el alumno pueda:

- establecer principios a partir de la observación
- desarrollar un mejor conocimiento del valor y de las limitaciones del método científico
- disponer de un conocimiento acerca de cómo trabajan los químicos
- formular preguntas habitualmente en vez de darse por satisfecho con afirmaciones dogmáticas
- contribuir, en su medida, al avance científico y a su consecuencia la tecnología.

2.- MI TERCER LIBRO DE QUIMICA. B. Tarango, S. Rivera, E. Lujan. Servicios Pedagógicos, S. A. de C. V. 1982. (Prólogo)

- facilitar la aplicación del método científico como instrumento educativo a fin de conducir al alumno a un pensamiento razonado y objetivo para que descubra, plantee situaciones nuevas, aplique su creatividad y concluya en las verdades que sustenta la Química como ciencia.

3.- QUIMICA. J. W. Moore, W. G. Davies, R. W. Collins. Edit. McGraw-Hill Latinoamericana, S. A. Bogotá, 1982 (Prefacio)

- describir los hechos y las teorías más importantes y fundamentales, en tal forma que los estudiantes logren conocerlos y entenderlos adecuadamente
- que el alumno aprenda el método científico por medio de los ejemplos proporcionados

4.- QUIMICA. P. Ander A. Sonnessa. Edit. LIMUSA, S. A. México, 1981, p. 7

- enfatizar los principios de química más que los aspectos descriptivos
- preparar al estudiante para asimilar material más avanzado

5.- QUIMICA. J. B. Pierce. Publicaciones Cultural, S. A. México, 1982, p. X

- entender el lenguaje fundamental de la química
- conocimiento amplio de los principios químicos
- conocimiento detallado de las ideas fundamentales

6.- QUIMICA. F. Brescia. S. Mehlman. F. Pellegrini. S. Stambler.

Interamericana. México 1977, p. VIIIs.

- proporcionar una percepción de la naturaleza de los fundamentos de la química
- proporcionar basamento suficiente y adecuado
- reducir muchos fenómenos aparentemente diferentes a uno sólo
- discutir problemas de interés nacional
- presentar una perspectiva histórica de la ciencia

7.- QUIMICA GENERAL. K. W. Whitten, K. D. Gailey, Nueva Editorial Interamericana, S. A. de C. V. México 1985, p. VII

- mostrar el caracter experimental de la química y el papel de la teoría en ésta
- definir cada nuevo concepto y mostrar su significado práctico
- referir algunas notas históricas interesantes

8.- QUIMICA. REACCIONES, ESTRUCTURAS, PROPIEDADES. C. R. Dillard, D. E. Goldberg. Fondo Educativo Interamericano. E.U.A. 1977, p. V

- desarrollar habilidades en los fundamentos de la estequiometría: calculos de equilibrio y aplicaciones de termodinámica a sistemas químicos
- proporcionar una base para cursos de nivel superior
- introducir algunos tópicos de fisicoquímica de los gases, líquidos y soluciones
- estimular el interés posterior en química

9.- QUIMICA. Ch. Mortimer. Wadsworth Internacional, 1983. Prefacio

- explicar la química, no sólo exponer datos químicos

10.- QUIMICA GENERAL. W. H. Slabaugh, Th. D. Parsons. Editorial LIMUSA, Mexico 1976, p. 5

- enfatizar la aplicación de los principios físicos y químicos a las propiedades de las sustancias a través de los conceptos modernos de enlace químico, átomos, moléculas, gases...etc.(sic)

11.- QUIMICA. CURSO UNIVERSITARIO. B. Mahan. Fondo Educativo Interamericano, E U. A. 1977, Prólogo.

- conducir al estudiante hacia la total comprensión de las ideas básicas y las operaciones matemáticas de la estequiometría y el equilibrio
- proveer una introducción útil a la estructura electrónica de los átomos y las moléculas, la cinética química, la termodinámica, los estados de la materia y la química descriptiva de los elementos.

ANALISIS DE LOS OBJETIVOS.

La aparente uniformidad de los objetivos propuestos por los autores es más resultado de la reducción de los objetivos con los contenidos, que de un deliberado y feliz consenso.

Así, hay coincidencia en cuanto a mostrar "los fundamentos", "aplicar los principios", "preparar para cursos más avanzados", e incluso hay coincidencia acerca de cuáles son esos principios y fundamentos (pues los contenidos de los libros son casi idénticos). En otras palabras está claro el "qué" enseñar, pero no se abunda mucho en el "para qué" enseñar tales temas.

La respuesta más común al "para qué" es... preparar para cursos más avanzados.

Cursos que, a su vez, servirán para cursos posteriores, que a su vez... etc.

Con todo, es más importante notar las diferencias que las semejanzas.

Por ejemplo 6 se propone presentar una perspectiva histórica de la ciencia y discutir problemas de interés nacional. En tanto que 5, 9, 10, 11, etc. se limitan a la enunciación de los contenidos.

Por otro lado ninguno de los libros mencionados pretende incorporar las teorías científicas al contexto polémico que las originó, lo cual hace que las respuestas (teorías) parezcan un catecismo. Catecismo en el cual el dogma de las verdades "reveladas" es sustituido por el "método científico".

La noción de "modelo" también está ausente en la mayoría de los textos. A pesar de estar fuertemente relacionada con la "teoría" pues es la matriz en que se desarrolla; se omite en los textos, omitiéndose, en consecuencia, el carácter limitado de las teorías. Así, éstas, de ser verdades científicas pasan a ser verdades absolutas, universales y eternas.

El aspecto "genético" de las teorías, esto es, sus orígenes, su desarrollo, la polémica con teorías alternativas o antagonicas es sustituido por un carácter cronológico (una simple fecha) o anecdótico (Dalton era inglés).

Con lo anterior podríamos ubicar los objetivos de la mayoría de los libros dentro un "aprender a hacer", muy lejos de un "aprender a aprender" que sería más consecuente con el futuro laboral de los estudiantes.

CONCEPCION IMPLICITA DE APRENDIZAJE. APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO

Todos los libros mencionados incluyen al final del capítulo una serie de ejercicios, de problemas acertijo, que dan la medida del aprendizaje. Este mismo método de evaluación se emplea en los cursos. Sazonado, desde luego, con las complejidades y solemnidades del rito.

Los problemas de fin de capítulo son un material muy semejante al que se emplea en las evaluaciones del estudiante.

La principal falla de las evaluaciones académicas es que no suponen ninguna hipótesis, son experimentos al azar. Se quiere comprobar si los alumnos pueden resolver tal problema, pero... ¿qué implica resolverlo? ¿dar el resultado con el procedimiento correcto? Y el procedimiento correcto es lo más que se llega a calificar. A pesar de que siempre se requiere de una búsqueda, de una serie de errores y rectificaciones, de desviaciones y correcciones, pasos necesarios para llegar al "procedimiento correcto", las evaluaciones, por diversas razones, omiten calificar "lo que hay detrás" del resultado.

La existencia de la "comprensión" no es evidente. Como la existencia de los átomos la existencia de la comprensión debe ser inferida de hechos. Así las conductas observables son sólo evidencias parciales de que el objetivo de la enseñanza ha sido logrado.

Uno de los errores en la enseñanza son: la aplicación de métodos de enseñanza del siglo XII; suponer que el alumno, al comenzar los cursos, ya tiene unos conocimientos y habilidades básicas; no definir tales prerequisites. El conocimiento sólo se estructura sobre lo que el alumno ya sabe.

Llega a darse el caso de profesores que ocultan los problemas de examen, porque si los problemas de evaluación son conocidos por los estudiantes, ya no tendrían con qué evaluar. Aún hay casos en que no se permite que los estudiantes se queden con los enunciados pues después de cierto tiempo los estudiantes llegarían a conocer la colección de problemas de examen y aprobarían sin "conocer el curso".

Lo discutible, en el fondo, es la validez o el sentido de una evaluación reducida a la resolución de problemas-acertijo.

Quizás convendría hacer dos evaluaciones del mismo examen. La primera consistiría en decir al alumno que estuvo mal en tales problemas. La segunda en pedir al alumno que investigue en QUÉ estuvo equivocado y por qué se equivocó.

El aprendizaje sólo se da como rectificación de errores.

Con todo el problema no es proponer diversas formas de calificar (si con series de problemas, con examen oral, con evaluaciones de opción múltiple, con examen de casa, etc.) sino averiguar ¿qué se quiere realmente evaluar? ¿habilidad para detectar los errores propios? ¿capacidad de dar el resultado deseado en el tiempo esperado? ¿habilidad para hallar consistencia lógica en los planteamientos? ¿hábito para trabajar con unidades? ¿facilidad para la aplicación de fórmulas?

Los puntos por problema de examen se dan por la dificultad (para el estudiante) del problema, no por la importancia que tienen los conceptos involucrados. Por otro lado ¿qué criterio se emplearía para definir la importancia de tales conceptos? ¿la frecuencia con que aparecen en los cursos? ¿la frecuencia con que aparece en la práctica profesional? ¿su carácter fundamental en las teorías?

Los alumnos resuelven los problemas con "regla de tres" como si fuera una receta mágica infalible. Es, sin duda, una generalización prematura. Otra podría ser la tendencia a sacar promedios aritméticos cuando se tiene una tabla.

Como resultado de las reformas educativas en las que, ubicuamente, se insiste en la conexión de los contenidos con la "realidad" del estudiante cabe mencionar que hay una situación semejante a la siguiente:

"Determina la superficie de un semiesfera superpuesta a un cilindro tal que el radio de la esfera es $\frac{4}{7}$ de la altura del cilindro."

Esta es la versión anterior a la "reforma educativa"; gracias a la cual

se cambió por este otro problema conectado a la experiencia del estudiante:

"Una caldera tiene la forma de una semiesfera superpuesta a un cilindro tal que el radio de la semiesfera es $\frac{4}{7}$ de la altura del cilindro, ¿qué cantidad de metal, en metros cuadrados, se requiere para su fabricación?"

Con lo anterior se intenta ejemplificar que no es con "rellenos" o "parches" que se podrá lograr la vinculación con problemas de la vida cotidiana. Parece inevitable sacrificar algunos contenidos, algunos capítulos, para llegar a captar el interés de los estudiantes.

Un problema puente no es un acertijo con EXACTAMENTE el número de datos necesarios. Ej. Estime la presión que soporta un tanque de gas doméstico estacionario (el estudiante tiene que averiguar qué gas es, si se halla licuado, cuáles son las temperaturas de almacenamiento, si influyen las dimensiones del tanque, etc.) Con esto se intentará evaluar la capacidad del estudiante para conseguir y organizar la información.

El aspecto más importante de los cursos, para el estudiante, es la evaluación, la sanción social, institucional que le permitirá continuar su "formación profesional". El medio es el mensaje. Cómo se dice es más importante que lo que se dice.

En general los exámenes de física y química no plantean ninguna situación real que el examinado tendrá que encarar en su vida. Sirven sólo para constatar si el estudiante conoce el significado de ciertos términos y si es capaz de realizar algunas operaciones abstractas.

Podría preguntarse si es aún objetivo de la enseñanza media superior el reforzar o iniciar las habilidades básicas del aprendizaje, si es aún función de la escuela enseñar a hablar y, complementariamente a leer y a escribir, pues con ello se consigue el estrato básico elemental del pensamiento ya que la lengua es la primera interpretación de la realidad...

Por otro lado, no se pueden predecir los requerimientos de mano de obra más allá de 3 o 4 años; pretender ir más allá es "ciencia ficción".

El trabajo que desempeñará el egresado dependerá no sólo de la escolaridad del individuo, sino también de: antecedentes sociales y familiares, posición social de los padres, experiencia laboral, escuela de procedencia, etc. no hay, pues, correspondencia entre el nivel educativo formal y la ocupación.

Dicho de otra manera, no sabemos qué requerirán los profesionistas de mañana. De aquí que no sea tan importante que un estudiante aprenda determinada materia como el que aprenda la forma de aprenderla y a disfrutar aprendiéndola (p. 116 Rediseñando el futuro. Russell L. Ackaff).

METODO CIENTIFICO

Son muchos los libros de química general que insisten en su prólogo acerca de la importancia del método científico, (aún cuando en el resto del libro no vuelvan a hacer referencia a éste).

En los prólogos anotan:

- "La función del método científico es garantizar la objetividad del conocimiento"
- "Permitir al estudiante resolver todos los problemas de la vida cotidiana mediante el uso del método científico..."

Objetivos incuestionablemente loables pero difícilmente realizables.

El siguiente material pretende mostrar, con referencias históricas, cómo han trabajado algunos científicos eminentes y cuán lejos está su método de trabajo de la ortodoxia escolar acerca del "método científico" según la cual la evidencia experimental lleva a la aceptación o al rechazo de una teoría.

TEORIA ONDULATORIA DEL CALOR:

Cualquier libro de física reporta que la equivalencia entre el calor y la energía mecánica fue establecida por los experimentos de James Prescott Joule a mediados del siglo XIX. Otros libros establecen que tales experimentos llevaron a Joule a abandonar la noción dominante del "calórico" en la cual se consideraba al calor como una sustancia.

Desafortunadamente para la enseñanza de ciencias por el tiempo en que Joule desarrolló sus experimentos la teoría del calórico ya había sido abandonada por la mayoría de los científicos. La razón no estaba en los experimentos del Conde Rumford y Humphry Davy (aproximadamente en 1800) donde se mostraba que el calor podía generarse por fricción; aunque estos experimentos eran bien conocidos no bastaban para sacudir la creencia de los científicos del siglo XIX acerca de la materialidad del calor. Los experimentos cruciales se hallaron, en cambio, en la radiación del calor y la radiación de la luz.

Las investigaciones de William Herschel, Macedonio Melloni y otros mostraron que el calor radiante tenía todas las propiedades cualitativas de la luz: reflexión, refracción, polarización. Así, alrededor de 1820 se aceptaba que la teoría que se adoptara para explicar la naturaleza de la luz debía ser la misma que explicara la naturaleza del calor.

Antes de 1820 existía la convicción de que el calor y la luz eran fenómenos de la misma clase: materiales. Se recordará que para entonces no se había abandonado la teoría corpuscular de la luz propuesta por Newton. Sin embargo los brillantes experimentos y argumentos de Augustin Fresnel llevaron a la conclusión del carácter ondulatorio de la luz y del calor.

La transición de la teoría sustancialista del calórico a la teoría ondulatoria del calor ocurrió alrededor de 1830. La mayoría de los fenómenos que se habían explicado en términos de calórico pudieron explicarse en términos de vibraciones de calórico o "éter" como se comenzó a llamar. Esta teoría fue enunciada, en su forma más explícita, por André Maria Ampère quien no trató de mostrar las ventajas explicativas de la nueva teoría sino, exclusivamente, la posibilidad de unificar dos teorías en una sola.

En resumen, el abandono de la teoría del calórico no fue debido a alguna evidencia experimental definitiva en contra. Fue la posibilidad de explicar fenómenos de la luz y del calor con una sola teoría lo que eliminó a la teoría sustancialista del calor, en contra de lo que los textos proponen como "método científico".

Un comentario final. Podría argumentarse que el modelo de "método" propuesto, como todo modelo, se refiere a situaciones ideales, sin embargo no es una "idealidad" derivada de una simplificación de los casos observados. En todo caso no es un modelo que sigan los científicos.

LA TEORIA CINETICA DE LOS GASES.

A mediados de la década de 1850 ya había una fuerte tendencia a pensar que el calor era resultado de la energía de movimiento de los átomos en el vacío.

Este movimiento debía ser particularmente simple al tratarse de gases pues podía suponerse que los átomos se movían en líneas rectas a velocidad constante hasta que encontraban a otro átomo del gas o las paredes del recipiente. Evidentemente esta suposición no consideraba los efectos del "éter" en los movimientos de los átomos, de aquí que fuera desarrollada por John J. Waterston, Rudolf Clausius y James Clerk Maxwell como una hipótesis heurística.

Por lo anterior Maxwell presentó su primer artículo sobre teoría cinética de los gases con un espíritu prudente y cauteloso. Su prudencia estaba justificada porque había llegado a dos conclusiones que estaban en conflicto con los datos experimentales de los gases.

La primera era que la viscosidad de un gas debía ser independiente de la densidad y aumentar con la temperatura.

En 1829 Edward Sabine sugirió, a partir de experimentos, que la viscosidad del aire dependía de su densidad, de forma que Maxwell consideró esta dificultad en su artículo.

La segunda era la relación de calores específicos a presión constante y a volumen constante.

En este caso no había duda de que la teoría cinética debía ser rechazada. El mismo Maxwell lo afirmó ante la "British Association for the Advancement of Science" en 1860: "Este resultado de la teoría cinética, en contradicción con el experimento, inválida a la teoría por

muy satisfactorios que puedan ser otros resultados".

Afortunadamente para el progreso de la ciencia Maxwell no tomaba seriamente la versión ingenua del método científico, de forma que continuó desarrollando la teoría cinética y animó a otros científicos a hacerlo. Desarrolló, además, una serie de experimentos acerca de la viscosidad de los gases encontrando que la viscosidad no cambia apreciablemente en un gran intervalo de densidades. En este caso la teoría sirvió para rechazar los resultados experimentales de Sabine.

La otra discrepancia, la de los calores específicos, no fue eliminada fácilmente pues Maxwell no aceptaba los modelos "ad hoc" de moléculas diatómicas. De todas formas no se abandonó la teoría cinética simplemente porque no se ajustaba a todos los resultados experimentales.

Es interesante anotar que, efectivamente, muchos científicos se oponían a la teoría cinética (Ernst Mach, Wilhelm Ostwald, Pierre Duhem) pero no por argumentos experimentales o teóricos sino por una reacción filosófica contra la ciencia mecanicista y por una preferencia por las teorías fenomenológicas.

En 1895 Ostwald escribió en la "Revue Generale des Sciences":

"Si hay que renunciar a los átomos, a la mecánica, ¿qué imagen de la realidad nos quedará?

Pero no, no hay necesidad de ninguna imagen. No es nuestro objetivo ver al mundo deformado en un espejo curvo; hay que verlo directamente, tanto como lo permitan nuestras fuerzas intelectuales. Hay que establecer relaciones entre las realidades, es decir, entre las dimensiones mensurables, de tal forma que, dadas unas, se deduzcan otras de ellas. Esta es la tarea de la ciencia. Y la ciencia no ha cumplido cuando se enorgullece de una imagen más o menos hipotética."

El químico Henri-Etienne Sainte-Claire Deville (que desarrolló el proceso de producción del aluminio) en unas lecciones de la Sociedad Química (1866) afirmaba:

"Las representaciones de átomos nunca han inspirado un experimento serio; son empleadas para seducir no para probar; estas representaciones, que hoy día están tan en boga, son un peligro para nuestra juventud más serio de lo que se piensa.

Seducen a los ojos y satisfacen al espíritu de una manera engañosa, hacen creer en una interpretación real de los hechos y hacen olvidar nuestra ignorancia.

Pues saber que se ignora es el primer paso necesario para querer aprender."

A decir verdad tal tarea científica ya era propuesta en el siglo XVI. Andrea Osiander, en 1544 presentaba el libro de Copérnico "De revolutionibus orbium celestium" diciendo que la hipótesis heliocéntrica era "... un simple artificio matemático...", "... no es necesario que esta hipótesis sea verdad, ni siquiera que sea verosímil, basta que se

preste a un cálculo que resulte consistente con las observaciones...".

Como puede verse la aceptación, el rechazo a una teoría científica está determinado por variables más complejas que la "evidencia experimental" como suelen decir los textos de ciencias de nivel medio.

En este sentido habría que aclarar que "método científico" es una expresión impropia pues no es un método en el sentido de un procedimiento formal. No proporciona un plan detallado para explorar lo desconocido. Es más bien una actitud y una filosofía según la cual se pueden deducir con confianza conceptos generales de las impresiones del mundo.

Bajar a los científicos del pedestal en que la mitografía de la ciencia los ha colocado no es para desenmascararlos sino para indagar los oscuros modos de proceder del espíritu creador. Tal indagación ayudaría a neutralizar la leyenda de que la ciencia es un empeño puramente racional, de que el hombre de ciencia es más equilibrado y más desapasionado que los otros, por lo cual debería concedérsele un papel rector en los asuntos mundiales, capaz de dar un sustituto racional de la ética, derivada inevitablemente de otras fuentes.

No hay camino lógico para el descubrimiento de leyes elementales. Solamente existe el camino de la intuición, ayudada por el sentimiento de que existe cierto orden detrás de las apariencias.

El paso crucial en el descubrimiento científico (así como en la resolución de problemas) no es un paso racional sino intuitivo. El método científico es, entonces, una disciplina que le enseña a uno CÓMO evaluar sus propias intuiciones.

El método "teológico", en cambio, difiere sustancialmente del método científico. El conjunto de conclusiones de un teólogo madura en un dogma, sobre el cual sus discípulos trabajan no para comprobarlo, sino para consolidarlo. No es raro, entonces, que el método teológico tenga las siguientes consecuencias:

- parálisis de todo movimiento renovador. Ante las apariciones de cometas, ante la inminencia de la peste o la guerra, la cristiandad oraba y gemía ante sus fetiches, en lugar de combatir con la observación y el raciocinio. Intentaba sobornar a sus dioses con ofrendas y penitencias y descargando su cólera contra los infieles.
- vitalización del fanatismo e intolerancia a otras creencias y a otras formas de vida.
- fortalecimiento del despotismo eclesiástico y civil. Cualquier decisión, por irracional que sea, viniendo de la autoridad es manifestación de la voluntad divina. Jerarcas y príncipes quedan colocados muy por encima del rebaño humano.

Los orígenes de la concepción de método científico manejada en los textos de ciencias preparatorianos se remontan a F. Bacon (1561-1626).

El método filosófico de F. Bacon busca reformular completamente la

ciencia para evitar la argumentación abstracta propia de la edad media. Los siguientes son algunos ejemplos de argumentación abstracta, tomados de A. White:

- Rev. P. Agustín de Angelis, 1673. Los cometas no son cuerpos celestes, sino que son originados en la atmósfera terrestre debajo de la luna, pues todo lo que es celestial es eterno e incorruptible, y los cometas tienen un principio y un fin... ergo, los cometas no pueden ser cuerpos celestes.

- Andrés Celichius, 1578: La naturaleza real del cometa no es un vapor o niebla sulfuroso y pegajoso de origen terrestre que se levanta en el aire y se inflama por el calor celeste, sino el humo espeso de los pecados humanos que se levanta cada día, cada hora, cada momento, lleno de hediondez y de horror ante la faz de Dios, y llega a ser tan espeso que puede formar un cometa... inflamado por el calor y la ira feroz del Supremo Juez Celestial.

- Conrad Dieterich, 1620 en un sermón dominical se pregunta qué son los cometas. Después de citar a una multitud de filósofos y encontrar grandes discrepancias entre ellos demuestra la imposibilidad de resolver el problema por la luz sola de la razón, ergo... hay que acudir a la revelación.

- Blaise de Vigenère (1578): Los cometas amenazan con la muerte a príncipes y reyes porque viven más delicadamente que las demás personas, por consiguiente, el aire espesado y corrompido por un cometa resulta para ellos más pernicioso que para el rebaño humano que vive de alimentos burdos.

- Dudith, 1579: Si los cometas estuvieran formados por los pecados de los mortales jamás desaparecerían del firmamento.

En resumen, F. Bacon proponía una supresión de hipótesis prematuras y prejuicios. Su influencia llega hasta Pasteur y Darwin. Pasteur, por ejemplo, propone derribar los argumentos propios, agotar todas las hipótesis en contra y sólo después publicar los resultados: "Si después de tales esfuerzos llegas a la certidumbre, tu alegría será una de las mayores que puede sentir el alma humana".

Darwin por su parte, escribió: "Reunir todos los hechos que revelan, en todos los sentidos, la mutación de animales y plantas, ya sea en su estado natural o sometidos a domesticidad, puede arrojar alguna luz sobre el conjunto de estos seres. Trabajé conforme a los verdaderos principios baconianos, y, ajeno a cualquier teoría, reuní los hechos a gran escala...".

Sin embargo en la década de 1950 comenzó a surgir una nueva visión de la ciencia, debida a especialistas que han estudiado cuidadosamente la historia del conocimiento científico.

Se ha encontrado en la vida y en la correspondencia de los hombres de ciencia, que las conceptualizaciones especulativas jugaron un papel central. Como consecuencia ha habido un creciente reconocimiento de que, en ciencia, como en cualquier empresa humana, la herencia conceptual

gobierna la percepción y el pensamiento.

En rigor no se puede hablar de método científico en el sentido de un conjunto de normas y reglas precisas para el trabajo científico. Lo anterior es debido a que cada científico que provoca una revolución ha tenido sus propios métodos de trabajo. Las maneras y costumbres de los científicos difieren grandemente e introducen infinidad de caprichos y fantasías en el desarrollo de la ciencia.

Si bien sería muy **benéfica** una llave todopoderosa para el conocimiento en todos los campos de la investigación y la enseñanza, la historia muestra que, cuando la investigación no tiene nada de espectacular, cuando es, más bien, rutinaria y sistemática, es cuando puede hablarse de "método científico".

Los resultados más importantes, en cambio, dependen de una conclusión ilógica inferida de hipótesis dudosas, o de la interpolación equivocada de un mal experimento, o de la imposición de los datos a una regularidad atractiva para el investigador.

Lo más característico en las ciencias físicas no es, entonces, el "método" sino que, en un argumento dado, los físicos están discutiendo los mismos conceptos, pues se basan en las mismas operaciones matemáticas o manuales. Esto se evidencia en la rapidez con que desaparecen las diferencias de opinión, en oposición a la filosofía, donde el desacuerdo y el debate son característicos, a no ser que ambos bandos hayan llegado al convencimiento de la imposibilidad de "corregir" al contrario.

Explicar significa reducir a lo familiar, es establecer una relación entre lo que se ha de explicar y las concepciones previas (correctas o no).

Las explicaciones de los escolásticos eran grandiosas y apasionantes pues se basaban en conceptos sumamente inclusivos o generales: lugar natural, causa final, Ser Superior, etc. incluían, invariablemente, a la cotidianeidad del hombre reflejando una universalidad, demasiado ambiciosa, de sus problemas y explicaciones. Era el papel mismo del hombre el que era respondido y explicado.

El científico moderno se limita a preconcepciones más limitadas y concretas, la, quizás, más importante, es suponer que la naturaleza puede describirse a partir de modelos matemáticos empleando unas cuantas dimensiones fundamentales.

Ahora bien, para quedar realmente satisfecho con una explicación física, se requiere entrenamiento y repetidos éxitos en la resolución de problemas científicos. De la misma forma que se requiere entrenamiento y un continuo programa de gratificación para estar realmente satisfecho con las reglas del juego de cualquier profesión.

Durante el siglo XIX hubo en física firmes esfuerzos para lograr la visualización de conceptos en la construcción de modelos. Se representaba al éter como una extraña sustancia transparente y gelatinosa capaz de oscilar y transmitir ondas electromagnéticas.

A medida que la física progresó, este modelo se hizo cada vez más complicado, hasta el punto de adquirir características contradictorias. Por ejemplo, debía carecer de densidad, ya que no ofrecía resistencia observable al movimiento de los planetas, y debía, por otro lado, tener densidad alta para producir ondas luminosas transversales. De aquí que Einstein sugiriera abandonar totalmente la teoría del éter.

La tendencia de la física en el siglo XX a construir modelos visualizables es cada vez menor, principalmente debido al carácter cada vez más abstracto de las nuevas teorías. En palabras de Einstein: "En la medida en que los modelos se refieren a la realidad, carecen de certeza. En la medida en que tienen certeza, no se refieren a la realidad".

La única justificación, en último término, de los conceptos científicos, del "método científico" es que sirven para representar toda la complejidad de nuestras experiencias y reunirlos en un todo lógico.

REFERENCIAS:

Barnett L. EL UNIVERSO Y EL DR. EINSTEIN. Fondo de Cultura Económica, Mexico, 1973.

Blanche, Robert. EL METODO EXPERIMENTAL Y LA FILOSOFIA DE LA FISICA. Fondo de Cultura Económica. Mexico, 1980.

Brush, Stephen G. Should the History of Science Be Rated X? SCIENCE, Vol. 183, Mar. 1974, p. 1164 ss.

Carnap, R. FUNDAMENTACIÓN LÓGICA DE LA FÍSICA, p. 232, Ed. Sudamericana, B.A.

Conant, ON UNDERSTANDING SCIENCE, New Haven, Yale University Press, 1947

White, A. LA LUCHA ENTRE LA CIENCIA Y EL DOGMATISMO EN EL SENO DE LA CRISTIANDAD. Siglo XXI. Mexico, 1972.

EL CASO DE LOS RAYOS N

La ciencia, como cualquier otra expresión del comportamiento humano ha tenido sus grandes ilusiones: conceptos de aceptación general que entusiasmaron a una porción notable de la comunidad científica y que resultaron ser totalmente infundados. La historia tiende a recoger los éxitos de la ciencia más que sus fracasos.

Un ejemplo de lo anterior son los rayos N.

Los rayos N se descubrieron en un clima intelectual favorable. En 1895 W. K. Rontgen produjo rayos X y, por otro lado, ya se habían identificado distintos tipos de rayos: alfa, beta y gama. Así, cuando en 1903, René Blondlot, físico francés de la Universidad de Nancy, descubrió la radiación N, no se sintió obligado a someter su hallazgo a pruebas más rigurosas, pues la comunidad científica se hallaba psicológicamente dispuesta a encontrar un nuevo tipo de radiación.

Sin entrar en detalles acerca de la "naturaleza" de los rayos N, es importante señalar que, después de publicar R. Blondlot su hallazgo, físicos, fisiólogos y psicólogos investigaron los rayos N. Augustin Charpentier, por ejemplo, encontró que el cuerpo humano emite rayos N, en particular los nervios y los músculos.

Y como sucede a menudo con los grandes descubrimientos... pronto aparecieron otros científicos que reclamaban la prioridad en el hallazgo. Así, en 1904 se hicieron 54 publicaciones acerca de la nueva radiación.

En 1905 Blondlot publicó un elaborado conjunto de instrucciones acerca de cómo observar mejor las manifestaciones de los rayos N:

- evitar toda fijación consciente sobre la fuente luminosa.
- ver la fuente sin mirarla, dirigiendo la vista en una dirección ligeramente distinta.
- desempeñar un papel absolutamente pasivo.
- guardar silencio.
- evitar el humo de tabaco pues enmascara por completo el efecto de los rayos N.

Adquirir tales habilidades no era fácil, exigía práctica. Muchas personas quizás no lograrán nunca esas habilidades. Así, los que cuestionaban la validez del experimento, lo que cuestionaban en realidad, según Blondlot y los defensores de la radiación N, era la sensibilidad del observador.

Incluso se llegó a sostener que las razas latinas eran las únicas aptas para ver los rayos. Los poderes de percepción de los ingleses se hallaban debilitados por la neblina y los de los alemanes por la cerveza.

El asunto de los rayos N declinó rápidamente en 1905 cuando la "Revue Scientifique" propuso a Blondlot identificar el contenido de dos cajas selladas e idénticas: una conteniendo acero (poderosa fuente de rayos N) y otra con plomo (el cual no emite radiación).

Ante tal ofrecimiento Blondlot repuso cortésmente:

"Permitaseme rechazar por completo su proposición de cooperar en este

experimento simplista; los fenómenos en cuestión son demasiado delicados para ello. Déjese a cada cual formar su opinión personal acerca de los rayos N, sea a partir de sus propios experimentos, sea a partir de los de otros en los cuales tenga confianza".

En resumen, la ciencia no tiene un Papa infalible para vigilar la doctrina, ni un Concilio para proclamar las verdades del dogma, por lo que la evolución de las teorías científicas parece seguir el esquema atribuido a James Clerk Maxwell, fundador de la teoría electromagnética:

"Hay dos teorías sobre la naturaleza de la luz: la corpuscular y la ondulatoria. Hoy día creemos en la teoría ondulatoria porque todos los que creían en la corpuscular han muerto".

Blondlot murió en Nancy en 1930.

REFERENCIAS:

Irving M. Klotz, Investigación y Ciencia. No. 46, julio 1980, p.102

ATOMOS...¿DE VERAS?

Material para el estudiante.

ADVERTENCIA:

Toda teoría científica es una respuesta a una pregunta. Sin embargo, los textos de ciencia suelen presentar las respuestas únicamente sin decir nada acerca de cuáles fueron los problemas que llevaron a ellas. Tampoco muestran la existencia de teorías alternativas. En otras palabras: los libros de ciencias muestran al héroe antes de mostrar la película.

Lo cual resulta tan interesante como leer una novela policíaca sabiendo quién es el asesino y cuál es el desenlace.

Las cosas en la historia, en la vida real, sabemos que son muy distintas. El villano no siempre es feo y torpe. Ni el héroe es un galán en technicolor.

Lo mismo ocurre con las teorías científicas. No hay una que sirva para todo.

Por otro lado, el estudiante llega a los cursos de química "sabiendo" que existen los átomos. Conoce el desenlace de esa novela policíaca, pero desconoce el argumento.

Esta monografía intenta ser el argumento del final que ya conoce el alumno.

El autor no tiene intención de reconstruir la historia de la química en el siglo XIX. Es muy discutible que las preguntas que dieron lugar al modelo atómico de Dalton hayan sido explícitamente las que se mencionan en la monografía. Como menciona A. Koestler (Los sonámbulos) el creador de una teoría no vislumbra, en ocasiones, la importancia ni las consecuencias de su propuesta.

El caso de Dalton puede ilustrar lo anterior: Dalton comenzó sus estudios sobre meteorología con la intención de predecir el clima. De aquí derivó a la existencia de agua en la atmósfera que no se hallaba enlazada "químicamente" con los gases de la atmósfera. El agua de la atmósfera era resultado de una acción "mecánica" de los gases sobre el agua líquida. Análogamente la solubilidad de los gases en el agua líquida era resultado de una acción mecánica en la cual intervenían el tamaño y el peso de las partículas disueltas, como mostraban los experimentos. De aquí a encontrar la relación entre los pesos de las partículas no había más que un salto.

En otras palabras: no se puede afirmar que Dalton intentara caracterizar las sustancias ni que intentara usar para ello el peso de las partículas. Más bien llegó, como menciona Koestler acerca de Kepler, a una puerta que no esperaba que estuviera allí, y llegó tanteando como un sonámbulo.

Señala Herbert Butterfield (Orígenes de la ciencia moderna): es un error considerar las teorías del pasado como anticipos y analogías, como hallazgos de sorprendente modernismo: "...tenemos que evitar la tentación de dar una importancia indebida a las analogías aparentes con los tiempos modernos y a las anticipaciones que con tanta facilidad se descubren en el

pasado; cosas ambas que sin duda, se deben en parte a los espejismos que sufre el historiador. Aunque algunas veces pueden ser útiles para aclarar un punto determinado, tenemos que evitar caer en la fascinación de "lo que hubiera podido ser". (p. 25).

De la misma forma, desde el punto de vista histórico, es un error atribuir a los científicos del pasado preguntas que hoy día tenemos claras, pero que, posiblemente, no llegaron siquiera a formular implícitamente.

No se debe perder de vista que la intención del autor no es hacer "historia de la ciencia" sino "enseñanza de la química". Para ello utiliza datos históricos en la medida en que éstos le permiten aclarar la pregunta cuya respuesta suele presentarse como un "modelo" en los textos convencionales de química.

En resumen: es poco probable que las preguntas más importantes a principios del siglo XIX hayan sido ¿cómo identificar a una sustancia? ¿cómo saber si tal sustancia está compuesta de otras? etc. Sin embargo es muy probable que ordenando los contenidos de textos convencionales de química alrededor de estas preguntas se logre un aprendizaje más estructurado, más "vivo"; es muy probable que el estudiante capte la importancia de los modelos, las polémicas que preceden y acompañan a su construcción y los factores que intervienen en su aceptación.

INTRODUCCION.

Hoy día es un lugar común que los periódicos hablen de centrales de energía atómica, de bombas atómicas; así como es un lugar común que los libros de química hablen de números atómicos, de masas atómicas, etc. etc.

La frecuencia con que se repiten los términos lleva a una familiarización que suele confundirse con la comprensión. De aquí que el estudiante promedio pierda de vista que, en cuanto a los átomos, hay muchas cosas que no han cambiado desde 1803, fecha en que John Dalton presentó su teoría atómica.

Por ejemplo, hasta hace unos pocos años, nadie había visto los átomos de forma que se argumentaba: "El señor Dalton nunca ha visto los átomos, sin embargo dice saber ¡cuánto pesan!". Sin embargo, las teorías, si bien se fundamentan en observaciones, también se fundamentan en inferencias, de aquí que pudiera hablar de "átomos" aunque no los hubiera visto.

La presente monografía recopila algunas de las observaciones y razonamientos que llevaron o desviaron a los científicos de lo que hoy día conocemos como teoría atómica de Dalton. Concluye la monografía con una breve descripción de las limitaciones de esta teoría.

ANTECEDENTES HISTORICOS:

Desde las primeras especulaciones de los indios y de los griegos, el hombre ha estado intrigado por un aspecto paradójico de la materia. Por un lado se pueden cortar trozos cada vez mas pequeños de materia, hasta que la deficiencia de nuestros instrumentos nos obliga a detener esta operación. Pero son las deficiencias de los instrumentos, nunca la misma materia la que pone límites a las divisiones. De aquí se podría pensar que la materia es infinitamente indivisible. Por otro lado, nuestra imaginación no acepta fácilmente esta hipótesis, prefiere pensar en partículas últimas que no pueden cortarse.

Esta segunda hipótesis fue propuesta y desarrollada hace más de 2400 años por los filósofos griegos Leucipo y Demócrito, quizás por influencia de filósofos de la India, (Pomorianov. ALREDEDOR DEL QUANTUM.) posteriormente fue ampliada por Epicuro. Como es sabido a estas partículas últimas se les llamó "átomos".

Demócrito (470 a.n.e.) fue discípulo de Leucipo y prosiguió y perfeccionó las ideas atomísticas. Su punto de partida es que nada puede producirse ni perecer. De aquí que el cambio y la diversidad de la naturaleza lo explique por medio de partículas (átomos) eternas e inmutables. Los últimos elementos de los seres son "lo lleno" (la materia) y "lo vacío" (el espacio) (Klimke-Colomer. HISTORIA DE LA FILOSOFIA, p. 33).

En su obra "De rerum natura" (Acerca de la naturaleza de las cosas) el poeta romano Lucrecio, contemporáneo de Julio Cesar y Cicerón, embellecía la filosofía de los griegos Leucipo, Democrito y Epicuro (sus obras se conocen sólo por referencias; los originales se han perdido) (Rolfe Humphries, The Way Things Are, Indiana University Press, 1968, p.24):

"Nuestro punto de partida será este principio:
nada ha nacido de la nada
por la voluntad de Dios. ¡Ah!, pero las mentes de los hombres
están asustadas,
porque ellos ven en la tierra y en el cielo
muchos sucesos cuyas causas son imposibles de explicar; así, ellos suponen
que la razón está en la voluntad de Dios. Nosotros,
una vez visto que nada procede de la nada,
percibiremos con mayor claridad
lo que estamos buscando, de donde viene cada cosa,
como se originan las cosas y no 'la voluntad de los dioses'".

Todo lo que ahora existe debió tener existencia en el pasado, presente y futuro, aunque hayan podido sufrir cambios su forma, apariencia y cosas semejantes. En último término Lucrecio no intentaba presentar una prueba científica de la conservación de la materia, sino acabar con las supersticiones de sus contemporáneos con una explicación racional de los fenómenos naturales. Aunque documentaba su tesis con agudas observaciones sobre la naturaleza, su interés no era tanto el problema físico como la exposición de un tipo partiular de ateísmo. El tema fundamental de Lucrecio es: "Toda la naturaleza, tal como existe, se compone de dos cosas: los cuerpos, y el vacío en el cual estos cuerpos están situados y en cuyo seno se mueven...".

Con todo lo sugestiva y seductora que puede ser esta hipótesis es interesante anotar que hasta comienzos del siglo XIX no había pruebas experimentales que pudieran apoyarla rigurosamente, ni se habían extraído consecuencias prácticas de la hipótesis atómica. Aún más, al comienzo de este siglo XX, cuando ya se tenían suficientes pruebas de la utilidad de la teoría atómica, había científicos eminentes que no admitían la existencia real de los átomos (Ostwald, Le Chatelier, Mach).

Desde hace mucho tiempo las especulaciones acerca de la estructura de la materia atraeron la atención de los filósofos. Platón, Aristóteles y muchos de sus discípulos rechazaron al atomismo. Otros pensadores, como

Galileo, Gassendi, Bacon, Descartes, Newton y Leibnitz lo aceptaron.

Posiblemente el trabajo de Newton sobre la gravitación universal donde se indica que las partículas materiales son los agentes de la atracción mutua entre masas contribuyó a afianzar la idea de los átomos como explicación de todos los fenómenos. El mismo Newton escribió en la introducción de los Principios de Filosofía Natural (1687):

"Así, a partir de estas fuerzas gravitatorias y por otras proposiciones matemáticas, deduzco los movimientos de los planetas, los cometas, la luna y el mar. Creo que podríamos deducir los restantes fenómenos de la naturaleza por el mismo razonamiento a partir de principios mecánicos, pues sospecho, por muchas razones, que todos los fenómenos dependen de ciertas fuerzas por las cuales las partes pequeñas de los cuerpos se atraen mutuamente, o bien se repelen y se separan; al ser desconocidas estas fuerzas, los filósofos han intentado, hasta ahora en vano, la investigación de la naturaleza. Espero que los principios aquí establecidos arrojarán luz a estas cosas o a un método más real de la filosofía."

Más tarde en la "Optica" (1704) encontramos esta insinuación de atomismo:

"Considerando todas estas cosas parece probable que Dios, al principio, formó la materia sólida, masiva, dura, impenetrable, con partículas móviles, de tales dimensiones y forma, con tales propiedades y en la proporción que mejor se ajustara al fin para el cual las había formado; y estas partículas primitivas, siendo sólidas, son incomparablemente más pesadas que cualquier cuerpo poroso compuesto de ellas. Y tan sumamente duras, que nunca pueden romperse en trozos; no existe ningún poder ordinario para dividir lo que el mismo Dios hizo al principio de la creación... y, por esto, para que la naturaleza pueda ser perdurable, los cambios de las cosas corporales tienen lugar solamente cuando se dan distintas separaciones, asociaciones y movimientos de estas partículas permanentes. Los cuerpos compuestos, o que pueden romperse, lo hacen no en las partículas sólidas, sino por las partes donde éstas se encuentran en contacto..."

Sin embargo, aún cuando los científicos podían atribuir a los átomos diversas propiedades como tamaño, forma, peso, etc. éstas no eran susceptibles de observaciones ni mediciones directas.

Entre la publicación del Sceptical Chymist (El químico suspicaz) de Robert Boyle en 1661 y la muerte en la guillotina de Antoine Lavoisier en 1794, se desarrolló un concepto básico para la elaboración de la teoría atómica: el concepto de elemento químico. Boyle había intentado destruir la antigua imagen de Paracelso, heredada de Aristóteles, según la cual los elementos eran diferentes tipos de materia (aire, tierra, agua, fuego) con propiedades totalmente distintas y que en la naturaleza se encuentran siempre en forma de mezcla. Boyle propuso que la química debe construirse sobre la identificación y el reconocimiento de las sustancias químicas que no pueden separarse en componentes por los métodos conocidos.

Al final del siglo XVIII los químicos aceptaron esta definición de elemento: sustancia que no puede descomponerse en otras por métodos físicos o químicos disponibles. Los métodos más empleados hasta el siglo

XIX eran el calor y la corriente eléctrica. A este tipo de definición, en función de las operaciones que se efectúan, se les llama, justamente, definiciones operacionales. Desde luego siempre existía la posibilidad de que las sustancias consideradas elementos en cierto tiempo, con métodos más enérgicos, revelaran posteriormente ser compuestos.

Lavoisier, en el prefacio a sus "Elementos de Química" (1789) había escrito lo siguiente acerca del concepto de "elemento químico":

"Todo lo que puede decirse sobre el número y la naturaleza de los elementos está, en mi opinión, confinado a discusiones metafísicas. El tema sólo nos suministra problemas indefinidos que pueden resolverse en miles de formas distintas, ninguna de las cuales es consistente con la naturaleza. Yo sólo añadiré a esta cuestión que si por el término de elemento nos referimos a aquellos átomos simples e indivisibles de los cuales se compone la materia, es muy probable que no sepamos nada acerca de ellos; pero si aplicamos el término "elemento" o "principio" de los cuerpos para expresar el último término que el análisis químico puede alcanzar, debemos admitir como elementos todas las sustancias que no podemos descomponer por ningún medio. Nada nos autoriza a afirmar que estas sustancias son tan simples que no puedan estar compuestas de otras; pero dado que estas sustancias no pueden ser separadas, o que hasta ahora no hemos descubierto el medio de separarlas, se comportan, para nosotros, como sustancias simples, y deberíamos suponerlas compuestas sólo cuando el experimento lo haya demostrado."

La relación entre los conceptos "elemento químico" y "átomo", hoy día, es familiar. Sin embargo, de afirmar que los átomos de los elementos son idénticos entre sí, de afirmar que los átomos de diferentes elementos son diferentes, a encontrar "pruebas" hay un gran salto. Este salto lo dio John Dalton (1766-1844).

Dalton era un auténtico autodidacta, hijo de un humilde tejedor se sostuvo pobremente como maestro desde los doce años. Sin embargo poseía una fuerte iniciativa y una rica imaginación que le permitió relacionar los conceptos de elemento químico y de átomo. Quizás su característica más notable era su extraordinaria intuición que le llevó a importantes conclusiones, a pesar de ser "un experimentador tosco" como le llamó su contemporáneo Humphry Davy.

Antes de estudiar la teoría atómica de Dalton hagamos unas consideraciones acerca del problema de la identificación de las sustancias en general y de los elementos en particular.

EL PROBLEMA PRINCIPAL: LA CARACTERIZACION DE LAS SUSTANCIAS.

Muchos de los intentos de los químicos del siglo pasado estaban orientados a la caracterización de las sustancias. Es claro que si dos muestras tenían las mismas propiedades físicas y químicas éstas serían muestras de la misma sustancia. Sin embargo determinar "todas" las propiedades es, en rigor, un procedimiento inagotable. De aquí que tuviera gran importancia definir qué propiedad era la fundamental a fin de evitar la determinación de todas las demás. Se intentaba, entonces, de conocer y medir "la naturaleza" de las sustancias. Durante algún tiempo, a fines del siglo

XVIII, se consideró que la composición en % peso podría ser la característica esencial de la cual dependían todas las propiedades físicas y químicas. Sin embargo, supuesto válido lo anterior, era, por definición, inaplicable a los elementos químicos.

En la historia de la química, encontramos que se clasificaron las sustancias de acuerdo a su sabor, por ejemplo los ácidos. O de acuerdo a su origen: los álcalis (del árabe: al kali, cenizas); o de acuerdo a su procedencia: la leche de Magnesia, de Magnesia antigua ciudad del Asia (hoy se le conoce como Manisa, Turquía). En el mismo lugar hay yacimientos de "magnetita".

Sin embargo, había sustancias que, aún teniendo diferente origen, tenían las mismas propiedades: sabor, olor, textura, aspecto, etc. Nótese, pues, que la clasificación de las sustancias según su procedencia dejaba muchas indefiniciones. Por otro lado, clasificarlas de acuerdo a sus propiedades era algo inagotable ¿quién podía decir cuándo se había agotado la lista de propiedades de una sustancia? Aún más ¿quién podría decir que dos muestras de alguna sustancia eran realmente la misma sustancia?

Pensemos en una frecuente situación doméstica ¿cómo reconocer la sal del azúcar? Ambos son polvos, ambos son blancos. Se debe recurrir, entonces, a una propiedad que permita distinguirlos, en este caso, el sabor.

Consideremos ahora la siguiente situación: se tienen dos sustancias, A y B. Tienen respectivamente las propiedades A1, A2, A3,.... y B1, B2, B3; es evidente que no se trata de la misma sustancia. Pero si hallamos una sustancia C que tenga las propiedades A1, A2, A3, C1... ¿podemos afirmar que A y C son la misma sustancia? Es obvio que no.

Este fue el primer problema teórico que tuvieron los químicos. Y fue "resuelto" siempre de una manera tentativa, pues no hay ninguna sustancia de la que se conozcan todas las propiedades. Afortunadamente hoy día ya no hace falta, y más adelante veremos por qué.

Un ejemplo podrá aclarar lo anterior. Sean dos sustancias D y E. Al trabajar con estas sustancias, al investigarlas, se encuentra que D tiene las propiedades D1, D2, D3, D4... y que E tiene las propiedades D2, D3, D4, ... no se puede asegurar que sean diferentes sustancias; para afirmar lo anterior se necesita una característica (de aquí el término "caracterización" de sustancias) que las distinga. Basta hallar una propiedad E1 para afirmar que D y E no son la misma sustancia.

Sin embargo, saber si D y E son la misma sustancia es otro cantar, (y otro llorar). Pues para afirmarlo necesitamos encontrar en E la propiedad D1 y además.... asegurar que coincidirán D y E en las propiedades D5, D6, D7, etc. que con estudios posteriores se irán descubriendo.

Ya los griegos Leucipo, Demócrito, se planteaban ese problema. ¿Habrá alguna característica fundamental en las sustancias? ¿alguna característica que, conocida ella sola, permita garantizar que todas las demás características D5, D6, D7,... serán las mismas para D y E, y que permita asegurar D y E son la misma sustancia? Aún cuando los griegos no llegaron a determinar esta característica, le dieron nombre: la esencia.

Demócrito (470 a. de C.) fue más allá del nombre, propuso

que era el peso de las partículas que constituían a las sustancias lo que distinguía a unas sustancias de otras (p. 33 Klimke-Colomer, Historia de la Filosofía).

En resumen, para poder aprovechar las características de las sustancias existentes es necesario caracterizarlas, o lo que es lo mismo, identificarlas, reconocerlas, lo cual puede hacerse mediante la enumeración de todas y cada una de sus características... o bien buscando la esencia de las sustancias...

TEORIA ATOMICA DE DALTON:

La teoría atómica de Dalton ya había sido presentada, en sus rasgos principales, por William Higgins en 1798, y fue publicada en dos partes, en 1808 y 1810 ante la Sociedad Filosófica y Literaria de Manchester. Se presentan a continuación algunos extractos de su obra que son fundamento de la teoría atómica (Holton, INTRODUCCION A LOS CONCEPTOS Y TEORIAS DE LAS CIENCIAS FISICAS, p. 455):

"La materia, aunque divisible, en un grado extremo, no es, sin embargo, infinitamente divisible. Esto es, hay un punto, más allá del cual no podemos ir al dividir la materia. La existencia de estas últimas partículas de la materia no puede dudarse, aunque sean tan pequeñas que no puedan apreciarse ni con microscopios. He elegido la palabra 'átomo' para representar estas partículas últimas...."

"... los átomos de los diferentes elementos nunca pueden transformarse los unos en los otros por ninguna potencia que podamos controlar...". En contra del ideal alquímico de transmutación de las sustancias, Dalton afirma, con base en la experiencia, la imposibilidad de ésta.

"Las últimas partículas de todos los cuerpos homogéneos son perfectamente iguales en peso, figura, etc. En otras palabras, todas las partículas de hidrógeno son iguales entre sí...". En este punto Dalton hizo una simplificación mayor que los atomistas griegos, éstos consideraban que los átomos de un mismo elemento podían tener diferente forma y tamaño, así como los granos de sal, siendo la misma sustancia, podían tener diferente forma y tamaño.

"El análisis químico y la síntesis química no pueden ir más allá de la separación y de la reunión de las partículas. Ninguna nueva creación o destrucción de la materia está dentro del alcance de los agentes químicos. Es tan imposible introducir un nuevo planeta en el sistema solar o destruir uno ya existente como crear o destruir una simple partícula de hidrógeno. 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 aquéllas que previamente estaban distanciadas."

Hidrógeno	1.0	Oxido nitroso	13.7
Ázoe (nitrógeno)	4.2	Azufre	14.4
Carbono	4.3	Ácido nítrico	15.2
Amoniaco	5.2	Hidrógeno sulfurado	15.4
Oxígeno	5.5	Ácido carbónico	15.3
Agua	6.5	Alcohol	15.3
Fósforo	7.2	Ácido sulfuroso	19.9
Hidrógeno fosforado	8.2	Ácido sulfúrico	25.4
Gas nitroso	9.3	Hidrógeno carburado	6.3
Eter	9.6	Gas olefiante	5.3
Oxido de carbono	9.8		

1.- En cualquier compuesto químico los elementos se combinan siempre en la misma proporción sin importar el origen o modo de preparación.

La afirmación anterior, hecha por John Dalton alrededor de 1801, ya había sido presentada pocos años antes por Joseph Louis Proust. Es fundamental para la formulación de la hipótesis de Avogadro y para la determinación de la "esencia" de los elementos, que se presentará más adelante. Y como toda afirmación, sólo tuvo validez al final de un debate. Por un lado había quienes aseguraban que no era necesario tener una proporción constante de elementos para formar determinados compuestos. La ilustración experimental se hallaba en los óxidos de cobre. Bastaba calentar al aire un pedazo de cobre y ver la cantidad de coloraciones que podía tomar. Si a cada coloración correspondía un compuesto, era evidente que había una gran cantidad de compuestos obtenida de los mismos elementos. Otro ejemplo de que no se requería de una proporción constante en la "combinación química" eran las aleaciones; por ejemplo, el cobre y el estaño podían "combinarse" en diversas proporciones dando en cada caso una sustancia que tenía propiedades muy diferentes a las de los componentes.

Con todo, la afirmación de Dalton y Proust implicaba que:

- los compuestos están formados por pequeñas unidades características, hoy día llamadas moléculas.
- las moléculas están formadas por números definidos de átomos de elementos específicos.

Debe aclararse que la nomenclatura empleada se desarrolló a fines del siglo XIX. Dalton hablaba, más bien, de "átomos elementales" y de "átomos compuestos" (hoy día llamados simplemente, átomos y moléculas, respectivamente).

2. Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno en combinación con el mismo peso del otro están en relación de pequeños números enteros.

Un ejemplo de laboratorio de esta ley (conocida como "ley de las proporciones múltiples") es el CO_2 (llamado por Lavoisier "aire fijado" en 1780) cuyo análisis fue de 28% de carbono y 72% en peso de oxígeno y el CO (llamado entonces "aire inflamable"), cuyo análisis, hecho

por Clement y Desormes, fue 44% en peso de carbono y 56% en peso de oxígeno. Como puede verse la ley de proporciones múltiples no es evidente. Sin embargo basta fijar un mismo peso para un elemento, por ejemplo 1g de carbono para encontrar, con los pesos correspondientes del otro elemento, la ley de proporciones múltiples. En este caso, al elegir 1g de carbono se encuentran como pesos de oxígeno 2.020 y 1, que, dentro del error experimental se pueden considerar como 2:1

De hecho las dos leyes de Dalton pueden resumirse en una simple ecuación de la cual sólo se conocían los términos de la izquierda:

$$m_A/m_B = (n_A M_A)/(n_B M_B) \quad \text{Ec. 1}$$

donde $m_{A,B}$ = peso de A, B, en el compuesto

$n_{A,B}$ = número de átomos de A, B en el compuesto

$M_{A,B}$ = peso de un átomo de A, B

Es fácil ver que se puede desarrollar un sistema de pesos atómicos relativos (es decir, cuántas veces más pesa un átomo de A que otro de B) si se conocen los pesos en que se forman los compuestos y además sus fórmulas. Sin embargo, los químicos de 1830 desconocían ambas cosas: las fórmulas y los pesos atómicos.

Quizás el siguiente ejemplo ilustre la situación de los científicos en el siglo pasado: imaginemos que tenemos un montón con monedas de \$ 10 (el peso de cada moneda es aproximadamente 10 g); resulta muy fácil saber cuánto dinero hay en el montón por una simple pesada (de hecho ésta es una de las formas en que actualmente se cuentan las monedas en los bancos). De la misma forma, si se conoce el número de monedas y el peso del montón, no hay ninguna dificultad en calcular el peso de cada moneda.

Ahora bien ¿qué se puede hacer cuando se desconocen ambas cosas: el número de monedas y el peso de cada una? ¡Se requiere de una para calcular la otra!

Si bien podemos en la práctica pesar una moneda sola de \$ 10 es imposible hacerlo para un solo átomo de lo que sea.

El problema de los químicos del siglo XIX era aún mayor... ¿cómo podían asegurar que en su montón de monedas sólo había monedas de \$ 10? es decir, ¿cómo podían asegurar que su sustancia estaba formada por átomos de un sólo tipo? Por otro lado, considérese que algunos científicos del siglo XX! aún dudaban de la existencia real de los átomos.

En un banco se separan las monedas por una maquina centrífuga que arroja las monedas a ranuras de diferente tamaño. En este caso la propiedad que distingue unas monedas de otras es el tamaño. En un laboratorio se separan unas sustancias de otras por sus propiedades físicas y químicas. La forma usual de separar las sustancias en sus elementos era por calor o por corriente eléctrica... pero nada podía garantizar que se hubiera, efectivamente, llegado a los elementos químicos.

En resumen, los científicos del siglo XIX:

- no podían contar los átomos

- no conocían el peso de éstos
- no conocían las fórmulas de los compuestos
- no tenían certeza de que estuvieran trabajando realmente con elementos.

Llevó más de 60 años resolver los problemas anteriores pues, como podrá notarse, resolver uno de esos problemas, resolvía todos los demás (como ocurre con la Ec. 1).

Había pues, indicios de la existencia de átomos, y el problema que pedía solución era la determinación de los pesos de éstos. Cabe mencionar aquí que el primer anuncio de Dalton de la Teoría Atómica fue hecho en la Revista de la Sociedad Filosófica y Literaria de Manchester en 1808, e incluía una pequeña tabla de los pesos atómicos relativos de los elementos conocidos en ese tiempo (Tabla 1). El cálculo fue hecho como se menciona a continuación.

Dalton sabía que 1 g de hidrógeno se combinaba con 5.5 g de oxígeno para formar agua. Adoptando la regla de máxima simplicidad (además no había otra alternativa) Dalton supuso que la fórmula del agua era HO, esto es, un átomo de hidrógeno se combinaba con 1 átomo de oxígeno. De aquí se concluía directamente que un átomo de oxígeno pesaba 5.5 veces más que un átomo de hidrógeno.

Como se ha mencionado, Dalton empleaba la regla de máxima simplicidad para determinar las fórmulas químicas de los compuestos y de aquí calculaba los pesos atómicos. El fundamento no era sólo pragmático, sino también teórico: si los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales entre sí tienen, necesariamente, la misma carga eléctrica y por tanto se repelen. Así, una molécula de H y O (llamadas por Dalton "átomos compuestos") deberá repeler a un segundo "átomo compuesto" de H y O. Además, Dalton tenía una fe incommovible en la simplicidad de la naturaleza. Los compuestos eran resultado de colisiones entre átomos y como era muy improbable una colisión entre tres o cuatro partículas le parecían absurdamente complejas las fórmulas H_2O , NH_3 , etc. (Madras, S. 1955). Según lo anterior, para Dalton la combinación más probable debía ser 1 partícula de H por 1 de O. Al combinarse 1 g de hidrógeno con 5.5 g de oxígeno (valores de Dalton) se debía concluir que 1 átomo de oxígeno era 5.5 veces más pesado que 1 átomo de hidrógeno.

Sin embargo el principio de máxima simplicidad pronto llevó a inconsistencias. Por ejemplo, en el amoníaco se combinan 3 g de hidrógeno con 14 g de nitrógeno, y en el compuesto llamado óxido nitroso se combinan 16 g de oxígeno con 14 g de nitrógeno. Al adoptar la regla de máxima simplicidad se llega a las fórmulas NH y NO respectivamente. Según lo anterior el oxígeno es $16/3 = 5.333$ veces más pesado que el hidrógeno, contra lo propuesto originalmente de 5.5.

La solución se encontró finalmente en el estudio de los gases. En particular en las relaciones de los volúmenes con que los gases reaccionan entre sí. Estos estudios, desarrollados paralelamente a las investigaciones de Dalton, fueron hechos por Alexander Von Humboldt y Joseph Louis Gay-Lussac con una precisión asombrosa (0.1% de error con respecto a los valores actuales).

Los estudios de Humboldt y Gay-Lussac consistían, entre otros, en la formación de vapor de agua a partir de mezclas de hidrógeno y oxígeno. Observaron que el volumen de hidrógeno consumido era el doble del volumen requerido de oxígeno. Había, por tanto, una ley de proporciones definidas en volumen que implicaba relaciones de pequeños enteros. Lo anterior sugería que volúmenes iguales de gases (a las mismas condiciones de temperatura y presión) contenían el mismo número de partículas, o bien relaciones de pequeños números enteros, entre sí.

De esta manera se preparaba el terreno para la formulación de la hipótesis de Avogadro y de la determinación de los pesos atómicos.

Curiosamente uno de los principales objetores de la propuesta de Gay-Lussac (volúmenes de gases a condiciones iguales implican números iguales de partículas o múltiplos enteros) fue el mismo Dalton. Dalton, como Benjamin Franklin y Rene-Antoine Ferchault de Reaumur, estaba cautivado por el poder explicativo de la "esponjosidad" de la materia (Bachelard. LA FORMACION DEL ESPIRITU CIENTIFICO, P. 88). Según esto los gases estaban rodeados por una atmósfera de "calor" (calórico) que los mantenía en contacto entre sí. La ventaja de usar al calórico como sustancia que rodeaba a las partículas estaba en las propiedades de transferencia de calor atribuidas a una autorepulsión del fluido calórico. Si se calentaba el extremo de una barra de hierro, el calor fluía al otro extremo, probándose así la autorepulsión del calórico.

Por otro lado, se requería una fuerza repulsiva que neutralizara los efectos de la fuerza atractiva gravitacional. La autorepulsión de la atmósfera de calórico permitía explicar en los gases su gran compresibilidad. La esponjosidad de la materia, en otros contextos, permitía explicar la conducción del calor, el calentamiento, la electricidad estática, la dilatación térmica, la fosforescencia, etc., de aquí que no fuera audaz pensar que los gases eran compresibles por ser "esponjosos". Así, el modelo de gas que tenía Dalton era un modelo estático donde las partículas estaban en contacto entre sí. Con estas consideraciones era obvio que el volumen de la masa gaseosa dependía del volumen de cada partícula. En consecuencia el volumen de un compuesto gaseoso debía ser mayor que el volumen de un gas de un elemento, pues éste se halla formado exclusivamente por átomos.

La adopción del modelo estático de los gases por parte de Dalton partía de que Newton (inglés como Dalton) había mostrado que un modelo estático permitía deducir la ley de Boyle de los gases. Sin embargo, Daniel Bernoulli, en 1738, llegó a las mismas conclusiones a partir de un modelo cinético (Ihde, THE DEVELOPMENT OF MODERN CHEMISTRY).

Dalton rechazaba al modelo cinético de los gases por ser incompatible, además, con la teoría del calórico, según la cual el diámetro de cada partícula dependía de su atmósfera de calórico.

La conciliación y explicación de los resultados de Gay-Lussac y Dalton la presentó un físico-abogado en 1811, Carlo Lorenzo Romano Amadeo Avogadro de Quaregna y Cerretto, en un ensayo que pasó desapercibido durante casi 50 años.

La característica principal del modelo de gas propuesto por Avogadro (si bien también fue propuesto por Daniel Bernoulli en 1738) es el de ser un modelo cinético: las partículas están en movimiento; y, lo más importante,

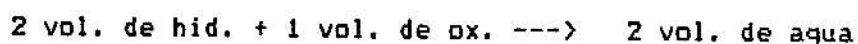
no son partículas esponjosas en contacto sino partículas individuales cuyos volúmenes son insignificantes comparados con el volumen total del gas. El modelo estático de gas empleado por Dalton hacía imposible llegar a esas proposiciones. De aquí se desprende la conocida hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de gases a iguales condiciones de temperatura y presión tienen iguales números de partículas. En su ensayo, Avogadro presenta su hipótesis, modestamente, como una simple extensión de los resultados de Gay-Lussac).

Con todo, aceptar la hipótesis también llevaba a dificultades.

En efecto, según las fórmulas de Dalton de máxima simplicidad se podía escribir la ecuación:



y, por la hipótesis de Avogadro, el volumen de agua formado sería igual al inicial de hidrógeno e igual al de oxígeno. Sin embargo los resultados experimentales eran muy diferentes:



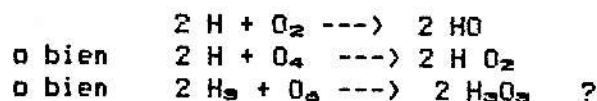
Para sortear esta dificultad Avogadro propuso que las partículas elementales que constituían los gases no eran átomos individuales sino grupos de dos o más átomos. Esta es la segunda y más importante contribución del ensayo de Avogadro. Puede incluso considerarse como una segunda hipótesis y, a diferencia de la primera, es completamente original.

De esta manera se podía escribir:



y se eliminaba la inconsistencia con los resultados experimentales, 2 volúmenes de hidrógeno se combinaban con 1 volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de agua.

Pero... ¿por qué no escribir?



¿qué podía justificar que las partículas de oxígeno en el gas se hallaran como O_2 , y no como O_4 , O_6 , etc.?

La solución la puso Avogadro (como antes lo hiciera Dalton) en la regla de máxima simplicidad que fuera consistente con todos los experimentos.

Posteriormente Stanislao Cannizzaro (Langford-Beebe. THE DEVELOPMENT OF CHEMICAL PRINCIPLES, p. 30) aplicó sistemáticamente la hipótesis de Avogadro para determinar las fórmulas moleculares de diversos compuestos gaseosos y los pesos atómicos relativos de sus elementos componentes. Examinando la Tabla 1 se puede tener idea de cómo se calculan; basta definir el peso atómico de un elemento para que queden definidos los de todos los demás como el peso de un número igual de átomos al contenido en el peso dado del elemento seleccionado como base.

Asimismo de la Tabla 2 puede deducirse cómo se determinaron las primeras fórmulas moleculares. Tomemos como ejemplo el oxígeno. Cuando se trata de

oxígeno puro, 11 pesa 1.43g y un número igual de partículas de agua pesa 0.803g de los cuales 0.713g son oxígeno. De aquí que en el primer caso haya el doble de átomos de oxígeno que en el agua. Ahora bien, puesto que no hay otro compuesto (o, más bien, no se ha encontrado) que tenga menor cantidad de oxígeno que 0.713g es razonable suponer que en esos compuestos sólo hay un átomo de oxígeno en cada molécula de compuesto. De aquí que la fórmula molecular del oxígeno sea O_2 .

Gracias al método desarrollado por Cannizzaro se pudo determinar los pesos moleculares y atómicos de gases y vapores. Con éstos se pueden determinar las fórmulas químicas de las sustancias. Por otro lado, y de mayor importancia, está el hecho de que se pudo plantear un sistema consistente de pesos atómicos que hacía innecesario al concepto de "peso equivalente".

INDIFERENCIA A LA HIPÓTESIS DE AVOGADRO:

Posiblemente uno de los aspectos más sobresalientes de la hipótesis de Avogadro sea la forma en que durante casi 50 años fue ignorada por la mayoría de los científicos de la época. Sin duda esto no se debió a un sólo factor. Entre los factores que, posiblemente, influyeron, se tienen los siguientes:

- la ambigüedad del lenguaje con que Avogadro presentó su trabajo. En él habiaba de "moléculas integrantes" (moléculas de compuestos, en la terminología actual; ej. HCN), "moléculas constituyentes" (moléculas de elementos, ej. O_2) y "moléculas elementales" (átomos, ej. H) sin hacer una distinción clara entre unas y otras.
- la falta de mayor número de resultados experimentales aunada a la pobre fama de científico experimental que tenía Avogadro. En palabras de Henry V. Regnault, científico de su tiempo: "(Avogadro) no es un científico teórico brillante, y como científico experimental es, más bien, descuidado...".
- la generalización, hecha por el mismo Avogadro, de la hipótesis, al estado sólido. Esta generalización estaba basada en especulaciones y analogías más que en resultados experimentales.
- la contradicción resultante entre la existencia de moléculas diatómicas y la concepción dualística de Jean J. Berzelius (cuyo prestigio y autoridad, por ese tiempo, eran enormes). Según la concepción dualística dos átomos de un mismo elemento tienen cargas iguales y, por tanto, se repelen. De aquí que resultara imposible aceptar la existencia de partículas de H_2 resultantes de la unión de dos partículas idénticas de H.
- la lejanía de Avogadro del ambiente científico de su época.

TABLA 2

Ilustración del análisis de Cannizzaro

(1) Nombre del gas	(2) Densidad recalculada a STP g/lt	(3) g/lt. de cada elemento constituyente								(4) Fórmula molecular y masa molecular	
		H	O	S	P	Cl	N	Hg	C		
Hidrógeno	0.090	0.090									H ₂ , 2.02
Oxígeno	1.43		1.43								
Azufre (< 1000°C)	8.59			8.59							
Azufre (> 1000°C)	2.86			2.86							
Fósforo	5.53				5.53						
Cloro	3.16					3.16					
Nitrógeno	1.25							1.25			
Mercurio	8.96								8.96		
Agua	0.803	0.090	0.713								
Cloruro de hidrógeno	1.63	0.045				1.58					
Amoniaco	0.760	0.135						0.625			NH ₃ , 17
Fosfina	1.52	0.135			1.38						
Sulfuro de hidrógeno	1.52	0.090		1.43							
Cianuro de hidrógeno	1.20	0.045						0.625		0.53	
Cloruro de fósforo	6.13				1.38	4.74					
Calomel	10.54					1.58			8.96		
Sublimado corrosivo	12.12					3.16			8.96		
óxido nitroso	1.96		0.713					1.25			
óxido nítrico	1.34		0.713					0.625			
óxido carbónico	1.25		0.713							0.54	
ácido carbónico	1.96		1.43							0.53	
óxido de azufre	2.86		1.43	1.43							
Etileno	1.25	0.180								1.07	
Alcohol	2.05	0.270	0.71							1.07	
Los números de cada columna de la sección (3) son múltiplos enteros de:		0.045	0.713	1.43	1.38	1.58	0.625	8.96	0.535		
Si 0 = 16 los números del renglón anterior se transforman en:		1.01	16.000	32.1	31.0	14.0	201	12.0			

* STP: condiciones estándar de temperatura y presión.

DEFINICIÓN DE N_0 (Número de Avogadro).
MÁS DIFICULTADES...

La imposibilidad de conocer los pesos atómicos y las fórmulas químicas a la vez hizo que William Hyde Wollaston, en 1814, propusiera el término "peso equivalente", en lugar del "peso atómico" propuesto por Dalton (Brescia, 1976). A decir verdad el término no era nuevo pues, Thomas Young en 1813 empleaba ya el término "peso de combinación" en el mismo sentido, y Henry Cavendish, en 1766 hablaba de equivalente de potasa y de cal como el peso de sustancia que era neutralizado por la misma cantidad de ácido (Partington, 1959).

Wollaston presentó en 1808 los resultados de sus experimentos con carbonatos, sulfatos y oxalatos, en mucho semejantes a los obtenidos anteriormente por Jeremias Benjamin Richter (Tabla 3).

TABLA 3				
PESOS EQUIVALENTES DE RICHTER				
BASES			ACIDOS	
Alúmina	525		Fluórico	427
Amoniaco	672		Carbónico	577
Cal	793		Muriático	712
Sosa	859		Oxálico	755
Potasa	1605		Sulfúrico	1000
Barita	2222		Nítrico	1404

(Partington, 1959)

La ventaja del concepto de peso equivalente radicaba en que permitía predecir las cantidades de sustancias que reaccionarían totalmente entre sí. Por ejemplo, de la Tabla 3 se obtiene que 1605 partes de potasa son neutralizadas totalmente por 427 parte de ácido fluórico (N.B. nomenclatura de la época) o por 577 de carbónico, o por 1000 de sulfúrico; análogamente, 1000 partes de sulfúrico reaccionarían totalmente con 525 de alúmina o con 672 de amoniaco, etc. Como puede imaginarse, la posibilidad de predecir cuánto de tal sustancia reacciona con tanto de tal otra era sumamente atractivo para las nacientes ciencia e industria química.

Es interesante anotar que J. B. Richter desarrolló el concepto de equivalencia antes que Dalton desarrollara su Teoría Atómica. Así como Thomas Thomson, quien en 1810 en "System of Chemistry" enlistaba los pesos de ácidos y bases que se neutralizaban entre sí.

Estos pesos, de combinación o equivalente, eran obtenidos experimentalmente a partir de una masa de un elemento que se combinaba con 10, 12, 16, 100, etc. gramos de oxígeno, dependiendo del científico que hiciera la determinación. Con todo, si un elemento tenía más de un peso equivalente, éstos se hallaban en relaciones de pequeños números enteros (véase Tabla 4).

TABLA 4
PESOS EQUIVALENTES

1.008 partes de hidrógeno se combinan con:	8	o	16	de oxígeno
8 partes de oxígeno se combinan con:	18.66	o	28	de hierro
	31.5	o	63	de cobre
	29.75	o	59.5	de estaño
	100	o	200	de mercurio
35.5 partes de cloro se combinan con:	18.66	o	28	de hierro
	29.75	o	59.5	de estaño
	31.5	o	63	de cobre
	100	o	200	de mercurio

Nótese que siempre hay una relación de números enteros entre los pesos equivalentes del mismo elemento.

Sobre la base de este trabajo Wollaston extendió, en 1814, el concepto de equivalente a 12 elementos y a 45 compuestos. Según Wollaston los pesos atómicos de Dalton se basaban en suposiciones arbitrarias, en cambio los pesos equivalentes eran valores experimentales universalmente confiables. Así Wollaston inventó una especie de regla de cálculo basada en un escala logarítmica de equivalentes químicos a fin de calcular las cantidades de productos en diferentes reacciones. Éste resultó un invento revolucionario en tiempos en que la mayoría de los químicos no utilizaba siquiera las tablas de logaritmos. (Coulston, 1976). Esta regla de cálculo fue muy utilizada por los científicos de su tiempo, entre ellos Berzelius y Faraday, aunque cayó en desuso hacia 1842.

Quizás la más clara muestra de la enorme influencia del concepto de peso equivalente de Wollaston está en el CHEMICAL DICTIONARY de Andrew Ure (Londres, 1821) donde aparece:

"Teoría atómica: véase Equivalente Químico"

La principal ventaja del concepto "peso equivalente" era no suponer ninguna fórmula química. Wollaston argumentaba que por ser totalmente experimental, tenía mayor importancia práctica.

Pero pronto aparecieron los problemas, uno de los principales era que el peso equivalente de una misma sustancia dependía de las condiciones en que se efectuaba la reacción (Tabla 4). De aquí que no se pudiera considerar al peso equivalente como una propiedad intrínseca o característica de las sustancias, por muy experimental que fuera su determinación. De esta forma, la deseada "medida" de la naturaleza de los elementos químicos se escabullía. Con todo, en 1868, como se ha mencionado, gracias al trabajo de Estanislao Cannizzaro, se llegó a un procedimiento incuestionable para la determinación de los pesos atómicos de los elementos, con lo que se logró definir el parámetro característico de los elementos como "peso atómico", hasta 1915 año en el cual se encontraron los isótopos y se pudo elaborar el concepto de "número atómico".

Obviamente no hubo un consenso instantáneo en la comunidad científica del siglo pasado para tomar al oxígeno como base para determinar los pesos de

combinación, de forma que hubo necesidad de hacer compatibles los resultados obtenidos con la base del hidrógeno y los obtenidos con la nueva base del oxígeno. Para ello se tomó como referencia 8 g de oxígeno, y al peso de sustancia que reaccionaba con 8 g de oxígeno se le llamo "peso equivalente".

La sugerencia de Wollaston de usar "equivalente" en lugar de "atómico" a final de cuentas solo sirvió para aumentar la confusión; a tal grado que el "HANDBOOK OF CHEMISTRY" publicado en 1848 por la Cavendish Society enlista COMO SINONIMOS los siguientes términos: peso atómico, peso de combinación, peso químico, equivalente químico, proporción de combinación, proporción equivalente, número equivalente, proporción estequiométrica, y número estequiométrico.

El problema fundamental se hallaba en la imposibilidad de conocer los pesos atómicos desconociendo las fórmulas de los compuestos. Problema que fue finalmente resuelto por Estanislao Cannizzaro basándose en las ideas de Carlo Lorenzo Romano Amadeo Avogadro de Quaregna y Cerreto (Cordova, 1984).

Sin embargo, había gran resistencia a la audaz invención de Avogadro de "moléculas integrantes" (moléculas de compuestos, ej. HCN), "moléculas constituyentes" (moléculas de elementos, ej. O₂) y "moléculas elementales" (átomos, ej. H). Esta resistencia resultaba de la idea de Dalton y Berzelius de que átomos iguales experimentaban repulsión y del trabajo experimental de Jean Dumas sobre densidades de vapor, en el cual se obtenían para un mismo elemento (por ejemplo, el azufre), diferentes pesos moleculares (véase Tabla 2).

El término peso molecular hizo su aparición en el "SUMARIO DE UN CURSO DE QUIMICA" de Estanislao Cannizzaro en 1858. En este libro Cannizzaro establece las fórmulas, pesos atómicos y pesos moleculares de muchas sustancias, incluye 26 tablas de datos experimentales y los pesos atómicos de 17 elementos. Muestra claramente que la determinación del peso equivalente es totalmente empírica e independiente del concepto de átomo, molécula y fórmula química; también muestra que no hay datos experimentales que contradigan las ideas de Avogadro.

En su trabajo Cannizzaro hace un reconocimiento al trabajo de otros científicos: Andre Ampere, Charles Gerhardt, August Laurent y J. Dumas, que aceptaron y aplicaron las ideas de Avogadro (aun cuando no fueron totalmente comprendidas ni correctamente aplicadas).

EL CONGRESO DE KARLSRUHE:

A fin de eliminar muchas confusiones y lograr un acuerdo en las definiciones de átomo, molécula, peso equivalente, etc. fue convocado por unos jóvenes científicos de la época (Friedrich August Kekule von Stradonitz y Charles Adolphe Wurtz) el Congreso de Karlsruhe de 1860.

Después de tres días de iniciado el congreso no había siquiera indicios del anhelado consenso. En este congreso Cannizzaro presentó su trabajo en una poco exitosa conferencia y en un panfleto que distribuyó entre la concurrencia. Este último y poco ortodoxo método de información científica resultó más efectivo, con lo que, gracias al apoyo de Lothar Meyer, se aceptó el método de Cannizzaro, terminando con casi medio siglo de

confusión en la química.

De hecho Lothar Meyer, así como Dmitri Mendeleev, reconocían el potencial explicativo de las ideas de Cannizzaro. Meyer, al conocer el trabajo de Cannizzaro declaró: "Fue como si unas vendas cayeran de mis ojos; se desvanecieron las dudas y nació un sentimiento de firme certidumbre (en los pesos atómicos y fórmulas químicas)". Asimismo Mendeleev afirmó: "Sin los pesos atómicos (de Cannizzaro) mi generalización (de la periodicidad de los elementos) habría sido imposible".

Por lo anterior se entiende que la noción de peso equivalente fuera perdiendo importancia. Mendeleev, en su libro "PRINCIPIOS DE QUIMICA" publicado en 1905 disminuyó el número de páginas acerca del tema de peso equivalente, separándolo del texto principal con la aclaración: "la doctrina de los equivalentes sería precisa y simple si cada metal produjera sólo un óxido o una sal."

La importancia particular del método de Cannizzaro radica en que permitió determinar pesos moleculares y atómicos de gases y vapores, y de aquí se pueden calcular las fórmulas de las sustancias; por otro lado condujo a la aceptación de la existencia de moléculas diatómicas, ej. H_2 , O_2 , Cl_2 , etc. para explicar el comportamiento de las reacciones en fase gas. Condujo, sobre todo, a lo que tanta falta hacía: un sistema consistente de pesos atómicos.

Aunque el mismo Dalton en 1804 había enlistado los pesos atómicos de ciertos elementos (Tabla 1), en sus resultados aparecían inconsistencias en las formulas de algunos compuestos como mencionamos al inicio de este artículo. Lo mismo ocurrió con las tablas publicadas por J. Berzelius en los años de 1814, 1818 y 1826.

Durante muchos años los químicos dudaron acerca de cuál elemento convendría utilizar como base para definir los pesos atómicos, algunos proponían al hidrógeno ($H = 1$), otros al oxígeno ($O = 16$), Berzelius proponía al oxígeno pero con un peso de ~~100~~ unidades, en cambio Dulong y Petit le asignaban 1 al oxígeno.

Fue hasta 1893 que apareció la primera tabla de pesos atómicos oficiales. Ésta fue publicada por la American Chemical Society.

Por otro lado fue en 1896 que W. Ostwald introdujo el concepto de mol como el número de átomos que hay en un peso atómico de cualquier elemento.

Y como toda solución abre nuevos problemas surgió la pregunta, ¿cuántos átomos hay en un peso igual al peso atómico de un elemento?

Hoy día respondemos: una mol; o bien: un número de Avogadro de átomos; o bien: 6.023×10^{23} átomos; o bien: un número de partículas igual al que hay en 22.2l de un gas ideal a condiciones estándar. Y en cada caso decimos lo mismo.

Ocurre que así como el metro se ha definido de diferentes maneras, cada una teniendo ventajas en algún momento y circunstancias, el número de Avogadro se ha definido de distintas formas.

Con todo el punto común a todas las definiciones de N_0 es el siguiente: N_0 es el número de partículas presentes en una cantidad definida de una sustancia. Son los subrayados los que han cambiado en la historia. En ocasiones la cantidad se ha medido en volumen, a veces en masa. Se han usado 1g de hidrogeno, 16g de oxigeno, 16g de O^{16} y,

actualmente, 12g de C^{12} . Se ha empleado también una cantidad, 22.4l, de una sustancia inexistente: el gas ideal; especificando, incluso, las condiciones de temperatura y presión, $0^{\circ}C$ y 1 at. Debe anotarse en este punto una imprecisión:

Cuando se habla de un "mol" de "partículas" debe especificarse de qué partículas se habla. No es lo mismo hablar de 1 mol de átomos de hidrógeno que hablar de 1 mol de moléculas de hidrógeno. En el primer caso se tiene 1g de hidrógeno, en el segundo 2g de hidrógeno. Por lo mismo, hablar de "1 mol de hidrógeno" es sumamente ambiguo pues no especifica cuál es la partícula en consideración, el átomo o la molécula y, en cada caso se tendrán, respectivamente, 1 g de hidrógeno atómico o 2 g de hidrógeno molecular.

Véase la Lectura 1 acerca de diferentes métodos de cálculo del mol.

LIMITACIONES DEL MODELO DE DALTON.

Como se ha mencionado el modelo de Dalton postulaba algunas características para los átomos:

- 1.- los átomos son indivisibles
- 2.- átomos iguales tienen pesos iguales
- 3.- átomos diferentes tienen pesos diferentes
- 4.- los átomos se combinan en relación de pequeños números enteros para formar diferentes compuestos

Está fuera de los alcances de esta monografía fundamentar las limitaciones de estos postulados, por lo que se hará una simple mención.

1.- Los descubrimientos acerca de la naturaleza eléctrica de la materia, de la constitución de la estructura del átomo, la elaboración de instrumentos más sensibles y precisos de laboratorio, permitieron predecir la convertibilidad de la materia en energía por Einstein por la década de 1910, cosa que se comprobó experimentalmente en 1945 cuando se tuvo la tecnología necesaria para ello.

Los postulados 2 y 3 dicen, en resumen, que la "esencia" de los átomos se halla en el peso atómico, esto es, conocido el peso atómico se puede identificar a cualquier elemento y sus propiedades.

Sin embargo en 1919 se descubrieron 2 tipos de átomos de la misma sustancia, neón, que tenían propiedades ligeramente diferentes. Si bien esto era aceptable, lo inquietante era que esa propiedad era precisamente el peso atómico. Lo cual obligó a sustituir al peso atómico como "esencia" de los elementos por una nueva propiedad: el "número atómico". A los elementos que teniendo igual número atómico tienen diferente peso atómico se les llamó "isótopos".

Es interesante anotar que el término ya había sido acuñado en 1913 por el inglés Frederick Soddy quien encontró que uno de los productos del decaimiento del uranio, llamado ionio, y el radiotorio (producto del decaimiento del torio) al ser mezclados con el torio no podían separarse químicamente del torio. Sin embargo las primeras dos sustancias tenían

propiedades radioactivas muy diferentes.

El descubrimiento de que el neón tenía dos isótopos fue seguido por muchos otros descubrimientos semejantes, concluyéndose que la mayoría de los elementos químicos consisten de una mezcla de isótopos.

En particular cuando se habla de oxígeno o de carbono se está hablando de tres tipos de oxígeno y de tres tipos de carbono, los isótopos O^{16} , O^{17} , O^{18} y C^{12} , C^{13} y C^{14} (Tabla 5), lo cual, evidentemente influye en la definición de los pesos atómicos y de N_0 (Tabla 6). Puesto que no pesan lo mismo los átomos de C^{12} que los de C^{13} , en 12g del primero no habrá la misma cantidad de partículas que en 12 g del segundo.

C^{12}	98.89
C^{13}	1.11
C^{14}	trazas
O^{16}	99.76
O^{17}	0.04
O^{18}	0.20

(*) variable según la procedencia

	Escala física	Escala química	Escala unificada (1961)
O^{16}	16.00000	15.99540	15.99491
O		16.00000	15.9994
C^{12}	12.00382	12.00052	12.0000
C		12.011	12.0115

Otra limitación del modelo de Dalton se halla en reducir "la naturaleza" de los compuestos a las relaciones en peso de los átomos que intervienen en ese compuesto (postulado 4).

Con el avance de los métodos de laboratorio y con el mayor número de experimentos y experimentadores pronto se encontró que había compuestos que, teniendo igual fórmula química (igual número de átomos en su composición), tenían diferentes propiedades.

Por ejemplo, el mismo J. L. Gay-Lussac descubrió un compuesto con la fórmula $AgCNO$ que en ocasiones era un inofensivo polvo (tiocianato de plata) y en otras... era explosivo (razón por la que se le llamó "fulminato de plata"). Evidentemente no era un mismo compuesto pues las propiedades eran muy diferentes, pero no era la fórmula química la razón de las diferencias.

A estos compuestos J. Berzelius les llamo "isómeros" (del griego: igual medida; por tener la misma composición).

Poco después se encontraron muchas sustancias que presentaban el mismo fenómeno. El eugenol (aceite de la semilla del clavel) tiene 150 sustancias con la misma fórmula química. El icosano ($C_{20}H_{42}$) tiene 366319 compuestos diferentes con la misma fórmula química. Otro caso es el $C_{30}H_{62}$ el cual tiene 4111846763 isómeros (Brewster Q. R., Mc Ewen W. E. ORGANIC CHEMISTRY, 2^a Ed. Prentice-Hall 1963, p.29). Debe aclararse que los anteriores son compuestos orgánicos relativamente simples, pues hay moléculas orgánicas con pesos moleculares de 67000, como la hemoglobina (Morrison, Boyd. ORGANIC CHEMISTRY, p. 1109), o el polietileno, formado por cadenas de 200000 átomos (Dubos R. Margenau H., Snow C. P., MOLECULAS GIGANTES, Time-Life, p. 61).

La explicación de la isomería se encontró en la posición en que se encuentran acomodados los átomos en un compuesto. Podía ser el mismo número de átomos de Ag, C, N y O, como ocurría con el fulminato y el tiocianato de plata, pero, al tener diferentes "arreglos" entre sí, las propiedades eran muy diferentes.

Por otro lado, debe aclararse que la teoría atómica de Dalton permitió predecir las composiciones químicas de los productos de una reacción, así como organizar una gran cantidad de información que se encontraba dispersa e inconsistente. Sin embargo, algunos aspectos involucrados en las reacciones químicas no quedaron considerados en esta teoría, por ejemplo:

- la liberación de calor (o su absorción) que acompaña a la mayoría de las reacciones químicas,
- la naturaleza del enlace químico (¿por qué existe el H_2 pero no el Ne_2 ?),
- la relación entre los átomos y la electricidad, esto es, entre el cambio químico y la corriente eléctrica,
- la relación entre la "naturaleza" de los elementos (peso atómico, en tiempos de Dalton; "número atómico", hoy día) y las propiedades físicas y químicas de los mismos.

4.- Curiosamente los experimentos que llevaron a Dalton a la idea de que todos los compuestos están formados por átomos que intervienen en relación de números enteros pequeños fueron hechos con sustancias que no cumplen con eso!

Lo anterior no quiere decir que los átomos estén divididos en compuestos que tienen, por ejemplo, fórmulas como $Ti_{0.75}O$, o $Cu_{1.75}S$ (Dalton trabajó con compuestos de Cu y S cuyas fórmulas van desde $Cu_{1.75}S$ hasta Cu_2S).

Estos compuestos, llamados no-estequiométricos, tienen estructura cristalina defectuosa, lo que explica que se presenten números fraccionarios, Fig. 1

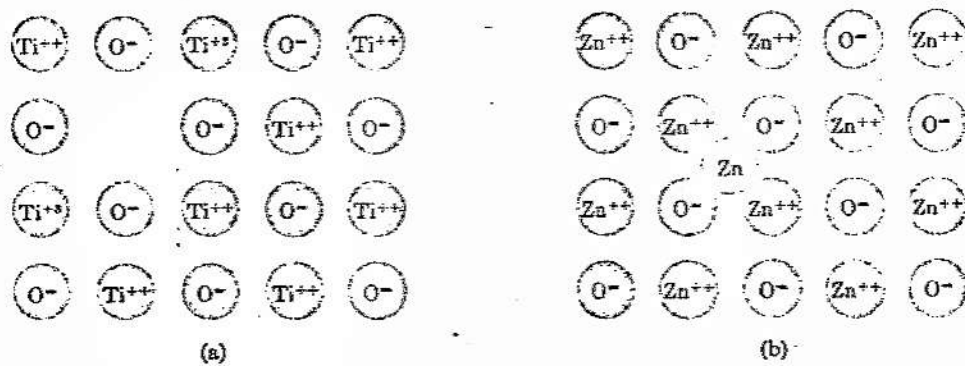


Fig. 1

En resumen, el modelo atómico de Dalton, como todo modelo, tiene limitaciones y alcances. Sólo la prueba del modelo, sea en nuevas teorías, sea en experimentos, permite conocerlos.

PROBLEMAS

1

Suponga 3 montones con el mismo número de monedas. Uno exclusivamente con monedas de \$100, otro de \$20 y otro de \$1. Los pesos de estos montones son, respectivamente: 84, 112 y 42 g.

- a) ¿cuáles son las monedas más pesadas?
- b) ¿cuáles son las menos pesadas?
- c) ¿se podrían responder las preguntas anteriores si NO hubiera el mismo número de monedas en los tres montones?
- d) ¿en qué relación numérica están los pesos de cada tipo de moneda?

2

Se determinó la altura de la pila de monedas de \$20 del Problema 1 igual a 17.5 mm, y el espesor de cada moneda APROXIMADAMENTE igual a 2.4 mm.

- a) ¿cuál es el peso de las monedas de \$100, \$20 y \$1
- b) ¿cuántas monedas hay en cada montón?

3

Empleando la Tabla 2, p. 4.13 encuentre las fórmulas y pesos moleculares del azufre a menos de 1000°C y a más de 1000°C . Asimismo encuentre las fórmulas y pesos moleculares del calomel, del óxido nitroso, del alcohol y del cloruro de hidrógeno.

4

Una moneda de 12 g contiene 10 g de Ag y 2 de Cu. Los pesos atómicos son, respectivamente, 107.9 y 63.5 g/mol.

- a) ¿cuántos átomos hay de Ag y Cu?

Considere que los átomos de Ag se acomodan en los vértices de cubos minúsculos en contacto entre sí. La densidad de la Ag es 10.6 g/cm^3 .

- b) Calcule el diámetro aproximado de un átomo de plata.
- c) Si todos los átomos de Ag de la moneda se acomodaran en línea recta, uno detrás de otro ¿qué distancia cubrirían?

5

Suponga que la población actual del planeta decide contar el número de moléculas que hay en 10 g de agua.

El entrenamiento le permite contar 33 moléculas en un segundo a cada persona. ¿Cuánto tiempo le llevará contar todas las moléculas de los 10 g de agua?

6

Considere la información siguiente:

Elemento	Peso Atómico /mol
A	12.01
B	35.5

A y B se combinan para formar una sustancia X. Si 4 moles de átomos de B se

combinan con 1 mol de átomos de A para formar 1 mol de moléculas de X, ¿cuál es el peso en gramos de una molécula de X?

7

Se tienen los siguientes datos experimentales:

1.51 g de A reaccionan totalmente con 17.87 g de B
 2.44 g de A reaccionan totalmente con 0.8133 g de C
 9.51 g de C reaccionan totalmente con 675.2 g de B

A, B y C son elementos. ¿Considera que estos resultados puedan apoyar a la teoría atómica de Dalton? ¿por qué? ¿ocurriría lo mismo si alguna de las sustancias A, B o C no fuera elemento químico?

8

La densidad del NO es 0.2398 g/l a las mismas condiciones de presión y temperatura a las cuales el O₂ tiene una densidad de 0.2579 g/l. Calcule el peso atómico del N si se define el del O como 16.0000.

9

Se hacen reaccionar dos gases A y B a condiciones de T y p (temperatura y presión) constantes. En todos los casos se obtiene el mismo compuesto C. Se dispone de los siguientes datos experimentales:

Volumen de A (l)	Volumen de B (l)	Volumen FINAL (l)
0.6667	0.3333	0.8333
0.5000	0.5000	0.7500
0.4000	0.6000	0.7000
0.3333	0.6667	0.6667
0.2857	0.7143	0.7143
0.2500	0.7500	0.7500
0.2222	0.7778	0.7778
0.2000	0.8000	0.8000

Determine la fórmula empírica del compuesto C.

NOTA: El volumen final no es necesariamente igual al volumen de C.

10

La siguiente tabla contiene pesos moleculares^{es} aproximados obtenidos a partir de densidades de vapor y composición en % peso para algunos compuestos.

COMPUESTO	PESO MOLECULAR	% Carbono	% Hidrógeno	% Oxígeno
A	16	75	25	
B	100	84	16	
D	30	40	6.7	53.3
E	42	85.7	14.3	
F	60	40	6.7	53.3
G	74	64.7	13.5	21.6

Encuentre las fórmulas de los compuestos enlistados. ¿Pueden calcularse las fórmulas moleculares? ¿Por qué? Calcúlelas, en su caso.

Si se elige 16.0000 como peso atómico del O ¿puede demostrarse que el del H será 1?

Omitiendo los datos de los compuestos A y D demuestre que ninguno de los compuestos restantes contiene sólo un átomo de carbono.

PROBLEMAS SELECTOS

11

Discuta los siguientes enunciados:

- El principio de la ciencia es éste: la prueba de todo conocimiento es el experimento. (R. Feynman, 1918). 1963
- La imaginación es más importante que el conocimiento. (A. Einstein)
- En la ciencia, una teoría errónea puede ser valiosa y a veces es mejor una teoría errónea que carecer del todo de teorías (L. Bragg).

12

Si alguien le dijera que todas las dimensiones de todos los objetos se habían reducido a la mitad del valor que tenían el día anterior... ¿cómo podría refutarlo?

13

De acuerdo con la filosofía operacional o pragmática si no existen operaciones practicables para la determinación de una cantidad física no debe considerarse que tenga realidad física. No todos los científicos comparten este punto de vista.

¿Cuáles son, en su opinión, las ventajas y desventajas de tal punto de vista?

14

¿Aceptaría o rechazaría como incompletos los siguientes enunciados?

- En un cambio químico ni se crea ni se destruye materia.
- Nada se crea ni se destruye.
- En un cambio químico, según podemos estudiarlo, ni se crea ni se destruye materia.
- La materia ni se crea ni se destruye.

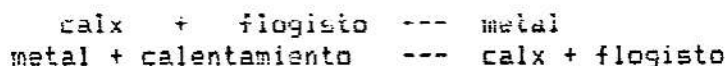
15

Uno de los principales logros en la sistematización de la química fue la explicación de la combustión por Lavoisier en 1789. Fue uno de los primeros casos en que se pesó a las sustancias reactantes.

Los metales abundan en la naturaleza como óxidos (conocidos en el siglo XVIII como "calx").

Cuando un "calx" se calienta con carbón se convierte en metal. El metal a su vez, calentado al aire, da nuevamente el "calx".

De acuerdo a los predecesores de Lavoisier el "calx" es un elemento que al combinarse con una sustancia llamada "flogisto" (la esencia del fuego), obtenida del carbón, daba lugar a un compuesto: el metal.



Lavoisier notó dos puntos fundamentales al respecto:

- El "calx" era más pesado que el metal calentado al aire.

2.- Al realizar la combustión del "calx" con carbón en un recipiente cerrado no había cambio global de peso.

- a) A partir de estos hechos defienda la afirmación de Lavoisier de que el metal es un elemento y el "calx" un compuesto.
- b) Demuestre que este compuesto está formado por la combinación del metal con un gas del aire. (A este gas Lavoisier le llamo oxígeno).
- c) Discuta la importancia del peso en la explicación de Lavoisier de que el metal es elemento y el calx es compuesto.
- d) ¿Podían los flogistonistas considerar al carbón como un elemento?¿lo podía hacer Lavoisier?
- e) Formule el argumento de Lavoisier considerando al flogisto con peso negativo.

SOLUCIONES. NIVEL A

1

- a) las de \$20
 b) las de \$1
 c) no
 d) $w_{20}:w_{100}:w_1 = 112:84:42$

2

- a) las de \$20 pesan 16 g, las de \$100 pesan 12 g, las de \$1 pesan 6 g
 b) 7 monedas

3

< 1000 C S₆> 1000 C S₂

Calomel, PM = 236.56, HgCl

Oxido nitroso, PM = 43.99, N₂OAlcohol, PM = 46.23, C₂H₆O

Cloruro de hidrógeno, PM = 36.6, HCl

4

- a) 5.5836×10^{22} átomos de Ag; 1.895×10^{22} átomos de Cu
 b) 2.566×10^{-9} cm
 c) 1.433×10^{10} km

5

881 siglos

6

 2.557×10^{-22} g

7

Sí. No

8

N = 13.7536 g/mol

9

No hay datos suficientes.

10

Sí, aunque son corregibles.

SOLUCIONES. NIVEL B

1

- a) Recuerde que en cada montón hay el mismo número de monedas
- b) Iden
- c) ¿es independiente el resultado de la consideración original?
- d) ¿cuántas veces más pesa una moneda de un tipo que de otro?

2

- a) requiere del inciso b) para resolverse
- b) no puede haber números fraccionarios de monedas

3

Aplique la hipótesis de Avogadro, el principio de máxima simplicidad y los postulados de Dalton.

4

- a) Aplique la definición de Peso Atómico
- b) Considere los átomos en contacto entre sí y el volumen de un cubo formado en función del diámetro de éstos.
- c) La distancia cubierta es directamente proporcional al número de átomos.

5

Aplique el concepto de mol y peso molecular.

6

Aplique el concepto de mol y peso molecular.

7

Si se obtienen relaciones de pequeños números enteros al considerar los pesos de un elemento es probable que los átomos sean indivisibles.

8

Aplique la hipótesis de Avogadro, el concepto de mol, de peso molecular y peso atómico.

9

En los productos de la reacción puede darse un reactante suministrado en exceso. Si la suma de volúmenes de reactantes es constante puede encontrarse en qué caso NO hay exceso de éstos.

10

Aplique el análisis de Cannizzaro. Atención a las composiciones de las sustancias. ¡No es lo mismo % que peso en gramos!

SOLUCIONES. NIVEL C

1
a) Sea "x" el número de monedas en cada montón. Tendremos:

$$\begin{array}{rcl} x w_{100} & = & 84 \quad \dots 1 \\ x w_{20} & = & 112 \quad \dots 2 \\ x w_1 & = & 42 \quad \dots 3 \end{array}$$

donde el subíndice de "w" representa el valor de la moneda. Por haber igual número de monedas en los tres montones "x" es igual en las igualdades 1, 2, y 3. De aquí obtenemos: $w_{20} > w_{100} > w_1$ pues el término de la derecha de las igualdades depende exclusivamente de "w", y el mayor producto corresponde al mayor valor de "w".

b) De lo anterior se concluye que las monedas menos pesadas son las de \$1

c) El razonamiento anterior se basa en que hay el mismo número de monedas en cada montón. Si no fuera así, sería imposible responder las preguntas anteriores.

d) De las igualdades 1, 2 y 3 obtenemos:

$$\begin{aligned} w_{20}/w_1 &= 112/42 = 2.666 \\ w_{20}/w_{100} &= 112/84 = 1.333 \\ w_{100}/w_1 &= 84/42 = 2.000 \end{aligned}$$

2

a) El espesor de cada moneda multiplicado por el número de éstas será la altura de la pila. De aquí que:

$$x e = 17.5 \quad \text{donde } \begin{array}{l} x = \text{número de monedas de } \$20 \\ e = \text{espesor aproximado de cada moneda} \end{array}$$

$$x = 17.5/e = 17.5/2.4 = 7.29$$

Puesto que no puede haber fracciones de moneda y "e" es aproximado, el número de monedas es igual a 7, el número entero más cercano a 7.29.

El peso de cada moneda será, entonces:

$$x w_{20} = 112 \quad \text{por tanto} \quad w_{20} = 112/7 = 16 \text{ g}$$

El peso de las demás monedas se puede obtener de los datos delo problema 1.

$$\begin{aligned} w_{100} &= w_{20}/1.333 = 16/1.333 = 12 \text{ g} \\ w_1 &= w_{20}/2.666 = 16/2.666 = 6 \text{ g} \end{aligned}$$

b) De los cálculos anteriores se tiene $x = 7$ monedas.

3

Para el azufre a menos de 1000°C tenemos que hay 8.59 g de S (Tabla 2, p. 4.1). Por otro lado el sulfuro de hidrógeno contiene 1.43 g de S, un número menor de átomos de S. Puesto que en los dos gases (azufre a más de 1000°C y sulfuro de hidrógeno) hay el mismo número de moléculas (hipótesis de Avogadro) en el gas azufre debe haber $8.59/1.43 = 6$ veces más átomos de S que en el sulfuro de hidrógeno.

Ahora bien, 1.43 g es la menor cantidad de S que hay en la Tabla 2 por lo que es plausible que en esas sustancias sólo haya un átomo de S por molécula.

Concluimos, pues, que a menos de 1000°C la fórmula es S_6 .

El peso molecular del S_6 se puede obtener de la densidad. En efecto, la densidad del S_6 es $8.59/0.092 = 95.44$ veces mayor que la del hidrógeno. Puesto que hay el mismo número de partículas (pues son volúmenes iguales a condiciones iguales) tendremos que cada partícula de S_6 pesa 95.44 veces lo que pesa una partícula de hidrógeno. Por tanto, el peso molecular del S_6 será $95.44(2.02) = 192.8$

Para el caso de temperaturas mayores de 1000°C tendremos $2.86/1.43 = 2$ y la fórmula será S_2 por las razones anteriores.

La comparación de densidades del S_2 con el hidrógeno lleva al peso molecular del $\text{S}_2 = (2.86/0.09)2.02 = 64.2$

Para el calomel tendremos: está compuesto por cloro y mercurio. Este último, con un peso de 8.96 g interviene en la menor cantidad posible. De aquí que por el principio de máxima simplicidad se considere 1 átomo de Hg en la molécula de calomel.

El cloro, de igual forma, tiene el menor peso posible de la Tabla 2: 1.58 g. Por lo anterior la fórmula del calomel es HgCl .

El peso molecular del calomel será $(10.54/0.09)2.02 = 236.56$, que resulta de comparar los pesos de las moléculas de calomel con las de hidrógeno ($10.54/0.09$), pues se tiene igual número de moléculas en ambos casos, y de considerar el peso molecular del H_2 .

Para el óxido nitroso tenemos la menor cantidad posible de oxígeno, 0.713, y una cantidad de nitrógeno, 1.25, que corresponde al doble del mínimo. Luego, la fórmula es N_2O . Por las consideraciones anteriores el peso molecular del N_2O será: $(1.96/0.09)2.02 = 43.99$.

Para el alcohol tenemos 0.27 g de H, 6 veces más que el mínimo de hidrógeno que es 0.045; tenemos, también 0.71 g de oxígeno, que es el mínimo; también tenemos 1.07 g de C que corresponde a 2 veces el mínimo (0.53). Concluimos que la fórmula del alcohol es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

El peso molecular del $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ será: $(2.66/0.09)2.02 = 46.23$.

Para el cloruro de hidrógeno tenemos que los pesos de cloro e hidrógeno son los mínimos que se tienen en las tablas. Por lo mismo su fórmula será HCl y el peso molecular será: $(1.63/0.09)2.02 = 36.6$

4

a) En 10 g de Ag tenemos $10/107.87$ moles de átomos de Ag (107.87 es el PA de la Ag, es decir, el peso de 1 mol de átomos de Ag).

$$\text{moles de átomos de Ag} = 10/107.87 = 0.0927 \text{ moles}$$

$$\begin{aligned} \text{átomos de Ag} &= 0.0927 \text{ moles } (6.023 \times 10^{23} \text{ parts./mol}) \\ &= 5.5836 \times 10^{22} \end{aligned}$$

De una manera semejante obtenemos el número de átomos de Cu:

$$\text{moles de átomos de Cu} = 2/63.54 = 0.0315 \text{ moles}$$

$$\begin{aligned} \text{átomos de Cu} &= 0.0315 \text{ moles } (6.023 \times 10^{23} \text{ parts./mol}) \\ &= 1.895 \times 10^{22} \end{aligned}$$

b) Sea "d" el diámetro de un átomo de Ag. Si los átomos de Ag están en los vértices de un cubo minúsculo el volumen del cubo que contiene a los 8 átomos tendrá un volumen de:

$$V = (2d)^3$$

y el peso de este cubo será igual al de 8 (pues son 8 vértices del cubo) átomos de Ag.

$$m = 8 (107.87/6.023 \times 10^{23}) = 1.4328 \times 10^{-21} \text{ g}$$

pero $\rho = m/V$ por tanto, podemos escribir:

$$10.6 \text{ g/cm}^3 = (1.4328 \times 10^{-21}) / (2d)^3$$

por tanto $d = 2.566 \times 10^{-8} \text{ cm}$

c) Conocemos de a) el número de átomos de Ag y de b) el diámetro de éstos. La distancia que cubrirían sería:

$$\begin{aligned} l &= (5.5836 \times 10^{22}) \times (2.566 \times 10^{-8} \text{ cm}) \\ &= 1.433 \times 10^{15} \text{ km} \end{aligned}$$

NOTA: La distancia de Saturno al sol es $1.425 \times 10^{15} \text{ km}$

5

En 10 g de agua hay $(10/18) \times 6.023 \times 10^{23}$ moléculas de agua, es decir: 3.346×10^{23} .

Si consideramos la población del planeta como 3.65×10^9 habitantes, tendremos que podrán contar en 1 seg:

$$3.65 \times 10^9 \times 33 \text{ molec/seg} = 1.204 \times 10^{11} \text{ molec/seg}$$

de forma que para contar las moléculas de 10 g de agua emplearán:

$$(3.346 \times 10^{23}) / (1.204 \times 10^{11}) = 2.778 \times 10^{12} \text{ seg}$$

Ahora bien, 1 siglo tiene:

$$60 \times 60 \times 24 \times 365 \times 100 \text{ segundos} = 3.1536 \times 10^7 \text{ seg/siglo}$$

por lo que la población total del planeta, para contar las moléculas de 10 g de agua necesitará 881 siglos.

$$(2.778 \times 10^{12} \text{ seg}) / (3.1536 \times 10^7 \text{ seg}) = 881 \text{ siglos}$$

6

La molécula de X está formada por 1 átomo de A y 4 átomos de B. El peso molecular de X (es decir, el peso de un mol de partículas de X) será:

$$12.01 + 4(35.5) = 154.01 \text{ g}$$

y el peso de una molécula de X será:

$$154.01 / 6.023 \times 10^{23} = 2.557 \times 10^{-22} \text{ g}$$

7

Utilizando la ley de proporciones definidas podemos reescribir la información del enunciado:

- a) 1.51 g de A reaccionan con 17.87 g de B
- b) 1.51 g de A reaccionan con 0.5033 g de C
- c) 0.5033 g de C reaccionan con 35.73 g de B

con lo anterior definimos el mismo número de átomos de A en a) y b), pues son los mismos pesos de A. Lo mismo ocurre con el número de átomos de C en b) y c).

Nótese que en c) interviene el doble de átomos de B que en a), pues 35.73 es casi el doble de 17.87. Lo anterior está en apoyo de la teoría de Dalton acerca de la indivisibilidad de los átomos.

8

Puesto que hay el mismo número de partículas de NO y O₂ (hipótesis de Avogadro) tendremos que el NO será:

$$0.2398 / (0.2579/2) = 1.8596 \text{ veces más pesado que el O}$$

Nótese que las partículas de O pesarán la mitad de lo que pesan las del O₂ por eso se empleó (0.2579/2).

Pero el peso del NO es N + O (la fórmula NO indica que hay una partícula de N por una partícula de O), por tanto:

$$(N + O) / O = 1.8596 \quad \text{y, despejando} \quad N = 0.8596 O$$

si el peso de O se define como 16.0000 el de N será: $N = 0.8596 \times 16.0000$

$$N = 13.7536 \text{ g/mol}$$

9

Nótese que el volumen final es:

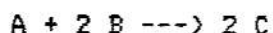
$$V_F = V_C + V_A + V_B$$

y que no pueden sobrar, a la vez, A y B.

En efecto, si suponemos la reacción $A + B \rightarrow C$ al colocar 2 volúmenes de A y 1 de B se producirán 1 volumen de C y 1 de A que NO reaccionó; en este caso el volumen final será 2.

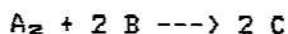
Ahora bien, en los datos del problema $V_A + V_B = 1 \text{ l}$ en todos los casos, de forma que cuando V_F tenga el valor mínimo no sobra ni A ni B pues sólo hay C.

Lo anterior ocurre con 0.3333 l de A, 0.6667 l de B y 0.6667 l de C. Podemos asegurar que 2 volúmenes de B reaccionan con 1 de A dando 2 volúmenes de C.



Debe advertirse que A NO pueda ser gas monoatómico pues para combinarse con 2 partículas de B y dar 2 de C tendría que dividirse.

Usando la regla de máxima simplicidad podemos escribir:



donde $C = A B$. La fórmula del compuesto C, evidentemente, depende de las fórmulas de las sustancias A y B de aquí que desconociendo éstas, sea imposible conocer aquélla.

En otras palabras: no hay datos suficientes para determinar la fórmula empírica o la fórmula molecular de C. Sin embargo se puede afirmar que el gas A NO es monoatómico.

10

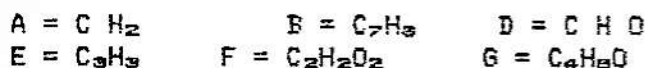
Para encontrar las fórmulas necesitamos los pesos de los componentes, NO sus porcentajes ya que éstos no implican un número definido de átomos. La siguiente tabla se obtiene de multiplicar el % por el PM respectivo de la tabla de datos:

Compuesto	PM	w carbono	w hidrógeno	w oxígeno
A	16	12	4	
B	100	84	16	
D	30	12	2.01	15.99
E	42	35.994	6.006	
F	60	24	4.02	31.98
G	74	48.026	9.99	15.984

Los números de cada columna
son múltiplos de: -----> 12 2 16

De acuerdo a esta tabla el menor peso de hidrógeno es 2, lo que implica el menor número de átomos de hidrógeno involucrado en tales compuestos.

Según lo anterior las fórmulas moleculares de los compuestos son:



En las fórmulas anteriores se ha empleado el PM del compuesto, de aquí que sean fórmulas moleculares.

Por otro lado, en la tabla no hay datos que permitan asegurar que $H = 1$. Con todo puede asegurarse que tal valor no lleva a contradicciones, como ocurriría si, por ejemplo, se tomara $H = 4$ (se llega a fracciones de átomos en el compuesto D).

LECTURA 1

EL CALCULO DEL MOL O NUMERO DE AVOGADRO

Las primeras estimaciones del Número de Avogadro fueron hechas en la segunda mitad del siglo XIX a partir de la Teoría Cinética de los Gases. Los cimientos de esta teoría se remontan a 1738 con Daniel Bernoulli, miembro de la célebre familia de matemáticos franceses, quien relacionó la presión de un gas con el movimiento molecular para llegar a:

$$pV = \frac{1}{3} n m \overline{u^2}$$

donde p = presión del gas
 V = volumen de la masa gaseosa
 n = número de partículas
 m = masa de una partícula
 $\overline{u^2}$ = velocidad cuadrática promedio

Sin embargo D. Bernoulli no avanzó más en sus investigaciones debido a las limitaciones experimentales de su época para el manejo de gases.

Tal parece que fue Josef Loschmidt (6) quien hizo el primer cálculo (más bien presentó el primer método de cálculo) del Número de Avogadro en 1865, 9 años después de la muerte de Avogadro.

Es una curiosidad histórica que el artículo donde Loschmidt presentó el método de cálculo del tamaño de las partículas de un gas no incluya el resultado numérico, mucho menos el llamado Número de Loschmidt (definido como el número de partículas en 1 cm^3 de gas a 0°C y 1 at). El primer artículo donde se da el valor numérico de N_L es un resumen del que presentó Loschmidt con su método de cálculo del diámetro molecular. Obviamente este resumen fue publicado bajo el nombre de J. Loschmidt y da $N_L = 8.66 \times 10^{17}$ part/ cm^3 . Sin embargo este número no se puede obtener de ninguna manera a partir de las consideraciones y datos del supuesto resumen cuyo estilo es, además, completamente distinto al de Loschmidt.

Loschmidt comenzó el planteo a partir de la expresión de trayectoria libre promedio derivada por Maxwell y modificada por Clausius:

$$\frac{1}{N_L} = \frac{16}{3} \frac{\pi l s^2}{4} \quad (1)$$

donde N_L = número de partículas en un cm^3 de gas a 0°C y 1 at

N_L = número de Loschmidt

l = trayectoria libre promedio

s = diámetro de la partícula

Loschmidt multiplicó por "s" los dos miembros de la igualdad (1) y la reorganizó para llegar a:

$$s = \frac{8 N_L \pi s^3 l}{6} \quad (2)$$

Puesto que $\pi s^3/6$ es el volumen de una molécula, $N_L \pi s^3/6$ será el volumen real de N_L moléculas sin considerar los espacios intersticiales. En cambio al considerarlos el volumen que ocupan es por definición 1 cm^3 .

En una primera aproximación se puede considerar:

$$\frac{V_m}{V_g} = \frac{V_l}{V_g} = \epsilon \quad (3)$$

donde V_m = volumen real de N_L partículas = $N_L \pi s^3/6$

V_g = volumen de estas partículas en fase gaseosa

V_l = volumen ocupado por estas partículas en fase líquida

ϵ = coeficiente de condensación (mensurable experimentalmente)

Obviamente V_m y V_l no son iguales. Difieren según la geometría del empaquetamiento en el líquido de 1.17 hasta 1.91. llegando a tenerse mayores desviaciones para moléculas no esféricas. Con todo, el orden de magnitud de los resultados obtenidos con estas consideraciones es aceptable.

Se puede, por tanto, escribir:

$$s = 8 \epsilon l \quad (4)$$

De esta manera, a partir del coeficiente de condensación y de la trayec

toria libre promedio Loschmidt pudo haber estimado "s" y, sustituyendo en la Ec. (1) calcular N_L .

Desafortunadamente para la única sustancia que era conocida "l", - el aire, se desconocía el coeficiente de condensación pues no se había aún logrado licuar aire. La obtención de aire líquido se logró casi 15 años después de la publicación de Loschmidt. Con todo Josef Loschmidt, mediante otras consideraciones llegó a estimar ϵ del aire como 0.000866 pero nunca hizo el cálculo de N_0 . De haberlo hecho habría obtenido $N_L = 1.83 \times 10^{18}$ part/cm³ y por tanto $N_0 = 4.09 \times 10^{22}$ part/mol.

En 1870 William Thomson, Lord Kelvin, presentó en la revista "Nature" 4 métodos para determinar diámetros moleculares. Uno de ellos era básicamente igual al método de Loschmidt. Los demás métodos empleaban consideraciones muy ingeniosas para llegar a una estimación del diámetro molecular. Por ejemplo, a partir de la existencia de sólidos y líquidos transparentes Kelvin concluye que las heterogeneidades de la materia, es decir, la distancia entre centros de moléculas debe ser del mismo orden de magnitud que la longitud de onda de la luz que los atraviesa. En ese tiempo ya había métodos de determinación de longitudes de onda por interferencia de forma que Kelvin concluyó que las distancias entre centros de moléculas era del orden de 0.5 Å. Otro método propuesto por Kelvin se basó en el límite del espesor de una película de líquido. Partía de la conocida fuerza contráctil de las películas de agua; por ejemplo, las burbujas de jabón. Kelvin calculó el trabajo necesario para aumentar el tamaño de la película, lo que significaba disminuir el espesor de la misma. Razonó que este trabajo no podía ser mayor que la energía de vaporización para esa cantidad de agua pues debía existir una película de líquido. Cuando el trabajo empleado en aumentar el tamaño de la burbuja era casi igual a la energía de vaporización de ésta, - la película debía estar a punto de transformarse en vapor, es decir, debía ser monomolecular. A partir de lo anterior Kelvin estimó un

diámetro molecular de aproximadamente 0.5 \AA .

CALCULOS DE N_0 EN EL SIGLO XX.

Mientras que las primeras estimaciones de N_0 hechas en el XIX no empleaban propiedades individuales de un átomo o molécula sino que relacionaban propiedades macroscópicas con otras a través de deducciones y especulaciones, los cálculos del siglo XX (aproximadamente), debido a los refinamientos del instrumental de laboratorio permiten la determinación de propiedades microscópicas (por ejemplo el espaciamiento de un cristal, la carga del electrón, etc.) que se relacionan con propiedades macroscópicas para calcular N_0 .

Sin embargo, la precisión experimental no es la única diferencia -- en los trabajos del XIX y el XX. El artículo de Loschmidt, por ejemplo, contiene especulaciones acerca de la naturaleza del eter y las diferencias entre la materia viviente y la no viviente como cuestiones derivadas del tamaño de las moléculas. Asimismo Boltzmann escribía sobre teoría cinética molecular atacando la filosofía de Schopenhauer y Ostwald que rechazaba al materialismo estricto pertenecía a un grupo espiritualista.

En los trabajos del siglo XX son muy pocos los científicos que se atreven a especular acerca de las implicaciones filosóficas de su trabajo (por no mencionar las sociales), lo que sin duda es propiciado por una cada vez mayor especialización de la actividad humana, entre muchos otros factores.

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DE LA TEORIA CINETICA DE LOS GASES

En 1884 Kelvin presentó un nuevo método para la determinación de N_0 . Se basó en el tratamiento cinético de la difusión molecular de los gases y en las viscosidades de los gases. Kelvin utilizó la siguiente expresión matemática adaptada de un trabajo de Maxwell para el coeficiente de difusión de un gas:

$$D = \frac{1}{2\sqrt{\pi}} \frac{u}{N_L s^2} \quad (5)$$

donde D = coeficiente de difusión del gas
 u = raíz cuadrada de la velocidad cuadrática promedio de las moléculas

N_L = Número de Loschmidt

s = diámetro de las moléculas

De acuerdo al trabajo de Maxwell:

$$D = k \frac{\mu}{\rho} \quad (6)$$

donde μ = viscosidad del gas

ρ = densidad del gas

y se llega a:

$$N_L s^2 = \frac{1}{2\sqrt{3\pi}} \frac{u\rho}{\mu} \quad (7)$$

Había suficientes valores experimentales para las variables u , μ , ρ , pero desafortunadamente Kelvin no tenía valores confiables para s , de manera que tuvo que emplear las consideraciones de Loschmidt acerca del coeficiente de condensación y llegar a $N_0 = 1.21 \times 10^{20}$.

VI-2) DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DEL ESPESOR LIMITE DE UNA PELICULA

En 1890 J. William Rayleigh y William C. Röntgen, trabajando independientemente, llegaron a estimar las dimensiones moleculares a partir del espesor límite de una película de aceite en agua. Encontraron que la tensión superficial del agua no se modifica por películas de aceite de menos de 6 hasta 10 Å. Concluyeron que este valor es el espesor de una película monomolecular pues si se disminuye más ya no influye en la tensión superficial del agua. Este argumento llevó a resultados sorprendentemente exactos para las dimensiones de las moléculas, pero no se calculó N_0 .

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DE LA ECUACION DE VAN DER WAALS

A fines del XIX Jean Perrin empleó el factor de corrección "b" de la ecuación de Van der Waals:

$$\left(p + \frac{n^2 a}{v^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (8)$$

donde R = constante de los gases
 p = presión del gas
 a = término de corrección por atracción intermolecular
 b = término de corrección por volumen real de las moléculas
 V = volumen del gas
 T = temperatura absoluta
 $n = n'/N_0$ = número de moles de partículas

en la Ec. 8 "b" es calculable a partir de las condiciones del punto crítico del gas mediante:

$$b = \frac{R T_c}{8 p_c} \quad (9)$$

por otro lado "b" (término de corrección por volumen real de las moléculas) es igual a:

$$b = \frac{1}{6} \pi N_0 s^3 \quad (10)$$

esto es, el volumen de N_0 esferas de diámetro "s".

Puesto que "s" aparece en la Ec. 7 y $N_0 = 22400 \times N_L$ por definición, se pueden combinar estas ecuaciones para determinar N_0 .

Para el vapor de Mercurio J. Perrin determinó $N_0 = 2.8 \times 10^{19}$ - part/mol.

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DEL MOVIMIENTO BROWNIANO

Posteriormente (1909), Jean Perrin determinó N_0 a partir del movimiento browniano de las partículas coloidales y del efecto de la gravedad en su distribución respecto a la altura; empleó el siguiente procedimiento:

Albert Einstein había mostrado que para una partícula moviéndose completamente al azar, la media cuadrática de su desplazamiento en una dirección ($\overline{x^2}$) en un tiempo (t) está relacionada con el coeficiente de difusión (D) por:

$$\overline{x^2} = 2 D t \quad (11)$$

ahora bien, si la partícula sigue la ley de Stokes, se tiene:

$$D = \frac{R T}{6 \pi \eta a N_0} \quad (12)$$

donde η = viscosidad del fluido
 a = radio de la partícula

Los desplazamientos de la partícula pudieron medirse empleando un microscopio dotado de un ocular reticular en el cual la retícula servía como sistema de coordenadas. A partir de los desplazamientos y los tiempos empleados Perrin pudo calcular los desplazamientos cuadráticos promedio y, conocida "a", determinar N_0 .

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DE LA DISTRIBUCION DE BOLTZMANN.

Otro procedimiento, también desarrollado por J. Perrin, parte de la Ley de Distribución de Boltzmann. Según esta Ley el número de partículas n_1 y n_2 con energías E_1 y E_2 está relacionado por:

$$\frac{n_1}{n_2} = \exp \frac{(E_2 - E_1) N_0}{R T} \quad (13)$$

Ahora bien, como las energías potenciales de las partículas a alturas h_1 y h_2 en una suspensión coloidal son $E_1 = W h_1$ y $E_2 = W h_2$ -- donde W es el peso efectivo de las partículas (resultado de la flotabilidad de las partículas en el fluido) y es calculable a partir de sus radios y densidad, se puede escribir:

$$N_0 = \frac{R T}{W (h_1 - h_2)} \ln \frac{n_2}{n_1} \quad (14)$$

Jean Perrin obtuvo partículas de tamaño uniforme por centrifugación y con un microscopio de muy pequeña profundidad de campo midió el número de partículas a diferentes alturas. Obtuvo $N_0 = 7.2 \times 10^{23}$ part/mol.

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DE OBSERVACIONES SOBRE RADIOACTIVIDAD.

En 1910 Thomas Royds y Ernest Rutherford emplearon un aparato como el mostrado en la Figura 3 para calcular N_0 . Una muestra de Radio producía partículas α las cuales, a su vez, producían átomos de Helio -- según la ecuación:



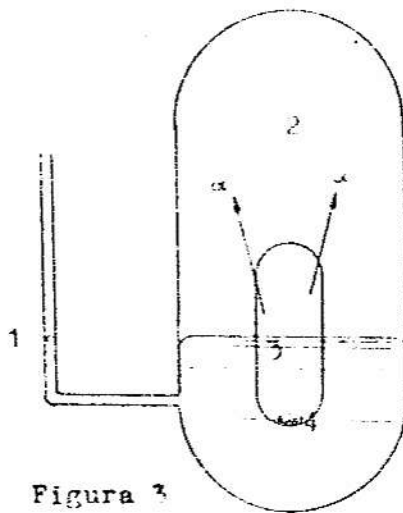


Figura 3

- 1.- Tubo con Hg para medir el volumen de He formado a presión constante.
- 2.- Tubo al vacío donde se acumula el Helio.
- 3.- Tubo de vidrio de paredes delgadas que permite la salida de partículas α pero no es penetrado por el Helio.
- 4.- Muestra de Radio fuente de partículas .

Un contador Geiger (el cual había sido inventado por Hans Geiger y el mismo Rutherford en 1903) permite conocer el número de partículas α emitidas y por tanto el número de átomos de He^0 formados pues de acuerdo a la estequiometría se forma un átomo de He^0 por cada partícula α .

Royds y Rutherford encontraron que en un año se formaban 0.0430 cm^3 (S.T.P.) de He y que el número de partículas α emitidas en ese lapso era 11.6×10^{17} . De aquí calcularon $N_0 = 6.043 \times 10^{23}$.

DETERMINACION DE N_0 A PARTIR DE LA CARGA DEL ELECTRON.

En 1917 Robert A. Millikan determinó N_0 a partir de la carga del electrón. Utilizando un aparato como el esquematizado en la Figura 4 encontró un conjunto de valores como el siguiente:

$$\begin{array}{r}
 3.2 \times 10^{-19} \text{ coul} \\
 4.8 \times 10^{-19} \\
 8.0 \times 10^{-19} \\
 11.2 \times 10^{-19}
 \end{array}$$

Estos valores eran las cargas eléctricas asociadas a pequeñas gotas de aceite y eran múltiplos de una unidad fundamental cuyo valor resultó ser aproximadamente $1.6 \times 10^{-19} \text{ coul}$.

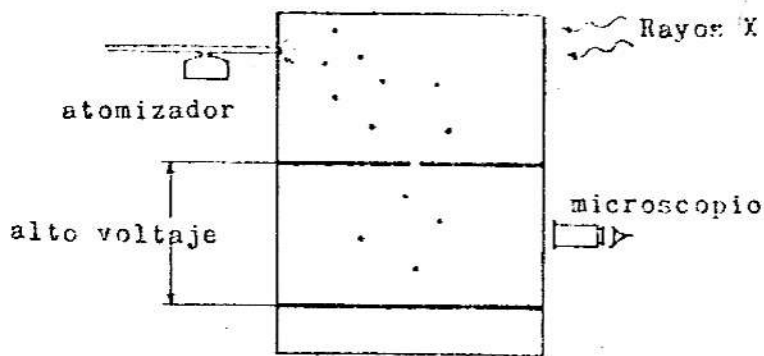


Figura 4

Para efectuar el experimento se colocaban unas gotas de aceite producidas por un "atomizador" en una cámara de observación. Estas gotas se cargaban eléctricamente al chocar con iones gaseosos obtenidos por la acción de Rayos X sobre el aire. Se sabía que la gota estaba cargada eléctricamente por su comportamiento en un campo eléctrico pudiéndose observar su movimiento con un microscopio. Cuando el campo eléctrico era cero la gota estaba sometida exclusivamente a la fuerza de la gravedad; debido a la resistencia del aire la gota no caía aceleradamente sino que alcanzaba una velocidad constante terminal dada por:

$$v = \frac{mg}{6\pi\eta r} \quad (15)$$

donde m = masa de la gota
 r = radio de la gota
 g = aceleración debida a la gravedad
 η = viscosidad del aire

Esta ecuación combinada con la expresión de densidad:

$$\rho = \frac{m}{\frac{4}{3}\pi r^3} \quad (16)$$

permitió calcular "m" y "r" a partir de la velocidad y la densidad.

Ahora bien, si la gota tiene una carga "q" y está bajo un campo eléctrico "E", la fuerza que actúa sobre ella es qE . Puesto que además -- está bajo la acción de la gravedad la fuerza neta sobre la gota es -- $qE - mg$ si se desplaza hacia arriba. En este caso su velocidad es:

$$v = \frac{qE - mg}{6\pi\eta r} \quad (17)$$

Puesto que v y E son mensurables y m , g , q y r se pueden calcular -- "q" también se puede calcular. Como ya se mencionó Millikan encontró -- que q era siempre un múltiplo entero de 1.6×10^{-19} coul.

Por otro lado en tiempo de Millikan eran bien conocidas y reconocidas las relaciones entre cantidad de electricidad y peso de sustancia depositada en una electrólisis (son las llamadas Leyes de Faraday, 1834, aunque también fueron propuestas por el italiano Carlo -- Matteucci el mismo año). La Tabla 3 presenta los pesos de algunas sustancias depositados (o liberados) en una electrólisis empleando -- la misma cantidad de electricidad: 1 ampere-hora.

Tabla 3				
Sustancia.	(8) gramos/amp-hora	(9) Peso Equivalente	Peso Atómico	Valencia
Oxígeno	0.2983	8	16.0	2
Cloro	1.3220	35.5	35.5	1
Iodo	4.7303	126	126.9	1
Fluor	0.7085	18.7	19.0	1
Hidrógeno	0.03759	1	1.008	1
Potasio	1.4584	39.2	39.1	1
Sodio	0.8596	23.3	23.0	1
Litio	0.2622	10	6.9	1
Bario	2.5619	68.7	137.4	2
Estroncio	1.6333	43.8	87.6	2

La columna de Peso Equivalente se obtiene dividiendo el peso de sustancia depositada en la electrólisis entre el peso correspondiente al Hidrógeno. Así por ejemplo $0.2983/0.03759 = 7.936 \approx 8$ corresponde al Peso Equivalente del Oxígeno (nótese la semejanza con el Método de Cannizzaro ilustrado en la Tabla 1 para calcular el Peso Atómico tomando al Hidrógeno como referencia).

Puesto que $1 \text{ amp} = 1 \text{ coul/seg}$ se pudo calcular la cantidad de electrones que se empleaban para depositar un peso de sustancia igual a su Peso Atómico. De esta manera Millikan encontró $N_0 = 6.07 \times 10^{23}$ part/mol.

DETERMINACION DE N_0 POR MEDICIONES CON RAYOS X.

El valor más exacto de N_0 se obtiene con mediciones de rayos X y datos de densidad de un cristal. La longitud de onda de los rayos X se mide con una rejilla de difracción graduada y el espaciamento de retícula del cristal (d) se determina por la Ecuación de Bragg (1913)

$$a \lambda = 2 d \operatorname{sen} \theta \quad (18)$$

donde λ = longitud de onda de los rayos X
 d = espaciamento de retícula del cristal
 a = número entero
 θ = ángulo de difracción

El volúmen ocupado por una molécula se puede calcular mediante:

$$v = \phi \frac{d^3}{n} \quad (19)$$

donde ϕ = factor geométrico
 v = volúmen ocupado por una molécula
 n = número de moléculas en la celda unitaria

Para estos calculos la densidad del cristal (ρ) debe medirse muy exactamente. Como N_0 es igual a la relación entre el Peso Molecular (M) con respecto al peso de una molécula (m) se puede escribir:

$$N_0 = \frac{M}{m} = \frac{M}{\rho v} = \frac{n M}{\rho \phi d^3} \quad (20)$$

R. T. Birge utilizando cristales de calcita (CaCO_3) encontró $N_0 =$ ----
 $(6.02283 \pm 0.00011) \times 10^{23}$.

T. Batuecas utilizó diamante para evitar la incertidumbre del Peso Atómico del Calcio (debida a sus isótopos) y obtuvo $N_0 =$ -----
 $(6.0236 \pm 0.00007) \times 10^{23}$.

Las mediciones más recientes del número de Avogadro con rayos X dan:
 $N_0 = 6.02316 \times 10^{23}$

En 1963 una comisión de la Academia Nacional de Ciencias y del Consejo Nacional de Investigación de los Estados Unidos de Norteamérica recomendó adoptar el siguiente valor:

$$N_0 = (6.02252 \pm 0.00028) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

EL ORIGEN DE LOS ELEMENTOS

Para la mayoría de los científicos del siglo XIX la cuestión del origen de los elementos carecía de sentido pues consideraban a los átomos como indivisibles, inmutables y eternos.

Una excepción notable al respecto fue el médico inglés William Prout quien, en 1805, propuso que todos los pesos atómicos eran múltiplos exactos del peso atómico del hidrógeno, y que el hidrógeno era la materia prima de la cual estaban formados todos los elementos.

En cuanto al primer punto el Dr. Prout estaba equivocado, pero en cuanto al segundo su idea es muy cercana a lo que propone la ciencia actual.

Una de las consecuencias del descubrimiento de la ley periódica por Mendeláyev fue el surgimiento de la idea de que los elementos químicos no son entidades fragmentarias o accidentales de la naturaleza sino unidades sucesivas en armonía con el universo.

Como es sabido los átomos son estructuras complejas consistentes en un núcleo cargado positivamente rodeado de una nube de electrones cuya carga es igual pero opuesta a la del núcleo. El núcleo mismo es complejo: consiste de una compacta combinación de protones y neutrones.

En cierto sentido los protones y los neutrones son versiones diferentes de un nucleón (partícula del núcleo): un neutrón libre puede decaer en protón emitiendo un electrón negativo, y el protón (cargado positivamente) puede transformarse en neutrón combinándose con un electrón o emitiendo un positrón.

Un núcleo está especificado por el número de protones Z , el cual determina su carga, y el número de neutrones N . Su número de masa, A , se define como la suma de Z y N . La carga en el núcleo, Z , se conoce como número atómico y determina el número de electrones cuyo número y arreglo determina el comportamiento químico del átomo.

Cada elemento está caracterizado por su número atómico. Sin embargo hay especies de núcleos (llamadas núclidos) con mismo número atómico (Z) pero diferente número de neutrones (N), y, por tanto, diferente número de masa (A); a estas especies se les conoce como "isótopos".

Cuando consideramos los átomos desde los más simples hasta los más complicados encontramos ciertas configuraciones electrónicas que se repiten, las cuales explican la recurrencia del comportamiento químico de los elementos.

Quizás el descubrimiento más importante que condujo al problema del origen de los elementos fue hecho por Ernest Rutherford en 1917 quien encontró que el núcleo de un átomo de nitrógeno podía transformarse en un núcleo de oxígeno al bombardearlo con partículas alfa (núcleos de helio):



A partir de ese descubrimiento se han logrado una gran cantidad de transformaciones bombardeando átomos con diferentes clases de partículas:

protones, deuterones, partículas alfa y neutrones.

La transmutación de los elementos mediante reacciones nucleares es la clave para comprender el origen y evolución de los elementos químicos.

La cosmoquímica, la química del universo, determina, entre otras cosas, la abundancia cósmica de los elementos, pues cualquier teoría acerca del origen de los elementos debe explicar su abundancia cósmica.

A decir verdad, a partir de la abundancia de los elementos se han encontrado muchas pistas acerca de los procesos involucrados en la nucleosíntesis. Obviamente, el análisis químico de todo el universo es imposible, pero, así como el químico trabaja con muestras representativas, también el cosmoquímico. Con todo, es inimaginable muestrear al universo completo.

El universo conocido está poblado por millones de sistemas estelares conocidos como "universos islas" o "galaxias", cada uno de los cuales está formado por cientos de millones de estrellas.

Puesto que el sol se encuentra dentro de los límites de nuestra propia galaxia (la Vía Láctea) no podemos ver a este sistema como un todo. Sin embargo hay razones para creer que la Vía Láctea tiene una estructura espiral.

Lo más que puede hacer un cosmoquímico es muestrear pequeñas porciones de la galaxia, principalmente al sol (el cual es una estrella promedio) y a algunas de las estrellas vecinas.

Únicamente las estrellas muy brillantes producen espectros analizables de forma que esta limitación obliga a hacer una gran extrapolación acerca de la "abundancia cósmica".

Las fuentes principales de información acerca de la abundancia cósmica de los elementos se han derivado de la corteza terrestre, de los meteoritos, del sol y las estrellas brillantes y de las nebulosas gaseosas. Cuando se considera cualquiera de estas fuentes debe tenerse en mente la influencia de la historia física y química sobre la composición, aunque no intentaremos hacerlo en detalle; sólo se examinarán algunos datos para estudiar el problema de la nucleosíntesis.

ABUNDANCIA DE LOS ELEMENTOS.

La corteza terrestre:

Es evidente que la abundancia de los elementos se haya estudiado primero en la corteza terrestre.

Los primeros estudios fueron hechos en 1869 por Frank Clark quien basó sus estimaciones en un extenso estudio de rocas. El graficó la abundancia de los elementos contra los pesos atómicos esperando encontrar regularidades como en la Tabla Periódica, sin embargo no encontró ninguna. Hoy día sabemos que no hay razones para esperar una regularidad que dependa de las propiedades químicas. Las investigaciones actuales muestran que, efectivamente, hay regularidades en la abundancia de los elementos pero éstas están relacionadas con las propiedades del núcleo y no con la configuración electrónica.

En la Tabla 1 se presentan las estimaciones más recientes de la abundancia de los elementos de la corteza terrestre.

TABLA 1

Composición promedio de la corteza terrestre
y del material meteorítico.

CORTEZA TERRESTRE		MATERIAL METEORITICO	
Elemento	% peso	Elemento	% peso
O	46.6	O	32.3
Si	27.2	Fe	28.6
Al	8.13	Si	16.3
Fe	5.00	Mg	12.3
Ca	3.63	S	2.12
Na	2.83	Ni	1.57
K	2.59	Al	1.38
Mg	2.09	Ca	1.33
Suma	98.07	Suma	96.1

Nótese que 8 elementos ligeros suman el 98% de la corteza terrestre y el 96 % del material meteorítico. Los siguientes elementos más abundantes en la corteza son Ti, P, H y Mn y los restantes contribuyen con menos del 0.6 %.

De la Tabla 1 pueden notarse dos interesantes regularidades:

- los pesos atómicos redondeados de los elementos más abundantes son divisibles entre 4 (observación hecha por G. Oddo en 1914)
- los seis elementos más abundantes en el material meteorítico y en la corteza tienen números atómicos pares (establecida por W.D. Harkins en 1917)

Ahora bien, acerca de si la corteza terrestre es representativa de la materia cósmica la respuesta es definitivamente "no". Hoy día sabemos que no es siquiera representativa de la tierra como un todo. Hay razones para creer que durante su historia reciente la tierra ha perdido una gran proporción de sus elementos volátiles: hidrógeno, helio, y gases raros, así como nitrógeno (como NH_3) y algo de oxígeno (como H_2O).

METEORITOS;

Algunos científicos piensan que los meteoritos son restos de algún planeta del tamaño de la luna o menor. Los fragmentos son de diferentes tipos: de hierro (sideritas), de hierro y piedra (siderolitas) y de piedra (aerolitos).

Se cree que los aerolitos conocidos como condritas son los más representativos del material meteorítico; la composición promedio se da en la Tabla 1.

Ahora bien, acerca de si los meteoritos son representativos del material cósmico, la respuesta es nuevamente "no". Este material, como el de la corteza terrestre, tiene muchas sustancias volátiles. Sin embargo, el material meteorítico no procede únicamente de la corteza del planeta desaparecido sino de todo él, de aquí que se le considere más representativo.

EL SOL Y LAS ESTRELLAS:

Hay una gran cantidad de trabajo espectroscópico del sol. La Tabla 2 presenta la abundancia relativa de algunos elementos en la atmósfera solar. Los resultados

están expresados como número de átomos del elemento por cada 10^4 átomos de silicio.

Elemento	no. de átomos por 10^4 de Si	Elemento	no. de átomos por 10^4 de Si
H	5.1×10^6	Ca	870
He	1×10^6	Sc	1.1
C	10^4	Ti	47
N	2.1×10^4	V	5.9
O	2.9×10^4	Cr	203
Na	10^3	Mn	150
Mg	1.7×10^4	Fe	2.7×10^4
Al	1.1×10^3	Co	55
Si	10^4	Ni	470
S	4.3×10^3	Cu	8.7
K	81	Zn	31

Se han encontrado 66 elementos en el sol con menor número atómico que el uranio, y posiblemente hay hasta el número 92, excepto, seguramente los elementos 43, 61, 85 y 87.

La diferencia más sobresaliente entre la Tabla 2 y la 1 es la abundancia de hidrógeno y helio en el sol, lo que es debido a que el sol no ha perdido sus elementos ligeros. De los 11 elementos más abundantes en la atmósfera solar 10 tienen números atómicos menores de 16. El decimoprimer elemento más abundante es el Fe ($Z = 26$). Sin embargo no todos los elementos ligeros son abundantes pues faltan el litio, el berilio y el boro.

El sol produce energía por la "combustión nuclear" de hidrógeno a helio, un proceso que ocurre en el núcleo del sol a una temperatura de casi 15×10^6 °.

Aparentemente no hay mucha difusión entre el núcleo caliente y las capas externas "frías" que, se estima, representan la composición del sistema solar.

NEBULOSAS GASEOSAS Y GAS INTERESTELAR:

No todas las nebulosas son sistemas de estrellas, algunas son masas enormes de gas brillante. Los átomos en estas nebulosas son excitados por la radiación ultravioleta producida por las estrellas que están dentro de la misma nebulosa. El análisis espectral muestra que las nebulosas gaseosas están constituidas por casi 65% de hidrógeno y el resto de helio, principalmente.

El espacio entre las estrellas no es un vacío perfecto, está lleno con un gas muy tenue y con polvo, a partir del cual se llegan a formar las nuevas estrellas. La composición de este material interestelar no se conoce con precisión. Sin embargo el hidrógeno y el helio son nuevamente los componentes más importantes en una relación 10:1. El carbono, oxígeno, y nitrógeno llegan al 1%, aunque también se han detectado calcio, sodio, potasio y titanio.

Los átomos neutros del material interestelar emiten una línea espectral particular que está presente en la radiación de los brazos espirales de la galaxia.

Combinando los datos de todas estas fuentes se puede hacer una tabla de abundancia cósmica. La primera fue hecha por V. M. Goldschmidt en 1937. La Tabla 3 es una de las más recientes elaborada por H. W. Suess y H. C. Urey.

TABLA 3

Abundancia de los elementos en el universo.
X = número de átomos por 10000 átomos de Si

Elemento	Z	X	Elemento	Z	X	Elemento	Z	X
H	1	4×10^8	Cu	29	2.1	La	57	0.0020
He	2	3.1×10^7	Zn	30	4.9	Ce	58	0.0028
Li	3	1.0	Ga	31	0.11	Pr	59	0.0004
Be	4	0.20	Ge	32	0.51	Nd	60	0.0014
B	5	0.24	As	33	0.04	Pm	61	-
C	6	25000	Se	34	0.68	Sm,	62	0.0007
N	7	64000	Br	35	0.13	Eu	63	0.0002
O	8	215000	Kr	36	0.51	Gd	64	0.0007
F	9	1.6	Rb	37	0.07	Tb	65	0.0001
Ne	10	86000	Sr	38	0.19	Dy	66	0.0006
Na	11	440	Y	39	0.09	Ho	67	0.0001
Mg	12	9100	Zr	40	0.55	Er	68	0.0003
Al	13	950	Nb	41	0.01	Tm	69	0.00005
Si	14	10000	Mo	42	0.02	Yb	70	0.0002
P	15	100	Tc	43	--	Lu	71	0.00005
S	16	3750	Ru	44	0.015	Hf	72	0.0004
Cl	17	90	Rh	45	0.002	Ta	73	0.0007
Ar	18	1500	Pd	46	0.007	W	74	0.0005
K	19	32	Ag	47	0.003	Re	75	0.0001
Ca	20	490	Cd	48	0.009	Os	76	0.000
Sc	21	0.28	In	49	0.001	Ir	77	0.0005
Ti	22	24	Sn	50	0.013	Pt	78	0.0016
V	23	2.2	Sb	51	0.002	Au	79	0.0001
Cr	24	78	Te	52	0.047	Hg	80	0.0003
Mn	25	69	I	53	0.008	Tl	81	0.0001
Fe	26	6000	Xe	54	0.040	Pb	82	0.0003
Co	27	18	Cs	55	0.0005	Bi	83	0.0001
Ni	28	270	Ba	56	0.037	Th	90	0.0004
						U	92	0.0001

El hidrógeno representa casi el 94% de los átomos del universo y casi el 76% del peso. El helio es el siguiente elemento más abundante con casi el 7% en átomos y el 23% en peso. Sólo 10 elementos presentan abundancia apreciable: H, He, C, N, O, Ne, Mg, Si, S y Fe, todos con número atómico menor de 27. Por otro lado, todos los elementos que siguen en abundancia al He representan el 1% de la masa del universo. En la Fig. 1 se han graficado el logaritmo de la abundancia relativa contra el peso atómico.

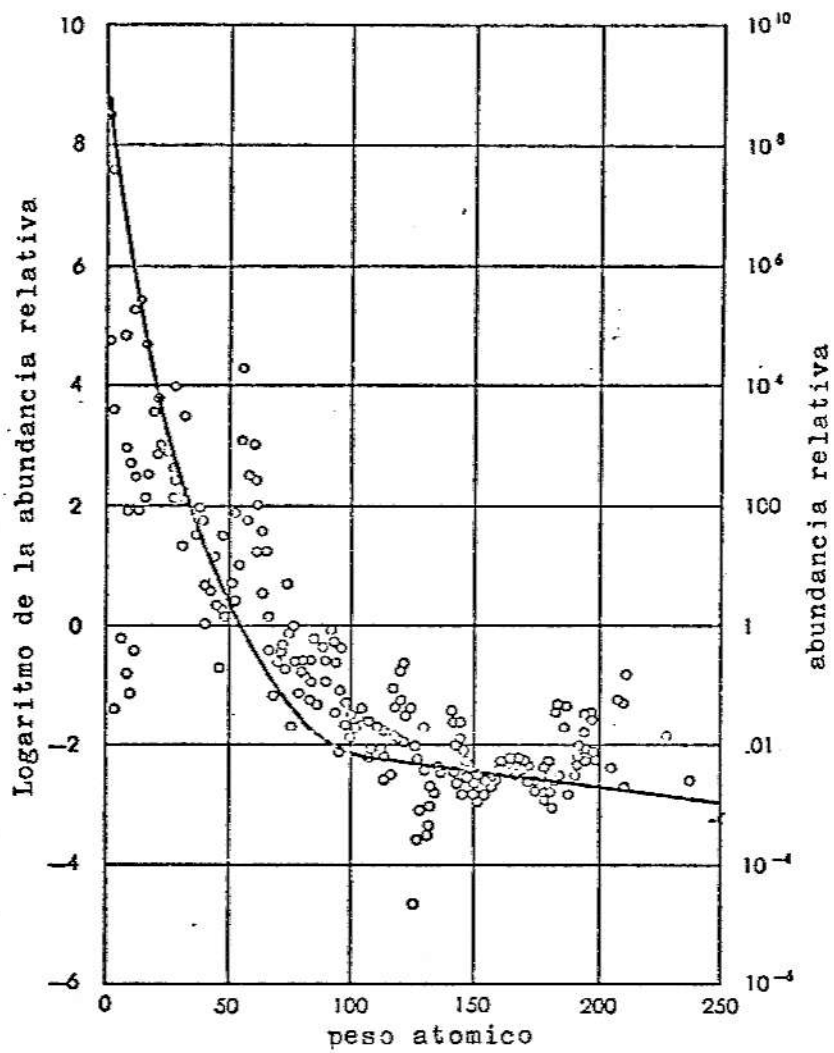


Fig. 1

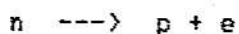
Como se puede ver en la Fig. 1, la abundancia decae rápidamente al aumentar el peso atómico; más allá de 100 hay muy poco cambio en la abundancia.

El Li, B y Be salen de la tendencia cósmica al ser elementos ligeros muy escasos. Los elementos con número atómico impar son menos abundantes que los que tienen número atómico par. Un elemento puede ser cientos o miles de veces más o menos abundante que su vecino inmediato en la Tabla Periódica. Por ejemplo, los elementos ligeros cuyos pesos atómicos redondeados son divisibles entre cuatro (C, O, Ne, Mg, Si, S, Ar, Ca y Fe) son mucho más abundantes que sus vecinos inmediatos (véase Tabla 3).

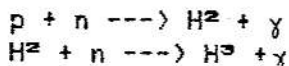
TEORIAS ACERCA DEL ORIGEN DE LOS ELEMENTOS:

TEORIA DE G. GANOW.

También conocida como teoría del "big bang" supone que el universo comenzó como una extraordinaria masa de neutrones. En el inicio hubo una enorme explosión y cuando la masa comenzó a expandirse algunos neutrones decayeron en protones y electrones.



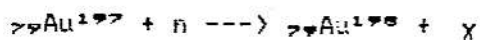
Los protones se combinaron con los neutrones para formar núcleos de deuterio (H^2), los que, a su vez, se combinaron con neutrones para formar tritio (H^3). Ambos procesos fueron acompañados por emisión de radiación gamma:



La captura de neutrones continuó rápidamente, formando los núcleos de los demás elementos. El proceso completo, según esta teoría, ocurrió en cuestión de minutos y el material dió lugar a las galaxias.

Hay algunas observaciones que apoyan a esta simple y bella teoría. Los experimentos de laboratorio muestran que casi todos los núcleos se combinan fácilmente con neutrones, aunque algunos lo hacen más rápidamente que otros.

A esta reacción se le llama "n γ " (un núcleo inestable por la captura de un neutrón decae en un núcleo estable por la emisión de una partícula β , esto es, un electrón). La conversión de oro a mercurio es un buen ejemplo:



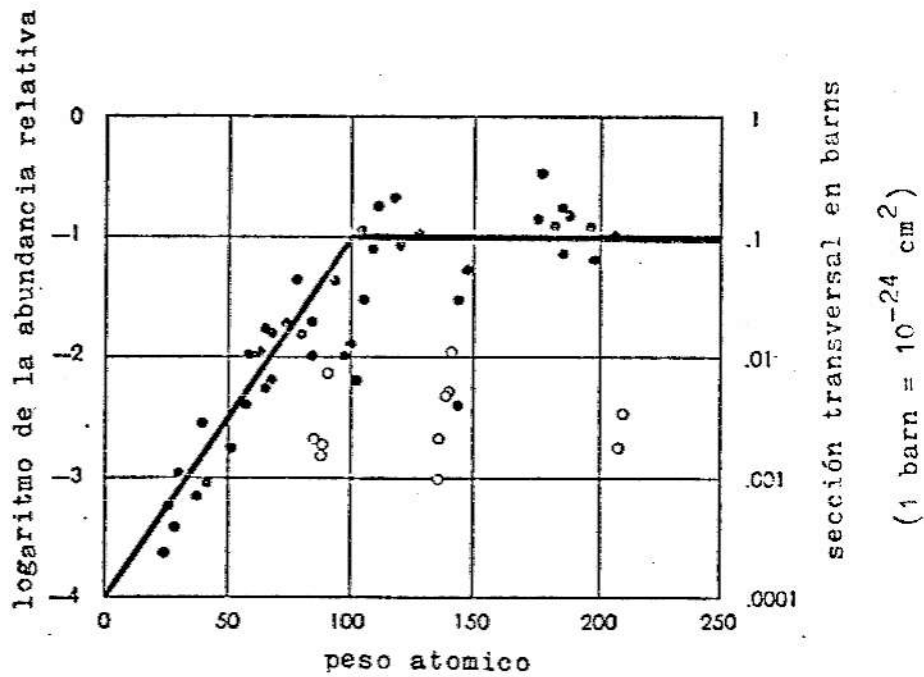


Fig. 2

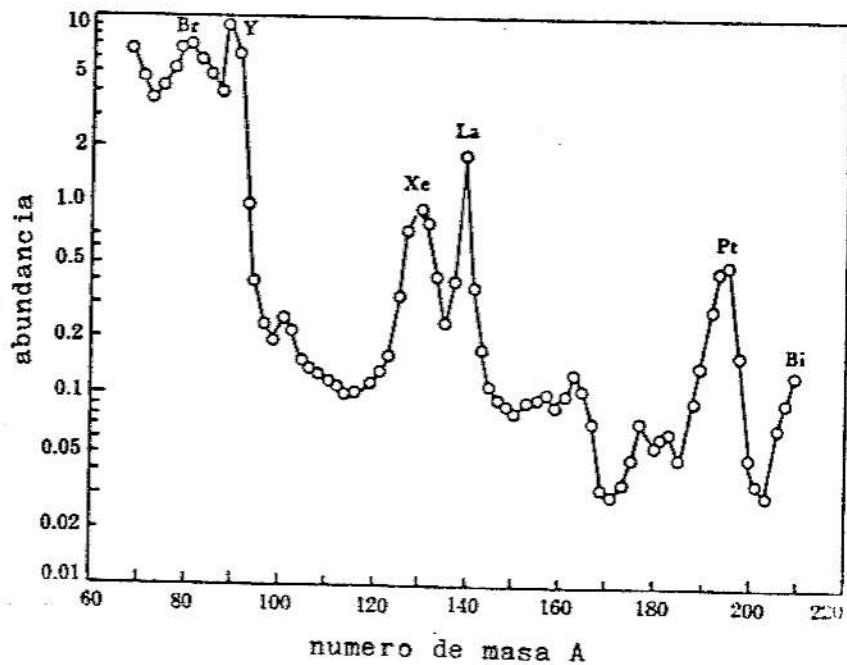
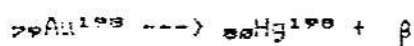


Fig. 3



Hay núcleos que se combinan fácilmente con los neutrones, se dice, entonces, que tienen una gran sección transversal de captura. Estos núcleos deben ser escasos pues son muy reactivos. Según lo anterior la gráfica de sección transversal de captura contra masa atómica (Fig. 2) debe ser la inversa de la curva de abundancia (Fig. 1)

A pesar de esta evidencia la teoría de Gamow tiene una falla notable: no hay núclidos estables con números de masa (A) 5 y 8. En el laboratorio se pueda producir He 5 bombardeando al He 4 con neutrones, pero el He 5 se transforma inmediatamente en He 4. Lo mismo ocurre con el berilio de masa 8, se rompe inmediatamente en dos átomos de He 4. Si la captura de neutrones fuera el único proceso de formación de elementos se detendría en el 5 y, si lograra saltar este obstáculo, aun quedaba el 8. La formación de elementos se detendría con el He o con el Be. De aquí que la teoría de Gamow, aún siendo muy atractiva, no es muy aceptada.

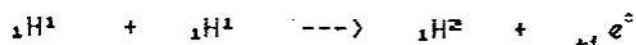
FORMACION DE LOS ELEMENTOS EN LAS ESTRELLAS

La teoría generalmente aceptada es bastante más complicada (implica un mínimo de ocho diferentes tipos de procesos nucleares, seis de los cuales se discutirán aquí), se basa en dos suposiciones:

- la materia prima para la formación de elementos es el hidrógeno que es, además, el material más abundante en el universo.
- los elementos son formados en el interior de las estrellas.

Por otro lado se supone que las estrellas se forman a partir de una nube de hidrogeno frío que, por la gravedad, se contrae lentamente. La energía gravitacional se convierte en calor aumentando la temperatura del interior de la nube hasta 5,000,000 ° aproximadamente. Esta temperatura es la que permite las reacciones termonucleares como la fusión de protones.

A esa temperatura los protones tienen suficiente energía cinética como para vencer sus fuerzas repulsivas y fusionarse formando deuterones (${}_1\text{H}^2$) y positrones (electrones positivos):



Los deuterones reaccionan posteriormente con los protones para formar He 3 y radiación gama:



El He^3 no reacciona con más protones sino consigo mismo, formando núcleos de He^4 , liberando dos protones que participan en más reacciones:



Como se ve, en la "combustión" de hidrógeno se produce helio mediante reacciones que liberan una gran cantidad de energía por unidad de masa. La combustión del hidrógeno es la fuente de energía más importante en las estrellas. Se estima que en 4.5×10^9 años el sol habrá consumido la mitad del hidrógeno que posee actualmente.

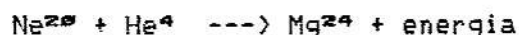
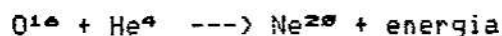
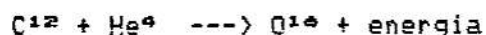
Cuando todo el hidrógeno en el núcleo de una estrella se ha consumido se enfría y se contrae bajo la influencia de la gravedad, aumenta entonces nuevamente la temperatura, alrededor de $100,000,000^\circ$, y... llegamos al nudo gordiano acerca de la formación de los elementos.

Dos núcleos de He pueden combinarse para formar un núcleo de masa 8, pero, como hemos visto, cualquier núcleo de masa 8 debe ser sumamente inestable puesto que nunca se ha encontrado uno en la naturaleza.

Sin embargo, en el laboratorio se ha producido momentáneamente el berilio 8 y, ciertamente, puede formarse en el interior de una estrella. En ese ambiente el Be-8 se produce tan rápidamente como se descompone. Si es así, puede ocurrir que en su efímera existencia el Be-8 se fusione con un núcleo de He-4. El resultado sería un núcleo de C-12.

Cuando la temperatura del núcleo de una estrella llega a $2 \times 10^8^\circ$ la energía cinética de los núcleos aumenta de forma que permite la reacción entre núcleos de mayor carga. Esto se conoce como "proceso α " debido a la participación de los núcleos de He, conocidos también como "partículas α ".

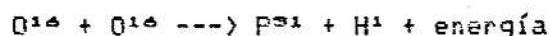
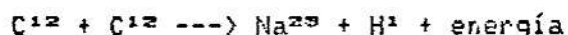
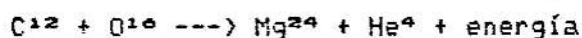
Así las fusiones sucesivas de partículas α da las reacciones siguientes:

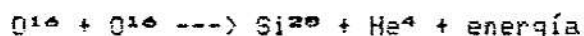


Las reacciones anteriores son exotérmicas, esto es, liberan energía, sumándose a la energía producida por la "combustión" del hidrógeno.

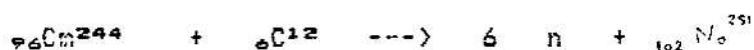
A temperaturas aun mayores las fusiones continúan y producen núcleos como Si^{28} , S^{32} , Ar^{36} y Ca^{40} .

Se cree que, a esas condiciones, también se dan las siguientes reacciones:





En el laboratorio se han podido estudiar algunas reacciones semejantes a las anteriores empleando partículas pesadas. Por ejemplo, a partir de iones de C^{12} aceleradas en un ciclotrón y dirigidas a un blanco de curio, se puede producir nobelio:



que es una reacción más complicada que las enlistadas anteriormente.

Para terminar, cuando la temperatura es de 10^9 el núcleo de la estrella alcanza equilibrio termonuclear con una gran cantidad de Fe^{56} . Estos procesos no pueden seguir más allá del hierro y de sus núclidos vecinos puesto que son los más estables de todos. La abundancia cósmica del hierro es una prueba de su gran estabilidad nuclear.

CREACION DE ELEMENTOS PESADOS.

Para explicar la creación de elementos más pesados que el hierro debe emplearse un nuevo mecanismo. De hecho se han propuesto dos modelos basados en la reacción "n γ " ya mencionada.

La primera es de caracter catastrófico pues se cree que ocurre en las estrellas supernovas, esto es, en estrellas en explosión las cuales alcanzan un brillo diez millones de veces mayor que el del sol.

PROCESO "r" (rapid):

Durante la relativamente breve vida de una supernova se libera una gran cantidad de energía y de neutrones. Estos neutrones forman elementos hasta el bismuto. Los elementos más pesados se producen a partir de otros más ligeros, principalmente hierro, mediante sucesivas capturas de neutrones y subsecuentes decaimientos β , así como lo propone Gamow en su teoría del "big bang".

A la captura de un neutrón más rápida que el decaimiento β se le llama proceso "r" (rapido). En este proceso suele formarse un núclido inestable que tiende a capturar a otro neutrón antes de decaer. Este proceso explica la formación, según su abundancia relativa, de: Se, Br, Kr, Te, I, Xe, Cs, Os, Ir, Pt, Au, Th y U.

Las investigaciones más recientes han llevado a la suposición de que el elemento transuránico californio (Cf) se sintetiza en algunas supernovas. Como prueba está el haber encontrado trazas de Cf en las explosiones de las bombas de hidrógeno.

PROCESO "s" (slow):

El segundo proceso por el cual pueden ser formados elementos más pesados que el hierro es la captura de neutrones en un tiempo relativamente largo.

La fuente de neutrones para este proceso es distinta de la del proceso "r". En los núcleos de las estrellas conocidas como "gigantes rojas" el O^{16} se combina con un neutrón para formar O^{17} ; de una manera semejante se forman

Ne^{21} y C^{13} . Estos tres isótopos reaccionan con las partículas para formar núcleos inestables (reacción "n") que libera neutrones:



La captura sucesiva de estos neutrones en una escala de tiempo grande lleva a la formación de elementos como Sr, Y, Zr, Ba, La, Ce, Pr, Nd, Pb y Bi.

La evidencia más clara de la existencia del proceso "s" es la detección espectroscópica de tecnecio (${}_{43}\text{Tc}$) en las estrellas gigantes rojas. El isótopo más estable del Tc tiene una vida media de 2.1×10^5 años, bastante menos que la edad de las gigantes rojas en que se ha encontrado.

De acuerdo a las teorías actualmente aceptadas en el sol no pueden producirse elementos más pesados que el He. Sin embargo en la atmósfera solar se han encontrado muchos elementos más pesados que el He.

Estos elementos deben haber estado presentes en el medio interestelar del cual se formó el sol. Es por esto que al sol se le conoce como una estrella de "segunda generación". Los elementos pesados en el sol son los formados en las supernovas por el proceso "r". Muy posiblemente nuestro planeta se formó del mismo medio interestelar, de aquí que los elementos de su corteza sean también las "cenizas" de una explosión cósmica.

Por lo anterior puede notarse que la parte del universo que habitamos no es la más vieja. Hubo muchos acontecimientos cósmicos que precedieron a la formación del sistema solar, y, evidentemente, de la tierra. Las estrellas más viejas de nuestra galaxia tienen una edad estimada de 6,000,000,000 de años mientras que nuestro sistema solar no tiene más de 4,500,000,000 de años.

Evidentemente la evolución de los elementos, como la de las estrellas, es un proceso muy complicado. Es claro que las dos están muy relacionadas. Durante la evolución de las estrellas las condiciones cambiantes de sus núcleos permiten que ocurran muchos tipos de reacciones nucleares para la formación de los elementos.

ABUNDANCIA DE LOS ELEMENTOS Y LA ESTRUCTURA NUCLEAR

Como ya hemos mencionado cualquier teoría satisfactoria acerca del origen de los elementos debe explicar sus abundancias relativas en el universo.

Es, desde luego, razonable esperar una correlación entre las abundancias cósmicas de los elementos, las propiedades de sus núcleos (por ejemplo: estabilidad nuclear) y los procesos de formación de los elementos. La correlación debe ser más clara si se considera no a los elementos (es decir, el número atómico) sino a los núclidos.

Para ello debe hacerse la suposición de que la constitución isotópica de los elementos es constante en el universo. Lo cual puede muy bien no ser cierto. Con todo, la suposición de composición isotópica constante se cumple en gran medida en el material meteorítico, para la corteza terrestre y para el sistema solar.

En la Fig. 3 se han graficado las abundancias de los núclidos de número de masa non contra sus números de masa. Las abundancias están expresadas con respecto a 10^6 núcleos de Si. Nótese que hay periodicidades en las abundancias con

picos en Br-Xe-Pt y Y-La-Bi.

La curva de la Fig. 3 contrasta con la Fig. 1 donde la abundancia se graficó contra el número atómico Z.

Hace algunos años se encontró que algunos núclidos presentaban una abundancia muy alta. Estos tenían: 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126 neutrones o protones; números que, durante un tiempo fueron llamados "mágicos" por su carácter empírico.

Sin embargo actualmente pueden explicarse con el modelo cuántico del núcleo. Los experimentos muestran que los núclidos con capas cerradas de protones (o neutrones) tienen una sección transversal de captura mucho menor que otros núclidos lo cual les da mayor estabilidad y, por tanto, abundancia.

Estas teorías, obviamente, no son totalmente exitosas. Por ejemplo no explican las abundancias de los elementos más ligeros y de algunos de los más pesados. La escasez cósmica del deuterio, del litio, del berilio y del boro es una consecuencia de la relativa fragilidad de sus núcleos, pero cómo se sintetizan estos elementos en las estrellas es uno de los problemas no resueltos de la cosmoquímica.

Por otro lado, tampoco ha logrado explicarse la escasez de mercurio, plomo, talio y bismuto.

Como frecuentemente ocurre en el campo de un nuevo conocimiento hay una correlación continua entre la teoría y las observaciones; los adelantos en la exactitud y la abundancia de los datos lleva a modificaciones en las teorías las cuales, a su vez, pueden sugerir qué datos pueden estar equivocados y requieren revisión.

Mencionemos un interesante contraste entre la evolución en la tierra y la evolución en las estrellas: la evolución de las moléculas y, en consecuencia, de los seres vivos, está relacionada estrechamente con las propiedades químicas de los átomos (es decir, al número y a la configuración de sus electrones exteriores). Sin embargo las fuerzas que impulsan la evolución de los elementos y las estrellas, se originan en las partes más internas de los átomos: en sus núcleos.

Para terminar debe hacerse notar que a fines del siglo XIX, por las razones que se han mencionado en este artículo, se esperaba que los pesos atómicos de todos los elementos químicos fueran múltiplos enteros del peso del hidrógeno. Obviamente, el atractivo que presentaba tal hipótesis, complicó innecesariamente los procedimientos de determinación de los pesos atómicos y provocó serias dudas acerca de los métodos que no llevaban a múltiplos enteros del peso del hidrógeno.

REFERENCIAS:

Ihde, A. "Thédore Richards and the atomic weight problem". SCIENCE, Vol. 164, pp. 647-651, 1969.

Fowler, William A., "The origin of the elements". SCI. AM. 195, 85, Sep. 1956

Mellor, David P, "Origin and evolution of chemical elements". CHEMISTRY, Vol. 37, No. 2, 1964, pp. 7-11.

EL PRINCIPIO DE MAXIMA SIMPLICIDAD.

"No deben multiplicarse los entes sin necesidad."

"Es vano hacer con más lo que puede hacerse con menos."

"La naturaleza siempre actúa por su curso más corto."

Las anteriores son diferentes formulaciones del principio de máxima simplicidad, también conocido como "navaja de Ockam" o "ley de parsimonia" o "principio de economía". Este principio, como todo principio, es indemostrable en sí mismo. Son las consecuencias y ventajas de su aplicación las que lo validan en diferentes ramas de las ciencias y de la actividad humana.

Los orígenes de este principio, al menos en su formulación precisa, se remontan a Hero de Alejandria (s. I n. e.) quien concluyó que la luz reflejada por un objeto recorre la menor distancia posible entre dos puntos y la superficie reflejante, Fig. 1

Aunque el principio suele atribuirse a Ockam ya aparece en algunos escritos anteriores a Hero de Alejandria como Aristóteles.

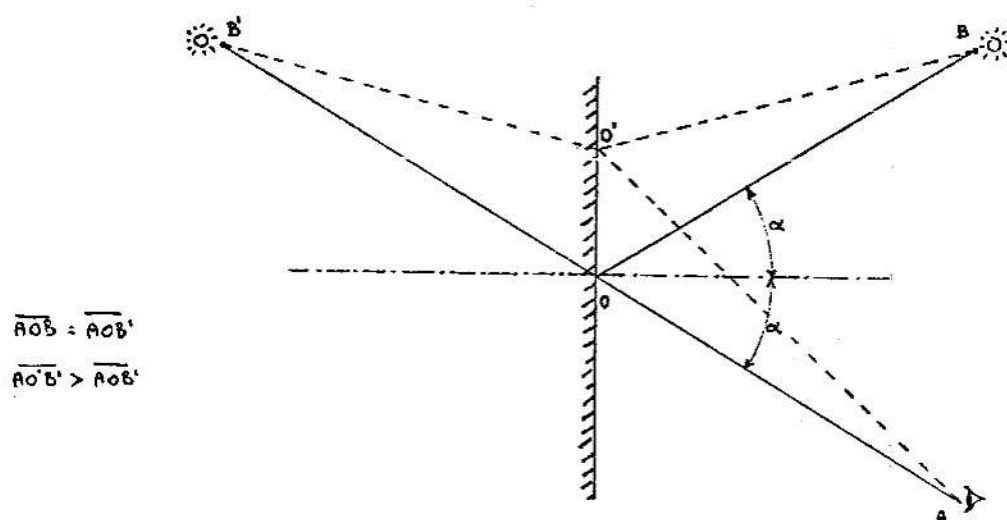


Fig. 1

En otro contexto el monje dominico Durand de Saint Pourcain (1270 - 1334) proponía el principio de máxima simplicidad sosteniendo la audaz tesis de que, en todo lo que no es artículo de fe, convenía apoyarse en la razón más que en la autoridad de cualquier teólogo o doctor, por célebre y reverenciado que fuera. Durand insistía en hacer poco caso de la autoridad humana cuando contradecía a las evidencias dadas por la razón.

No es necesario mencionar que la ortodoxia de Durand fue muy discutida en su confraternidad. Como lo fue la de Guillermo de Ockam (1285 - 1349), quien hizo un uso tan frecuente y agudo del principio de máxima

simplicidad que explica el nombre de "navaja de Ockam" con que se conoce a este principio.

Sin embargo, según algunos estudiosos (Gilson, 1965), el término de "navaja de Ockam" es debido, más bien, a la virulencia y radicalidad (peligrosa para el pensamiento ortodoxo) con que Ockam hacía eliminaciones implacables.

Es oportuno mencionar que, para Ockam, la validez del principio se debe a la preeminencia indiscutida del conocimiento experimental. Si nunca se debe afirmar que una cosa existe, cuando no se está obligado, es porque la experiencia directa de una cosa constituye la única garantía que podemos tener de su existencia.

Lo anterior es debido a que la razón más simple para afirmar la existencia de una cosa es experimentarla personalmente; si se desea afirmar la causa de un fenómeno es necesario y suficiente experimentarla.

Desde luego un mismo efecto puede tener varias causas, pero es más simple pensar en el menor número posible de causas. De forma que se reconoce la causa de un fenómeno en el hecho de que, puesta la causa y suprimido todo lo demás, el efecto se produce; mientras que, si no se pone la causa, aún cuando se ponga todo lo demás, el efecto no se produce.

En resumen, el único medio de probar que una cosa es causa de otra consiste en recurrir a la experiencia y razonar por la presencia y por la ausencia del efecto.

Puesto que el principal objeto de investigación es la experiencia de objetos y fenómenos particulares Ockam es el iniciador de una escuela donde se abandona la especulación por la observación.

Nicolás de Oresme, físico, teólogo y economista francés del siglo XIV también hizo uso de este principio para afirmar que la tierra se mueve con un movimiento diario y el cielo no. Resultaba más sencillo un modelo astronómico en el que la tierra era móvil.

Galileo empleó también la ley de parsimonia para defender al sistema copernicano en contra del tolemaico. Galileo en su obra "El mensajero sideral" afirma: "... las observaciones solas no deciden suficientemente entre una hipótesis heliocéntrica y otra geocéntrica... la ventaja de la primera sobre la segunda está en su simplicidad."

En el siglo XVIII Pierre de Maupertuis, astrónomo francés, elaboró el principio de máxima simplicidad en una forma matemática:

$$\int_{t_1}^{t_2} m v^2 ds$$

conocida como "principio de mínima acción". Maupertuis consideró que este principio podría unificar las leyes del universo e intentó combinarlo con una prueba de la existencia de Dios.

Más recientemente Ernst Mach (1838 - 1916) físico y filósofo austriaco sostuvo que el objetivo de la ciencia es, precisamente, organizar los hechos de la naturaleza en la formulación conceptual más simple.

Pero no sólo las ciencias físicas han hecho uso de este principio; aparece también en psicología como "regla de Morgan" (C. Lloyd Morgan 1852 - 1936) quien sostenía que ninguna acción debía explicarse en términos de una facultad superior cuando era suficiente una inferior.

A un observador poco perspicaz le parecerá superfluo insistir en algo que es casi una verdad de perogrullo: no hay que complicar las cosas innecesariamente.

Sin embargo nótese que las leyes de Newton, por tomar un ejemplo, pueden establecerse no en la forma tradicional:

$$F = m a$$

F = fuerza

m = masa

a = aceleración

sino en la forma:

$$\int_{t_1}^{t_2} \left[\frac{1}{2} m \left(\frac{dx}{dt} \right)^2 - m g x \right] dt \quad \text{Ec. 1}$$

esto es: la energía cinética promedio menos la energía potencial promedio es mínima para la trayectoria de un objeto que va de un punto a otro; esto hace muy atractivo el poder "deducir" las ecuaciones de Newton a partir del principio de máxima simplicidad.

Desde luego podemos suponer que el objeto toma cualquier trayectoria. Lo asombroso es que la trayectoria real es aquella para la cual la integral definida es un mínimo.

En terminos generales podríamos escribir:

$$\text{accion} = S = \int_{t_1}^{t_2} (EC - EP) dt \quad \text{Ec. 2}$$

donde EC y EP son, respectivamente, energía cinética y energía potencial, y ambas, nótese, son funciones del tiempo.

Normalmente suele tenerse una función de alguna variable y suele calcularse el valor de la variable que hace a esta función un mínimo (o un máximo). Sin embargo en este caso el problema es el inverso: se sabe que la función es un mínimo, ¡pero se desconoce cuál es la función! El lector habrá notado que en la ecuación 1 ya están definidas EC y EP, hecho lo cual sí se puede llegar a la "deducción" de las ecuaciones de Newton.

En otras palabras, para trabajar con el principio de máxima simplicidad deben tenerse ya definidas unas cuestiones fundamentales. Y de estas cuestiones trataremos a continuación con las fórmulas químicas de Dalton.

LA REGLA DE DALTON DE MAXIMA SIMPLICIDAD:

Para John Dalton los átomos de un elemento diferían de los de otro únicamente por su tamaño y peso. Por otro lado, la combinación de unos

cuántos átomos daba lugar a los compuestos. De aquí se sigue que el peso de una muestra de un elemento es:

$$W_A = n_A P_{AA}$$

donde W_A = peso de la muestra
 n_A = número de átomos del elemento A
 P_{AA} = peso de un átomo del elemento A

Para definir el número de átomos de un compuesto Dalton empleó la regla de máxima simplicidad:

"Si dos cuerpos A y B se combinan, el orden en que pueden ocurrir las combinaciones es el siguiente:

1 átomo A + 1 átomo B ---> 1 átomo C (nomenclatura de Dalton)
 (BINARIO)

1 átomo A + 2 átomos B ---> 1 átomo D (COMPUESTO TERNARIO)

2 átomos A + 1 átomo B ---> 1 átomo E (COMPUESTO TERNARIO)

1 átomo A + 3 átomos B ---> 1 átomo F (COMPUESTO CUATERNARIO)

3 átomos A + 1 átomo B ---> 1 átomo G (COMPUESTO CUATERNARIO)

Pueden, continúa Dalton, emplearse las siguientes reglas generales como guía para nuestras investigaciones de síntesis químicas:

- 1) cuando sólo se puede obtener un compuesto a partir de dos sustancias debe suponerse que éste es un compuesto binario, a menos que haya alguna razón para pensar lo contrario.
- 2) cuando se observan dos combinaciones debe pensarse que una es binaria y la otra terciaria.
- 3) cuando se observan tres combinaciones debe pensarse que una es binaria y dos son terciarias.
- 4) cuando se observan cuatro combinaciones debe pensarse que hay una binaria, dos terciarias y una cuaternaria..."

Volviendo al principio de máxima simplicidad parecería que las reglas de Dalton son innecesariamente detalladas, aún redundantes. Sin embargo son inoperantes pues no dicen cómo aplicarse a situaciones particulares y concretas.

Un ejemplo:

Consideremos la combinación de 2 elementos, la cual da lugar a 2 compuestos: uno verde, otro blanco... ¿a cuál corresponde cuál fórmula?

Consideremos las composiciones de estos dos compuestos:

blanco:	64.2 % Cu (en peso)	verde:	47.3 % Cu (en peso)
	35.8 Cl		52.7 Cl

Como lo hizo notar el mismo Dalton con estos compuestos: el blanco contiene 1.79 g de Cu por 1 g de Cl, y el compuesto verde contiene 0.895 g de Cu por cada gramo de Cl. Evidentemente hay el doble de Cu en el compuesto blanco con respecto al verde y las fórmulas deberán ser Cu_2Cl (blanco) y CuCl (verde).

Sin embargo el lector puede mostrar fácilmente que también son posibles las fórmulas CuCl (blanco) y CuCl_2 (verde) ¿cuál, entonces, es binario y cuál es ternario?

Dos años y medio después de enunciar minuciosamente las reglas cayó Dalton en la cuenta de su inaplicabilidad:

"...podemos inferir que un compuesto es binario y otro terciario; sin embargo debemos averiguar cuál de los dos es binario para poder proceder con las reglas del sistema...". En otras palabras, necesitamos conocer la fórmula de uno para poder conocer la fórmula del otro. Lo que viene a ser una de las cuestiones fundamentales para poder aplicar el principio de máxima simplicidad. En otras palabras: para concluir las fórmulas del movimiento de un objeto debemos tener ya definida la "acción", como se ha hecho en la ecuación 1; para poder conocer las fórmulas de los compuestos debemos, antes, conocer la de un compuesto.

Curiosamente las críticas que los científicos de la época, Davy, Gay-Lussac, etc. hacían a las reglas de Dalton se basaban en la arbitrariedad de la regla de máxima simplicidad y no en su inaplicabilidad.

Dalton, en tales circunstancias, llamaba "binario" al "más simple", al "más conocido", al "más común", o "más abundante" cambiando un término por otro para ocultar, de todos modos, una arbitrariedad.

Quizás el punto más interesante sea que Dalton NO seguía sus propias reglas, lo cual puede dar luz acerca de lo complejo que es el método científico cuando se estudia la forma en que trabajan los científicos.

Por ejemplo, aunque Dalton sabía que el fósforo y el oxígeno daban dos compuestos, ¡explora la posibilidad de que uno de ellos sea cuaternario!, lo que va en contra de la regla 2.

Así el uso que Dalton hace de sus propias reglas es siempre tentativo, heurístico, y de ningún modo dogmático.

Podríamos concluir este artículo diciendo que, en la ciencia, las reglas carecen de importancia, cualquier método, cualquier regla es igualmente válida y legítima si lleva a resultados racionalmente discutibles. Lo que importa no es el método, ni las reglas, ni los principios sino la sensibilidad a lo problemático y una ardiente pasión por el ejercicio del pensamiento, o, en otras palabras, de la capacidad de asombro.

REFERENCIAS:

Bernatowicz, A. J. "Dalton's rule of simplicity". J. of Chem. Ed. Vol 47, No.8, Aug 1970, p. 577 ss.

Feynman, R. P. LECTURES ON PHYSICS. "The principle of least action". Vol. 2, sec. 19, p. 2 ss. Addison-Wesley Publishing Co. U.S.A. 1964.

Gilson, E. LA FILOSOFIA EN LA EDAD MEDIA. p. 595 ss. Editorial Gredos. Madrid, 1965.

Horsfield, E. "Aspects of scientific method in the natural sciences". Am. J. Phys. Vol. 52, No. 9, sep. 1984, p. 809-814.

Popper, K. CONJECTURES AND REFUTATIONS, p. 71. London, 1963.

CARACTERIZACIONES COTIDIANAS

Sin duda uno de los problemas que más ha interesado al hombre ha sido el problema del cambio. El cual, bajo otro aspecto, puede plantearse como problema de la permanencia: ¿qué permanece en las cosas que cambian? por qué se produce el cambio? Es claro que, sin algo que permanece, no podríamos identificar los objetos, las personas, las sustancias, los fenómenos físicos y químicos, etc.

Desde luego la pregunta no siempre se ha planteado con el nivel de generalidad con que lo han hecho los filósofos ¿qué permanece? ¿qué cambia?. Sin embargo, tal pregunta aparece en todos los campos de la actividad intelectual del hombre.

Por ejemplo la religión. Ella intenta responder a la pregunta ¿qué permanece del hombre después de la muerte? ¿qué permanece independiente e inmutable?

La moral, en cambio, intenta definir qué reglas de comportamiento permanecen a pesar de la diversidad de conductas posibles; intenta responder a ¿qué es la felicidad? ¿qué es el bien? se pretende precisar qué permanece en lo que llamamos bien, felicidad, etc. Aún cuando cambien las circunstancias de las personas, las intenciones, etc. ¿hay algo que pueda seguirse llamando: bien, felicidad?

En la arquitectura, ¿qué estructuras, proporciones, simetrías, etc. se mantienen a pesar de la diferencia de funciones, de tamaños, de materiales, etc. de las construcciones?

En la música es claro que se puede hablar de "estilos", esto es, de "algo" que permanece común a todo lo que llamamos "rock", "música barroca", "nocturno", "jazz". Nadie confundiría un Kyrie Eleison de Bach con un mambuco de Celia Cruz ... ¿qué permanece? ¿qué cambia en cada caso? ¿no son ambas ... "musica"?

El problema del cambio, de la permanencia, de la multiplicidad y de la unidad (¿son distintas estas cosas o son la misma?) podría aparecer como un problema (quizás ni siquiera problema), como un asunto meramente especulativo, sin mayor relevancia para la vida cotidiana de la gente común...

Esta lectura intenta aludir a cómo, en la vida cotidiana, hacemos uso continuo de las caracterizaciones, de las identificaciones, para poder actuar. Esta lectura presenta, además, algunos datos interesantes acerca de la capacidad de los sentidos para identificar sustancias.

Sea para identificar al "pesero" que nos llevará a la universidad, sea para distinguir la sal del azúcar, etc. estamos empleando unas características que permanecen (el letrero del pesero, el sabor de ese polvo blanco) para inferir otras propiedades (me llevará a la universidad, endulzará el café).

A fuerza de identificar continuamente objetos y personas (es

incuestionable que no podríamos utilizar nada, ni hacer nada, ni hablar con nadie si antes no lo re-conocemos) dejamos de captar la complejidad de las operaciones que intervienen (y la enormidad de experiencias pasadas) que reorganizamos para decir: ¡ah! ¿eres tú?

Las equivocaciones en las caracterizaciones cotidianas llevan a situaciones desde chuscas hasta desagradables: desde poner sal al café hasta saludar efusivamente a alguien que creímos que era zutanito... pero sólo se le parecía...; desde pisar lo que parece firme, pero no lo es... hasta ver una película que, por el director, prometía ser buena y resultó una pifia...

En último término todas las caracterizaciones se hacen empleando los sentidos: vista, oído, gusto, etc.

No es extraño, por tanto, que los primeros alquimistas y químicos, identificaran a las sustancias empleando los sentidos.

Así por ejemplo "ácido" es una palabra que viene de la latina "acetum" que significa vinagre; de aquí que las sustancias con sabor a vinagre se clasificaran como "ácidos". Y que la sustancia que generaba los ácidos se llamara "oxígeno", esto es, "generador de ácidos" (hoy día se sabe que no es necesario que haya oxígeno en un ácido para que éste lo sea).

Podrá parecer un medio primitivo e inexacto el clasificar o identificar a las sustancias por su sabor, color, etc. sin embargo el entrenamiento logra mejorar notablemente tales sentidos.

Mencionemos por ejemplo el olfato. La mayoría de la gente puede distinguir algunos cientos de olores. Un químico hábil logra reconocer alrededor de tres mil. Desde luego lo anterior depende de muchos factores, entre los cuales, evidentemente, está la naturaleza de la sustancia. Por ejemplo, entre las sustancias de olor más fuerte están los mercaptanos; la mayoría de la gente logra distinguir una concentración de 1 parte de mercaptano en 460 millones de partes de aire, (como lo sabe cualquiera que esté cerca de una fábrica de papel).

En cuanto al sabor debe notarse que es una cualidad en la que intervienen el olfato y el gusto. Con la nariz tapada y los ojos cerrados no se pueden distinguir un puré de manzana de las cebollas molidas. De hecho los gourmets y catadores de vino, café, etc. saben que se debe reconocer la calidad del producto por el olfato antes que por el gusto.

Entre los factores que más influyen en el sabor están la temperatura y el pH. Un pH bajo, ácido, da un sabor, obvio, ácido. Curiosamente las sales con bajo peso molecular son "saladas" mientras que las de alto peso molecular son amargas. Las sales de mercurio y otros metales pesados tienen un gusto metálico mientras que las de plomo y berilio son traidoramente dulces (el acetato de plomo se utilizó durante un tiempo como sustituto del azúcar hasta que se descubrió su toxicidad).

El sabor del ácido acético se detecta con un pH de 5.9, lo que significa una parte de H^+ por 8000000 de H_2O . En cambio para identificar la sal de cocina bastan 2 g en 1000 de H_2O . Obviamente no son cifras absolutas, influye la zona expuesta de la lengua, la temperatura, la

adaptación, etc.

Por otro lado, el gusto amargo está asociado con ciertas sustancias como los alcaloides: quinina, estricnina, cafeína, perceptibles aún a muy bajas concentraciones. Esta sensibilidad hace pensar que el organismo está en guardia contra las sustancias amargas puesto que muchos alcaloides son fuertes venenos para el hombre. Sin duda en sus orígenes la supervivencia de la especie humana dependía de la capacidad de distinguir sustancias amargas.

Otro sentido empleado por los alquimistas y químicos actuales en la caracterización es el color (por no mencionar al estudiante que identifica la línea del metro en que viajará).

Tan sólo de gris el ojo humano llega a distinguir hasta 700 matices distintos. En la región del rojo y del violeta se distinguen diferencias de longitud de onda del orden de 100 Å, y en la región del amarillo verdoso del orden de 10 Ångstroms. De esta forma una persona sin mayor entrenamiento puede distinguir algo así como 400 colores monocromáticos y, si se considera la mezcla de éstos y su intensidad, llegan a ser algunos miles de colores los que pueden distinguirse.

Como puede notarse, sea en la vida cotidiana, sea en el laboratorio, las caracterizaciones se hacen en función de algo que permanece y empleando, para ello, los sentidos.

BIBLIOGRAFIA:

Nilsson L., Lindberg J. BEHOLD MAN. Little, Brown and Co. Canada 1973.

Maneses E. PSICOLOGIA GENERAL. Edit. Porrúa, S.A. Mexico 1967.

Wright S. APPLIED PHYSIOLOGY. Oxford University Press 1974.

EVALUACION DEL MATERIAL PARA EL ESTUDIANTE

Califica de 1 a 5 (1 = desacuerdo total; 5 = acuerdo total).

- 1.- El tema me pareció muy interesante ---
- 2.- La extensión de la monografía es muy grande ---
- 3.- El lenguaje es muy complicado ---
- 4.- Hay muchos datos innecesarios ---
- 5.- Hay muchas partes aburridas ---
- 6.- La lectura fue amena ---
- 7.- Aprendí muchas cosas con esta monografía ---
- 8.- Entiendo por qué se afirma la existencia de átomos ---
- 9.- Me gustaría más monografías como ésta ---

Responde brevemente:

10.- Los 4 puntos más importantes de esta monografía son:

11.- ¿Qué otros temas te gustaría que se trataran como esta monografía?

Califica de 1 a 5 acerca de los problemas (1 = desacuerdo total; 5 = acuerdo total)

- 12.- Los problemas me parecieron muy difíciles ---
- 13.- El nivel A de resolución es inútil ---
- 14.- El nivel B de resolución es inútil ---
- 15.- El nivel C de resolución es inútil ---

Responde brevemente:

16.- ¿Qué problemas te gustaron más?

17.- ¿Por qué?

18.- ¿Qué problemas te gustaron menos?

19.- ¿Por qué?

20.- ¿Qué problemas te parecieron más difíciles? ¿Por qué?

21.- ¿Qué problemas te parecieron más fáciles? ¿Por qué?

22.- ¿Qué nivel de soluciones utilizaste más?

23.- ANOTA TUS OBSERVACIONES O SUGERENCIAS:

24.- Subraya en la monografía los párrafos que no te quedaron claros.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES

La extensión del material proporcionado a los estudiantes (65 páginas) no permitió la elaboración de más de diez ejemplares para conocer la opinión de los estudiantes.

Por otro lado, lo limitado del tiempo disponible por los estudiantes de la UAM hace difícil aplicar este tipo de evaluaciones frecuentemente. Lo anterior es debido a que los cursos trimestrales de la UAM hacen que sea un periodo corto (justo al inicio del trimestre) aquél en el cual el estudiante tiene poca carga académica.

A fin de no retrasar un trimestre más la conclusión de esta tesis se decidió hacer una evaluación con las respuestas proporcionadas por cinco estudiantes del primer trimestre del tronco general de asignaturas de la Unidad Iztapalapa y por dos estudiantes de posgrado de química del CINVESTAV. Si bien la prueba se aplicó exclusivamente a estudiantes de Ciencias Básicas e Ingeniería no se elimina la posibilidad de realizar una prueba semejante con estudiantes de otras divisiones.

Los promedios aritméticos para los ítems de la evaluación son los siguientes:

1 = desacuerdo total

5 = acuerdo total

1.- El tema me pareció muy interesante	4.7
2.- La extensión de la monografía es muy grande	3.6
3.- El lenguaje es muy complicado	2.0
4.- Hay muchos datos innecesarios	1.1
5.- Hay muchas partes aburridas	2.0
6.- La lectura fue amena	4.1
7.- Aprendí muchas cosas con esta monografía	4.7
8.- Entiendo por qué se afirma la existencia de átomos	4.7
9.- Me gustarían más monografías como ésta	4.9
12.- Los problemas me parecieron muy difíciles	2.1
13.- El nivel A de resolución es inútil	3.1
14.- El nivel B de resolución es inútil	3.5
15.- El nivel C de resolución es inútil	2.3

A continuación se presentan las respuestas a las preguntas abiertas, indicando con números romanos al alumno que corresponden:

10.- Los 4 puntos más importantes de esta monografía son:

I.- Antecedentes históricos. Origen de los elementos. Composición del universo.

II.- Caracterización de las sustancias. La existencia de los átomos. Determinación del número de Avogadro. Las teorías sobre el origen de los elementos.

III.- Caracterización de sustancias. Teoría atómica de Dalton. Principio de máxima simplicidad. El cálculo del número de Avogadro.

IV.- El origen de los elementos. Átomos.. de veras?. El cálculo del mol o número de Avogadro.

V.- Antecedentes históricos. Caracterización de las sustancias. Los problemas (sic). El origen de los elementos.

VI.- La teoría atómica de Dalton. La teoría filosófica griega sobre el átomo. La caracterización de las sustancias. La definición de N_0 .

VII.- Que el estudiante visualice mejor la química. Nombramiento (sic) de la teoría de Dalton. Limitaciones de tal teoría. Antecedentes históricos.

16.- Qué problemas te gustaron más?

I.- Del 3 al 10.

II.- 4 y 5

III.- 4 y 5

IV.- Los problemas selectos.

V.- 1, 3, 4, 6, 7, 10, 15.

VI.- Todos.

VII.- Los primeros.

17.- Por qué?

I.- Son más prácticos que los demás.

II.- Dan una idea más general de la aplicación de los conocimientos adquiridos en relación a la vida diaria.

III.- Porque me permiten comparar e imaginar cosas y números que nunca pasaron por mi mente.

IV.- Porque en esos problemas no hay un cálculo exacto como en los otros.

V.- Porque los enunciados están más entendibles y nos dan varios datos.

VI.- Algunos son prácticos, otros tienen filosofía.

VII.- Les entendí fácilmente, por ende los pude contestar, y lo haría casi cualquier estudiantes son más prácticos.

18.- Qué problemas te gustaron menos?

I.- 1 y 2

II.- 10

III.- Ninguno

IV.- Los primeros.

V.- 2, 5, 8, 9, 11.

VI.- Ninguno.

VII.- 7, 8, 9, 10.

19.- Por qué?

I.- No tienen ninguna relación con la química.

II.- No se ve claramente la relación entre los datos y las preguntas.

III.

IV.- Porque el cálculo exacto es muy laborioso.

V.- El enunciado me parece un poco complicado.

VI.- Todos son interesantes.

VII.- Se necesita tener varios conocimientos frescos en la mente, se tiene que recurrir a tablas, etc.

20.- Qué problemas te parecieron más difíciles? Por qué?

I.- Del 11 al 19. Porque todos tenían un punto de vista diferente.

II.- El número 3. La resolución que se da en el nivel C es algo enredada y complicada. N.B. No hay tal tabla en la pag. 4.13 y de hecho no viene la pag. 14 de esa lectura.

III.- 3 y 9. Porque no los entiendo.

IV.- Igualmente los primeros problemas. Porque llevan una solución muy larga.

V.- Creo que todos tienen su dificultad pero se puede encontrar su solución.

VI.- Del 6 al 10. Implican bastantes cálculos.

VII.- Los primeros.

21.- Qué problemas te parecieron más fáciles? Por qué?

I.- Del 1 al 10. Sólo es cuestión de razonar.

II.- La mayoría.

III.- 1 y 2. Porque son más fáciles de comprender.

IV.- Los problemas selectos. Porque no hay que calcular tanta solución (sic).

V.- Hay problemas que parecen sencillos pero en realidad todos tienen algo que nos confunde al resolverlos.

VI.- Del 1 al 5 y los problemas selectos. Implican cálculos fáciles ó razonamiento lógico.

VII.- Los problemas selectos, en lo personal porque las respuestas son de criterio ó de conocimientos primarios.

22.- Qué nivel de soluciones utilizaste más?

I.- El nivel A.

II.- El nivel A.

III.- El A.

IV.- El C aunque no de la misma manera.

V.- B y C.

VI.- (no respondió)

VII.- (no respondió).

23.- Anota tus observaciones o sugerencias.

I.- Sugiero que las clases de química se manejen con antecedentes históricos II.

III.- El trabajo aquí presentado me parece bueno y creo que el autor conseguirá su objetivo.

IV.- El tema de átomos contiene datos históricos muy buenos no así el tema del origen de los elementos. Me parecería mejor hacerlo más extenso pero más profundo.

V.- Creo que unas monografías como éstas son interesantes y nos ayudan bastante. Creo que se deberían realizar monografías iguales con otros temas.

VI.- Puede tener más orden al presentar el material para el estudiante, aclarar algunos conceptos un poco oscuros y usar un lenguaje más accesible, dependiendo del nivel a que se da este curso. Hay algunos errores de gramática. El contenido es interesante, aunque al final se podría hacer un breve resumen o conclusión de todo lo expuesto.

VII.- Sugiero que esta clase de escritos les sea facilitado a los encargados de la enseñanza de cualquier tipo de ciencia, en este caso a los de Química, y también que se hagan este tipo de estudios o monografías en otros campos como el tema del "comportamiento del hombre" con un lenguaje sencillo.

II.- Qué otros temas te gustaría que se trataran como esta monografía

I.- Las matemáticas en la química.

II.- Radioactividad y química nuclear. Aplicación de la química en CBI.

III.- Todos lo que se pudiesen tratar así.

IV.- En lo referente a química me gustaría que profundizaran un poco más el tema del origen de los elementos.

V.- Los temas acerca de gases para tener una amplia idea sobre gases.

VI.- El enlace químico. Fuerzas intermoleculares. Termodinámica. Teoría de estados de transición. Nomenclatura de compuestos orgánicos e inorgánicos. Benceno. Cálculos químicos.

VII.- Las reacciones de las enzimas en nuestro cuerpo y el funcionamiento de los órganos sobre los alimentos en el hombre.

CONCLUSIONES:

Lo reducido de la muestra de estudiantes hace poco significativas las interpretaciones estadísticas de dispersión, media, mediana, variación estándar, etc. Hay, con todo, unas observaciones que deben hacerse notar:

1.- Los 4 puntos más importantes según los estudiantes coinciden con los títulos de los capítulos de la monografía.

2.- Hay una gran diferencia entre la utilidad de los niveles de resolución de problemas.

3.- Hay un marcado consenso acerca de la amenidad y utilidad de la monografía.

4.- No hay uniformidad en cuanto a los problemas que más gustaron ni en cuanto a los que gustaron menos.

5.- Los estudiantes VI y VII terminaron su licenciatura y ambos dan sugerencias más extensas. Con todo, se refieren al orden y presentación del contenido más que a su calidad, pertinencia, o selección.

Algunos comentarios acerca de los puntos 2 y 4:

En tanto que algunos estudiantes declaran su gusto por problemas abiertos, esto es, problemas que no tienen una solución única ni definitiva, otros, en cambio, son más partidarios de problemas que tienen relación con situaciones cotidianas.

Asimismo, en tanto que para unos son más atractivos los problemas que requieren de tablas y cálculos, otros prefieren los de solución de criterio.

Parece importante, por tanto, no caer en extremos en los cursos de química: no únicamente problemas de sustitución, no únicamente problemas con situaciones cotidianas, no únicamente problemas abiertos al ejercicio de la imaginación. Al parecer tal variedad logrará interesar a la mayor parte de los estudiantes permitiendo el desarrollo de sus habilidades propias.

En otras palabras, reducir el tipo de problemas de química (como se ha venido haciendo) a problemas de aplicación de algoritmos (más o menos complejos) en un tiempo definido, impide el desarrollo y aplicación de otras habilidades, quizás más importantes en la vida profesional, como pueden ser: búsqueda de información, discusión de procedimientos de resolución, discusión de validez de resultados, etc.

Posiblemente el punto más importante de esta evaluación está en que permite detectar el gusto del estudiante por los enfoques interdisciplinarios, inevitables si se trata de dar una enseñanza conceptual y si se intenta propiciar actitudes críticas en el aprendizaje de ciencias.

Por otro lado parece posible modificar el medio usual de transmisión de información (esto es: la exposición en el aula) utilizando material menos convencional que los textos de química comerciales.

No debe perderse de vista que en cuanto a los conceptos fundamentales de química el tratamiento no puede ser el mismo que para temas específicos de la carrera de químico. De la misma manera, los intereses de la población estudiantil de preparatoria suelen ser diferentes de los universitarios que ya han elegido una carrera.

Queda aún por definir la viabilidad de un método de autoenseñanza basado en este tipo de material.

Las palabras de un estudiante parecen reflejar algunas de las carencias y defectos de los cursos tradicionales que, al parecer, pudieron superarse con el material de esta tesis:

"...me permiten comparar y (sic) imaginar cosas y números que nunca pasaron por mi mente..."

Es importante notar que la evaluación del material está orientada a determinar qué tanto se ha despertado el interés del estudiante por el tema más que a determinar el nivel de comprensión de los conceptos. Si bien el interés es un prerequisite para la organización conceptual no es condición suficiente. De aquí que conviene hacer algunas anotaciones (en mucho hipotéticas) acerca de la organización conceptual lograda por el estudiante a partir de las respuestas dadas en la misma encuesta. En efecto, el nivel A de resolución (el cual presenta exclusivamente el resultado) es calificado como inútil en un 62%, en tanto que el nivel C (donde se detalla la resolución) es calificada en 46% como inútil. Según esto el nivel más empleado habría sido el C. Debe notarse, no obstante, que los porcentajes anteriores se refieren a una muestra pequeña de estudiantes en una encuesta de opinión ponderada. En otros términos: alguien que valora exageradamente (positiva o negativamente) sesga el resultado promedio. Si bien este punto puede ser atenuado con consideraciones estadísticas (dispersión estandar, etc.) lo reducido de la muestra hace poco representativas las interpretaciones.

Las respuestas individuales pueden dar un poco más de luz acerca del nivel más empleado y acerca del grado de organización conceptual del estudiante. Es claro que mientras menor comprensión haya de los conceptos más ayuda se requerirá para la resolución de los problemas.

De hecho la muestra se reduce aún más pues sólo 5 estudiantes respondieron a la pregunta 22.- Qué nivel de soluciones utilizaste más? Tres de cinco estudiantes usaron más el nivel A, de donde, optimistamente, se podría concluir que no requirieron de explicaciones o sugerencias adicionales.

En cuanto a la dificultad de los problemas, punto que puede mostrar el grado de organización conceptual, es revelador que las respuestas se refieran a la cantidad de cálculos (IV, V, VI) y no a la dificultad por relacionar conceptos o por falta de claridad en éstos. De aquí se podría concluir que los estudiantes tenían un nivel de organización conceptual adecuado al enfrentarse a los problemas. Queda pendiente cualquier afirmación acerca de si tal organización es resultado del uso del material elaborado. Para ello se habría necesitado un examen preliminar.

En resumen: el material dado a los estudiantes despertó interés por el tema debido al nivel y enfoque. Sin embargo, en cuanto al papel que este material jugó en la organización de los conceptos, las conclusiones, si bien positivas, tienen un carácter provisional y tentativo.

BIBLIOGRAFIA.

1. Ault, Ch.; Novak, J. D. Constructing Vee Maps for clinical interviews on molecule concepts.
SCIENCE EDUCATION, Vol. 68, No. 4, Jul. 1984, p. 441-460.
2. Ausubel, David P. PSICOLOGIA EDUCATIVA. Editorial Trillas. México, 1978.
3. Bachelard, G. LA FORMACION DEL ESPIRITU CIENTIFICO.
Siglo XXI, México, 1981.
4. Beltrán, E. Sesión Inaugural.
PRIMERA REUNION LATINOAMERICANA DE HISTORIA DE LAS CIENCIAS. Puebla, 1982.
5. Bent, H. A. Uses of History of Chemistry in Teaching Chemistry.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 54, No. 8, Aug. 1977, p. 462.
6. Bernal, A. La enseñanza de la química a nivel medio superior.
Revista del Colegio de Bachilleres, No. 4, p. 41, 1980.
7. Bernatowicz, A. J. Dalton's Rule of Simplicity.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol 47, No. 8, Aug. 1970, p. 577ss.
8. Brescia, F. J. J. Chem. Ed., 53, (1976), 362ss.
9. Brewster, G. R.; McEwen, W. E. ORGANIC CHEMISTRY.
Prentice-Hall, 1963.
10. Brush, S. G. Should the History of Science be rated X?
SCIENCE, Vol. 183, Mar. 1974, p. 1164.
11. Butterfield, H. ORIGENES DE LA CIENCIA MODERNA.
CONACYT, México 1981.
12. Chamizo, J. A. Consideraciones acerca de la enseñanza de la historia de la química.
Ponencia en la I Reunión Latinoamericana de historiadores de las ciencias.
Puebla, 1982.
13. Conant, J. B.; Nash, L. HARVARD CASE HISTORIES IN EXPERIMENTAL SCIENCE. THE ATOMIC MOLECULAR THEORY.
Harvard University Press, U.S.A. 1957.
14. Córdova, J. L. $N_2 = 6.023E23$ partículas/mol.
CONTACTOS, Vol. 1, No. 3, p. 47ss. 1984.
15. Cruz, D.; Chamizo, J. A.; Garritz, A. Emplear la historia para enseñar química. UNAM. Documento interno.
16. Dubos, R.; Margenau, H. MOLECULAS GIGANTES.
Time-Life, México 1979, p. 61.

17. Feynman, R. P. LECTURES ON PHYSICS. The principle of least action.
Vol. 2, Sec. 19, p. 2ss.
Addison-Wesley Publishing Co. U.S.A. 1964.
18. Fowler, W. A. The Origin of the Elements.
SCIENTIFIC AMERICAN, 195, 85, Sep. 1956.
19. Gabel, D.; Sherwood R. D. Analyzing difficulties with mole-concept by using familiar analog tasks.
JOURNAL OF RESEARCH IN SCIENCE TEACHING, Vol. 21, No. 8, p. 843-851 (1984)
20. Garritz, A. La UNESCO y la enseñanza experimental de la química en Latinoamérica.
Rev. Soc. Quim. Mex. 27, 118 (1983).
21. Garritz, A.; Chamizo, J. A. La enseñanza de la química a nivel medio superior y su impacto en la educación superior.
UNAM. Documento Interno.
22. Gillispie, Ch. C. DICTIONARY OF SCIENTIFIC BIOGRAPHIES.
Ch. Scribner's Sons, New York, 1970.
23. Gilson, E. LA FILOSOFIA EN LA EDAD MEDIA.
Editorial Gredos. Madrid, 1965.
24. Goldwith, H. Clip and Chemistry: A Divorce has been arranged.
JOURNAL OF CHEMISTRY EDUCATION, Vol. 52, No. 10, Oct. 1975, p. 465ss.
25. Guggenheim. The mole and related quantities.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 38, No. 2, Feb. 1961, p. 86-87.
26. Hawthorne Jr. R. The mole and Avogadro's Number.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 50, No. 4, Ap. 1973, pp. 282-284.
27. Hawthorne Jr. R. Avogadro's Number: Early values by Loschmidt and others.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 47, No. 11, Nov. 1970, p. 751-755.
28. Herron, D. J. The mole concept.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 52, No. 11, Nov. 1975
29. Herron, D. J. The place of History in the Teaching of Chemistry.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 54, No. 1, Jan. 1977, p. 15.
30. Holton, G. INTRODUCCION A LOS CONCEPTOS Y TEORIAS DE LAS CIENCIAS FISICAS.
Editorial Revertè, S. A. España 1981.
31. Horsfield, E. Aspects of scientific method in the natural sciences.
AMERICAN JOURNAL OF PHYSICS, Vol. 52, No. 9, Sep. 1984, p. 607-614.
32. Hull, L. W. H. HISTORIA Y FILOSOFIA DE LA CIENCIA.
Editorial Ariel. Barcelona, 1973, p. 304ss.

33. Ihde, A. THE DEVELOPMENT OF MODERN CHEMISTRY.
Harper and Row, New York, 1970.
34. Ihde, A. Let's teach History of Chemistry to Chemists!
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION. Vol. 48, No. 10, Oct. 1971, p. 686ss.
35. Ihde, A. Theodore W. Richards and the Atomic Weight Problem.
SCIENCE, Vol. 164, p. 647-651, 1969.
36. Jaffe, B. Using the History of Chemistry in our Teaching.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Ap. 1955, p. 183.
37. Kavanaugh, R. D; Moomaw W. R. Inducing formal thought in Introductory Chemistry.
JOURNAL OF CHEMISTRY EDUCATION Vol. 58, No. 3, March 1981, p. 263
38. King, L. C.; Neilsen, E. K. Estimation of Avogadro's Number.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 35, No. 4, Ap. 1958, p. 198-200.
39. Klimke F. Colomer, E. HISTORIA DE LA FILOSOFIA.
Editorial Labor, S. A. México 1961, p. 33ss.
40. Kolb, D. The mole.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 55, No. 11, Nov. 1978, pp. 728-732.
41. Langford-Beebe, S. THE DEVELOPMENT OF CHEMICAL PRINCIPLES.
Addison-Wesley, 1969.
42. Langmuir, I. The Constitution and Fundamental Properties of Solids and Liquids. JOURNAL OF AMERICAN CHEMICAL SOCIETY, Vol. 39, No. 9, Sep. 1917, p. 1858-1871.
43. Lapedes, D. N. ENCYCLOPEDIA OF SCIENCE AND TECHNOLOGY.
McGraw Hill, Ohio, 1971.
44. Levy-Leblond, J. M. Elogio de las teorías erróneas.
PRENCI, Jul. 1964.
45. Madras, S. The historical approach to Chemical Concepts.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Nov. 1955, p. 593.
46. Mahan, B. QUIMICA. CURSO UNIVERSITARIO.
Fondo Educativo Interamericano. U.S.A. 1968.
47. Mellor, D. P. Origin and Evolution of Chemical Elements.
CHEMISTRY, Vol. 37, No. 2, 1964, pp. 7-11.
48. Meneses, E. PSICOLOGIA GENERAL.
Editorial Porrúa, S.A. México, 1967.

49. Menis, J. A study of student perceptions of the mole concept.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 53, No. 11, Nov. 1976, p. 720-722.
50. Morrison, R. Th.; Boyd, R. N. ORGANIC CHEMISTRY.
Allyn and Bacon, Inc. U.S.A. 1971, p. 1109.
51. Nilsson, L.; Lindberg, J. BEHOLD MAN.
Little, Brown and Co. Canada, 1973.
52. Partington, J. R. Amedeo Avogadro.
NATURE, Jul. 7, 1956, p. 8-9.
53. Partington, J. R. TRATADO DE QUIMICA INORGANICA.
Ed. Porrúa, México 1959, p. 85.
54. Piaget, J.; Garcia, R. PSICOGENESIS E HISTORIA DE LA CIENCIA.
Siglo XXI. México, 1982. p. 227ss.
55. Popper, K. CONJECTURES AND REFUTATIONS, p. 71, London, 1963.
56. Resnick R., Halliday, D. PHYSICS.
John Wiley and Sons, Japan, 1966.
57. Russel, Th. H. What history of science, how much, and why?
SCIENCE EDUCATION 65 (1981), 51-64.
58. Schwartz, A. The History of Chemistry.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 54, No. 8, Aug. 1977, p. 462.
59. Shakhshiri, B. Z. EXOCHARMIC REACTIONS.
Chemical Demonstrations, Vol. 1, p.xiii.
University of Wisconsin Press.
60. Slabaugh, W. H. Avogadro's Number by four Methods.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Jan. 1969, p. 40.
61. Stranks, D. R. CHEMISTRY: A STRUCTURAL VIEW.
Cambridge University Press. U.S.A. 1970, p. 16ss.
62. Sunier, A. A. Some methods of determining Avogadro's Number.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 6, No. 2, Feb. 1929, p. 297-307.
63. Theimann, T. How large is a Molecule?
CHEMISTRY, Vol. 37, No. 4, 1964, p. 27.
64. Thomas, L. El arte de enseñar la ciencia.
INFORMACION CIENTIFICA Y TECNOLOGICA, Vol. 4, No. 72, p. 4ss.

65. Tyler, R. W. PRINCIPIOS BASICOS DEL CURRICULO. Ediciones Troquel. Buenos Aires, 1977, p. 83ss.
66. Wicken, J. S. The value of Historical Concepts in Science Education. JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, Vol. 53, No. 2, Feb. 1976, p. 96.
67. Woodburn, J. H. ADVENTURES IN CHEMISTRY. Washington Square Press.
68. Wright, S. APPLIED PHYSIOLOGY. Oxford University Press 1974.

El jurado designado por el Departamento de Investigaciones Educativas del Centro de Investigación y de Estudios Avanzados del Instituto Politécnico Nacional aprobó esta tesis el día 22 de abril de 1986.



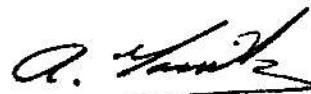
Dra. Rosalinda Contreras Theurel
Jefe del Departamento de Química
del Centro de Investigación y de
Estudios Avanzados del I.P.N.



Maestra en Ciencias
Irma Rosa Fueniabrada Velázquez
Profesor Adjunto del Departamento
de Investigaciones Educativas.



Física María Antonia Candela Martín
Profesor Adjunto del Departamento
de Investigaciones Educativas



Dr. Antoni Garritz Ruiz
Jefe de la División de Estudios
de Postgrado de la Facultad de
Química de la U.N.A.M.