UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

Diseño de una unidad didáctica para la enseñanza de la noción de elemento en el ciclo 3

Iris Johanna López Chaparro

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Programa de Maestría en Enseñanza de las ciencias exactas y naturales

Bogotá, D.C., Colombia

2012

Diseño de una unidad didáctica para la enseñanza de la noción de elemento en el ciclo 3

Iris Johanna López Chaparro

Tesis o trabajo de investigación presentada(o) como requisito parcial para optar al título de:

Magíster en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Director (a):

JESÚS SIGIFREDO VALENCIA RIOS, Dr. Sc.
Profesor Titular
Departamento de Química

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Programa de Maestría en Enseñanza de las ciencias exactas y naturales

Bogotá, D.C., Colombia

2012

El arte de Enseñar debe ser como el arte de amar.

A mi madre,
A Laura Adhara,
A Juan Carlos,
Para mis estudiantes.

Agradecimientos

Este trabajo se realizó gracias a la dirección del Doctor en Ciencias Jesús Sigifredo Valencia, que gracias a su dedicación hizo posible alcanzar ésta meta, a Claudia Villada licenciada en Biología y Química, compañera de la maestría, agradezco a mis colegas del IED Los Comuneros Oswaldo Guayasamín por su apoyo, mi esposo Juan Carlos Mina y a mi familia por colaborar con su compromiso moral.

Resumen

La enseñanza de la química en la educación básica comienza en algunas instituciones en el ciclo 3, que es la articulación entre la básica primaria y la básica secundaria, momento propicio para comenzar a fijar las nociones básicas tales como ELEMENTO QUÍMICO, para posteriormente trabajar la periodicidad química y procesos más complejos, ésta unidad didáctica se diseñó con una serie de actividades iniciales donde se introduce a los estudiantes a partir de experiencias como laboratorios sencillos, lecturas y actividades didácticas, para que al establecer relaciones puedan comprender que toda la materia ésta compuesta por los elementos químicos.

Este puede ser utilizado por cualquier docente en el área de ciencias naturales aplicando las guías propuestas. Se realizó una aproximación epistemológica del concepto de elemento químico, además del componente disciplinar propio en química con una amplia revisión de conceptos relacionados que le brinda al docente las herramientas mínimas para la enseñanza del mismo.

Palabras clave: Elemento Químico, Química, Enseñanza, Unidad Didáctica, epistemología, Didáctica, Universo, Tierra.

Abstract

The teaching of chemistry in basic education begins at some institutions in cycle 3, which is the basic link between the primary and secondary basic, good time to start setting the basics such as chemical, later worked at intervals chemistry and more complex processes, this teaching unit was designed with a series of initial activities which introduces students from simple laboratory experiences, lectures and educational activities, to building relationships to understand that all matter is composed of chemical elements.

This can be used by any teacher in the natural sciences using the guidelines provided. We performed an epistemological approach of the concept of chemical element, in addition to its own disciplinary component in chemistry with a broad review of related concepts that gives the minimum teaching tools for teaching it.

Keywords: Chemical Element, Chemistry, Education, Teaching Unit, epistemology, didactics, Universe, Earth.

Contenido

Pág.

Resumen ..... **IX**

Lista de figuras ..... **XII**

Lista de tablas ..... **XIII**

Introducción **1**

1. Aproximación epistemológica al concepto de elemento **5**

2. Componente disciplinar: el elemento químico **25**
2.1 El Universo 25
2.1.1 Clases de Energía Visible 29
2.2 La estructura de los átomos 30
2.3 Historia de los elementos químicos 32
2.4 Nombres y símbolos de los elementos químicos 34
2.5 Periodicidad química 38
2.5.1. Organización de la Tabla Periódica 39
2.6 Propiedades Periódicas 41
2.7 Cambio físico 44
2.8 Cambio químico 45

3. Bases pedagógicas y curriculares **47**
3.1 Aportes de los lineamientos curriculares en ciencias naturales y educación ambiental 47
3.2 Reorganización de la enseñanza por ciclos 49
3.3 Estándares y lineamientos curriculares 50
3.4 Unidades didácticas 51

4. Conclusiones y recomendaciones **54**
4.1 Conclusiones 54
4.2 Recomendaciones 56

A. Anexo: UNIDAD DIDÁCTICA **57**

¿De qué está hecho el mundo y sus alrededores? **57**

B. Anexo: Cuadro Resumen Actividades Unidad Didáctica **73**

Bibliografía **85**

Lista de figuras

Fig. 2 1 Partículas elementales según el modelo estándar de la física de partículas… 25

Fig. 2.2 Composición cosmológica del Universo……... 28

Fig. 2.3 Ilustración de las características de una onda…… 29

Fig. 2.4 División del espectro electromagnético…… …30

Fig. 2.5 Tabla periódica con distribución en bloques……..40

Fig. 2.6 Tamaño Iónico medido en picometros(pm)…… .41

Fig. 2.7 Tamaño Atómico…….42

Fig. 2.8 Energía de Ionización…….43

Fig. 2.9 Afinidad Electrónica…….43

Fig. 2.10 Electronegatividad…….44

Fig. 2.11Cambios Físicos de las Sustancias Químicas…….....45

Lista de tablas

Pág.

Tabla 4-1 Nombres y Símbolos de los Elementos Químicos…….34

Introducción

La idea de realizar este trabajo parte de la experiencia docente que, durante más de un lustro, se ha adquirido en el área de ciencias naturales a nivel enseñanza básica secundaria, en un plan de estudios que contempla biología, química y física, y que se ajusta a un sistema de organización escolar por ciclos. Con atención a las directrices gubernamentales, la reorganización escolar por ciclos educativos, tiene como propósito responder a las exigencias de una educación contemporánea, en condiciones de equidad, calidad y pertinencia. En este contexto, el proceso de enseñanza está organizado en cinco ciclos que se extienden desde el nivel preescolar hasta el nivel medio vocacional; en cada ciclo se busca desarrollar, de manera integral, aspectos cognitivos, afectivos, psicológicos y sociales, propios de cada edad, para formar personas felices, autónomas, y ciudadanos corresponsables con la sociedad y el país. Cada ciclo tiene en cuenta las características particulares de los niños y jóvenes, sus gustos, intereses y necesidades formativas. En términos concretos, la aplicación de la enseñanza por ciclos se basa en el reconocimiento de la autonomía escolar y de la capacidad de cada institución educativa para ser artífice de su propio proyecto académico.

En este sentido, teniendo en cuenta que la meta prevista por la Secretaria de Educación de Bogotá, para el cuatrienio 2010–2014, es la inclusión en el sistema de organización de enseñanza por ciclos de cerca de 370 instituciones educativas públicas del Distrito Capital y que esto supone un cambio de propuestas y actitudes frente a la elaboración del pensamiento y la construcción del conocimiento, el trabajo se focaliza en un aspecto de las ciencias químicas, cuya comprensión es particularmente difícil: el elemento químico, visto como una sustancia pura que está constituido por una misma clase de átomos. Alguna confusión, relativamente fuerte surge cuando en un mismo escenario se ponen los términos elemento, átomo e isótopo, sin hacer ninguna distinción entre ellos; el problema también se potencia cuando no se indica que un átomo es una entidad que

desde el punto geométrico y másico, es increíblemente pequeña; así las cosas, la situación parece traducirse en algo como “creer en lo que no se ve”.

En otra dirección, las preguntas que motivan éste trabajo, son las mismas que se ha hecho la humanidad, desde los tiempos remotos: ¿De qué está hecho el universo?, ¿de qué está constituida la materia? Luego, partiendo de éstas preguntas y reconociendo su importancia, es posible proponer una unidad didáctica que se plantea y se construye alrededor de la enseñanza de la noción de elemento.

Además de la enseñanza de la noción de elemento, en este trabajo se plantea una estrategia para lograr una de las premisas establecidas por el Ministerio de Educación Nacional, que pretende desarrollar competencias comunicativas, como es la de aprender a leer, escribir y hablar para comprender el mundo que rodea al estudiante. A este respecto, vale la pena destacar que en el año 2011 la Secretaria de Educación de Bogotá, D.C., y algunas entidades universitarias, entre las que se destacó la Universidad Distrital Francisco José de Caldas, se adelantó un proceso en el cual muchos docentes de varias instituciones educativas recibieron capacitación precisa sobre el problema de la lectoescritura y la oralidad en ciencias naturales, por lo que este proyecto también constituye una aplicación de dicho evento.

En términos paradigmáticos, este trabajo tiene en cuenta entre otras corrientes del pensamiento constructivista, la contribución que desde la sicología han hecho numerosos investigadores a la teoría del aprendizaje significativo. En este campo, tal tipo de aprendizaje implica que el estudiante debe relacionar de modo sustancial, y no arbitrario, los nuevos conocimientos con lo que ya sabe, y adoptar una actitud positiva ante el nuevo material por aprender. Tal como le señalan (Camaño *et al.,* 1992): “un problema que se plantea, en una aproximación histórica a la idea de átomo y molécula a través de la teoría atómica de Dalton, es la de asociar, tal como ocurría en la época de Dalton, los conceptos de átomo con elemento y de molécula con compuesto. El alumno es inducido de ésta forma, a pensar que un elemento está formado siempre por átomos”. Siguiendo éste orden de ideas se ha observado que en realidad la noción de elemento no es muy clara, y tiende a presentar dificultades en los estudiantes. Ciertamente la gran mayoría de instituciones educativas dan lugar el tema de los elementos químicos a partir del grado

sexto, como una introducción o un primer acercamiento a la química, y llegan a grado decimo aún con problemas conceptuales.

La nueva organización de la escuela obliga a diferenciar entre niveles y ciclos; los primeros son tramos que responden, básicamente, a necesidades sociales de formación y a la obligatoriedad que define la política pública (un determinado número de años de escolaridad básica y mínima). Por su parte, los ciclos surgen como organizaciones que responden a las necesidades, entre otras, de atender las características evolutivas del desarrollo de los estudiantes[1].

En este contexto, este trabajo tiene como propósito diseñar y construir una unidad didáctica, susceptible de implementación por parte de docentes del área de ciencias naturales, con el fin de introducir a estudiantes del ciclo 3 en la construcción del concepto de elemento químico. La unidad didáctica está dirigida, de forma particular, a estudiantes que concluyen la educación básica primaria y que comienzan la educación básica secundaria (convencionalmente grados 5, 6 y 7), cuyas edades oscilan entre los 10 y los 13 años.

[1] AGUERRONDO, Lugo, *et al.* 2001. Citado por Rodríguez Abel. La Educación Básica y Media en Bogotá, D.C. Orientaciones curriculares para la reorganización de la enseñanza por ciclos. Revista Internacional MAGISTERIO.7 (38). Abril-Mayo 2009

Capítulo 1

1. Aproximación epistemológica al concepto de elemento

Para poder enseñar cualquier tema, y sobre todo si hablamos de ciencias naturales y exactas como es la química se debe tener un amplio conocimiento sobre este, conocer la procedencia del concepto y como a través de la historia se ha venido construyendo.

Los conceptos son las formas del contenido teórico de la ciencia que reflejan las propiedades, los nexos y las relaciones más generales de la realidad[2]. Expresan las determinaciones concretas de un fenómeno particular históricamente dado. Cabe anotar que el hombre a través de su desarrollo evolutivo empieza a tener contacto con algunas sustancias de la naturaleza de las cuales se apropia y contribuyen a su desarrollo cultural, social, científico y económico.

La Real Academia Española reconoce distintas acepciones para el vocablo, derivado del Latín, elemento[3]. Las diversas connotaciones de este término tienen que ver con principios físicos o químicos, filosofía natural antigua, fundamento o parte integrante de un objeto, medio de desarrollo, estructura, componente de una agregación, acción de valoración, conjunto de cuerpos, componentes de un conjunto, sustancia constituida por átomos cuyos núcleos tienen el mismo número de protones, principios y fundamentos de ciencias y artes, fuerzas naturales y medios o recursos.

Para el caso que es de interés de este trabajo, un elemento químico es un tipo de sustancia pura (materia bariónica o materia visible), constituida por una misma clases de átomos; es decir, átomos que tienen núcleos conformados por el mismo número de protones. En este mismo sentido, el átomo es una unidad de materia visible, increíblemente pequeña y extremadamente liviana, de un elemento químico que conserva identidad y propiedades y que no es susceptible de dividir mediante procesos químicos; no existen pues, dos átomos de un mismo elemento con distintos número de protones. Ciertamente, un elemento químico es un conjunto impresionantemente grande de átomos.

En el mundo antiguo existieron numerosas escuelas filosóficas y diversas doctrinas que usaron el término elemento para explicar el origen, la composición y el comportamiento de los sistemas naturales. En este orden de ideas, tal parece que el término elemento hacía referencia al estado físico de la materia (tierra, sólido; agua, líquido; aire, gas; fuego, plasma) o a fases de los estados físicos de la materia. Es bien conocido que los cuatro elementos de la antigua Grecia perduraron mucho tiempo e influyeron marcadamente en la cultura y en el pensamiento occidental.

Los hindúes y los nipones también los mismos cuatro elementos que los griegos, más un quinto elemento, invisible, al que llamaron éter. De otra parte, los chinos consideraron un conjunto de elementos un poco diferente al de los griegos; los llamaron tierra, agua, fuego, metal y madera, y los entendieron en forma de diferentes tipos de energía que permanecen en constante interacción y flujo, unos con otros. Existe sin embargo, a la luz del concepto actual del átomo y de los elementos químicos, una profunda diferencia entre el significado de los elementos de la antigüedad y los elementos químicos cuya organización, propiedades y comportamiento representa con eficaz acierto la tabla periódica[4].

1.1 El atomismo filosófico

Los filósofos Estrabón de Amasia Ponto (~64, A.C. –19, d.C.) y Sexto Empírico (160–210) atribuyen al sabio y pensador fenicio Mosco de Sidón (~1270–1180, a.C.) la concepción del pensamiento atomista o corpuscular. Este hecho sugiere que la creación del atomismo ocurrió mucho antes, con relación a los filósofos presocráticos griegos.

Anaxágoras de Clazomene (500–428, a.C.) supuso que todas las cosas están formadas por partículas elementales llamadas “spermata” (semillas) y Empédocles de Agrigento (495–435, a.C.) postuló una teoría de cuatro raíces para explicar el cambio y la permanencia de los seres en el mundo. Sin embargo, la fundación del atomismo mecanicista se atribuye a Leucipo de Mileto (~ siglo V, a.C.), un personaje que posiblemente inventó Demócrito de Adbera (460–370, a.C.), como su maestro, para postular la materia está compuesta por átomos y vacío, que los átomos son eternos son indivisibles e invisibles; que los átomos se diferencian en forma y tamaño y que las propiedades de la materia varían según la asociación de los átomos. Epicuro de Samos (341–270, a.C.) afirmaba que la realidad está formada por átomos, que tienen forma, extensión y peso, y vacío, que es el espacio en el cual se mueven los átomos; las diferentes cosas que existen en el mundo son resultado de la combinación de átomos [5].

Como sistema filosófico, el atomismo surgió en la India en los años 200–100, a.C. Allí, Kanada (Úluka Muni, Devarshí Kanada o Káshiapa), “el come partículas” [6], tenía la idea de la existencia de partículas minúsculas de tierra, agua, fuego, aire y éter; luego, era concebible que los seres vivos estaban constituidos por esos cinco elementos. Aristóteles (384–322, A.C.) rechazó la filosofía atomística con el argumento de que no puede existir el vacío subyacente entre las partículas y llamó elementos a las cuatro raíces de Empédocles (fuego, tierra, aire y agua); según la filosofía aristotélica, la materia es continua y no puede separarse en partes indivisibles. Las ideas de Aristóteles ejercieron influencia intelectual por más de dos mil años [7].

En la antigua Mesopotamia, que puede remitirse a la época en que se impusieron la agricultura y la ganadería; esto es, en la entrada del periodo neolítico, años 6000 a 5000, a. C., los primeros alquimistas pudieron ser los artesanos del metal (procedente de meteoritos o extraído de la corteza terrestre); allí trabajaron el cobre, el bronce y el oro y más tarde manejaron el plomo, el estaño y el hierro [8]. Hace 6000 años, en el antiguo Egipto se produjeron cosméticos, cerámica esmaltada, brea y papiro; además, existen evidencias de que en el apogeo de la ciudad de Naqada (cultura que se extendió del 4000 al 3000, a.C.) se usaban herramientas de cobre para realizar análisis químico [9]. La idea de la elaboración de pastas de yeso también datan de ésa época. Hace 4500 se prepararon morteros (mezclas) y la fabricación del vidrio viene de hace 3500 años [10].

La alquimia se ha definido como una práctica de carácter filosófico, que mezclaba química, metalurgia, física, medicina, astrología, semiótica, misticismo, espiritualismo y arte. En este sentido, la alquimia es una disciplina espiritual y una forma de investigar la naturaleza, que se practicó desde hace unos 2700 años en Mesopotamia, Egipto, Persia, India, China, Grecia, Roma, el mundo Árabe y en Europa, hasta el siglo XIX, en una intrincada red de escuelas y sistemas de pensamiento [11]. Pero, más allá del carácter filosófico, conviene dar una mirada a la alquimia como una práctica protocientífica en la cual se destacan numerosos aportes que han contribuido a construir la química; la alquimia fue una precursora de las ciencias modernas, y muchas de las sustancias, herramientas y procesos que se usaron en la alquimia han servido como soporte de la industria química moderna y la metalurgia [12].

Los asirios y los babilonios elaboraron perfumes, medicinas, detergentes y algunos pigmentos; además, prepararon vidrios coloreados, hace 2700 años. En occidente, el origen de la alquimia parece situarse en el antiguo Egipto con la metalurgia. Según la leyenda, el dios Dyehuty (Tot, llamado Hermes Trimegisto por los griegos) fue el fundador de la alquimia egipcia y el faraón Keops o Jufu (reinado: 2579–2556, A.C.) fue el alquimista más antiguo del que existen referencias. Tot escribió 42 libros del saber que abarcaban todo el conocimiento, incluida la alquimia; uno de tales escritos, la “tabla esmeralda”, constituyó la base de la alquimia occidental, conocida inicialmente como filosofía hermética [13].

El nacimiento de la alquimia en China puede situarse hace unos 2400 años y aparece muy relacionada con el taoísmo, un sistema filosófico que se basó en los escritos de Lao Tse (que según la tradición China vivió en el siglo VI, a.C.) [14]. Entre otros conceptos, los alquimistas chinos utilizaron cinco elementos, fases o movimientos: Madera, fuego, tierra, metal y agua, en ciclos de generación (cheng) y dominación (ko) [15]. Los alquimistas chinos conocían la idea de extraer minerales de la corteza terrestre y efectuar su metamorfosis a metales por métodos artificiales; buscaron el gran elíxir de la vida eterna y, prepararon ungüentos a base de cinabrio (HgS), de color rojo, para embalsamar cadáveres e imitar la sangre (principio vital). Tal parece que hace 2154 años la falsificación del oro era una práctica usual y que la conversión del cinabrio en mercurio era importante para la purificación del oro. Se cree que la pólvora, descrita en textos del

siglo IX, usada en juegos artificiales en el siglo X, pudo ser una invención de los alquimistas chinos [16].

Según Ahmad Al–Biruni (973–1048)[17], los hindúes tenían una alquimia llamada rasavātam, muy relacionada con la ayurvédica, que era una especie de medicina basada en dieta y herboristería, que consistía en experimentar con hierbas, metales y preparados (néctar, zumos, mercurio) con el propósito de lograr el moksa (perfección, inmortalidad, liberación).

En la antigua Grecia, la escuela filosófica de Jonia (Anatolia) recurrió a un grupo limitado de elementos para explicar los fenómenos observables en la naturaleza: Agua, según Tales de Mileto (639–547, A.C.); fuego, según Heráclito de Éfeso (535–484, a.C.); aire, según Anaxímedes de Mileto (585–524, a.C.); tierra, según Jenófanes de Colofón (580–475, a.C.). Al juntar todas estas propuestas, Empédocles de Agrigento, postuló la teoría de las cuatro raíces, las mismas que Aristóteles llamó los cuatro elementos: Tierra (sólido), agua (líquido), aire (gas) y fuego (plasma). Tal parece que los cuatro elementos tenían una relación más estrecha con los estados físicos de la materia que con el concepto mismo de elemento químico; ciertamente, se cree que las obras de todos estos filósofos, junto con las de Anaximandro de Mileto (610–546, a.C.) y Platón (428–347, a.C.), formaron parte integral de la alquimia[18, 19].

Hace 2342 años, Alejandro Magno liberó a Egipto del dominio persa y un año después fundó la ciudad de Alejandría [20]. Este hecho puso en contacto las ideas egipcias (filosofía hermética) con la filosofía pitagórica (los números gobiernan el universo), el pensamiento jónico (explicación del universo y los fenómenos naturales a través de los cuatro elementos) y el gnosticismo (imperfección del mundo y la salvación) [21, 22].

Los romanos adoptaron el conocimiento, la filosofía, la metafísica y la alquimia, procedentes de Grecia y al final del imperio (año 476), como producto del crisol cultural de Alejandría, se había acogido el culto del hermetismo[23]. Con la caída del imperio romano, la alquimia se trasladó al islam [24]. Al persa Jabir Ibn Hayyan Al–Azdi o Geber (721–815), se le considera el padre de la química por haberla estudiado de forma científica, toda vez que reconoció la importancia de la experimentación; ideó y construyó un gran número de instrumentos de laboratorio, preparó ácido clorhídrico, ácido nítrico,

ácido sulfúrico, hidróxido de sodio (sosa cáustica) e hidróxido de potasio (potasa cáustica) [25]. Gerber fue un autor influyente con respecto al hermetismo alquimista y su principal meta fue la creación de vida artificial en el laboratorio; analizó los elementos aristotélicos en función de las cualidades frío, calor, seco y húmedo; estos razonamientos introdujeron la búsqueda de la piedra filosofal (transmutación de objetos en oro) y del elixir de la vida (sustancia capaz de curar enfermedades y otorgar inmortalidad). El también persa, Zacariya Al–Razi (865–925) estudió el ácido sulfúrico, refinó el etanol, inventó el alambique y destiló petróleo para obtener querosene [26].

En virtud de sus orígenes culturales (Egipto, Grecia y Roma), la alquimia no solo fue acogida por el cristianismo sino que además los alquimistas occidentales de la edad media asimilaron el conocimiento islámico [27, 28]. El papa Silvestre II o Gerberto de Aurillac (945–1003) fue uno de los primeros en llevar el conocimiento islámico, incluida la alquimia, desde España al resto de Europa [29]. Eclipsados por los efectos de los principios cristianos expuestos por Agustín de Hipona (354–430) [30], tal parece que hasta el siglo XIII los movimientos de la alquimia en Europa fueron esencialmente asimilativos. La concepción de ciencia que tenía el sacerdote franciscano Roberto Grosseteste (1175–1253) implicaba la observación, la realización de experimentos y con ello, la posibilidad de aplicar las matemáticas a las ciencias [31]. Alberto Magno (1193–1280) [32], estudió a profundidad el pensamiento aristotélico; creía que la experimentación consiste en observar, describir y clasificar; descubrió el arsénico y trabajó extensamente con la alquimia y, hacia 1250, usó el término *affinitas* para referirse a una relación química. Aunque no hizo mucho en cuanto a experimentación, Tomás de Aquino (1225–1274) también fue uno de los primeros personajes que emprendió el examen detallado de la teoría alquimista [33].

El sacerdote franciscano Roger Bacon (1214–1294), puso en crisis las ideas escolásticas, hizo énfasis en el empirismo y por ello se asimila a un pensador que propuso el método científico [34]. Se lo considera el alquimista más importante de la época ya que experimentaba con sustancias químicas, hacía observaciones y construía teorías; a él se le atribuye el inicio de la búsqueda de la piedra filosofal y el elíxir de la vida [35]. En el siglo XIV la práctica de la alquimia en Europa y el ejercicio filosófico se vio fuertemente limitado por la peste negra, las guerras, la hambruna y los cambios climáticos [36]; sin embargo, el trabajo de Nicholas Flamel (1330–1413) sobresalió por su persistente interés

en la conversión de metales (mercurio, cobre y plomo) en oro y en la inmortalidad [37, 38]. Entre 1300 y 1500, los alquimistas se dedicaron a la búsqueda de la piedra filosofal y al elíxir de la vida; uno de tales personajes fue Heinrich Cornelius Agrippa (1486–1535) [39].

En los albores del renacimiento, el suizo Theophrastus Bombastus von Hohenheim o Paracelso (1493–1541), se conoció por sus trabajos en análisis de minas, en mineralogía, en la trasmutación del plomo en oro y por haberle dado el nombre al zinc; promovió la observación y la experimentación como base del conocimiento; fue pionero en el uso de sustancias minerales en la medicina y se lo considera el fundador de la iatroquímica, una práctica popular entre 1525 y 1660, que buscaba explicaciones a la fisiología y patología humanas con el propósito de adoptar tratamientos de las enfermedades con sustancias químicas [40]. La iatroquímica bien podría ser la precursora de la bioquímica. Otros alquimistas muy conocidos del siglo XVI fueron John Dee (1527–1608) [41], Edward Kelley (1555–1597)[42], Michał Sędziwój (1566–1646)[43] y Tyge Ottesen Brahe (1546–1601) [44].

En 1610, Johannes Beguini (1550–1620) publicó unas notas de conferencias tituladas *Tyrocinium Chymicum* [45], constituyendo así lo que se considera es uno de los primeros textos de química ya que en 1597, Andreas Libavius (1555–1616) [46] ya había escrito Alchemia, el primer texto sistemático de química. En la edición de 1615, Beguini incluyó un diagrama de reacción que se supone es la primera ecuación química que se conoce.

1.2 Teoría del Flogisto

Hacia el final de su vida, Johann Joachim Becher (1635–1682) propuso una versión modificada de la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles según la cual el papel fundamental está reservado para la tierra y el agua mientras que el aire y el fuego son agentes del cambio. Para designar el carácter inflamable del azufre, Becher utilizó el término “flogisto” [47], una palabra que gracias a la actividad de Georg Ernst Stahl (1659–1734) se usó para explicar la combustión y la oxidación de los metales [48]. Según esta teoría toda sustancia combustible contiene flogisto y la combustión está asociada a la pérdida de flogisto; esto es, el flogisto es un principio, que forma parte de las sustancias combustibles, que se desprende y que pasa a otra sustancia, que lo recoge dando origen

al calor y al fuego, durante la combustión. En este contexto la principal contribución de Stahl estuvo en la capacidad de relacionar la combustión con la calcinación de los metales y otros procesos como la fermentación, ya que desde la antigüedad se conocía que al calentar un metal se producía una sustancia de aspecto terroso llamada cal metálica o sal (ceniza).

La teoría del flogisto también encontró a un fuerte defensor en Joseph Priestley (1733–1804) [49] quien entre otras cosas inventó el agua carbonatada o agua de soda, escribió sobre la electricidad y descubrió varios gases o "fluidos elásticos" entre los que se cuenta el "aire desflogistizado" (oxígeno).

1.3 La Primera Revolución Química

En 1654, Otto von Guericke (1602–1686) inventó una bomba que consistía de un pistón y una pistola cilíndrica de aire, con tapas de dos vías, diseñada para evacuar recipientes conectados y estudiar las propiedades del vacío [50]. Considerado el primer químico moderno y por lo tanto, uno de los fundadores de la química, con su obra *The sceptic chemistral*, publicada en 1661, Robert Boyle (1627–1691) tuvo el mérito de materializar los principios predicados por Roger Bacon; para él, la química era la ciencia de la composición de las substancias y no un arte auxiliar del alquimista [51]. Boyle mejoró el diseño de la bomba de vacío de von Guericke con lo cual, estudió el comportamiento de los gases e hizo aportes a la comprensión de los elementos como componentes de los cuerpos materiales, distinguió mezclas y compuestos, hizo avances considerables en técnicas analíticas y llegó a pensar que los elementos estaban hechos de partículas de varios tipos y tamaños [52].

Si bien en la antigüedad ya se conocían algunos metales como el oro, la plata, el cobre, el plomo, el mercurio, el azufre, el arsénico y el antimonio, el primer descubrimiento (científico) de un elemento químico (el fósforo) lo hizo Hennig Brandt (1630–1710), en 1669, separándolo a partir de la calcinación de residuos de orina [53]; posteriormente, se conocieron nuevos elementos como el hidrógeno (1671) [54], el oxígeno (1772) [55], y el nitrógeno (1772) [56].

Al comenzar el siglo XVII ya se habían plantado las semillas de la ciencia moderna con base en la experimentación cuantitativa rigurosa y en la menor atención a la sabiduría alquimista [57]; sin embargo, la práctica de la alquimia aún persistía hasta tal punto que en 1783, James Price (1752–1783) afirmaba que había logrado convertir metales ordinarios en metales nobles gracias a la acción de una mezcla de bórax, sal de nitro y un "polvo de producción" [59]. Un hecho muy importante es que a partir del año 1600, las discusiones relacionadas con química incorporaron con mayor frecuencia el término afinidad y luego la expresión "afinidad química" como referencia a la "fuerza que origina una reacción química" [60].

En 1704, Isaac Newton (1642–1727) publicó su obra Opticks en la cual, además de presentar estudios detallados sobre la interacción de la luz con la materia, formuló una teoría sobre la naturaleza corpuscular de la luz, hizo planteamientos sobre la gravedad, la materia y el calor, y discutió sobre "la existencia de fuerzas que explican el comportamiento químico de algunas sustancias" [61].

En 1718, Étienne François Geoffroy (1672–1731) [62] elaboró una tabla de afinidades que en definitiva parece haber sido la chispa de la "revolución química". La tabla de afinidades químicas entre diferentes sustancias de Geoffroy inspiró muchas otras que paulatinamente incorporaban los avances de la química; fue así como en 1757, William Cullen (1710–1790), utilizó unos diagramas, que hoy se considera son los precursores de las ecuaciones químicas, para describir la afinidad de reacciones [63]; Cullen introdujo el uso del símbolo ($\rightarrow$) para representar la afinidad entre sustancias. La notación de Cullen fue extendida por uno de sus estudiantes, Joseph Black (1728–1799)[64].

En 1748, en una carta dirigida a Leonhard Paul Euler (1707–1783), Vasílievich Lomonósov (1711–1765) le expuso lo que hoy se conoce con el nombre de la ley de la conservación de la materia y del movimiento. Lomonósov revisó los experimentos de Boyle con lo cual dedujo que la teoría del flogisto era falsa [65].

En 1785, Torbern Olaf Bergmann (1735–1784) publicó un libro que contenía la más grande tabla de afinidades y un conjunto de 64 diagramas de afinidad que representaba igual número de reacciones[66]. Al representar las especies químicas con letras sueltas (A,

B) y las especies formadas con letras adyacentes (AB), Bergman dio origen a la notación química moderna.

En el contexto de su trabajo como químico farmacéutico, Carl Wilhelm Scheele (1742–1786) [67] descubrió y aisló numerosos elementos químicos entre los cuales se destacan el oxígeno, el nitrógeno, el bario, el cloro, el magnesio, el molibdeno y el wolframio [68]; así mismo, preparó varios compuestos como el ácido cítrico, el glicerol, el cianuro de hidrógeno (ácido prúsico), el fluoruro de hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno; además, ideó un proceso similar a la pasteurización.

Hacia 1785, Antoine Laurent de Lavoisier (1743–1794) [69, 70], considerado por muchos como el fundador de la química moderna, junto con Marie–Anne Pierette Paulze (1758–1836) [71], realizaron grandes contribuciones a la química, toda vez que estudiaron el aire, examinaron el fenómeno de la respiración animal y su relación con los procesos de oxidación, analizaron el agua y usaron la balanza para establecer relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, con lo cual se estableció la ley de la conservación de la masa; en 1879, Lavoisier redefinió el término elemento químico y elaboró una lista que contenía los 23 elementos conocidos hasta entonces.

En 1787, Louis–Bernard Guyton de Morveau (1737–1816) [72], Claude Louis Bertholet (1748–1822) [73], Antoine–Laurent de Lavoisier (1743–1794) y Antoine–François de Fourcroy (1755–1809) [74], publicaron el “Méthode de nomenclature chimique", un sistema de nomenclatura en el cual se adoptó la composición química como criterio terminológico [75]; los elementos se designaron con nombres simples y los compuestos se establecieron a partir de los nombres de los elementos constituyentes. En 1792, Jeremias Benjamín Richter (1762–1807)[76] planteó que la estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados en una reacción química.

Luego de haber realizado numerosos experimentos sobre la composición de las sustancias en el real Colegio de Artillería de Segovia, donde fue contratado por el gobierno de España, Joseph Louis Proust (1754–1826) [77] formuló, entre 1794 y 1799, la denominada ley de la proporciones definidas, situación que le representó una fuerte disputa con Bertholet ya que éste defendía la variabilidad de la composición de los compuestos en función del método de síntesis.

1.4 La Teoría Atómica Moderna

En 1808, John Dalton (1766–1844) [78] formuló su famosa teoría atómica, que dedujo a partir de "Ensayos experimentales" sobre gases y vapores, que se habían trabajado desde 1803. Algunos preceptos de esta teoría son los siguientes [79]: Los elementos están constituidos de partículas muy pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un determinado elemento son idénticos. Los átomos de un elemento son diferentes de los de cualquier otro elemento; los átomos de elementos diferentes se pueden distinguir por sus pesos atómicos relativos. Los átomos de un elemento interactúan con átomos de otros elementos para formar compuestos químicos. Un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo de diferentes átomos. Los átomos no se crean, ni se dividen en partículas más pequeñas, ni se destruyen en un proceso químico; una reacción química simplemente cambia la forma en que se agrupan los átomos.

Para efectos de su trabajo, Dalton elaboró una tabla de símbolos que consistían en 20 círculos, decorados con distintos motivos, algunos con letras mayúsculas en su interior, para describir los elementos químicos. Como consecuencia de su trabajo, Dalton fue capaz de determinar masas atómicas. No es sorprendente que mucho de la esencia de la teoría atómica de Dalton continúe hoy vigente y más aún que algunos de sus enunciados sean compatibles con las leyes ponderales de la química; esto es, la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples [80].

En 1809, Johann Wolfgang von Goethe (1749–1832) [81] elaboró una tabla de "afinidades electivas humanas", con fundamento en la fortaleza o en la debilidad de la relación entre las especies químicas (*v. gr.* AB) para facilitar o no la formación del compuesto AC, con lo cual, por primera vez se formuló la idea del enlace químico.

En 1811, Amedeo Carlo Avogadro (1776–1856) [82], bajo el título de "Ensayo de una forma de determinar las masas relativas de las moléculas elementales de los cuerpos, y las proporciones según las cuales entran en estas combinaciones" enunció que "dos volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas". Esta hipótesis se conoce hoy con el nombre de ley de Avogadro. Una de las contribuciones más importantes de Avogadro fue la distinción entre átomos y moléculas, proponiendo que existen distintas

clases de moléculas, constituidas por átomos, algunas de las cuales pueden ser monoatómicas; de otra parte, realizó trabajos sobre masas relativas de moléculas y densidades de gases e hizo distinción entre masa y peso.

La teoría atómica y las leyes ponderales de la química encontraron un fuerte apoyo en Jöns Jacob von Berzelius (1779–1848) [83], quien es considerado el creador de la química. Berzelius determinó masas atómicas (entre 1808 y 1826), formuló los conceptos de alotropía, catálisis, isomería, halógeno, radical orgánico y proteína; además, inventó las fórmulas químicas para expresar la composición de las sustancias y con ello, sentó las bases para nomenclatura moderna y la clasificación en química. Berzelius fue un gran analista químico y gracias ello, demostró que las sustancias están compuestas por diferentes elementos en proporciones constantes. En 1813, Berzelius propuso un sistema de notación, análogo al álgebra, que suprimió la simbología de la alquimia, en la cual a los elementos les asignó símbolos y a los compuestos las mismas letras con superíndices enteros para señalar las proporciones constantes [84], *v. gr.* H^2O; de esta manera surgieron los símbolos y las fórmulas químicas.

Si la materia visible está constituida por átomos, entonces es de esperar que la estructura del átomo debe ser tal que es capaz de explicar las distintas propiedades físicas (macroscópicas, mesoscópicas y macroscópicas) y químicas de las sustancias (elementos, compuestos y mezclas) [85]. Algunas de tales propiedades, que sin duda impulsaron los estudios y promovieron los descubrimientos sobre la estructura del átomo son la viscosidad, la electricidad, el efecto del calor sobre el estado físico de las sustancias, la temperatura, el magnetismo, la masa, la emisión y absorción de radiación y, la reactividad química.

Entre 1814 y 1815, William Prout (1785–1850) [86] planteó la hipótesis de que el peso atómico de todo elemento es un número múltiplo del peso atómico del hidrógeno, hecho que sugería que el átomo de hidrógeno es una partícula fundamental. Posteriormente a ésa partícula se le llamó protón. En 1828, Berzelius compiló una tabla de masas atómicas, en la cual utilizó una base 100 que asignó al oxígeno [87]; estudió numerosas reacciones, entre ellas las del azufre con el fósforo y compuestos de flúor; con su trabajo, se consolidó la simbología y notación actuales de las ecuaciones químicas. Con estos pasos, quedaban dos problemas por resolver, la estructura de los átomos y, la forma en que estos se enlazan para formar compuestos.

Hacia 1850 la teoría atómica de Dalton se aceptaba en forma general, pero los métodos que existían para dilucidar las estructuras de los compuestos, en términos de moléculas y átomos, originaban discusiones y no existía acuerdo respecto a las masas atómicas de los elementos y por ello no podía establecerse la formulación de los diferentes compuestos [88].

Con el propósito de aclarar el asunto de la determinación de los masas atómicos [89], en 1860 se realizó el I Congreso Internacional de Química en Kalshrue y entre los 140 asistentes se encontraban Friedrich August Kekulé (1829–1896) [90], Dmitri Ivánovich Mendeléyev (1834–1907) [91], Adolph Wilhelm Hermann Kolbe (1818–1884) [92], Edward Frankland (1825–1899) [93], Friedrich Wöhler (1800 a 1882) [94], Justus von Liebig (1803 a 1873) [95], Jean–Baptiste Dumas (1800–1884) [96] y Stanislao Cannizzaro (1826–1910) [97], [98]. En esta reunión, Cannizaro presentó una conferencia magistral sobre la hipótesis de Avogadro, explicó la forma de usarla y habló sobre la necesidad de distinguir entre átomos y moléculas; luego, a partir de las discusiones hubo acuerdo sobre la forma de representar los compuestos químicos.

William Rowan Hamilton (1805–1865) [99], fue un matemático excepcional que hizo grandes aportes a la óptica, la dinámica y al álgebra abstracta. En 1843, Hamilton creo los cuaterniones (cuaternios, para cuatro dimensiones) que consisten en una extensión de los números reales, en la cual a una cantidad se le adicionan unidades imaginarias (*i*, *j*, *k*), de tal forma que $i^2 = j^2 = k^2 = ijk = -1$. Este trabajo resultó decisivo para el posterior desarrollo del concepto del *Hamiltoniano* u "observable de energía" en la mecánica cuántica.

Hacia 1852, Robert Wilhelm Bunsen (1811–1899) había realizado numerosos trabajos sobre la interacción de la materia y la energía radiante. Utilizando métodos espectroscópicos, Bunsen pudo descubrir el cesio y, puso a punto un calorímetro para determinar el calor específico de algunos metales que había separado (aluminio, bario, calcio, cromo, litio, magnesio, manganeso y sodio) y por ende su masa atómica [100]. A Bunsen también se le debe el desarrollo del quemador (mechero) que lleva su nombre (1857) [101].

A partir de 1860, Bunsen y Gustav Robert Kirchhoff (1824–1887) [102] se dedicaron al estudio de la espectroscopia, introdujeron el uso del prisma para mostrar el espectro de

la luz y descubrieron el cesio y el rubidio. En 1862, Kirchoff propuso la radiación del cuerpo negro, una idea que resultó fundamental para el desarrollo de la teoría cuántica. Al preparar sustancias puras, en 1859 Kirchoff pudo darse cuenta de que cada elemento emitía líneas espectrales características; luego, anunció que un átomo o molécula poseen las mismas frecuencias de emisión y absorción. Con todo, se formularon las leyes de la espectroscopia de Kirchoff.

En 1874, George Johnstone Stoney (1826–1911)[103] formuló una hipótesis según la cual la electricidad es creada por unos corpúsculos elementales que en 1891 denominó electrones[104]. Con una versión evolucionada del tubo inventado por Heinrich Geissler (1814–1879)[105], en 1875, William Crookes realizó un conjunto de experimentos de descargas eléctricas sobre gases que le permitieron verificar la existencia de los rayos catódicos[106]. A partir de sus trabajos sobre la conductividad térmica de gases y conducción de calor, en 1879, Jožef Stefan (1835–1893) estableció que la radiación total de un cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de su temperatura termodinámica [107]. En 1884 el trabajo desarrollado por Ludwig Edward Boltzmann (1844–1906) en el campo de la termodinámica (trabajo y entropía) permitió descubrir la derivación teórica de la ley de la radiación del cuerpo negro[108, 109].

En 1885, el maestro de escuela Johann Jakob Balmer (1825–1898), descubrió una fórmula matemática sencilla que relacionaba las longitudes de onda de las líneas sobresalientes del espectro visible y ultravioleta del gas hidrógeno (en incandescencia) [110]. En consecuencia, las líneas que se observan en el espectro visible del hidrógeno se denominan series de Balmer. En 1887, John William Strutt (1842–1919)[111], barón Rayleigh, presentó un método para medir las vibraciones acústicas; pero además, en numerosos artículos, presentó sus trabajos sobre la polarización de la luz, contribuyó a la teoría de la radiación del cuerpo negro, estudió el fenómeno de la capilaridad y contribuyó a descubrir el argón y el radón; recibió el premio Nobel de física en 1904. Al trabajar los componentes del aire entre 1894 y 1898, William Ramsay (1852–1916)[112] logró descubrir los gases nobles (argón, helio en minerales, kriptón, neón y xenón); además, pudo situarlos en la tabla periódica; recibió el premio Nobel de química en 1904.

Hacia 1888, Johannes Robert Rydberg (1854–1919) inventó una fórmula que permitía predecir la longitud de onda de los fotones de luz y otras radiaciones electromagnéticas causadas por cambios en los niveles de energía de un electrón en un átomo [113]. La fórmula, que se usa para describir las longitudes de ondas de las líneas espectrales de muchos elementos químicos, es la siguiente:

$$\frac{1}{\lambda_{vac.}} = R_H\left(\frac{1}{n_1^{\,2}} - \frac{1}{n_2^{\,2}}\right)$$

Donde $\lambda_{vac.}$ es la longitud de onda de la radiación en el vacío, R_H es la constante de Rydberg y n es un número entero tal que $n_2 > n_1$.

A partir de sus trabajos con los tubos de descarga y luego de observar el efecto de un campo magnético sobre los rayos catódicos, en 1897, Joseph John Thomson (1856–1940) [114], determinó la relación entre la carga y la masa de los rayos y encontró valores más de mil veces mayores a la del ión hidrógeno (H^+) lo cual sugería que los rayos catódicos ó son muy livianos ó tienen mucha carga [115]. Thomson concluyó que los rayos catódicos están hechos de partículas que se desprenden de los átomos del electrodo (ánodo); por lo tanto, los átomos son divisibles. Entonces Thomson propuso una teoría sobre la estructura del átomo, llamada “pudín de pasas”, según la cual las partículas negativas están inmersas en un espacio de carga positiva [116].

La *mecánica* estadística tiene por objeto determinar y predecir el comportamiento macroscópico de de sistemas termodinámicos formados por gran cantidad de partículas, a partir de consideraciones microscópicas, analizándolos en función de la teoría de las probabilidades, con herramientas de la estadística y el concurso de leyes mecánicas [117,118]. Las ideas cuánticas surgieron de la mecánica estadística, al tratar de encontrar una explicación a la radiación del cuerpo negro, en el año de 1900 [119, 120]; en efecto, fue Max Karl Ernest Ludwig Planck (1858–1947), quien formuló la hipótesis de que la radiación electromagnética es absorbida y emitida por la materia en forma de cuantos de luz o fotones de energía que se relacionan con la frecuencia a través de una constante estadística [121]. Por la creación de la mecánica cuántica, Planck recibió el premio Nobel de física en 1918.

Al estudiar el espectro del hidrógeno en 1906, Theodore Lyman (1874–1954) descubrió la primera línea que de este elemento aparece en el espectro ultravioleta [122]; posteriormente, descubrió las líneas restantes y así se describió la serie Lyman de los espectros atómicos. En 1908, Friedrich Paschen (1865–1967) observó un conjunto de líneas espectrales que cae en la región infrarroja [123]; se lo denominó serie de Paschen.

Hacia 1909, Ernest Rutherford (1871–1937) [124], Ernest Marsden (1889–1970) [125] y Johannes Wilhelm Geiger (1882–1945) [126] realizaron un experimento que consistió en bombardear una delgada lámina de oro con un haz de partículas alfa (obtenidas por desintegración del polonio, introducido en una caja de plomo con un orificio de salida) y observar la forma en que se afectaba la trayectoria de la radiación. Un gran componente de la radiación atravesó la lámina mientras que otra parte se desvió; entonces, hubo necesidad de ajustar el modelo atómico de Thomson: Gran parte del átomo está vacío, existe un núcleo (pequeño, denso y positivo) y una corteza (formada por una nube de electrones que orbitan alrededor del núcleo) [127]. Adicionalmente, Rutherford estudió las partículas radiactivas y las clasificó en alfa, beta (electrones) y gamma; asoció la radiactividad con la desintegración de algunos isótopos de los elementos y por ello recibió el premio Nobel de química de 1908 [128]; en 1920 postuló la existencia del neutrón, hecho que confirmó James Chadwick (1891–1974) en 1932 [129].

Hacia 1909, David Hilbert (1862–1943) se dedicó, en el campo de las matemáticas, al estudio de las ecuaciones diferenciales e integrales, con lo cual hizo grandes aportes al análisis funcional moderno [130]. Para abordar estos temas Hilbert desarrolló la idea de un espacio euclidiano de infinitas dimensiones (el espacio de Hilbert), con lo cual, proporcionó importantes contribuciones de la matemáticas al avance de la física en mecánica cuántica y relatividad general [131].

Desde el punto de vista de la física clásica el modelo atómico de Rutherford resultó inestable: El desplazamiento de los electrones (cargados negativamente) alrededor del núcleo produce radiación electromagnética, pérdida de energía y caída. En 1913, con base en el átomo de hidrógeno, en un intento para explicar la estabilidad y los espectros de emisión y absorción que se observan en los gases incandescentes, Niels Bohr (1885–1962) [132, 133] planteó los siguientes postulados:

1. Los electrones describen órbitas circulares alrededor atómico sin irradiar energía.

2. No todas las órbitas son permitidas, el electrón sólo puede estar en órbitas cuyo radio cumpla que el momento angular, L, sea un múltiplo entero de $\hbar = h/2\pi$, donde h es la constante de Planck); esto es, $L = n\hbar$, donde n (1, 2, 3, 4, …,) es un número cuántico principal.

3. En los saltos de una órbita permitida a otra, el electrón emite o absorbe energía, en forma de un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre las dos órbitas [134]. Por la formulación del modelo cuántico del átomo, que recibió el nombre de "*Aufbauprinzip*" (principio de construcción), Bohr recibió el premio Nobel de física de 1922.

Hacia 1906, Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868–1951) había demostrado que los rayos X son ondas electromagnéticas a partir de sus estudios de los espectros atómicos y de la observación de que el modelo atómico de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno, más sin embargo, los espectros (de emisión) de átomos de otros elementos mostraban electrones de un mismo nivel que tenían distinta energía [135]; en 1916, Sommerfeld infirió fue que dentro de un mismo nivel energético debían existían subniveles; esto es, energías ligeramente diferentes para un nivel energético dado. Para explicarlo, introdujo órbitas elípticas con lo cual surgió el número cuántico acimutal o del momento angular (l), de tal forma que l podía tomar valores de 0, 1, 2, 3,…, (n–1).

En definitiva, con respecto al modelo atómico de Bohr, el modelo atómico de Sommerfeld (cuántico relativista) introdujo los siguientes ajustes: 1. Los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares o elípticas. 2. A partir del segundo nivel energético existen dos o más subniveles en el mismo nivel. 3. El electrón se asimila a una corriente eléctrica muy pequeña.

El *cálculo vectorial* es un campo de las matemáticas (geometría diferencial) que se refiere al análisis real, multivariable, de vectores en dos o más dimensiones, en la vía de obtener formulismos y técnicas para solucionar problemas en física e ingeniería 136. Según esta metodología, se describen *campos vectoriales* y *campos escalares*, que asocian un vector y un escalar a cada punto en el espacio, respectivamente; de esta forma, existen cuatro operaciones importantes: el *gradiente* (escalar, vectorial), el *rotor* (vectorial, vectorial), la *divergencia* (vectorial, escalar) y el *Laplaciano* (operador

diferencial de segundo orden); el estudio de los vectores se inició con Hamilton y uno de los principales exponentes fue Josiah Willard Gibbs [137]. En este contexto, *nabla* (∇) es un operador diferencial que puede tener escrituras en coordenadas cartesianas u ortogonales (cilíndricas, esféricas, polares).

Los esfuerzos de numerosos científicos, que se emprendieron a principios del siglo XIX, para explicar ciertos fenómenos como el espectro de radiación del cuerpo negro, el efecto fotoeléctrico, los espectros de los gases incandescentes y la dualidad onda–partícula, entre otros, llevaron al desarrollo formal de la *mecánica cuántica* [138]. Entre los numerosos trabajos que contribuyeron al consolidación de la teoría cuántica se los estudios de Hamilton, Hilbert, Planck, Bohr, Sommerfeld, Albert Einstein (1879–1955) [139], Werner Karl Heisenberg (1901–1976) [140], Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger (1867–1961)[141], Max Born (1882–1970)[142], Prince Louis–Victor Pierre Raymond de Broglie (1892–1987)[143], Fritz Wolfgang London (1900–1954)[144], John von Neumann (1903–1957)[145], Paul Adrien Maurice Dirac (1902–1984)[146], Georgiy Antonovich Gamow (1904–1968)[147] y Wolfgang Ernst Pauli (1900–1968)[148]. La descripción matemática rigurosa de la teoría cuántica estuvo a cargo de Dirac y von Newmann.

En el formalismo de la mecánica cuántica, el estado físico de un sistema (*v. gr.* el átomo) puede expresarse como una secuencia contable de vectores, ponderados por sus respectivas probabilidades, en un espacio de infinitas dimensiones (espacio de Hilbert). Luego, las magnitudes físicas observables (*v. gr.* la energía potencial) se describen por operadores (*v. gr.* Hamiltonianos) que actúan sobre estos vectores. Los resultados posibles de una medida (sobre un estado) y las probabilidades con que aparecen pueden calcularse a partir del vector que representa el estado del sistema y de los vectores propios del operador que representa la magnitud. El Hamiltoniano (operador) cuántico *H* es el "observable" que representa la energía potencial (*E*) total del sistema; luego, los posibles valores de la energía de un sistema físico están dados por los valores propios del operador:

$$\hat{H}\psi = E_{\psi}\psi$$

$\hat{H}$ es el operador Hamiltoniano, ψ es el estado propio del operador y E_{ψ} es la energía potencial total del sistema en el estado bajo consideración.

Cuando la mecánica cuántica incursionó en el problema de la estructura atómica, hubo necesidad de adoptar las siguientes suposiciones: 1. No es posible conocer simultáneamente la posición y el *momentum* de una partícula (principio de la incertidumbre); por ello, el movimiento de la partícula (electrón) queda regido por una función matemática (*función de onda* o función de ondas) que asigna, a cada punto del espacio y a cada instante, la probabilidad de que la partícula se encuentre en ésa posición en ese instante. 2. Existen dos tipos evolución temporal: *a.* Si no ocurre ninguna medida, el estado del sistema o la función de onda evolucionan de acuerdo con la *ecuación de Schrödinger*. *b.* Si se realiza alguna medida sobre el sistema, se producirá un salto cuántico hacia un estado (proyección ortogonal) que es compatible con los valores de la medida obtenida. 3. Existen diferencias perceptibles entre los estados ligados y los que no lo están. 4. La energía no se intercambia de forma continua en un estado ligado, sino en forma discreta lo cual, implica la existencia de cuantos de energía o fotones según Gilbert Newton Lewis (1875–1946) [149]; en los estados no ligados, la energía se comporta como un continuo.

En 1925, Schrödinger desarrolló una ecuación (función de onda) para describir la evolución temporal de partículas masivas no relativistas (electrones, partículas elementales y sistemas de partículas), que tiene la forma:

$$\hat{H}\psi_{(t)} = i\hbar\frac{d}{dt}\psi_{(t)} = \frac{\vec{p}^{\,2}}{2m}\psi_{(t)} + V(\vec{r},t)\,\psi_{(t)}$$

En la cual *i* es la unidad imaginaria, *ħ* es la constante de Planck normalizada (*h*/2□), $\hat{H}$ es el operador Hamiltoniano, $\vec{r}$ es el observable posicional y, $\vec{p}$ es el observable del momentum. Sin embargo, la interpretación física de esta ecuación, estuvo a cargo de Born y apareció en 1926. El éxito de la ecuación de Schrödinger fue inmediato ya que permitió explicar los niveles cuantificados de energía del electrón en el átomo de hidrógeno y consecuentemente, el espectro de emisión; así surgió la propuesta del modelo mecánico cuántico y probabilístico del átomo.

Según el principio de exclusión, enunciado por Pauli en 1925, aplicado al electrón, en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con todos los cuatro números cuánticos idénticos. Al recopilar los datos que proporciona la aplicación de los números cuánticos a

las distintas funciones de onda orbital, se obtiene un esquema (diagrama de Möeller) que en esencia corresponde a una secuencia de distribución llamada configuración electrónica del átomo; así por ejemplo, el lawrencio (Lr, Z = 103) tiene la siguiente configuración electrónica:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6\,7s^2\,5f^{14}6d^1$$

La denominada regla de Hund, enunciada por Friedrich Hund (1896–1997) [150] establece que al llenar orbitales de igual energía (los tres *p*, los cinco *d* o los siete *f*), los electrones se distribuyen, inicialmente con los espines paralelos para luego, en la medida de lo posible, aparearse.

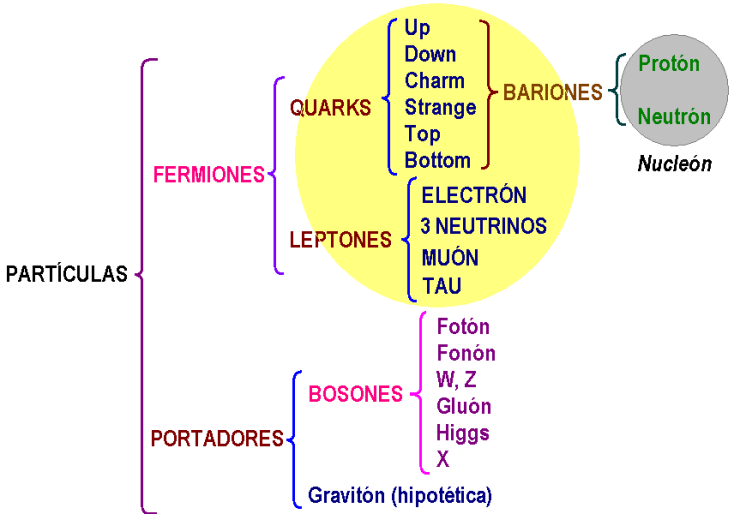
Capítulo 2

2. Componente disciplinar: el elemento químico

2.1 El Universo

Desde el punto de vista de la cosmología física, el universo es la suma del espacio, el tiempo, la materia y la energía, en un conjunto que está regido por leyes a través de magnitudes (cantidades) físicas. En este contexto, la denominada “gran explosión”, es un modelo teórico y observacional robusto, ampliamente aceptado por la comunidad científica como una explicación sobre el origen de universo. Se estima que el universo surgió de la nada hace 13.730 millones de años; desde entonces existe el tiempo y el espacio. El denominado tiempo de Planck, que equivale a unos $5{,}39 \times 10^{-44}$ segundos, es el lapso más pequeño que es susceptible de medir.

Figura 2-1 Partículas elementales según el modelo estándar de la física de partículas



Las evidencias que apoyan la hipótesis de la "gran explosión" surgen de examinar la estructura y distribución actuales del universo, el desplazamiento hacia el rojo de algunas de esas estructuras (galaxias lejanas), la radiación (de fondo) cósmica de microondas y la abundancia relativa de elementos químicos livianos (hidrógeno). En este escenario se plantea que a $1x10^{-35}$ segundos, después del tiempo de Planck, el universo experimentó una expansión exponencial denominada inflación cósmica que terminó hacia los $1x10^{-33}$ segundos, dando lugar a un plasma de partículas elementales que se movían en forma relativista. En la Figura 2.1 se muestra un esquema general de las partículas elementales, en concordancia con el modelo estándar de la física de partículas.

Con la expansión del universo y el descenso de la temperatura tuvo lugar la interacción de quarks y gluones para formar bariones (protones y neutrones) que son los constituyentes de la materia visible; con esto, en el lapso comprendido entre los 100 y los 300 segundos, tuvo lugar la denominada nucleosíntesis primigenia (nucleosíntesis cosmológica ó nucleosíntesis primordial), con lo cual se produjo una mezcla de nucleones que contenía 75% de protio (hidrógeno), cerca del 25% de helio (^{4}He), un poco de deuterio (^{2}H) y una muy pequeña cantidad de litio y de berilio. Al continuar el enfriamiento, la materia dejó de moverse en forma relativista con lo que la gravedad (debida a la densidad) comenzó a dominar sobre la radiación; pasados 300.000 años, los nucleones se unieron con los electrones y formaron átomos (hidrógeno y helio). Con el tiempo, ciertas regiones ligeramente densas de materia crecieron gravitacionalmente,

haciéndose más densas; entonces, se formaron nubes, estrellas, galaxias y otras estructuras astronómicas[151].

Además de la nucleosíntesis primordial, en el universo también tienen lugar la nucleosíntesis estelar, la nucleosíntesis de supernovas y la espalación de rayos cósmicos. Gracias a las reacciones de fusión, durante su proceso evolutivo las estrellas consumen hidrógeno y producen elementos químicos ligeros, medianos y algunos pesados, a partir de hidrógeno y helio; de esta forma, el oxígeno que respiran los organismos heterótrofos, que el carbono de los árboles, que el hierro de la hemoglobina y que el nitrógeno de las proteínas, se formaron hace mucho tiempo, en el corazón de las estrellas. Al morir las estrellas no masivas, se sus componentes se dispersan en el espacio donde se mezclan con gases (hidrógeno y helio) para formar nubes (nebulosas). Los elementos más pesados que el hierro, los metales nobles (como el oro, el platino y la plata) y los elementos radioactivos como el uranio y el torio se forman en virtud de las fuertes interacciones nucleares que se presentan cuando ocurre la muerte de una estrella masiva, en un fenómeno llamado explosión de supernova; aquí, nuevamente los residuos de la estrella se esparcen por el espacio y se concentran en las nebulosas.

La acción de la gravedad puede hacer que en las nebulosas se formen núcleos, que luego arden como estrellas, con la formación de planetas a su alrededor (sistemas planetarios), algunos sólidos como la Tierra y Venus, con lo cual es claro que sus componentes elementales se formaron hace mucho tiempo en el corazón de las estrellas. Por último, se cree que algunos elementos ligeros como el litio, el berilio y el boro, resultan de la colisión entre los núcleos de carbono, nitrógeno y oxígeno, presentes en los rayos cósmicos y la materia interestelar. Queda entonces así explicado el origen de los átomos (de los elementos químicos), que son los constituyentes de la denominada materia bariónica. Tal como se verá más adelante en el contexto de un sistema termodinámico, los átomos pueden interactuar para formar moléculas.

Sin embargo, el concepto de materia es mucho más amplio. En términos de la física moderna, la materia hace referencia a una entidad, campo o discontinuidad que forma parte del universo, que puede tener masa, que ocupa un lugar en el espacio, que permanece o se propaga con el tiempo, que tiene energía asociada y es que es capaz de interactuar con la energía misma o con otras formas de materia. En este mismo contexto,

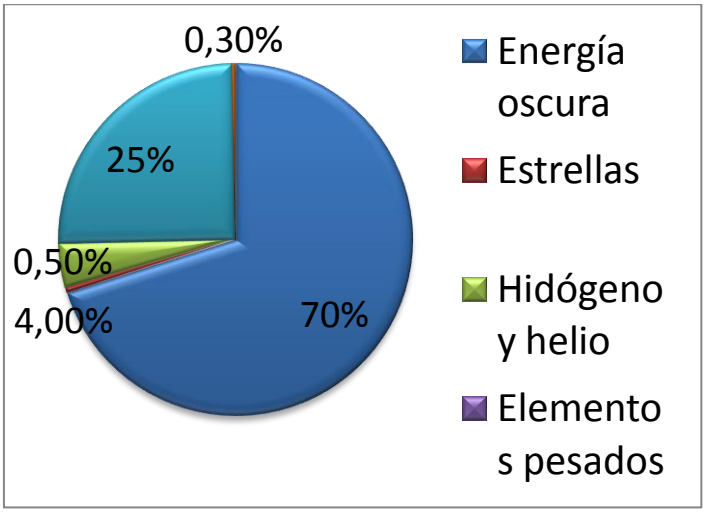
la energía es una magnitud (propiedad, atributo o cualidad medible) abstracta (conceptualmente aislada) que está ligada a la condición dinámica del universo y que por demás permanece invariable con el tiempo en términos de la relación entre masa y energía.

$$E = mC^2$$

Donde E es la energía, m es la masa y C es la velocidad de la luz (3,9979x10^{8} m s^{-1}).

En gran medida, la energía visible ayuda a configurar un universo observable, denominado horizonte cosmológico, que parece tener un espacio tiempo plano, con una densidad masa–energía del orden de 9,9x10^{-30} g cm^{-3}. Sin embargo, además de materia másica (materia visible y energía visible), el universo también está constituido por energía oscura y materia oscura. Tal como se muestra en la Figura 2.2, en la actualidad se cree que cerca del 4,83% del universo es materia másica, dentro de la cual se incluye la materia bariónica (materia visible, átomos, energía "visible") y neutrinos (0,3%); así mismo, se postula que el 25% es materia oscura y que el 70% es energía oscura.

Figura 2-2 Composición cosmológica del Universo



2.1.1 Clases de Energía Visible

En el universo, una de las principales manifestaciones de la energía visible es la energía radiante: En esencia, se trata de perturbaciones que se propagan en forma de ondas electromagnéticas. Tal como se muestra en la figura 2.3, las ondas electromagnéticas tienen tres características: 1. La longitud de onda (λ). 2. La frecuencia de onda (υ). 3. La amplitud de onda (A). La longitud de onda y la frecuencia de onda son propiedades recíprocas; esto es,

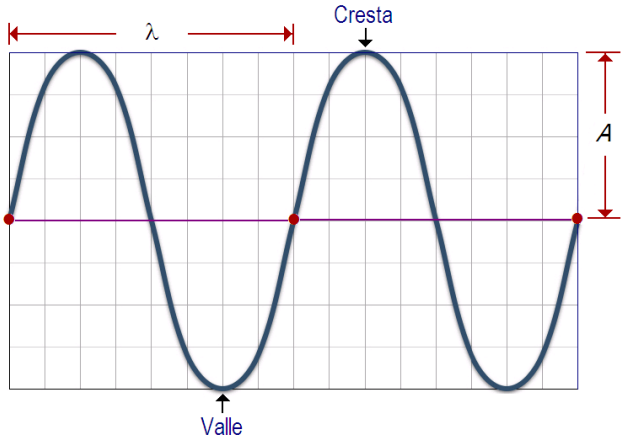
$$v = \frac{1}{\lambda}$$

La energía que se asocia a una onda electromagnética está dada por la ecuación de Planck:

$$E = hv = \frac{h}{\lambda}$$

Donde h es la constante de Planck (h = 6,6261x10^{-34} J s).

Figura 2-3 Ilustración de las características de una onda

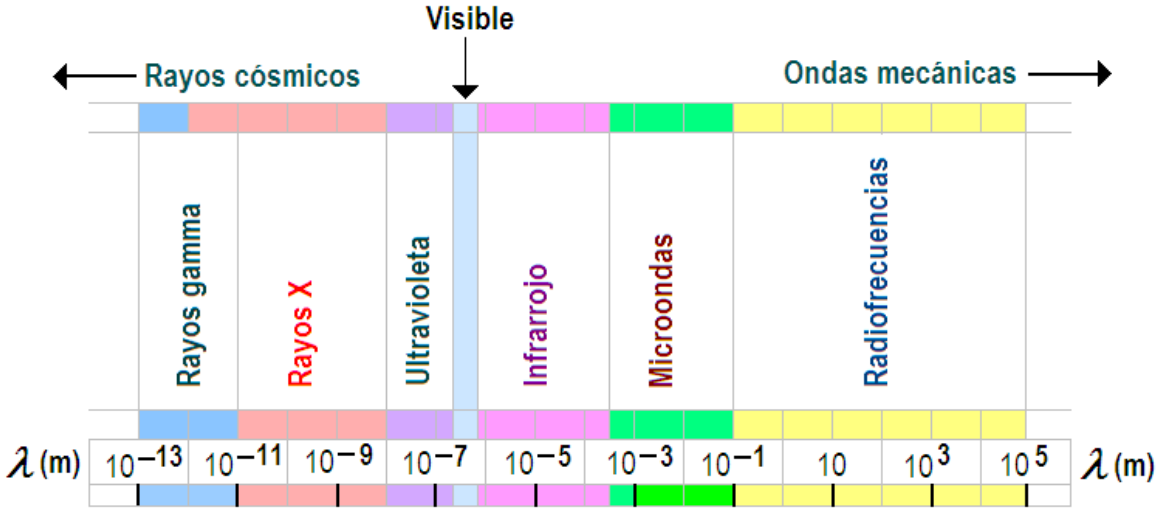


En función de la longitud de onda (**λ**) o de la frecuencia de onda (v), la energía radiante se organiza en una presentación conocida con el nombre de espectro electromagnético.

En la Figura 2.4 se muestran las regiones del espectro electromagnético en función de la longitud de onda.

Con respecto al propio sistema termodinámico existe una energía interna que responde a una sumatoria de la energía translacional, la energía rotacional, la energía vibracional y la energía electrónica que en algún momento dado tenga el mismo sistema o sus componentes. En otro sentido, en función de la posición especial relativa del sistema o de la velocidad de desplazamiento que tenga, la energía puede ser potencial o cinética. Es posible afirmar que mientras un sistema se traslade con una velocidad inferior a la de la luz, siempre tendrá una energía neta que consiste en la suma de la energía cinética más la energía potencial.

Figura 2-4 División del espectro electromagnético



2.2 La estructura de los átomos

Un sistema termodinámico, que es una porción del universo físico, que se separa del entorno (de los alrededores o del medio ambiente) por medio de fronteras, límites o paredes, puede estar constituido por sustancias puras o por mezclas. Las sustancias puras pueden ser elementos químicos o compuestos químicos. Macroscópicamente los elementos químicos son enormes agrupaciones de átomos de la misma naturaleza

mientras que los compuestos son inmensas agrupaciones de moléculas de la misma composición y estructura.

A partir de los postulados de la teoría cuántica y de su aplicación a la interpretación de la estructura del átomo, se sigue que el átomo es una agrupación de bariones (protones y neutrones), que constituyen un núcleo denso, con electrones (leptón), que numéricamente son iguales al número de protones, dispuestos en niveles de energía (potencial) creciente. Al número de protones que tiene un átomo se le llama número atómico y se le designa con la letra *Z*. Sin embargo, existen numerosos átomos de un mismo elemento, por ejemplo hidrógeno, carbono, oxígeno, nitrógeno y cloro, entre otros, que tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones; a estos átomos se les llama isótopos.

En cada uno de los distintos niveles de energía (que tienen valores 1, 2, 3, 4, …, existen subniveles (orbitales) que contienen un determinado número de electrones, dispuestos en una secuencia discreta (cuantizada). Los orbitales reciben las denominaciones *s*, *p*, *d*, *f*, *g*, …y con ellos es posible construir una presentación llamada distribución electrónica de los átomos. Así por ejemplo el número atómico del oxígeno es 8; esto significa que el átomo de oxígeno tiene 8 protones y 8 electrones; luego, es posible verificar que la distribución electrónica del oxígeno es la siguiente:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$$

Es de anotar que en los orbitales más externos del átomo de oxígeno (ambos del nivel 2), existen 6 electrones.

El número atómico de hierro es 26; esto significa que el átomo de hierro tiene 26 protones y 26 electrones; luego, es factible comprobar que la distribución electrónica del hierro es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$

Curiosamente, como ocurre con otros elementos (llamados elementos de transición), en el átomo de hierro el orbital 4*s* tiene “menos energía” que el orbital 3*d*; pero aun así, es posible advertir que en los orbitales más externos (4*s* y 3*d*) se encuentran 8 electrones.

2.3 Historia de los elementos químicos

A pesar de que éste trabajo se enfoca en la enseñanza de la noción de elemento químico, se debe mencionar también el concepto de compuesto, ya que los elementos constituyen a los mismos, y muchos de los elementos químicos encontrados a través de la historia parten de haber encontrado algún compuesto. El hombre descubrió y manipuló diestramente metales como el Hierro, Cobre, etc, para implementos domésticos, caza y defensa.

De esas etapas antiguas de desarrollo del hombre, no se tienen registros del descubrimiento de los elementos químicos o no tienen descubridor cierto. Hay muchas razones para que esto ocurriera, entre otras, el estado de la ciencia era incipiente, por ende, la clasificación química aún no era de interés. O fue un descubrimiento colectivo, o con el paso de los años se olvidó al descubiertos de cada uno de estos metales: Oro (Au), Plata (Ag), Cobre (Cu), Estaño (Sn), Hierro (Fe), Plomo (Pb), Mercurio (Hg), y de estos dos no metales: Carbono (C) Y Azufre (S).

Además algunos alquimistas medievales por temor a persecuciones no dejaron registro de los descubrimientos tal es el caso para el Arsénico (As), Antimonio (Sb), Bismuto (Bi) y Zinc (Zn).

A partir del descubrimiento del Fósforo en 1669 por el científico alemán Brand, comenzó a registrarse el descubridor de cada elemento químico. A continuación se presentan los nombres, fechas y lugares de los elementos químicos más representativos y que en esta UD los estudiantes van a familiarizarse mejor.

- Henry Cavendish descubre el ***Hidrógeno*** en 1766 (del griego, aire de Fuego). Solo en 1766, éste científico reconoció este gas con una sustancia química individualizada. Identificó el gas liberado a partir de la reacción de metales con

ácidos como siendo inflamable y descubrió que este gas producía agua cuando era quemado en la presencia de aire. Fue Antonie Lavoisier que, en 1783, dio nombre al hidrógeno al elemento químico y probó que el agua está compuesta por hidrógeno y oxígeno[152].

- Oersted en 1825 descubre el ***Aluminio***, un físico danés muy conocido por sus experimentos sobre electromagnetismo que había iniciado cinco años antes, el que en 1825 lo obtiene tratando una amalgama de potasio con cloruro de aluminio, destilando después la amalgama de aluminio formada. A dicho elemento lo llama *ALUMINIUM*, pero lo publica en un periódico de Copenhague y muy pocos científicos se enteran[153.]
- El ***Yodo*** fue descubierto en 1.811 por Bernard Courtois (1.777-1.838), un fabricante francés de nitro, mientras trataba de obtener esta sustancia a partir de las cenizas de las algas marinas.

  El descubrimiento fue confirmado y anunciado por los químicos franceses Charles Desormes y Nicholas Clément. Al tratar en caliente el extracto alcalino de las cenizas con ácido sulfúrico se desprendía un vapor de color violeta que se condensaba en escamas de color gris brillante.

  En 1.814 Gay-Lussac demostró que se trataba de un nuevo elemento y le llamó yodo, del griego violeta[154].
- Henri Moussan en 1886 aisló el Flúor, El flúor fue un elemento que se resistió mucho a ser aislado. Los químicos sabían dónde encontrarlo, pero resultaba muy difícil separarlo de sus compuestos por su gran reactividad química. Finalmente, fue aislado por Moissan, efectuando una electrólisis de una disolución de fluoruro potásico en ácido fluorhídrico anhidro líquido. Para albergar el gas empleó un recipiente de platino y de iridio[155.]
- Pristley separó del aire un gas relajante en 1774 que Lavoisier lo bautizó Oxígeno (del griego, productor de ácido) Quién primero lo preparó fue Scheele, un químico sueco, en 1772. Lo identificó como uno de los principales constituyentes del aire y lo llamó *aire de fuego* y *aire de vitriolo*. No obstante, a quien se considera generalmente como su descubridor es a Priestley, puesto que publicó sus resultados en 1774, mientras que Scheele retrasó su publicación hasta 1777. En su preparación original, Priestley calentó lo que hoy conocemos como óxido de mercurio, HgO, y observó el desprendimiento de un gas. A este gas lo denominó

aire deflogistizado y observó que aumentaba la brillantez de una llama. Sin embargo, fue Lavoisier quien reconoció en el nuevo gas un elemento y lo llamó oxígeno en 1777(del griego *oxy genes* formador de ácidos).

2.4 Nombres y símbolos de los elementos químicos

El símbolo del elemento se compone de una o dos letras, la primera en MAYÚSCULA.

A continuación aparece en la tabla 2.1, los nombres actuales, los símbolos, el nombre del cual proviene el nombre actual de cada elemento químico

Tabla 2-1 Nombres y Símbolos de los Elementos Químicos

Símbolo	Nombre Actual	Procedencia Nombre
Ac	Actinio	del griego *aktinos* (destello o rayo).
Al	Aluminio	del latín *alumen*.
Am	Americio	de América
Sb	Antimonio	de *antimonium*; **Sb** proviene de *stibium*.
Ar	Argón	de *argos* (inactivo).
As	Arsénico	*arsenikon*, oropimente amarillo (auripigmentum).
At	Astato	del griego *astatos* (inestable).
S	Azufre	del latín *sulphurium*
Ba	Bario	del griego *barys* (pesado).
Bk	Berquelio	de Berkeley (universidad de California).
Be	Berilio	de *berilo* (esmeralda de color verde).
Bi	Bismuto	del alemán *weisse masse* (masa blanca).
B	Boro	del árabe buraq.
Br	Bromo	del griego *bromos* (hedor, peste).
Cd	Cadmio	del latín *cadmia* (carbonato de zinc).
Ca	Calcio	de calx (caliza).
C	Carbono	carbón.
Ce	Cerio	por el asteroide Ceres.
Cs	Cesio	de *caesius* (color azul

		celeste).
Zn	Cinc	del aleman *zink* (origen oscuro).
Cl	Cloro	del griego *chloros* (amarillo verdoso).
Cr	Cromo	del griego *chroma* (color).
Co	Cobalto	de *cobalos* (mina). También se asegura que es el nombre de un espíritu maligno de la mitología alemana.
Cu	Cobre	de *cuprum* (Chipre).
Cm	Curio	en honor de Pierre y Marie Curie.
Dy	Dysprocio	del griego *dysprositos* (volverse duro).
Es	Einstenio	en honor de Albert Einstein.
Er	Erbio	
Sc	Escandio	De Escandinavia
Sn	Estaño	del latín *stannum*
Sr	Estroncio	de *Strontian* (ciudad de Escocia).
Eu	Europio	de Europa
Fm	Fermio	en honor de Enrico Fermi
F	Flúor	de *fluere*.
P	Fósforo	de phosphoros (portador de luz).
Fr	Francio	de Francia.
Gd	Gadolinio	en honor del químico finlandés Gadolin.
Ga	Galio	de *Gallia* (Francia).
Ge	Germanio	de *Germania* (Alemania).
Hf	Hafnio	de *Hafnia* (nombre latino de Copenhague).
He	Helio	de la atmósfera del sol (helios).
H	Hidrogeno	Engendrador de agua.
Fe	Hierro	de *ferrum.*
Ho	Holmio	del latín Holmia (Estocolmo).
In	Indio	Debido al color índigo (añil) que se observa en su espectro.
Ir	Iridio	de arco iris.
Yb	Iterbio	de Ytterby (pueblo de Suecia).

Y	Itrio	de *Ytterby* (pueblo de Suecia).
Kr	Kriptón	del griego *kryptos* (oculto, secreto).
La	Lantano	del griego *lanthanein* (yacer oculto).
Lw	Laurencio	en honor de E. O. Lawrence.
Li	Litio	de lithos (roca).
Lu	Lutecio	de *Lutetia* (antiguo nombre de Pans).
Mg	Magnesio	de Magnesia, comarca de Tesalia- Grecia
Mn	Manganeso	de *magnes* (magnético).
Md	Mendelevio	En honor del químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev, padre de la actual tabla periódica.
Hg	Mercurio	del planeta Mercurio. Dioscórides lo llamaba plata acuática (en griego *hydrargyros*): **h**ydra=agua, **g**yros= plata.
Mo	Molibdeno	de *molybdos* (plomo).
Nd	Neodimio	de *neos-dydmos* (nuevo gemelo).
Ne	Neón	del griego neos (nuevo).
Np	Neptunio	del planeta Neptuno
Ni	Níquel	del alemán *kupfernickel* (*kupfer*, cobre; *nickel*, demonio).
Nb	Niobio	de Níobe (hija de Tántalo).
N	Nitrógeno	engendrador de nitratos (nitrum)
No	Nobelio	
Au	Oro	de *aurum* (aurora resplandeciente).
Os	Osmio	del griego *osme* (olor).
O	Oxigeno	formador de ácidos (oxys)
Pd	Paladio	
Ag	Plata	del latín *argentum*.
Pt	Platino	por su similitud a la plata (cuando en 1748 el español don Antonio de Ulloa lo encontró en una expedición por Sudamérica lo llamó "platina").

Pb	Plomo	del latín *plumbum*
Pu	Plutonio	del planeta Plutón
Po	Polonio	de *Polonia* (en honor de la científica polaca Marie Curie).
K	Potasio	inglés *pot ashes* (cenizas). **K** proviene de *kalium*.
Pr	Praseodimio	de *prasios* (verde) y *didymos* (gemelo).
Pm	Prometio	de Prometeo (personaje mitológico).
Pa	Protactinio	de *protos* (primero) y *actinium*.
Ra	Radio	del latín *radius* (rayo).
Rh	Rodio	del griego *rhodon* (color rosado).
Rn	Radón	*radium emanation* (emanación radioactiva).
Re	Renio	del latín *Rhenus* (Rin).
Rb	Rubidio	de *rubidius* (rojo muy intenso).
Ru	Rutenio	del latín *Ruthenia* (Rusia).
Sm	Samario	en honor del ruso Samarski.
Se	Selenio	de *Selene* (la Luna).
Si	Silicio	de *silex* (sílice).
Na	Sodio	Del latín sodanum (sosa); Na proviene del latín natrium (nitrato de sodio).
Tl	Talio	del griego *thallos* (vástago o retoño verde).
Ta	Tantalio	de Tántalo (mitología).
Tc	Tecnecio	de *technetos* (artificial).
Te	Telurio	de *Tellus* (tierra).
Tb	Terbio	de *Ytterby* (pueblo de Suecia).
T	Titanio	de los Titanes (los primeros hijos de la Tierra según la mitología griega).
Th	Torio	de Thor (dios de la guerra escandinavo).
Tm	Tulio	*Thule* (nombre antiguo de Escandinavia).
W	Tungsteno	del inglés *wolfrahm* y el sueco tung sten (en ambos, piedra pesada).
U	Uranio	del planeta Urano
V	Vanadio	de *Vanadis* (diosa

		escandinava).
Xe	Xenón	del griego *xenon* (extraño, raro).
I	Yodo	del griego *iodes* (violeta).
Zr	Zirconio	del árabe *zargun* (color dorado).

2.5 Periodicidad química

Tal como se conoce actualmente, la denominada tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los elementos químicos en función de sus propiedades; sin embargo, el desarrollo de la tabla periódica está directamente relacionado con el descubrimiento de los elementos químicos, el estudio de las propiedades físicas y el comportamiento químico de los elementos, la existencia de isótopos, la noción de masa atómica, el concepto de número atómico y la relación entre masa atómica y propiedades de los elementos químicos. Ya se ha mencionado que en la antigüedad se conocía el oro, la plata, el cobre, el plomo, el mercurio, el azufre, el arsénico y el antimonio.

El primer descubrimiento (científico) de un elemento químico (el fósforo) lo hizo Hennig Brandt (1630 a 1710) en 1669, a partir de la calcinación de residuos de orina. Luego se conocieron nuevos elementos como el hidrógeno (1671), el oxígeno (1772), y el nitrógeno (1772). En una lista de sustancias simples que tenía Lavoisier aparecían 33 elementos. Con la incursión de la pila, de los estudios de la electricidad y de la electrólisis, se aislaron varios metales alcalinos y alcalinotérreos. En 1830 se conocían 55 elementos y esta cifra creció notoriamente con el perfeccionamiento del espectroscopio. El descubrimiento de nuevos elementos y el estudio de sus propiedades, pusieron en evidencia algunas semejanzas entre ellos y aumentó el interés por buscar algún tipo de clasificación.

Un primer intento de clasificar los elementos químicos provino de Lavoisier, quien propuso dividirlos en metales, no metales y metaloides. En 1817, Johann Wolfgang Döbereiner (1780 a 1849) puso de manifiesto el parecido que existía entre ciertas triadas de elementos; hacia 1850 habían unas 20 triadas, *v. gr.* litio, sodio y potasio; calcio, estroncio y bario, azufre, selenio y telurio; cloro, yodo y bromo. En 1864, Alexandre–

Emile Béguyer de Chancourtois (1820 a 1886) elaboró una hélice de papel y en ella puso los elementos conocidos, ordenados por masa atómica; aunque el diagrama sugería cierta periodicidad resultó ciertamente complicado. En 1864, John Alexander Reina Newlands (1837 a 1898) informó que al organizar los elementos químicos en creciente de masa atómica, el octavo elemento, después de cualquiera, tenía ciertas propiedades similares al primero; así surgieron las octavas de Newlands (*v. gr.* Li, Be, B, C, N, O, F; Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl).

Cuando se conocían 63 elementos, en 1869, Dimitri Ivánovich Mendeléyev[2] (1834 a 1907), quien además estudió el espectro de emisión de varios elementos, publicó una tabla periódica, muy similar a la que se utiliza actualmente. En 1870, Julius Lothar Meyer presentó una clasificación basada en la periodicidad de los volúmenes atómicos en función de la masa atómica. Aun así, la tabla periódica de Mendeléyev presentaba irregularidades y problemas; posteriormente tuvo que incorporar los gases nobles, las "tierras raras" y elementos radioactivos. Al estudiar los espectros de rayos X, en 1913 Henry Moseley (1867 a 1915) comprobó que al representar la raíz cuadrada de la frecuencia de la radiación en función del número de orden en el sistema periódico se obtenía una recta; se pensó entonces que el orden debía ser el reflejo de alguna propiedad de la estructura atómica (que hoy se sabe es el número atómico, Z).

2.5.1. Organización de la Tabla Periódica

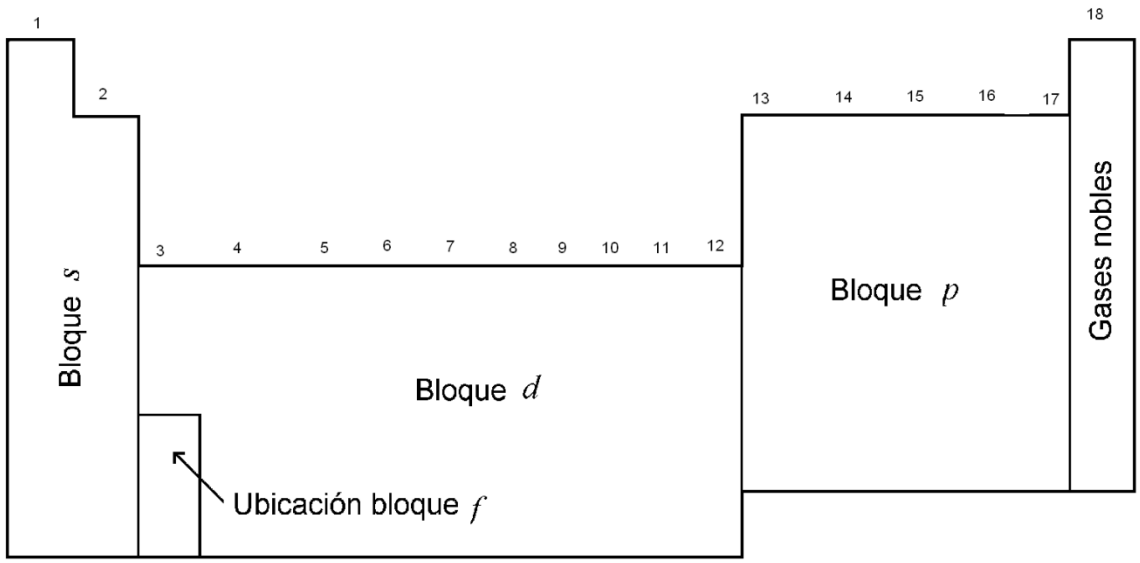
En la tabla periódica moderna, los denominados grupos corresponden a las columnas mientras que los periodos se ajustan a las filas. El periodo de cualquier elemento queda determinado por el nivel principal más alto que aparezca en la distribución electrónica; mientras tanto, la verificación del grupo puede ser un poco más complicada: 1. Si el átomo posee una distribución electrónica que termina en ns^x (x = 1 o 2) o en $ns^2\ np^y$ (y = 1 a 6), el valor numérico de la suma de los electrones presentes en s y en p, dará el grupo. 2. Si el átomo posee una distribución electrónica que termina en $ns^2\ (n–1)d^z$ (z = 1 a 10), el valor numérico de la suma de los electrones presentes en s y d (que debe dar

[2] Dmitri Ivanovich Mendeleev (1836-1907) Químico ruso. Su trabajo acerca de la clasificación periódica de los elementos es considerado por muchos como el logro más importante de la química en el S. XIX

entre 3 y 12). 3. Si el átomo tiene una distribución que termina en $ns^2\,(n–1)d^{10}\,np^y$, el valor numérico del grupo resulta de la suma (2 + 10 + y).

Teniendo el tipo de orbitales en los que termina la configuración electrónica de los átomos de los elementos químicos y su ubicación en la tabla periódica, se distinguen distintos bloques: *s*, *p*, *d* y *f*. En la figura 2.5 se ilustra este tipo de distribución.

Figura 2-5 Tabla periódica con la distribución en bloques



Vale la pena destacar que los denominados elementos de las tierras raras, la serie lantánida y la serie actínida, que corresponden a los elementos del bloque *f*, se disponen en un conjunto que literalmente se separa del cuerpo amplio de la tabla periódica. Sin distinción de grupos, una práctica que ahora es poco usual, los grupos de la tabla periódica se identifican el 1 al 18.

La tabla periódica también aparece organizada del tal forma que los elementos de carácter metálico se separan (aunque sutilmente) de los elementos de carácter no metálico. En líneas generales los elementos metálicos se ubican hacia la izquierda y los no metálicos hacia la derecha; los elementos boro, silicio, arsénico, telurio y astatino, describen, partiendo del 13 y en diagonal hacia la derecha, una especie de división entre los elementos de carácter metálico y los elementos de carácter no metálico; en esta "zona de frontera" se ubican los denominados elementos metaloides.

Por razones de comportamiento químico, en algunas ocasiones y por motivo de los compuestos característicos que forman algunos elementos, en la tabla periódica también es posible distinguir algunos grupos especiales: El grupo 18, llamado grupo 0 (gases nobles, gases raros ó gases inertes); el grupo 17, de los halógenos, el grupo 16 de los calcógenos (formadores de cal), el grupo 15, de los pnicógenos; el grupo 1, de los metales alcalinos y, el grupo 2, de los metales alcalinotérreos.

2.6 Propiedades Periódicas

Son el carácter metálico, el tamaño atómico, el radio iónico, la energía de ionización, la energía de afinidad electrónica y, la electronegatividad.

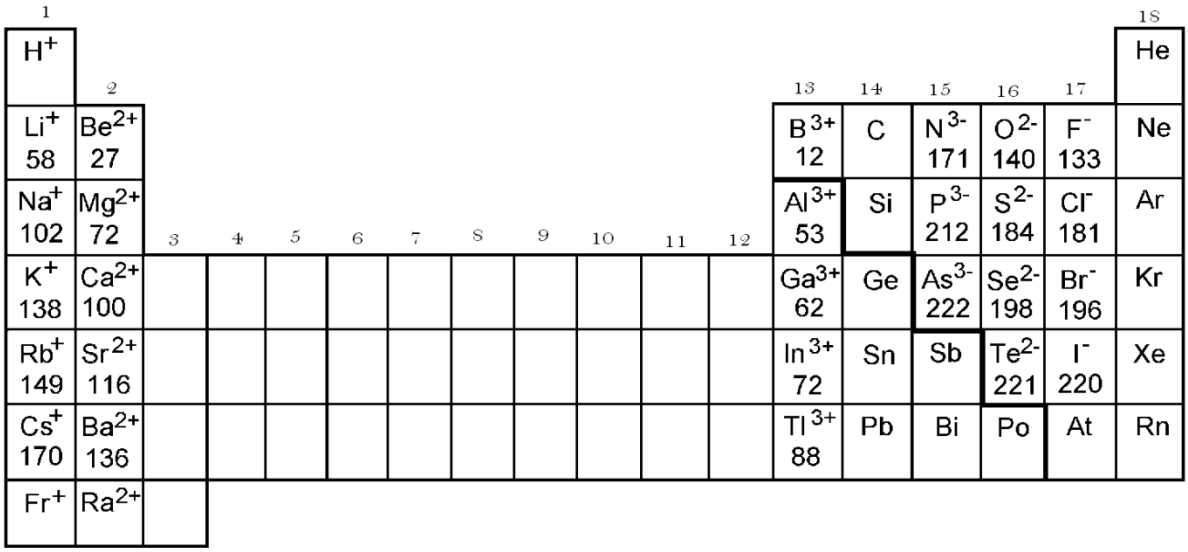
En la tabla periódica, el carácter metálico aumenta hacia la izquierda en los periodos y aumenta hacia abajo en los grupos. En otro sentido, tal como se ilustra en la Figura 2.6, el tamaño iónico, medido en picómetros (pm), aumenta hacia la izquierda en los periodos y se incrementa hacia abajo en los grupos.

Figura 2-6 Tamaño Iónico medido en picómetro (pm).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 37																	He 31
Li 152	Be 112											B 85	C 77	N 70	O 73	F 72	Ne 71
Na 186	Mg 160											Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
K 227	Ca 197											Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215											In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222											Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 141
Fr	Ra																

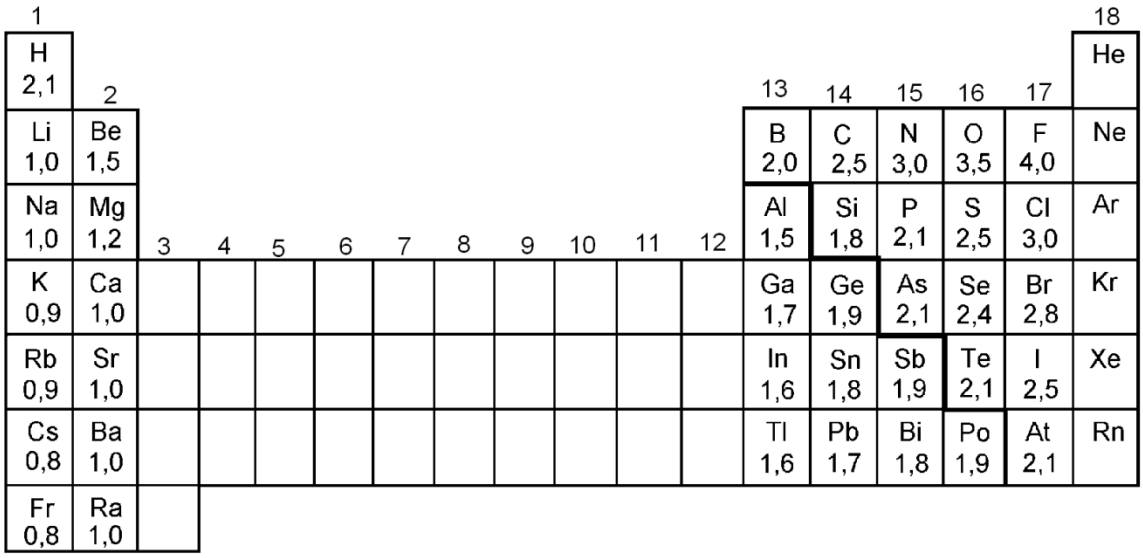
Es bien conocido que un ***ión*** se forma cuando el número de electrones de un átomo se altera por ***sustracción*** ó por ***adición***; surgen entonces las especies llamadas ***cationes*** o ***aniones***. El tamaño iónico (en pm), que naturalmente es distinto del tamaño atómico, muestra la tendencia a aumentar hacia la derecha en los periodos y a crecer hacia abajo en los grupos de la tabla periódica, tal como se ilustra en la Figura 2.7

Figura 2-7 Tamaño Atómico



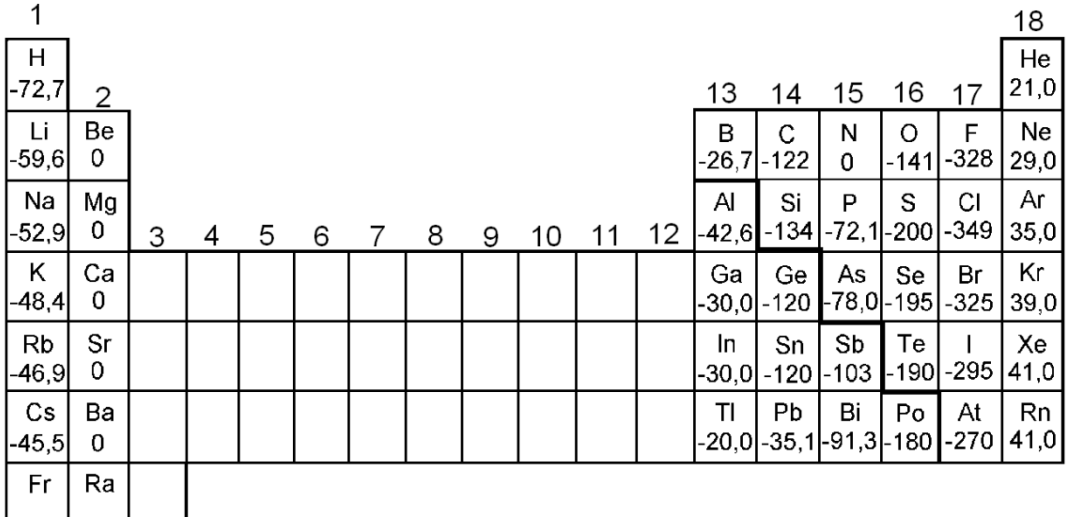
La denominada energía de ionización (I) es un proceso que, en el estado gaseoso, se puede representar así: Átomo neutro + energía $\rightarrow$ Catión + e^-. En la Figura 2.8 se muestras algunos datos correspondientes a la primera energía de ionización (en kJ mol^{-1}) de los átomos de algunos elementos.

Figura 2-8 Energía de Ionización



En la Figura 2.9 se muestra la tendencia de la denominada energía de a**finidad electrónica** (***E***$_a$). Se trata de un proceso que en el estado gaseoso se puede ilustrar de la siguiente forma: Átomo neutro + e $\rightarrow$ Anión + energía. La energía también se da en kJ mol^{-1}.

Figura 2-9 Afinidad Electrónica



La denominada electronegatividad (χ) es una propiedad de los átomos que está relacionada, en forma cuantitativa, con la distribución de los llamados electrones de valencia (electrones ubicados en los niveles cuánticos más externos) de los átomos, cuando estos participan en la formación de **enlaces químicos**. De una forma

aproximada: $\chi = \frac{1}{2}(I + E_a)$. En la Figura 2.10 se muestran los valores de electronegatividad para los átomos de algunos elementos.

Figura 2-10 Electronegatividad

1												13	14	15	16	17	18
H 2,1	2																He
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 1,0	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,9	Ca 1,0											Ga 1,7	Ge 1,9	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,9	Sr 1,0											In 1,6	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,8	Ba 1,0											Tl 1,6	Pb 1,7	Bi 1,8	Po 1,9	At 2,1	Rn
Fr 0,8	Ra 1,0																

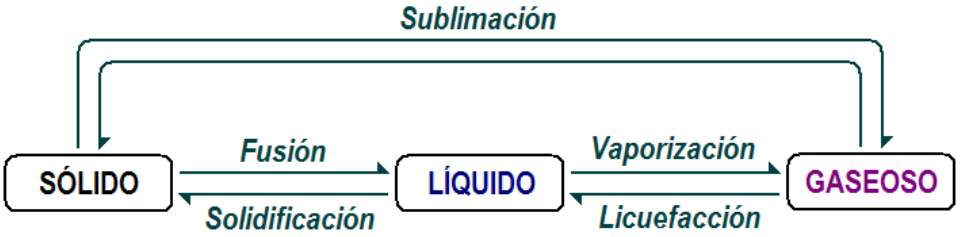
Finalmente, existe una especie de propiedad periódica, denominada efecto del par inerte, que se describe como una tendencia a la formación de iones con carga menor en dos unidades a la que corresponde, en general, al grupo. Algunos de estos pares son In y Tl (del grupo 13), Sn y Pb (de los grupos 15 y 14) y, Sb y Bi (del grupo 15). También se ha descrito la existencia, especialmente en la familia de los elementos representativos, de algunos pares diagonales (hacia la derecha de la tabla periódica), como Li y Mg, Be y Al, B y Si, que presentan propiedades similares[157, 158].

2.7 Cambio físico

Los sistemas termodinámicos pueden someterse a distintas transformaciones sin que la estructura electrónica de los átomos cambie; esto es, sin que para el mismo átomo desaparezcan o se sumen electrones. En este mismo sentido, si el sistema está conformado por uno o más compuestos, las moléculas de estas sustancias no sufren alteraciones (por ejemplo ruptura o formación de enlaces químicos) como consecuencia de los cambios de estado. En estos casos se habla de transformación física. Tal como se muestra en la Figura 2.11, algunos ejemplos de cambios físicos son los siguientes: la fusión (de un sólido), la evaporación (de un líquido), la sublimación, la solidificación y la

licuefacción. Las transformaciones alotrópicas o cambios de fase también representan cambios físicos.

Figura 2-11 Cambios Físicos de las Sustancias Químicas



2.8 Cambio químico

Por encima de muchas propiedades, los átomos de los elementos químicos tienen una característica fundamental: según las condiciones de presión y temperatura, pueden interactuar, algunas veces consigo mismo pero muchas veces con otros átomos para formar moléculas; la existencia de tales moléculas se debe a la capacidad que tienen tales átomos de unirse, en proporciones definidas y en proporciones múltiples, a través de enlaces químicos. El enlace químico permite que a condiciones estándar termodinámicas algunos elementos como el hidrógeno (H_2), el oxígeno (O_2), el nitrógeno (N_2), el flúor (F_2), el cloro (Cl_2), el yodo (I_2) y el boro (Br_2), existan en forma de moléculas diatómicas. El ozono (O_3), el fósforo blanco (P_4), el azufre (S_8), el carbono en forma de diamante (C_n) también son moléculas homoatómicas (de un mismo átomo) que existen gracias al enlace químico.

Pero, más allá de esto, existen numerosísimas y variadas moléculas heteroatómicas (formadas por distintos átomos y en diferentes proporciones), cuyas estructuras se explican a través de la formación de enlaces químicos. Algunos ejemplos de moléculas sencillas son el agua (H_2O), el amoniaco (NH_3), el metano (CH_4), el dióxido de carbono (CO_2), el cloro formo ($CHCl_3$), el formaldehido (H_2CO), el monóxido de carbono (CO), el cloruro de hidrógeno (HCl), el hidruro de boro (BH_3) y el hidróxido de sodio (NaOH), entre otras; algunas moléculas complejas, en términos de composición y estructura, son la sacarosa, el polietileno, la clorofila y el DNA.

Como consecuencia de lo expuesto es posible afirmar que el enlace químico es un fenómeno por el cual dos átomos de una misma clase ó distintos interactúan entre sí para formar sistemas que energéticamente son más estables que las especies aisladas. Un hecho cierto es que en la formación del enlace químico intervienen los electrones más externos (llamados electrones de valencia) de los átomos y es claro que toda unión química implica la participación de un par electrónico (dos electrones). En cierto tipo de unión química, el par electrónico del enlace se transfiere por completo a uno de los átomos que participa en el proceso, a este tipo de unión se le denomina enlace iónico; en otros casos la unión química se forma como resultado de la compartición de los electrones entre los dos átomos que interactúan, surge así el denominado enlace covalente.

Capítulo 3

3. Bases pedagógicas y curriculares

Una parte importante en la enseñanza de las ciencias tiene que ver con la idea de cambios conceptuales a partir de las ideas previas, pero no se debe olvidar que una de las premisas fundamentales del constructivismo es la de enseñar partir de lo que se sabe, no desplazándose hacia lo que el alumno no sabe. Dentro del contexto escolar al considerarlas potencialmente útiles como punto de anclaje para el aprendizaje de nuevas ideas (CLEMENT *et al.*, 1989).

A partir de estas ideas y de la unión con las analogías se puede llegar a construir nuevo conocimiento, más exactamente a partir de un calendario que facilite la comprensión sobre la clasificación periódica de los elementos químicos y la idea de *periodicidad*, en un espacio de aprendizaje óptimo, con buena comunicación con el docente, con partición activa y creativa y, mediante la construcción de nuevas analogías.

3.1 Aportes de los lineamientos curriculares en ciencias naturales y educación ambiental

Según los lineamientos curriculares, el objetivo central de la escuela es el avance humano lo que implica entre otros el desarrollo del pensamiento científico, que se asocia considerablemente con las destrezas básicas como la observación, la clasificación, la

comparación, la medición, la descripción, la organización coherente de la información, la predicción, la formulación de inferencias e hipótesis, la interpretación de datos, la elaboración de modelos y la obtención de conclusiones.

Así, los lineamientos curriculares definen el rol del educador como un trabajador, comunicador, interprete de necesidades y orientador; también destacan la importancia de su formación pedagógica, científica especializada y personal. Estos aspectos conciernen al perfil que el docente debe desplegar en clase. Tales lineamientos, por demás, un papel fundamental de la educación en la formación del estudiante como ciudadano y su formación para el desarrollo productivo. A juicio de muchos, estos aspectos no son preponderantes porque consideran fundamental la formación del carácter y el desarrollo del pensamiento cuyas consecuencias naturales serían los aspectos inicialmente descritos.

Las nuevas tendencias en lineamientos establecen o señalan a la evaluación como un proceso reflexivo y valorativo del quehacer humano que debe desempeñar un papel regulador, orientador, motivador, y dinamizador de la actividad antrópica. Debe servir como instrumento, tanto de aprendizaje como de mejoramiento de la docencia; el profesor debe considerarse como elemento responsable de los logros que obtengan sus alumnos. La función de la evaluación más allá de medir debe ser: permanente, integral y generadora de expectativas. En este trabajo se pretende la aplicación de algunas estrategias de evaluación como: evaluación del trabajo del estudiante, inventarios de lectura, registro de observaciones, reflexiones y declaración de conocimiento, entre otras acciones evaluativas.

Los lineamientos curriculares describen la necesidad de partir de lo que el estudiante ya sabe (ideas previas). En la educación oficial éste aspecto toma relevancia porque los estudiantes presentan falencias conceptuales debido a la carencia de integración y aplicación de los conocimientos a su realidad y de acuerdo con Amaya y Buitrago, 2003: “La ciencia y la tecnología son aspectos fundamentales en el sistema productivo y en la vida cotidiana de las sociedades actuales. La población en general y las instituciones educativas en particular, necesitan construir una cultura científica y tecnológica para comprender la complejidad de la realidad contemporánea, adquirir habilidades que les permita desenvolverse en la vida cotidiana y en su entorno en general”.

3.2 Reorganización de la enseñanza por ciclos[3]

La reorganización escolar por ciclos educativos que se propone desarrollar la Secretaría de Educación de Bogotá tiene como propósito responder a las exigencias de una educación contemporánea, en condiciones de equidad, calidad y pertinencia. En otras palabras, la transformación pedagógica para la calidad de la educación tiene como eje principal la reorganización de la enseñanza por ciclos, puesto que ésta modalidad constituye una acción estratégica para iniciar la vía hacia la excelencia educativa.

Esta nueva organización de la enseñanza comprende cinco ciclos que se extienden desde el nivel preescolar hasta concluir la educación media, en la siguiente forma: un primer ciclo, que abarca el preescolar y los grados primero y segundo de primaria; segundo ciclo, que cubre los actuales tercero y cuarto grado; el tercer ciclo, que involucra los grados quinto a séptimo; el cuarto ciclo, que concierne a los grados octavo y noveno y, el quinto ciclo, que incluye los grados décimo y undécimo que corresponden a la enseñanza media vocacional, que ahora se articula con la educación superior. Cada ciclo desarrolla de manera integral los aspectos cognitivos, afectivos, de relaciones interpersonales, psicológicos y sociales propios de cada edad para formar personas felices, autónomas, y ciudadanos corresponsables con la sociedad y la ciudad. La identidad de cada ciclo tiene en cuenta las características particulares de los niños y jóvenes, sus gustos, intereses y necesidades formativas.

La aplicación de la organización por ciclos se basa en el reconocimiento de la autonomía escolar y de la capacidad de cada institución educativa para ser artífice de su proyecto académico. Son propósitos fundamentales de la reorganización de la enseñanza por ciclos:

1. La creación conjunta con los maestros y maestras, las directivas docentes y la comunidad educativa de las condiciones pedagógicas necesarias para que la escuela y el colegio, reorganizado por ciclos, proporcionen los conocimientos, aprendizajes y

[3] www.redacademica.edu.co. Tomado el 25 de Agosto de 2011

valores indispensables para un mejor desempeño académico y formativo de los estudiantes.

2. La construcción colectiva con los maestros y maestras de los saberes, aprendizajes y habilidades que se deben adquirir y desarrollar en cada uno de los ciclos.

3. La transformación de las concepciones y prácticas pedagógicas y administrativas, para elevar la calidad de la enseñanza y el aprendizaje.

4. La promoción y acompañamiento de innovaciones, experiencias y proyectos de investigación educativa y pedagógica en cada uno de los ciclos académicos.

La meta prevista para el cuatrienio 2010–2014 es la reorganización de la educación por ciclos en 370 instituciones educativas públicas del Distrito Capital y las acciones para la implementación de la reorganización de los ciclos educativos son las siguientes: Construir de consensos y compromisos en la comunidad educativa para la adopción de la organización por ciclos educativos, adoptar institucionalmente los nuevos ciclos de enseñanza, elaborar una propuesta para la nueva estructura administrativa y curricular que dé identidad a los ciclos en el marco del rediseño de los planes educativos institucionales, definir y elaborar programas y planes de estudio acordes con la organización por ciclos, diseñar estrategias de evaluación por grado y ciclo, conformar un equipo de trabajo líder para cada ciclo, y proponer innovaciones pedagógicas y proyectos de investigación que contribuyan a la sistematización de la reorganización por ciclos.

3.3 Estándares y lineamientos curriculares[4]

Luego de año y medio de trabajo con docentes especializados de las diferentes áreas, el Ministerio de Educación Nacional le entrega al país una propuesta de estándares curriculares para matemáticas, lengua castellana, ciencias naturales y educación ambiental.

Estos estándares son apenas la primera etapa de un proceso que se extenderá a las demás áreas obligatorias y fundamentales que establece la Ley 115 de 1994 y se constituyen en una base para que las instituciones escolares los enriquezcan con sus experiencias. El punto de partida fueron los lineamientos curriculares producidos por el

[4] http://www.mineducacion.gov.co/1621/article-87872.html tomado el 25 de septiembre de 2011.

Ministerio de Educación. Su desarrollo se enriqueció con la participación de maestros de diversas regiones y de académicos, así como con la consulta a currículos de otros países. Con estos estándares se busca dar mayor concreción a los lineamientos expedidos, de manera que las instituciones escolares cuenten con una información común para formular sus planes de estudio, respetando su autonomía.

La Comisión internacional sobre educación, equidad y competitividad económica en América Latina y el Caribe, en su último informe, "Quedándonos atrás" publicado en 2001, al referirse a los problemas fundamentales que generan brechas en la educación en América Latina, ubicó en primer lugar la ausencia de estándares curriculares: "Hasta la fecha, ningún país del hemisferio ha establecido, divulgado o implementado estándares nacionales comprensivos, lo que impide que los países cuenten con una percepción clara de dónde están, a dónde quieren ir y cuán lejos se encuentran de la meta deseada". Por esta razón, y con base en los resultados de las diversas evaluaciones, el Ministerio de Educación Nacional decidió desarrollar una propuesta de estándares curriculares, inicialmente para las áreas de matemáticas, lengua castellana, y ciencias naturales y educación ambiental que precisan, para cada área del conocimiento y grado, los desempeños que todos los estudiantes del país deben alcanzar. Cada uno de los documentos presentado por el Ministerio formula un conjunto de expectativas de lo que se aspira sepan los estudiantes y puedan hacer con lo que saben en cada una de esas áreas, en las enseñanza preescolar, básica y media.

3.4 **Unidades didácticas**

La Unidad didáctica se propone como una estructura que organiza y secuencia las actividades que permiten las dinámicas del desarrollo del proceso enseñanza-aprendizaje, que responden a una lógica interna en la que se articulan los objetivos, contenidos y metas de trabajo en el aula. De esta forma, la unidad didáctica se interpreta como “sistema que interrelaciona los elementos que intervienen en el proceso enseñanza –aprendizaje, con una alta coherencia metodológica interna, empleándose como instrumento de programación y orientación de la práctica docente. Se estructura

mediante un conjunto de actividades que se desarrollan en un espacio y tiempo determinado para promover el aprendizaje de los estudiantes" (GARCIA, 2003)

Existen diferentes estrategias para desarrollar una unidad didáctica, la que se trabajó en éste trabajo final corresponde a la presentada por (ABELLA, 2011), las unidades didácticas deben ser abiertas que permitan iniciar su construcción según las necesidades del contexto.

Se debe partir de unas metas fijadas, unos objetivos ¿para qué?, en éste caso la respuesta, que es lo que se quiere conseguir con la unidad didáctica, viene el reconocimiento de los estudiantes de lo que es e elemento químico, en nuestro mundo donde y en que proporción, luego se seleccionan los contenidos, en éste caso se responde al ¿qué? ¿Qué se va a enseñar? la temática es elemento químico como noción, que el estudiante involucre los elementos químicos como el ingrediente principal de todo el mundo que lo rodea.

En cuanto al ¿cómo? Tenemos las actividades a desarrollar, aquí hay unas **actividades de Iniciación** que van a permitir explicitar las ideas de los estudiantes y reconocer sus modelos iníciales, otras **actividades para promover evolución de modelos iníciales** éstas van a permitir al estudiante identificar nuevos puntos de vista que le sirvan para solucionar las situaciones problema; **actividades de síntesis** que ofrecen el espacio para que los estudiantes expliciten sus aprendizajes y sus propias conclusiones, debe evitarse que el docente sea quien concluya, y finalmente se tienen las **actividades de generalización** donde se busca un verdadero aprendizaje significativo donde lo aprendido se lleve a otros contextos.

El planificar de forma diferente requiere estrategias evaluativas diferentes, donde la evaluación permanente, la autorregulación de los estudiantes y la constante retroalimentación de cada una de las partes de la unidad, permite evidenciar el alcance de los objetivos y replantear tanto contenidos como actividades.

Como decía Rosalind Driver, no se puede transmitir conocimientos como si fuesen porciones. Lo único que se puede hacer es crear actividades para que los estudiantes actúen y puedan aprender en función de su situación personal, por lo que es difícil fijar

objetivos de aprendizaje comunes a todos los alumnos. En cambio si se pueden definir las finalidades otorgadas a cada de una de las actividades que se pueden diseñar, o mejor, al conjunto de actividades.

La unidad didáctica se puede entender como el diseño propio del currículo con base en los lineamientos del Ministerio de Educación, del PEI y los elementos propios de libertad de cátedra de los docentes; de esta forma se convierte en la herramienta experimental e investigativa del currículo, porque integra tanto intenciones de alumnos como de maestros(Mora, 1999); el contexto escolar y una forma ordenada y flexible de planear el desarrollo de la práctica docente y de articular los contenidos propios de la disciplina teniendo en cuenta el desarrollo histórico-epistemológico y los problemas cotidianos, podría en un futuro reemplazar a los textos de consulta.

Capítulo 4

4. Conclusiones y recomendaciones

4.1 Conclusiones

Para diseñar una unidad didáctica pensada en los docentes y para los estudiantes, se debe tener en cuenta el contexto en el cual se puede desarrollar, la planificación del tiempo; en el cual se abordan las actividades, no puede ser demasiado extensa para un tema puntual, como en éste caso, debido a que lo que se pretende al ser implementada es que al terminar el ciclo 3 los estudiantes alcancen a comprender la noción de elemento químico.

Al terminar de aplicar la unidad didáctica: ¿De qué está hecho el mundo y sus alrededores? Se pretende que el estudiante identifique al elemento químico como sustancia pura formada por átomos de una misma clase, que tiene características únicas, con una serie de propiedades cualitativas y cuantitativas, además, el comprender que el Universo, la Tierra y todos los seres vivos están conformados por elementos químicos.

Se sugiere que se maneje la estructura proporcionada en el cuadro resumen (Ver anexo B) donde al iniciar cada uno de los niveles siguientes dentro del ciclo se avance en la aplicación de la UD. Al iniciar el tema de periodicidad química se puede evaluar la UD, con el fin de despejar cualquier duda que el estudiante presente.

La revisión epistemológica es muy importante en el momento de trabajar un tema en ciencias, ya que la construcción de un concepto como lo es elemento químico tardo casi 2.500 años en construirse, en transformarse, así como se puede transformar el pensamiento de nuestros estudiantes, tomando estas bases epistemológicas es mucho más fácil generar herramientas para la comprensión y aprehensión de un tema en particular.

Así mismo el marco conceptual construido a partir de una extensa revisión bibliográfica debe permitir al docente tener un papel activo para la enseñanza y el aporte de conocimiento verás, que es fundamental al diseñar un trabajo planeador, como lo es una Unidad Didáctica.

La planeación y la creación de estrategias que involucren las demás áreas del conocimiento es un ejercicio enriquecedor en el quehacer profesional como docente, es de vital importancia que el estudiante aprenda a leer e interpretar lo que lee, que argumente, y explique fenómenos para finalmente plantear conclusiones que generen conocimiento y cambio en su pensamiento.

Es muy importante en ésta planeación delimitar el objetivo final de lo que se quiere enseñar, ya que a lo largo del diseño se puede tender a llegar a otros conceptos de más alto nivel que no competen con el currículo, y generar contradicciones; es muy importante conocer el currículo general y de la institución donde se va a ejecutar la Unidad Didáctica.

4.2 Recomendaciones

Esta Unidad Didáctica ésta sujeta a los cambios que los docentes crean oportunos de acuerdo al contexto, y al currículo donde se pueda aplicar, además de las sesiones de trabajo que se sugieren y en los niveles donde se van a aplicar.

La revisión bibliográfica técnica del concepto de elemento químico y el acercamiento epistemológico realizado son una herramienta fundamental para los docentes que implementen la UD, pueden seguir ampliando las actividades.

El orden que se sugiere para realizar las actividades debe tenerse en cuenta ya que la planeación de la UD se puede afectar debido al nivel en el que se aplica. Además cada sesión tiene su propia evaluación en el momento en que el estudiante participa de las mismas.

No obligar a los estudiantes a memorizar los símbolos químicos, a lo largo de la UD se escriben los símbolos al lado de cada elemento para que de ésta manera el estudiante se familiarice con estos.

Y como recomendación final se tiene la aplicación y posterior evaluación de ésta UD para posteriores trabajos finales para éste programa de Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales.

A. Anexo: UNIDAD DIDÁCTICA

¿De qué está hecho el mundo y sus alrededores?

ACTIVIDAD No. 1.

ACTIVIDAD DE DIAGNÓSTICO

OBJETIVOS:

Identificar los preconceptos, que tienen los estudiantes del inicio del ciclo 3, sobre elemento químico.

Realizar un diagnóstico sobre la terminología científica que manejan los estudiantes del ciclo 3.

Reconocer las habilidades comunicativas iniciales de los estudiantes del ciclo 3.

MATERIALES:

Fichas en cartulina de 1/16 (17,5 cm x 25,2 cm), recortes de revistas, lápices de colores, marcador de tinta permanente, tablero.

PROCEDIMIENTO:

Para el(a) profesor(a):

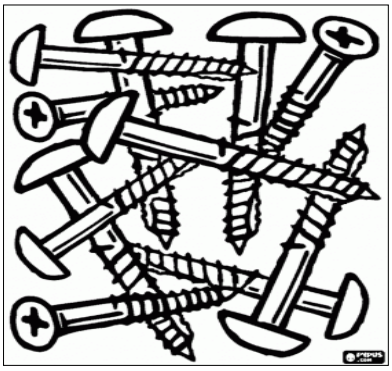
Prepare las gráficas correspondientes (ver ejemplos) para que los estudiantes las coloreen.

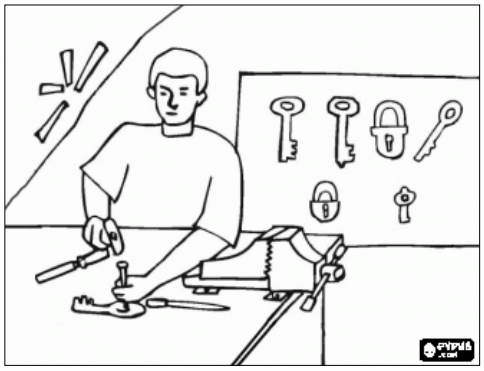
Entregue un conjunto de 5 fichas en cartulina.

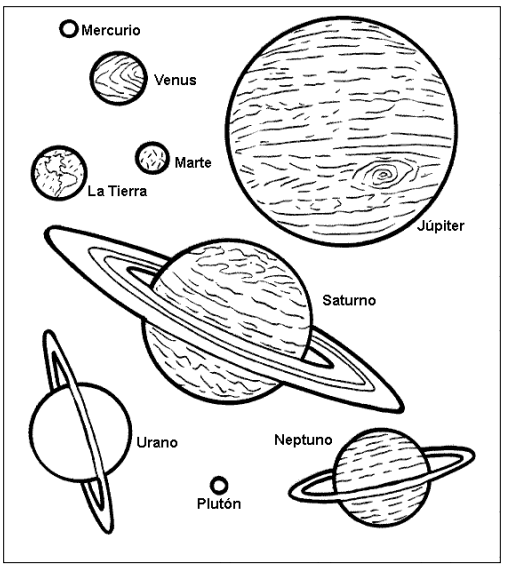
Elabore las conclusiones de la actividad en forma de plenaria.

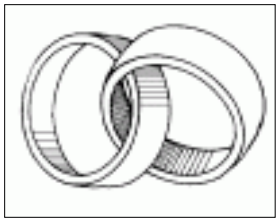
PARA EL ESTUDIANTE:

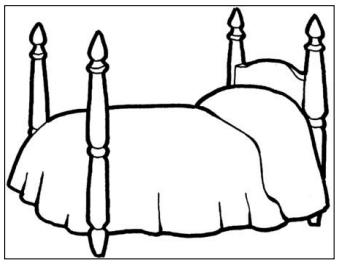
1. Coloree las siguientes imágenes











2. Ahora, responda:
   a. ¿Qué tienen en común estos objetos?
   b. ¿En qué estado físico de la materia se encuentran los objetos representados en las figuras, en la naturaleza? (sólido, líquido o gaseoso).
   c. ¿Puede decir algo sobre la composición de cada uno de estos objetos?

3. Con las revistas, recorte objetos representados y que en la realidad se encuentren en estado sólido, en estado líquido y en estado gaseoso.
4. Intente dar una descripción precisa de la naturaleza de las figuras recortadas.
5. ¿Cuáles los componentes principales del objeto representado en cada figura que recortó?

ACTIVIDAD No. 2

ACTIVIDAD DE LECTURA

Lectura sobre Arquímedes

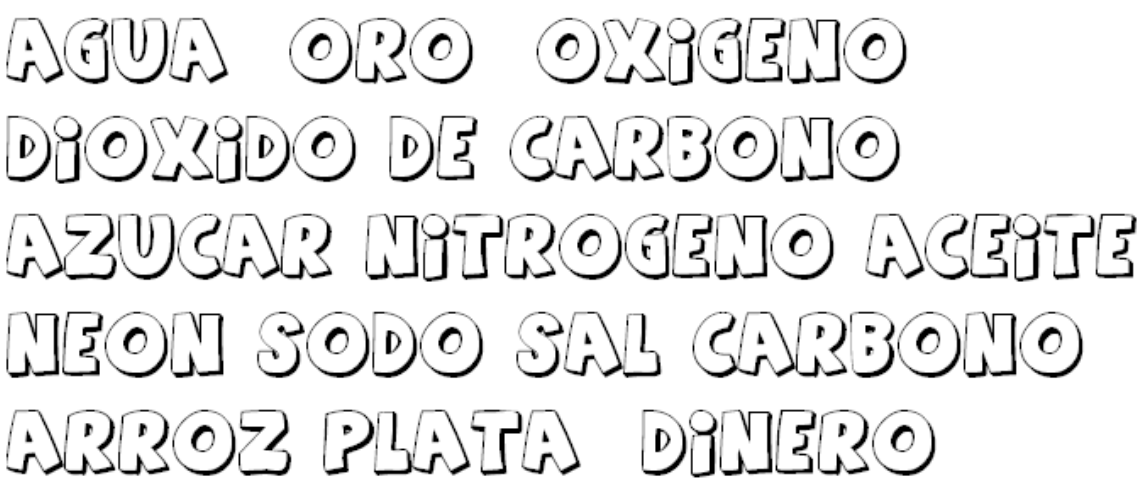
(Tomada de Janet Asimov, Los Angeles Syndicate).

Cuentan los historiadores que años antes de la guerra el rey Herón tuvo sospechas de que su corona no era de oro puro, y pidió a su amigo Arquímedes que confirmara sus conjeturas, sin que la corona sufriera daño alguno; también narran los historiadores que la solución al problema se le ocurrió a Arquímedes en el momento en que tomaba un baño; y de allí corrió desnudo por las calles de Siracusa (su ciudad natal) gritando: "Eureka, Eureka".

Considerando este hecho como el comienzo de su descubrimiento, se cuenta que hizo fabricar dos cuerpos; uno de oro y otro de plata; del mismo peso que el de la corona; después llenó con agua una vasija hasta el borde e introdujo primero el cuerpo del plata; el agua que rebosó resultó ser igual en volumen del cuerpo; sacó el cuerpo e introdujo de nuevo la cantidad de agua perdida. Calculó el peso de la plata correspondiente a una determinada cantidad de agua (igual a su volumen). Repitió el experimento con el cuerpo de oro; observando en este caso, que el volumen de agua desplazada fue menor que el experimento anterior; por último, introdujo la corona del rey en la vasija con la misma cantidad de agua; y encontró que rebosaba más que el cuerpo de oro. Con este golpe de intuición y observación logró demostrar el rey Herón que había sido engañado por el orfebre. Este experimento le permitió calcular el peso específico de las diferentes sustancias, lo que confirmó el fraude de que había sido objeto el rey.

PREGUNTAS DE INTERPRETACIÓN

1. ¿Todos los elementos químicos tienen la misma masa, así tengan el mismo volumen? Justifique su respuesta.
2. Si el orfebre hubiera fabricado la corona en oro, ¿qué habría ocurrido?
3. ¿En qué consiste el denominado principio de Arquímedes?
4. ¿Dónde pesa más una masa de un kilogramo de oro, en la Tierra o en la Luna?
5. Dadas las siguientes sustancias colorea con rojo los nombres de elementos químicos.



ACTIVIDAD No. 3

¿Cómo puedo reconocer los elementos químicos?

Introducción

Los elementos químicos tienen una serie de características físicas que han permitido clasificarlos dentro de una tabla organizada en función del número atómico; éstas características son el color, la dureza, la maleabilidad, el brillo, y el estado físico (sólido, líquido, gaseoso) a determinadas condiciones de presión y temperatura. La principal agrupación que se hace en ésta tabla es por su naturaleza metálica o no metálica.

En ésta práctica Usted podrá reconocer el color, brillo y la maleabilidad de algunos elementos químicos. Recuerde, que incluidos algunos elementos artificiales, la tabla periódica alberga unos 103 elementos químicos que son estables a condiciones estándar termodinámicas (298,15 K y 1,0 bar de presión).

OBJETIVOS:

Describir algunas características físicas de los elementos químicos.

Diferenciar algunos elementos químicos y caracterizarlos como elementos metálicos o como elementos no metálicos.

MATERIALES:

Elementos químicos (magnesio, mercurio, cobre, sodio, calcio, hierro, azufre, aluminio e yodo), placas de vidrio o cajas de Petri, espátulas, rótulos, martillo.

Precaución: *debes tener los implementos de seguridad, como gafas de seguridad, blusa de laboratorio, tapabocas y guantes.*

PROCEDIMIENTO:

Para el profesor:

En las cajas de Petri disponga una pequeña muestras de cada uno de los elementos químicos disponibles, debidamente rotulados; hágalo sobre un mesón en el cuál puedan pasar los estudiantes. El frasco de mercurio no debe abrirse.

Para el estudiante:

Observe detalladamente cada uno de los elementos químicos, lea el nombre y ubique el correspondiente símbolo.

Con ayuda del martillo y sobre un yunque o piedra, ensaye los elementos que al golpear cambian fácilmente su forma.

Complete la siguiente tabla:

Elemento	Color	Brillo	Estado físico
Mercurio (Hg) Magnesio (Mg) Cobre (Cu) Sodio (Na) Calcio (Ca) Hierro (Fe) Azufre (S) Aluminio (Al) Yodo (I)			

2. Responda las siguientes preguntas:

a. ¿Puede agrupar los elementos químicos observados en dos grupos?

b. ¿Cuáles son las características generales de los grupos que surgen?

3. Describa y dibuje (ubique una imagen) los elementos agrupándolos en metales y no metales

Símbolo	Dibujo	Descripción	Metal	No metal
Cobre (Cu)		Es maleable, Es flexible, es de color rojizo….	X	
Mercurio (Hg)				
Magnesio (Mg)				
Sodio (Na)				
Calcio (Ca)				
Hierro (Fe)				
Azufre (S)				
Aluminio (Al)				
Yodo (I)				

4. Redacte sus conclusiones:

_____
_____
_____
_____
_____.

ACTIVIDAD No. 4

DARLE COLOR AL FUEGO

Introducción

Los metales son elementos químicos que buenos conductores de calor y de la electricidad, son dúctiles, resistentes y presentan un brillo característico denominado brillo metálico. A condiciones estándar termodinámicas (298,15 K y 1,0 bar) por lo menos 80 elementos metálicos son sólidos y para poder fundirlos se requiere suministrarle una gran cantidad de energía en forma de calor.

En la corteza terrestre son muy escasos los elementos metálicos que se encuentran libres; por lo general, los metales se encuentran formando compuestos con otros elementos que suelen ser no metales. Para reconocer la presencia de un metal en una muestra mineral o en una mezcla, se realiza, con alguna frecuencia, un análisis cualitativo que consiste en exponer la muestra (que contiene el metal) a una llama, con el propósito de generar incandescencia.

La incandescencia producida por algunos metales, tal como ocurre con los metales alcalinos y alcalinotérreos, tiene la particularidad de ser coloreada. La coloración que es característica del elemento se produce como consecuencia de las transiciones electrónicas que tienen lugar entre niveles externos de los átomos y el nivel 2, conformándose así las líneas espectrales de la denominada serie de Balmer.

OBJETIVOS:

Observar la coloración de la llama emitida por algunos elementos químicos representativos.

Relacionar las propiedades de los elementos químicos al reaccionar ante condiciones en el laboratorio, e identificar los diferentes colores que producen al encenderse como una propiedad de los mismos.

MATERIALES

Elementos químicos (azufre, hierro, magnesio), compuestos químicos (cloruro de litio, cloruro de bario, sulfato de cobre, magnesio, nitrato de estroncio, cloruro de sodio, nitrato de calcio), mecheros de alcohol, espátula, balanza con precisión a 0,1 g, cajas de Petri y cerillas.

PROCEDIMIENTO:

Para el profesor:

Pese una pequeña cantidad de cada sustancia.

Ponga las sustancias en las cajas de Petri, debidamente rotuladas.

Adicione las sustancias al alcohol que se encuentra en los mecheros, tape y agite.

Una vez preparados los mecheros, se les prende fuego con la ayuda de una cerilla.

Para el estudiante:

Observe y describa cada una de las sustancias que se tienen rotuladas en las cajas de Petri, teniendo en cuenta sus características.

Observe y describa el color de cada una de las llamas.

Complete la siguiente tabla:

Nombre de la sustancia	Elemento (metal)	Características	Color de la llama	Imagen

Responda las siguientes preguntas:

¿Por qué cree que el color de la llama cambia de una sustancia a otra, si todas las sustancias contienen un metal?

¿En qué situaciones ha observado que las llamas son de diferentes colores?

ACTIVIDAD No. 5

Lectura:

LOS FUEGOS ARTIFICIALES

Seguro que en más de una ocasión nos hemos quedado sorprendidos admirando la belleza de los fuegos artificiales. Detrás de toda esta belleza existen procesos físicos y procesos químicos. En la base de los fuegos artificiales está el ruido y las luces de colores. Los petardos son artilugios que producen pequeñas explosiones más o menos ruidosas y las bengalas producen chispitas decolores que iluminan durante un tiempo. Resulta fácil comprender los fuegos artificiales como una mezcla de petardos y bengalas.

Los petardos son pequeños cilindros de cartón rellenos de pólvora y con una mecha para encenderla. La pólvora negra es una mezcla de carbón, azufre y nitrato de plomo. Fue inventada por los chinos en el siglo IX, que la utilizaban para hacer fuegos artificiales y armas. Llegó a Europa de la mano de los persas y árabes a partir del siglo XIII donde su uso derivó, desde el original, hasta las armas de fuego que jugaron un papel decisivo en las guerras de los siglos posteriores. Cuando la mecha llega al nitrato de potasio se descompone produciendo oxígeno. Ese oxígeno reacciona con el carbón y el azufre dando lugar a gases calientes que se expansionan rápidamente produciendo el ruido que se escucha.

Para hacer que el petardo tenga algún efecto brillante se le puede añadir polvo metálico de aluminio o magnesio. Por su parte, las bengalas consisten en un pequeño alambre que tiene, en uno de sus extremos, una masa pegada que, al arder, produce luces de colores durante algún tiempo. Esa masa es un engrudo que contiene pólvora y sales minerales como NaCl, KCl, CuCl, entre otros.

Dependiendo de la sal, la bengala será de un color u otro. En la bengala, la pólvora produce los mismos efectos que en el petardo, pero su combustión tiene lugar poco a poco, a medida que avanza a través del engrudo. La energía que se libera en esa combustión hace que los electrones de los átomos metálicos se exciten, y pasan a un nivel energético superior. Cuando dejan de estar excitados, los electrones volverán a su estado de menor energía y liberarán una radiación cuyo color depende del elemento químico de que se trate.

Los fuegos artificiales constan de un cartucho, llamado contenedor, en cuyo interior hay una carga explosiva similar a un petardo junto con una serie de bolas o cilindros, llamados estrellas, con una composición similar a una bengala. En cada estrella se utiliza un engrudo para pegar las sustancias, de manera que se logren efectos de formas y colores: luces brillantes en forma de esfera.

Ahora, responda la siguiente pregunta: ¿Qué otro título le colocaría Usted a la lectura?

Preste atención al siguiente cuadro y compárelo con los resultados de la actividad No. 4.

COLOR	**ELEMENTO PRESENTE**
Rojo	Litio (L) y Estroncio (S)
Naranja	Calcio (Ca)
Amarillo	Sodio (Na)
Verde	Bario (Ba)
Azul	Cobre (Cu)
Plata (destellos)	Aluminio (Al), Magnesio (Mg) o Titanio (Ti)

A partir de la lectura y de lo observado en la actividad No. 4, con sus propias palabras elabore tres conclusiones:

1._____
_____
_____.

2._____
_____
_____.

3._____
_____
_____.

ACTIVIDAD 6

¿CUÁL ES EL NOMBRE DEL ELEMENTO?

OBJETIVO:

Lograr que el estudiante reconozca el nombre de algunos elementos químicos, los más abundantes, y los relacione con objetos de la vida cotidiana**.**

1. Ordena las letras del nombre de un elemento químico y luego relaciónalo con un objeto.

¡NiAULMO

ZARFUE

¡DOOS

LROCO

RHEiRO

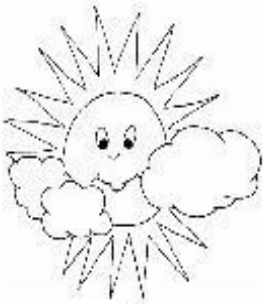
REOBC

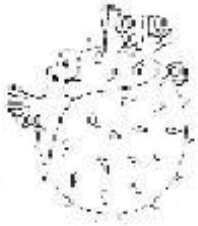
FSOROFO

OHDiRNGOE

LAPAT

XGOiEON





ACTIVIDAD No. 7

¿Cómo están distribuidos los elementos en la Tierra y en los sistemas vivos?

OBJETIVOS:

- Reconocer los elementos químicos que están presentes en la corteza terrestre.
- Interpretar tablas de datos
- Elaborar gráficas a partir de los datos de una tabla, relacionando la química con la estadística.

PROCEDIMIENTO:

1. Realizar la lectura correspondiente.
2. Analizar la tabla.
3. Responder el cuestionario.

1. Lectura:

La mayor parte de los elementos se presentan en forma natural. ¿Cómo están distribuidos estos elementos en la Tierra, y cuáles son esenciales para los sistemas vivos?.

Aproximadamente, la extensión de la corteza terrestre desde la superficie hacia el centro de la Tierra es de 40 kilómetros. Debido a dificultades técnicas, los científicos no han podido estudiar las porciones internas de la Tierra con tanta facilidad como las de la corteza. No obstante, se cree que en el centro de la Tierra existe un núcleo sólido compuesto en su mayor parte por Hierro (Fe). Alrededor del núcleo se encuentra una capa llamada manto, la cual está formada por un fluido caliente que contiene hierro, Carbono, Silicio y Azufre.

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza, 12 constituyen 99.7% de la masa de la corteza terrestre. Éstos son, en orden decreciente de abundancia natural, Oxígeno (O),silicio (Si), Aluminio(Al), Hierro(Fe), Calcio(Ca), Magnesio(Mg), Sodio(Na), Potasio(K), titanio(Ti), Hidrogeno (H),Fósforo (P), Manganeso(Mn). Al analizar la abundancia natural de los elementos, debemos recordar que:

A. Los elementos no están distribuidos de manera uniforme en la corteza terrestre,
B. La mayoría se presentan en combinaciones.

Estos datos proporcionan la base para la mayoría de los métodos de obtención de elementos puros a partir de sus compuestos.

2. Analizar la siguiente tabla:

Elemento	Porcentaje en masa*	Elemento	Porcentaje en masa*
Oxígeno	65	Sodio	0.1
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrogeno	10	Hierro	< 0.05
Nitrogeno	3	Cobalto	< 0.05
Calcio	1.6	Cobre	< 0.05
Fósforo	1.2	Zinc	< 0.05
Potasio	0.2	Yodo	< 0.05
Azufre	0.2	Selenio	< 0.01
Cloro	0.2	Fluor	< 0.01

*El porcentaje en masa indica la masa del elemento en gramos presentes en una muestra de 100g.

3. Resuelve:

a. Elabora un gráfico en forma de torta (consultar) de los datos anteriores puedes utilizar plastilina para su construcción.
b. ¿Cuál es el elemento más abundante en la superficie de la Tierra? ¿Por qué razón crees que éste elemento es el más abundante?
c. ¿Cuál es el elemento menos abundante de la superficie de la Tierra?¿Cuál sustancia de la vida cotidiana contiene éste elemento químico?
d. Investiga cuáles son los principales elementos químicos en el ser humano.
e. Investiga cuáles son los principales elementos químicos en las plantas.

ACTIVIDAD No.8

EVALUACIÓN

OBJETIVO:

Identificar si los estudiantes pueden identificar los componentes de la clasificación de la materia, encontrando las palabras más relacionadas en una sopa de letras y realizando comparaciones entre las mismas.

PROCEDIMIENTO.

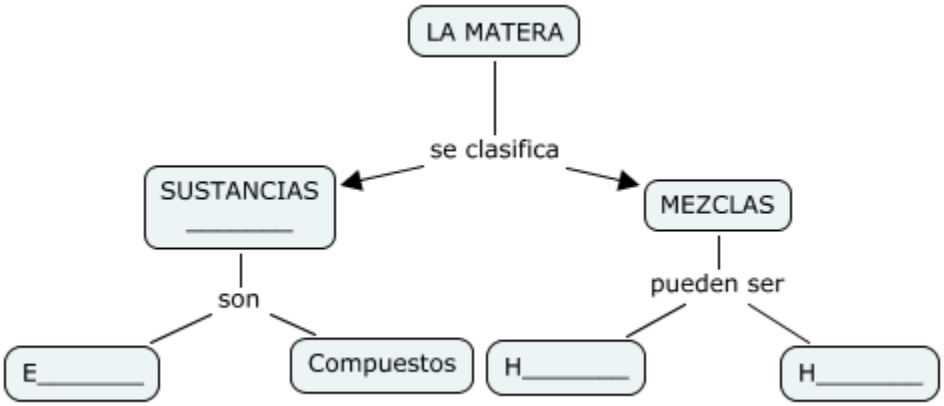
1. Encerrar las palabras que se relacionen con la materia, recuerda que materia es todo lo que constituye lo que nos rodea.

C I O N S L B H R A P A D B S
E F H Y Y A C F P U G T A S O
M Q X G I M I D K P T O C A T
X U N J K F X C U U S M O N S
T X O T P C Z R N A U O X A E
R O H D D F A Q E A L S Y K U
D V Q H V S Z N Q F T Y K K P
O M O T A Z E F W I M S O V M
S A E N E G O R E T E H U Z O
C W L Z O E L E M E N T O S C
Q Y I M C J D W R M Q Y V B I
H V O W I L Y B C F Y L X E B
G H P E E W A Y P N B V V S H
X M G J W K G S H R P I M B L
V E P G J Y N B J S E Q E T P

PALABRAS OCULTAS:

ATOMOS
COMPUESTOS
ELEMENTO
HETEROGENEAS
HOMOGENEAS
MEZCLAS
PURAS
SUSTANCIAS

2. Con las palabras encontradas anteriormente completa el siguiente mapa conceptual:



3. Escribe la diferencia que consideras que hay entre:

ELEMENTO: _____ _____ _____	COMPUESTO: _____ _____ _____.

4. Escribe al frente de las siguientes sustancias cuales son elementos y cuales son compuestos:

SAL COMÚN: _____
AZUCAR: _____
SODIO: _____
POTASIO: _____
CLORO:_ _____
HIERRO: _____
AGUA: _____
CARBONO: _____
DIOXIDO DE CARBONO :_____

B. Anexo: Cuadro Resumen Actividades Unidad Didáctica

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

NOMBRE DE LA UNIDAD DIDÁCTICA: ¿De qué está hecho el mundo y sus alrededores?				
ACTIVIDAD 1:DIAGNOSTICO Con ésta actividad se conocen los conocimientos previos que traen los estudiantes acerca de lo que es un "elemento químico"				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Identificar los preconceptos, que tienen los estudiantes del inicio del ciclo 3, sobre elemento químico. Realizar un diagnóstico sobre la terminología científica que manejan los estudiantes del ciclo 3. Reconocer las habilidades comunicativas iniciales	**Profesor** - Prepare las gráficas correspondientes (ver ejemplos) para que los estudiantes las coloreen. -Entregue un conjunto de 5 fichas en cartulina. -Elabore las conclusiones de la actividad en forma de plenaria.	**Estudiante** Colorear las gráficas. Responder a las preguntas que aparecen en la guía. Dar descripción a las gráficas. Comunicar sus ideas de una manera clara.	Se realizara una actividad de socialización de las respuestas por parte de los estudiantes, escogiendo un representante por grupo, se desarrollara la plenaria en el tablero así todos visualizaran las repuestas. Al finalizar la clase el profesor a partir de la plenaria realizada en el tablero pedirá a los grupos de estudiantes que realicen las	**-**Espacio: salón de clase. UNIDAD DE TIEMPO POR SESIÓN: 55 MINUTOS -Tiempo: 110 minutos (2 sesiones). -Recursos: Fichas en cartulina de 1/16 (17,5 cm x 25,2 cm), recortes de revistas, lápices de colores, marcador de tinta permanente, tablero.

de los estudiantes del ciclo 3.			conclusiones, posteriormente el docente realiza su aporte. El seguimiento se realiza cuando el estudiante compare las dos situaciones y sea capaz de seleccionar los aspectos más relevantes, llegando a concluir.	NIVEL: 5

ACTIVIDAD 2: INTRODUCTORIA: Lectura sobre Arquímedes				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Introducir al estudiante a un lenguaje científico a partir de una lectura histórica. Conocer los nombres de algunos elementos químicos. Identificar en el estudiante las sustancias que considera son elementos químicos. Establecer relaciones entre magnitudes como masa y peso, términos útiles para la comprensión de temas más complejos.	**Profesor** Entregar las fotocopias de la lectura por grupos de máximo 4 estudiantes. Suministrar las preguntas de Interpretación a los estudiantes. Realizar la plenaria al finalizar la actividad.	**Estudiante** Realizar la lectura. En el cuaderno de apuntes contestar las preguntas de interpretación.	Durante la lectura el docente puede hacer lectura en voz alta con los estudiantes, se desarrolla a modo de plenaria y el docente soluciona las dudas acompañado siempre del conocimiento de los estudiantes.	**-**Espacio: salón de clase. -Tiempo: 55 minutos (1 sesión). -Recursos: Fotocopias con la lectura, cuaderno de apuntes, tablero y marcadores. NIVEL: 5

ACTIVIDAD 3: ACTIVIDAD DE SINTESIS ¿Cómo puedo reconocer los elementos Químicos?				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Está actividad de síntesis pretende que los estudiantes puedan reconocer las características físicas de algunos elementos químicos, y en particular elementos clasificados como metales y no metales. El cuestionario será la base de los informes de laboratorio que posteriormente niveles más adelante se tienen que presentar de una manera más estructurada.	**Profesor** En las cajas de Petri disponga una pequeña muestras de cada uno de los elementos químicos disponibles, debidamente rotulados; hágalo sobre un mesón en el cuál puedan pasar los estudiantes. El frasco de mercurio no debe abrirse.	**Estudiante** Observe detalladamente cada uno de los elementos químicos, lea el nombre y ubique el correspondiente símbolo. Con ayuda del martillo y sobre un yunque o piedra, ensaye los elementos que al golpear cambian fácilmente su forma. Responder el cuestionario	Durante el laboratorio se pretende establecer las diferencias, estas pueden ser expuestas por el profesor y discutirlas con los estudiantes. Los cuadros comparativos pueden ser intercambiados en la clase.	Espacio: laboratorio Tiempo: 110 minutos (2 sesiones). Elementos químicos (magnesio, mercurio, cobre, sodio, calcio, hierro, azufre, aluminio e yodo), placas de vidrio o cajas de Petri, espátulas, rótulos, martillo. Precaución: *debes tener los implementos de seguridad, como gafas de seguridad, blusa de laboratorio, tapabocas y guantes.* NIVEL: 6

ACTIVIDAD 4: SINTESIS "DARLE COLOR AL FUEGO"				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Observar la coloración de la llama emitida por algunos elementos químicos representativos. Relacionar las propiedades de los elementos químicos al reaccionar ante condiciones en el laboratorio, e identificar los diferentes colores que producen al encenderse como una propiedad de los mismos.	**Profesor** Pesa una pequeña cantidad de cada sustancia. Ponga las sustancias en las cajas de Petri, debidamente rotuladas. Adiciona las sustancias al alcohol que se encuentra en los mecheros, tape y agite. Una vez preparados los mecheros, se les prende fuego con la ayuda de una cerilla.	**Estudiante** Observa y describa cada una de las sustancias que se tienen rotuladas en las cajas de Petri, teniendo en cuenta sus características. Observa y describa el color de cada una de las llamas.	Durante el laboratorio el docente debe acompañar las preguntas que surgan por parte de los estudiantes. Se propone realizar una ponencia una vez terminado el laboratorio con las respuestas de los grupos.	**Espacio**: Laboratorio **Tiempo**: 110 minutos (2 sesiones) **Materiales**: Elementos químicos (azufre, hierro, magnesio), compuestos químicos (cloruro de litio, cloruro de bario, sulfato de cobre, magnesio, nitrato de estroncio, cloruro de sodio, nitrato de calcio), mecheros de alcohol, espátula, balanza con precisión a 0,1 g, cajas de Petri y cerillas. Precaución: *debes tener los implementos de seguridad, como gafas de seguridad, blusa de laboratorio, tapabocas y guantes.* NIVEL: 6

ACTIVIDAD 5: RETROALIMENTACIÓN: Lectura: "LOS FUEGOS ARTIFICIALES"				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Con la lectura de los fuegos artificiales se pretende que el estudiante aplique lo observado en el laboratorio anterior (Actividad 4), con un referente histórico así como hacer las competencias argumentativas más evidentes.	**Profesor** - Entregar las fotocopias de las lecturas. -Entregar el cuestionario. -Organizar la plenaria de las conclusiones de los estudiantes.	**Estudiante** - Realizar la lectura. -Responder el cuetionario. -Plantear conclusiones.	Al finalizar la lectura se propone realizar una plenaria para enriquecer las conclusiones.	Espacio: Salón de clases Tiempo: 55 minutos (1 sesión) Recursos: Fotocopias de la lectura, tablero, marcadores. NIVEL : 6

ACTIVIDAD 6: ¿Cuál es el nombre del Elemento?				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Que el estudiante al ordenar correctamente el nombre los elementos químicos que se encuentran en desorden por descubrimiento. Al relacionar una imagen de un producto o material de la vida cotidiana con el nombre del elemento químico se genera un nuevo conocimiento.	**Profesor** Entregar las fotocopias a los estudiantes.	**Estudiante** Realizar la actividad propuesta en la guía.	Se puede a medida que se van encontrando los nombres de los elementos químicos las sustancias que contienen dicho elemento.	Espacio: Salón de clases. Tiempo 55 minutos (1 sesión) Recursos: Fotocopias, marcadores y tablero. NIVEL : 7

ACTIVIDAD 7: ¿Cómo están distribuidos los elementos en la Tierra y en los sistemas vivos?				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Con ésta actividad se pretende que el estudiante reconozca cuáles son los elementos químicos que están presentes en la corteza terrestre. Aprenda a interpretar tablas de datos y a elaborar gráficas a partir de los datos de una tabla, relacionando la química con la estadística.	**Profesor** -Suministrar la lectura -Suministrar la tabla de datos. -Suministrar el cuestionario. -Dirigir la plenaria.	**Estudiante** -Realizar la lectura. -Interpretar la tabla de datos y crear el gráfico. -Solucionar el cuestionario. -Participar activamente de la discusión.	En el salón de clases se pueden establecer mecanismos como una plenaria, la exposición de los gráficos. En casa se pueden realizar las actividades de consulta.	Espacio: Salón de Clases Tiempo: 110 minutos (2 sesiones) Recursos: Lectura, Tabla de Datos, plastilinas, cuaderno de apuntes, tablero, libros de consulta, internet. NIVEL: 7

Haciendo posible la interdisciplinariedad que se habla en ciencias.				

ACTIVIDAD 8. EVALUACIÓN ¿Qué tanto he aprendido sobre los elementos químicos?				
¿Qué se pretende con la actividad?	**¿Qué hace el profesor y que el estudiante?**		**¿Cómo se realizará el seguimiento y la retroalimentación a la actividad?**	**Espacio Tiempo y recurso**
Identificar que tanto el estudiante concibe como elemento químico, así mismo realizar un diagnostico en la identificación de los componentes de la materia, encontrando las palabras más relacionadas en una sopa de letras y realizando comparaciones entre las mismas. Es el inicio de una nueva etapa en una construcción más elaborada de elemento químico conectándolo con compuesto químico.	**Profesor** -Entregar la sopa de letras, y los otros puntos de la actividad. Retroalimentar la evaluación.	**Estudiante** -Realizar las actividades descritas. -Participar activamente en la retroalimentación	El docente evaluará el número de palabras que el estudiante encuentre en la sopa de letras, de igual manera la forma como culmine el mapa conceptual y como relacione los nombres de las sustancias.	Espacio: Salón de clases u otro espacio. Tiempo: 55 minutos (1 sesión) Recursos: fotocopias, cuadernos, tablero.

Bibliografía

Abella, L. (2011). Material diplomado en la: “La lectura, escritura y oralidad en las ciencias naturales. Universidad Distrital Francisco Jose de Caldas.SED Bogotá.

Áduriz-Bravo,A. y Morales, L.(2002). El concepto de modelo en la enseñanza de la física: Consideraciones epistemológicas, didácticas y retóricas. Caderno Brasileiro de Ensino de Fisica, 19 (1). En línea: http://www.periodicos.ufsc.br/index.php/fisica/article/ view/9296/8587. Recuperado el 15 de marzo de 2012

Agerrondo Lugo, , et al. (2001) Citado por Rodríguez Abel. La Educación Básica y Media en Bogotá, D.C. Orientaciones curriculares para la reorganización de la enseñanza por ciclos. Revista Internacional MAGISTERIO.7 (38). Abril-Mayo 2009

Andrade, Luis Eugenio. (1990). Lavoisier y la química del siglo XVIII. Rev. Académica Colombiana de Ciencias, 17 (67) 785-793

Asimov, Isaac.(1983) La búsqueda de los elementos químicos. Plaza y Janes, S.A. Editores. Primera edición. Traducción de Lorenzo Cortig. P 15-79

Averbuj, Eduardo.(1988). El hierro se volvió oro. Historia de la Química. Montena Aula. España. p. 40-60

Bloomfield, Molly. (2001). Química de los organismos vivos. Tercera reimpresión. Editorial Limusa.

Brock, William. (1998) Historia de la química. Alianza editorial EFCA, S.A.. Madrid. Capitulo II. p. 98-160

Chang, Raymond. (2010).Química. Mc Graw-Hill.10 edición. p 11-43

Correa, Carlos.(2002) Fenómenos químicos. Primera edición. Medellin. Capitulo 3.

Cowen, Ron.(2003).Cazadores de Galaxias. En busca del amanecer cósmico. Rev. National geographic. Febrero. Vol 12 (2) p2-29.

Delgado, F y Quintanilla G,M. (2010) Unidades didácticas en Ciencias Naturales y Educación Ambiental, su contribución a la promoción de competencias de pensamiento científico. Vol II. Universidad de Antioquia. Medellin. p 185.

Garcia G., Miguel.(1992). Fundamentos de química general. UNAM.

García, A. y Bertomeu, J. (1999).Nombrar la materia. Una introducción histórica. Colección "la estrella polar". Primera Edición. p 50-90.

Garritz, A., Chamizo, José A. (2008). Reseña sobre la enseñanza escolar de la ciencia (1990-2005). Recuperado el 10 de septiembre de 2011, en http://garritz.com/andoni_garritz_ruiz/documentos/68-Garritz-Chamizo-EQ-2008.pdf

Mosquera, Carlos J. (1999) Química Mega. Tomo 3. Fondo de publicaciones Universidad Distrital Francisco Jose de Caldas. Capitulo 19. Bogotá.

Mosquera, Carlos J., Mora, William M. y García, Álvaro,.(2003). Conceptos fundamentales de la química y su relación con el desarrollo profesional del profesorado. Fondo editorial Universidad Distrital Francisco José de Caldas.

Nuffield Fundation.(1969). Química: introducción y guía. Ed Reverté S.A.

Valencia, R. Jesús S. Surgimiento y consolidación de la química moderna. Laboratorio de Catálisis Hetereogénea. Departamento de Química. Facultad de Ciencias. Universidad Nacional de Colombia. P 32.

Valenzuela, Cristóbal. (2002).Introducción a la Química Orgánica. Mc. Graw-Hill Interamericana de España. Madrid. P.7-51.

REFERENCIAS CAPITULO 2.

Citas Bibliográficas

5. Sylvia Berryman. Ancient atomism, Stanford Encyclopedia of Philosophy, Edward N. Zalta (Editor), 2011.

6. Sri Swami Sivananda. Brahma Sutras, Chapter 2: Avirodha Adhyaya, Section 2: Mahaddirghadhikaranam, Topic 2: Sutra 11, The Divine Life Society, Tehri-Garhwal (India), 1949.

7. Christopher Shields. Aristotle, the Stanford Encyclopedia of Philosophy, Edward N. Zalta (Editor), Stanford (MA), 2009.

8. Isaac Asimov. El cercano oriente. Historia universal Asimov, Alianza Editorial, S.A., Madrid, 1986.

9. Ian Shaw. Historia del antiguo Egipto, La Esfera de los Libros, Madrid, 2007.

10. Armin Bunde, Klaus Funke, Malcolm D. Ingram. Ionic glasses: History and challenges, Solid State Ionics, 105(1–4), 1998, 1–13.

11. Mircea Eliade. The forge and the crucible. The origins and structure of alchemy, The University of Chicago Press, Chicago, 1978.

12. John Read. From alchemy to chemistry, Dover Publications, Inc, New York, 1995.

13. Georg Luck. Magia y ciencias ocultas en el mundo griego y romano, Editorial Gredos, Madrid, 1995.

14. Obed Simon Johnson. A study of chinese alchemy, The Commercial Press, Ltd., Shanghai, 1928.

15. Gilles Marin. Five Elements, six conditions: A taoist approach to emotional healing, psychology, and internal alchemy, North Atlantic Books, Berkeley (CA), 2006.

16. Jack Kelly. Gunpowder: Alchemy, bombards, and pyrotechnics: The history of the explosive that changed the world, Basic Books – Perseus Books Group, New York, 2004.

17. E. S. Kennedy. The Exact Sciences – The Cambridge history of Iran: The period from the Arab invasion to the Saljuqs, Richard Nelson Frye – Cambridge University Press, Cambridge (UK), 1999.

18. W. K. C. Guthrie. The greek philosophers, from Tales to Aristotle, Rutledge, Milton Park (UK), 1997.

19. Patricia F. O'Grady (Editor). Meet the philosophers of ancient Greece: Everything you always wanted to know about ancient greek philosophy but didn't know who to ask, Ashgate Publishing Co., Burlington (USA), 2005.

20. Robin Lane Fox. Alexander the great, Penguin Books, New York, 2004.

21. Justin Pollard, Howard Reid. The rise and fall of Alexandria: Birthplace of the modern mind, The Pinguin Group, New York, 2006.

22. Michael Haag. Alexandria, The American University in Cairo Press, Cairo, 2004.

23. Tara Nummedal. Alchemy and authority in the holly roman empire, The University of Chicago Press, Chicago, 2007.

24. John Eberly. Al–Kimia: The mystical islamic essence of the sacred art of alchemy, Sophia Perennis, New York, 2004.

25. E. J. Holmyard, Richard Russell. The works of Geber, Kessinger Publishings, LLC, Whitefish (MT), 1928.

26. E. J. Holmyard. Alchemy, Dover Publications, Inc., Mineola (NY), 1990.

27. P. G. Maxwell Stuart. The chemical choir. A history of alchemy, Continuum International Publishing Group, London, 2008.

28. Stanton J. Linden. The alchemy reader: From Hermes Trismegistus to Isaac Newton, Cambridge University Press, Cambridge, 2003.

29. Pierre Riche. Gerberto. El Papa del año mil, Editorial Nerea, S.A., Madrid, 1990.

30. Peter Robert Lamont Brown, Augustine of Hippo: A biography, Acento Editorial, Madrid, 2001.

31. James McEvoy. Great Medieval Thinkers: Robert Grosseteste, Oxford University Press, Oxford, 2000.

32. Kevin Vost. St. Albert the great, Champion of faith & reason, TAN Books, Charlotte (NC), 2011.

33. Fergus Kerr. Thomas Aquinas: A very short introduction, Oxford University Press, Oxford, 2009.

34. Brian Clegg. The first scientist: A life of Roger Bacon, Carroll & Graff Publishers, New York, 2003.

35. Sean Martin. Alchemy & alchemists, Chartwell Books, Inc., Edison (NJ), 2006.

36. William Chester Jordan. The penguin history of Europe: Europe in the high middle ages, Penguin Books Ltd., London, 2002.

37. M. M. Pattison Muir. The story of alchemy and the beginnings of chemistry, Kessinger Pulishing, LLC, Whitefish (MT), 1902.

38. Michael Scott. The alchemist: The secrets of immortal Nicolas Flamel, Delacorte Press, New York, 2007.

39. Henry Cornelius Agrippa von Nettesheim. The fourth book of occult philosophy: The companion of three books of occult philosophy, Llewellyn Publications, Woodbury, 2009.

40. Paracelsus (Translated by Arthur Edward Waite). The hermetics and alchemical writings of Paracelsus, Forgotten Books, 2007.

41. Peter French, John Dee: The world of an elizabethan magus, Routledge, Taylor & Francis Group, New York, 2002.

42. Lon Milo DuQuette. Enochian vision magick: An introduction and practical guide to the magick of Dr. John Dee and Edward Kelley, Weiser Books, York Beach, 2008.

43. Bruce T. Moran. Distilling knowledge: Alchemy, chemistry, and the scientific revolution, Harvard University Press, Cambridge (MA), 2005.

44. Philip M. Parker (Editor). Alchemist: Webster´s timeline history 50–2007, ICON Group International, Inc., San Diego (CA), 2008.

45. Jean Beguin, Tyrocinium chymicum: Chemical essays acquired from nature and manual experiences, Heptangle Books, New Jersey, 1983.

46. Bruce T. Moran. Andreas Libavius and the transformation of alchemy: separating chemical cultures with polemical fires, Science History Publications/USA, Sagamore Beach (MA), 2007.

47. Sandra Tugnoli Pattaro. La teoria del flogisto: Alle origini della rivoluzione chimica, Cooperativa Libraria Universitaria Editrice Bologna, Bologna, 1983.

48. Georg Ernst Stahl. Chymia rationalis et experimentalis, Nabu Press, LLC, Charleston (SC), 2011.

49. Isabel Rivers, David L. Wykes (Editors). Joseph Priestley, scientist, philosopher, and theologian, Oxford University Press, Inc., Oxford, 2008.

50. Thomas E. Conlon. Thinking about nothing: Otto von Guericke and the Magdeburg experiments on the vacuum, The Saint Austin Press, Fort Collins (CO), 2011.

51. Rose Mary Sargent. The diffident naturalist: Robert Boyle and the philosophy of the experiment, The University of Chicago Press, Chicago, 1995.

52. M. A. Stewart (Editor). Selected philosophical papers of Robert Boyle, Hackett Publishing, Inc., Indianapolis (IN), 1991.

53. John Emsley. The 13th element: The sordid tale of murder, fire, and phosphorus, John Wiley & Sons, Inc., 2000.

54. John S. Rigden. Hydrogen: The essential element, Harvard University Press, Cambridge, 2003.

55. Carl Djerassi, Roald Hoffmann. Oxygen, Wiley–VCH Verlag GmbH, Weinhein, 2001.

56. G. J. Leigh. The world´s greatest fix: A history of nitrogen and agriculture, Oxford University Press, Inc., New York, 2004.

57. Mi Gyung Kim. Affinity, that elusive dream: A genealogy of the chemical revolution, The MIT Press, Cambridge, 2003.

58. C. J. S. Thompson. Alchemy and alchemists, Dover Publications, Inc., Mineola (NY), 2002.

59. Trevor H. Levere. Affinty and mater: Elements of chemical philosophy (1800–1865), Gordon and Breach Science Publishers, S.A., Yverdon (Zwitzerland), 1993.

60. William H. Brook. The chemical tree: A history of chemistry, W. W. Norton and Co., Inc, New York, 1993.

61. Isaac Newton. Optiks: Or, A treatise of the reflections, refractions, inflections and colours of light. Also two treatises of the species and magnitudes curvilinear figures, Printers to The Royal Society, London, 1704.

62. Arthur Greenberg. A chemical history tour: Picturing chemistry form alchemy to modern molecular science, Wiley–Interscience, New York, 2000.

63. Arthur L. Dovan. Philosophical chemistry in the scottish enlightenment: The doctrines and discoveries of William Cullen and Joseph Black, University Press, Edinburg, 1975.

64. Ernst von Meyer, George McGowan. A history of chemistry from earliest times to present days, BiblioLife, LLC, 1923.

65. G. E. Pavlova and A. S. Fedorov. Mikhail Vasilievich Lomonosov: His life and work, Mir Publishers, Moscow, 1984.

66. Tobern Olaf Bergmann. Dissertation on elective attractions, printed for J. Murray and Charles Elliot, Paris, 1788.

67. Arthur Greenberg. The art of chemistry: Myths, medicines and materials, Wiley–Interscience, Hoboken (NJ), 2003.

68. Hugh Aldersey Williams. Periodic tales: A cultural history of the elements, from arsenic to zinc, Harper Collins Publishers, New York, 2012.

69. Marylou Morano Kjielle. Antoine Lavoisier: Father of modern chemistry, Mitchell Lane Publishers, Hockessin (DE), 2005.

70. Arthur Donovan. Antoine Lavoiser: Science, administration and revolution, Cambridge University Press, Cambridge, 1996.

71. Patricia Fara. Scientists anonymous, Icon Books, Ltd., Thriplow (Cambridge), 2005.

72. Paul Lagassé (Editor). The Columbia Electronic Encyclopedia, 6th edition, Columbia University Press, Boston (MA), 2007.

73. Michelle Sadoun Goupil. Le chemist Claude Louis Bertollet, Libraire Philosophique J. Vrin, Paris, 1977.

74. A. F. Fourcroy. Systéme des connaissances chimiques, et leurs applications aux phénomènes de la nature et de l'art, Baudouin, París, 1801.

75. Louis–Bernard Guyton de Morveau, Antoine–Laurent de Lavoisier, Claude Louis Bertholet, Antoine–François de Fourcroy. Methode de nomenclature chimique, Chez Cuchet Libraire, París, 1787.

76. Karl Jacob Löwy. Jeremias Benjamin Richter, der entdecker der chemischen proportionen: Eine denkschrift, University of Michigan Library, Ann Arbor (MI), 1874.

77. Henry Smith Williams, Edward Huntington Williams. Modern development of the chemical and biological sciences, The Goodhue Co., New York, 1912.

78. John Price Millington. John Dalton, Nabu Press, LLC, Charleston (SC), 2010.

79. John Dalton. A new system of chemical philosophy, V. 2, Cambridge University Press, Cambridge (MA), 2010.

80. Jim Whiting, Marylou Morano Kjelle. John Dalton and the atomic theory, Mitchell Lane Publishers, Inc., Hockessin (DE), 2005.

81. Johann Wolfgang von Goethe. Elective affinities (Tr. David Constantine), Oxford University Press, Oxford, 1994.

82. Mario Morselli. Amedeo Avogadro: A scientific biography, D. Reidel Publishing Co., Boston (MA), 1984.

83. Evan M. Melhado, Tore Frängsmyr. Enlightenment science in the romantic era: The chemistry of Berzelius and its cultural setting, Cambridge University Press, Cambridge (MA), 1992.

84. Evan M. Melhado, Jacob Berzelius: The emergency of his chemical system, The University of Wisconsin Press, Madison (WI), 1981.

85. Rebecca L. Johnson. Atomic Structure, Twenty First Century Books, Minneapolis (MN), 2008.

86. Richard Ahrens. William Prout (1785–1850): A biographical sketch, J. Nutrit., 107(1), 1977, 15–23.

87. Steven S. Zumdhal, Susan A. Zumdhal. Chemistry, Brooks Cole, Belmont (CA), 2010.

88. Bernard Pullman. The atom in the history of the human thought, Oxford University Press, Oxford, 1998.

89. Albert Ladenburg. Lectures on the history of the development of chemistry, BibloBazar, LLC, Charleston (SC), 2008.

90. Alan J. Rocke. Image and Reality: Kekulé, Kopp, and the Scientific Imagination, The University of Chicago Press, Chicago, 2010.

91. Susan Zannos. Dmitri Mendeleyev and the periodic table, Mitchell Lane Publishers, Inc., Hockessin (DE), 2005.

92. Alan J. Rocke. The quiet revolution: Hermann Kolbe and the science of organic chemistry, University of California Press, Berkeley (CA), 1993.

93. Colin A. Russell. Edward Frankland: Chemistry, controversy and conspiracy in victorian England, Cambridge University Press, Cambridge, 1996.

94. Robin Keen. The life and work of Friedrich Wöhler (1800–1882), Verlag Traugott Bautz GmBH, Nordhausen, 2005.

95. William H. Brock. Justus von Liebig: The chemical gatekeeper, Cambridge University Press, Cambridge, 2002.

96. Brian T. Newbold. Jean Baptiste Andre Dumas: A dominating influence in nineteenth century French chemistry, Canadian Chemical News, July 1, 1998.

97. Aaron J. Ihde. The Karlsruhe Congress: A centennial retrospective, J. Chem. Educ., 38(2), 1961, 83–86.

98. Clara deMilt. The Congress at Karlsruhe, J. Chem. Educ., 28(8), 1951, 421–425.

99. Thomas L. Hankins. William Rowan Hamilton, The Johns Hopkins University Press, Baltimore, 1980.

100. Henry Roscoe. Bunsen memorial lecture, J. Chem. Soc.,Trans., 77, 1900, 513–554.

101. William B. Jensen. The origen of the Bunsen burner, J. Chem Educ., 82(4), 2005, 518.

102. H. Thomas Milhorn. The history of astronomy and astrophysics, Virtualbookworm.com Publishers, College Station (TX), 2008.

103. G. Johnstone Stoney. "On the Physical Units of Nature." POn the physical units of the nature, Philosophical Magazine Series 5, 11(69), 1881, 381–390.

104. G. Johnstone Stoney. Of the “electron”, or atom of electricity,"On the Physical Units of Nature." P Philosophical Magazine Series 5, 38(233), 1894, 418–420.

105. Per F. Dahl. Flash to the cathode rays: A history of J. J. Tompson´s electron, Institute of Physics Publishing Ltd., Bristol, 1997.

106. William H. Brock. William Crookes (1832–1919) and the commercialization of science, Ashgate Publishing Ltd., Aldershot, 2008.

107. Max Planck. The theory of heat radiation (Tr. Morton Masius), Dover Publications, Inc., New York, 1991.

108. David Lindley. Boltzmann´s atom: The great debate that launched a revolution in physics, The Free Press, New York, 2001.

109. Carlo Cercignani. Ludwig Boltzmann: The man who trusted atoms, Oxford University Press, Oxford, 1998.

110. Johann Jakob Balmer. Note on the spectral lines of hydrogen, Annalen der Physik und Chemie, 25, 181885, 80–85.

111. Robert Bruce Lindsay. Lord Rayleigh: The man and his work, Pergamon Press, Oxford, 1970.

112. Tarni Charan Chaudhuri. Sir William Ramsay as scientist and man, BiblioLife, LLC, 2009.

113. Robert E. Krebs. Encyclopedia of scientific principles, laws and theories, Greenwood Press, Westport (CT), 2008.

114. E. A. Davis, I. J. Falconer. J. J. Thomson and the discovering of electron, U. K. Taylor & Francis Ltd., London, 1997.

115. Josep John Thomson. Recollection and reflections, Cambridge University Press, Cambridge, 2011.

116. Josep John Thomson.The corpuscular theory of matter (Charles Scribners Sons, New York), Nabu Press, Charleston (SC), 2012.

117. Donald A. McQuarrie. Statistical mechanics, University Science Books, Sausalito (CA), 2000.

118. Dale M. Grimes, Craig A. Grimes. The electromagnetic origin of quantum theory and light, World Scientific Publishing Co., Hackensak (NJ), 2005.

119. Olivier Bühler. A brief introduction to classical, statistical and quantum mechanics, American Mathematical Society, 2006.

120. Victor Guillemin. The story of quantum mechanics, Dover Publications, Inc., Mineola (NY), 1968.

121. Max Plank. Scientific autobiography and other papers (Tr. Frank Gaynos), Philosophical Library, New York, 1949.

122. T. P. Softley. Atomic Spectra, Oxford University Press, Oxford, 1994.

123. Viatcheslav P. Shevelko. Atoms and their spectroscopic properties, Springer Verlag, Berlin, 1997.

124. John L. Heilbron. Ernest Rutherford and the explosion of atoms, Oxford University Press, Oxford, 2003.

125. Richard Reeves. A force of nature: The frontier genius of Ernest Rutherford, Atlas Books, W. W. Norton & Co., New York, 2008.

126. H. Thomas Milhorn. History of physics: A biographical approach, Virtualbookworm.com Publishing, Inc., College Station (TX), 2008.

127. Akhlesh Lakhtakia (Editor). Models and modelers of hydrogen, World Scientific Publishing Co., River Edge (NJ), 1996.

128. Edward Uler Condon, Halis Odabaşi. Atomic structure, Cambridge University Press, Cambridge, 1980.

129. James Chadwick. Possible existence of a neutron. Nature, 129 (3252), 1932, 312.

130. Constance Reid. Hilbert, Copernicus: An imprint of Springer Verlag, Inc., New York, 1996.

131. Leo Corry. David Hilbert and the axiomatization of physics (1898–1918), In Archimedes (volume 10), Jed Z. Buchwald (Editor), Kluwer Academic Publishers, Dordrecht, 2004.

132. Jim OttavianiJim Ottaviani (Author)

› Visit Amazon's Jim Ottaviani Page

Find all the books, read about the author, and more.

See search results for this author

Are you an author? Learn about Author Central

, Leland Purvis, Roger Langridge, Jay Holser, Steve Leialoha, Linda Medley, Jeff Parker. Suspended in language: Niels Bohr´s life, discoveries and the century he shaped, G. T. Labs, Ann Arbor (MI), 2003.

133. Niels Bohr. The theory of atomic spectra and atomic constitution: Three assays, Cambridge University Press, Cambridge, 1924.

134. Helge Kragh. Niels Bohr and the quantum atom: The Bohr model of atomic structure 1913–1925, Oxford University Press, Oxford, 2012.

135. Suman Seth. Crafting the quantum: Arnold Sommerfeld and the practice of theory, 1890–1926, The MIT Press, Cambridge (MA), 2010.

136. Jerrold E. Marsde, Anthony J. Tromba. Vector calculus (5th edition), W. H. Freeman, Gordonsville (VA), 2003.

137. Pierre Maurice Marie Duhem. Josiah–Willard Gibbs: A propos de la publication de ses mémoires scientifiques, Bibliobazaar (BiblioLife), LCC, 2009.

138. Kenneth W. Ford. The quantum world: Quantum physics for everyone, Harvard University Press, Cambridge (MA), 2005.

139. Walter Isaacson. Einstein: His life and universe, Simon & Schuster Paperbacks, New York, 2007.

140. D. Papenfuß, D. Lüst, W. P. Schleich (Editores). 100 years Werner Heisenberg: Works and impact, Wiley – VCH Verlag GmbH & Co., Weinheim, 2002.

141. Walter J. Moore. A life of Erwin Schrödinger, Press Syndicate of the University of Cambridge, Cambridge, 1994.

142. Nancy Thorndike Greenspan. The end of the certain world: The life and science of Max Born, Basic Books (Perseus Books Group), New York, 2005.

143. P. Weinberger. Revisiting Louis de Broglie's famous 1924 paper in the Philosophical Magazine, Philosophical Magazine Letters, 86(7), 2006, 405–410.

144. Kostas Gavroglu. Fritz London: A scientific biography, Press Syndicate of the University of Cambridge, Cambridge, 1995.

145. Norman MacRae. John Von Neumann: The scientific genius who pioneered the modern computer, game theory, nuclear deterrence, and much more, Pantheon Books (Random House, Inc.) for The American Mathematical Society, New York, 1999.

146. Abraham Pais, Maurice Jacob, David I. Olive, Michael F. Atiyah. Paul Dirac: The man and his work (Peter Goddard, editor), Cambridge University Press, Cambridge, 1999.

147. George Gamow. Thirty years that shook physics: The story of quantum theory, Dover Publications, Mineola (NY), 1985.

148. Charles P. Enz. No time to be brief: A scientific biography of Wolfgang Pauli, Oxford University Press, Oxford, 2010.

149. Patrick Coffey. Cathedrals of science: The personalities and rivalries that made modern chemistry, Oxford University Press, Oxford, 2008.

150. Friedrich Hund. The history of quantum theory (1st edition), Barnes & Noble Books, 1974.