

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

**MAESTRÍA EN DOCENCIA PARA LA
EDUCACIÓN MEDIA SUPERIOR**

FACULTAD DE CIENCIAS

**ENSEÑANZA DE LOS MODELOS ATÓMICOS EN
BACHILLERATO**

TESIS

QUE PARA OBTENER EL GRADO ACADÉMICO DE

**MAESTRA EN DOCENCIA PARA LA EDUCACIÓN MEDIA
SUPERIOR (FÍSICA)**

PRESENTA

VIRGEN GUADALUPE HUERTA ROMERO

DIRECTORA DE TESIS:

DRA. MARÍA DE LOS ÁNGELES ORTÍZ FLORES

MÉXICO, D. F.

NOVIEMBRE 2007.



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Con amor dedico este trabajo a quienes me
han infundido fuerza y alegría para continuar.
A mis amados hijos

Rodrigo Nieva Huerta

Y

Pamela Montserrat Nieva Huerta

AGRADECIMIENTOS

En primer lugar quiero agradecer a mi creador, mi salvador y quién me da fuerza. A ese ser todopoderoso quién permitió que yo tuviera vida y salud para realizar este trabajo.

Estoy muy agradecida con todas las personas que me ayudaron mientras hacía esta tesis. Mi apreciada y reconocida maestra y tutora de tesis *María de los Ángeles Ortiz F.*, quién con sus sugerencias de incalculable valor esto fue posible. También estoy muy agradecida con todas mis sinodales *Emma M. Jiménez C.*, *Milagros Figueroa C.*, *Matilde Moreno B.* y en especial a *María del Pilar Segarra A.*, quienes tomaron tiempo en medio de sus ocupados programas de actividades para leer y analizar mi tesis. Entre ellas, deseo mencionar de manera muy especial a *Matilde Moreno B.*, quién con su enorme compromiso, decisión, valentía y serenidad dejó honda huella en mi vida profesional y personal.

A mis queridos amigos *Arturo Gutiérrez G.* quien respondía a todas mis llamadas de auxilio sobre el uso de programas de computadora y quien me brindo su apoyo incondicional, a *Rodolfo Cruz Terán* quien me infundió ánimo, serenidad y apoyo técnico. A mis amados hermanos *Julio Ángel*, *Steban B.* y *Celia Luz* quienes contribuyeron con su valioso tiempo, apoyándome en la toma de fotografías, impresiones, búsqueda de información, asesoría, copias, etc. A todos mis demás amigos, familiares, maestros y compañeros quienes de una manera u otra tenían palabras de aliento y motivación, sugerencias y comentarios a este trabajo. También deseo agradecer a la Universidad Nacional Autónoma de México a través de la Dirección General de Asuntos del Personal Académico (DGAPA) por el apoyo económico recibido durante mis estudios de maestría, elaboración e impresión del trabajo de tesis. Finalmente, debo decir que cada página de este trabajo fue escrita pensando en mis alumnos.

INDICE

	Página
RESUMEN	1
CAPÍTULO 1. FUNDAMENTACIÓN ACADEMICA	
1.1. Introducción	3
1.2. Delimitando los problemas	4
1.2.1 Proceso de enseñanza-aprendizaje de la física en la ENP	5
1.2.2 Grupos de trabajo numerosos	6
1.2.3 Contenido temático extenso	8
1.2.4 Motivación de los alumnos para aprender	9
1.2.5 Preparación disciplinaria y pedagógica del personal docente	10
1.3 Población atendida	11
1.4 Justificación al tema de tesis	14
1.5 Cobertura del tema de tesis	15
CAPÍTULO 2. MARCO TEÓRICO	
2.1. Introducción	19
2.2. El constructivismo	20
2.3. Fundamentos de las estrategias de enseñanza propuestas	25
2.3.1. La discusión guiada.	25
2.3.2. Estrategia de enseñanza por aprendizaje cooperativo	26
2.3.3. Enseñanza directa.	29
2.3.4. Estrategia de enseñanza a través de multimedia	32
2.4. Evaluación	34
2.5. Motivación	36
CAPÍTULO 3. VISIÓN DEL TRABAJO DE TESIS	
3.1 Introducción	39
3.2 Importancia de las teorías y modelos en la enseñanza de la física	39
3.3 Objetivos de enseñanza	41
3.4 Metodología de trabajo	41
3.5 Aspectos importantes en la propuesta de enseñanza	43

CAPÍTULO 4. ANTECEDENTES HISTÓRICOS Y EL CONCEPTO DE ATOMISMO

4.1	Los griegos	47
4.2	El estudio de los gases: Roberto Boyle	49
4.3	Antoine Laurent de Lavoisier	50
4.4	Ley de las proporciones definidas	50
4.5	La teoría atómica de Dalton	52
4.6	El problema del peso atómico	52
4.7	La ley de las proporciones múltiples	55
4.8	Hipótesis de Avogadro	55
4.9	Átomos y moléculas	56
4.10	Estrategia de enseñanza-aprendizaje	57

CAPITULO 5. EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN Y EL MODELO ATÓMICO DE THOMSON

5.1	Introducción	63
5.2	Antecedentes	63
5.3	Descarga eléctrica a través de un gas	64
5.4	Los rayos catódicos	66
5.5	Propiedades de los rayos catódicos	67
	5.5.1 Fluorescencia y trayectoria recta	67
	5.5.2 Cantidad de movimiento	68
	5.5.3 Partículas cargadas	69
	5.5.4 Relación carga masa del electrón e/m	72
	5.5.5 El modelo del “ <i>Pastel de pasas</i> ” de Thomson	73
5.6	Estrategia de enseñanza aprendizaje	75
	5.7.1 Actividad experimental con tubos de rayos catódicos	77
	5.7.1.1 Primera actividad experimental	78
	5.7.1.2 Segunda actividad experimental	79
	5.7.1.3 Tercera actividad experimental	80
	5.7.1.4 Actividades opcionales	83
	5.7.2 Presentación en <i>power point</i>	84

CAPÍTULO 6. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

6.1	Experimento de Rutherford	89
6.2	Explicación del experimento según el modelo de Thomson	90
6.3	Explicación del experimento según Rutherford	90
6.4	Otras consideraciones	92

6.4.1	Partículas alfa	92
6.4.2	Lámina de oro	92
6.5	Tamaño del núcleo atómico	93
6.6	Experimento de dispersión	95
6.7	Estrategia de enseñanza aprendizaje	99
6.7.1	cReferencias de páginas Web y applets de apoyo	102
6.7.2	Actividades experimentales de apoyo	102
	6.7.2.1 Actividad experimental 1. Medición del radio de un círculo indirectamente	103
	6.7.2.2 Actividad experimental 2. Medición del radio de una canica en forma indirecta	108
	6.7.2.3 Presentación en <i>power point</i> (<i>ppt.</i>). Modelo atómico de Rutherford.	111

CAPITULO 7. MODELO ATÓMICO DE BOHR

7.1	Introducción	117
7.2	Primer Postulado de Bohr	118
7.3	Segundo Postulado	118
	7.3.1 La energía en una órbita circular	118
7.4	Tercer Postulado	120
	7.4.1 El tamaño de las órbitas permitidas	120
	7.4.2 Velocidad del electrón en las órbitas permitidas	121
	7.4.3 La energía total del electrón en las orbitas permitidas	123
7.5	La explicación de Bohr sobre el origen de los espectros	115
7.6	Bohr y el espectro de átomo de hidrógeno	126
7.7	Conclusiones	128
7.8	Estrategia de enseñanza aprendizaje	129
	7.8.1 Actividad experimental 1. Espectroscopia I	139
	7.8.2 Actividad experimental 2. Espectroscopia II	144
	7.8.3 Presentación en <i>power point</i>	146

CAPITULO 8. MODELO CUÁNTICO

8.1	Estrategia de enseñanza aprendizaje	153
	8.1.1 Introducción	153
	8.1.2 Visión general de la estrategia de enseñanza	154
	8.1.3 Acciones a realizar en la estrategia de enseñanza	155
	8.1.3.1 Antecedentes	155
	8.1.3.2 Erwin Schrödinger	156
	8.1.3.3 Interpretación de Max Born	157
	8.1.3.4 Schrödinger y el electrón del átomo de hidrógeno	159
	8.1.3.5 Átomos con más de un electrón	164

8.1.3.6	Referencias electrónicas y <i>applets</i> de apoyo	169
8.2	Fundamentos teóricos del modelo atómico cuántico	170
8.2.1	Introducción	170
8.2.2	Naturaleza ondulatoria de las partículas	171
8.2.3	Principio de incertidumbre de Heisenberg	172
8.2.4	Erwin Schrödinger	175
8.2.5	Densidad de probabilidad. Interpretación de Ψ	179
8.2.6	Espín del electrón	180
8.2.7	El principio de exclusión de Pauli	181
8.2.8	Estructura atómica. Electrones en niveles y subniveles	183

CAPITULO 9. RESULTADOS

9.1	Introducción	189
9.2	Resultados del cuestionario actitudes hacia la ciencia	189
9.2.1	Resultados cuestionario de actitudes hacia la <i>física</i>	190
9.2.2	Resultados cuestionario de actitudes hacia la <i>química</i>	191
9.2.3	Algunas reflexiones sobre los cuestionarios	192
9.3	Resultados del cuestionario diagnóstico inicial	193
9.3.1	Formato del cuestionario diagnóstico inicial	195
9.4	Resultados de las estrategias de enseñanza aprendizaje	198
9.4.1	Resultados. Estrategia antecedentes históricos	198
9.4.1.1	Evaluación formativa	199
9.4.1.2	Instrumento de evaluación formativa	201
9.4.2	Resultados. Estrategia modelo atómico de Thomson	202
9.4.2.1	Resultados de la evaluación formativa	204
9.4.3	Resultados. Estrategia modelo atómico de Rutherford	206
9.4.3.1	Resultados, actividades experimentales	207
9.4.3.2	Resultados de la evaluación formativa	208
9.4.4	Resultados. Estrategia modelo atómico de Bohr	210
9.5	Resultados de las evaluaciones finales	214
9.5.1	Prueba objetiva aplicada al grupo de física	214
9.5.2	Resultados, evaluación sumativa de física	215
9.5.3	Resultados, evaluación sumativa de química	215
9.5.4	Formato del instrumento de evaluación objetiva	217

CAPÍTULO 10. CONCLUSIONES

10.1	Conclusiones	221
10.2	Algunas reflexiones para motivar a los estudiantes de física a aprender	223
10.3	Recomendaciones al docente	224

ANEXOS-1

1. Lecturas de Antecedentes Históricos Concepto de Atomicidad	
a) Lectura 1. Antecedentes Históricos	229
b) Lectura 2. Roberto Boyle	231
c) Lectura 3. Antoine Lavoisier	232
d) Lectura 4. Las leyes de la química	234
e) Lectura 5. Dalton y la ley de las Proporciones Múltiples	235
f) Lectura 6. Amadeo Avogadro y Stanislao Cannizaro	237
g) Tabla Comparativa. Estructura de la materia	238
2. Lecturas. Modelo Atómico de Thomson	
a) Lectura 7. Rayos Catódicos	239
b) Lectura 8. ¿Qué sucede con el gas en el tubo de rayos catódicos?	241
c) Lectura 9. Aplicaciones de los tubos de rayos catódicos	243
d) Lectura 10. Fluorescencia	245

ANEXOS-2

3. Lecturas. Modelo Atómico de Bohr.	
a) Lectura 11. Espectros atómicos	249
b) Lectura 12. Aplicaciones del análisis espectral	258
4. Lecturas. Modelo atómico cuántico	
a) Lectura 13. Describiendo una onda. Una fórmula para las ondas	260
b) Lectura 14. Teoría cuántica del átomo de hidrógeno, la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno	265
c) Lectura 15. Los números cuánticos	269
d) Lectura 16. El espín del electrón	279
5. Presentación en <i>power point (ppt)</i> . Espectroscopia	282
6. Evaluación Formativa. Modelo atómico de Thomson	285
7. Evaluación Formativa Modelos atómicos de E. Rutherford	286
8. Evaluación Formativa Modelo atómico de Bohr	287

REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS	289
-----------------------------------	------------

REFERENCIAS ELECTRÓNICAS	292
---------------------------------	------------

RESUMEN

Esta propuesta de enseñanza se elaboró pensando en profesores y alumnos de bachillerato, en ella encontrará material que enriquece tanto la enseñanza del docente como el aprendizaje de los alumnos. Se desarrolla el contenido de cinco *temas*: antecedentes históricos del concepto de atomicidad, el modelo atómico de Thomson, modelo atómico de Rutherford, el modelo de Bohr y finalmente el modelo cuántico. Cada uno de estos “*temas*” que llamaremos “*guía*” se desarrollaron de acuerdo a los programas de estudio de la ENP, además se acompañan de una estrategia de enseñanza aprendizaje, misma que fue planteada de modo tal que ésta pueda ser aplicada a grupos de alumnos “pequeños” como los del CCH y “grandes” como los de la ENP. Cada estrategia va acompañada de material de apoyo, mismo que fue elaborado para tal fin y el cual usted encontrará al final de la estrategia de enseñanza propuesta y en el anexo de esta tesis.

En este trabajo, se desarrollan los contenidos temáticos correspondientes al concepto de atomicidad y modelos atómicos a partir, de los paradigmas que tuvo que enfrentar la comunidad científica, es decir se menciona la necesidad de romper con las estructuras y modelos establecidos, para así dar origen a nuevos modelos que explican ciertos fenómenos de forma precisa, veraz y confiable.

Al inicio de este trabajo se mencionan las ideas atomistas griegas, algunos hechos aislados del medievo y del renacimiento sobre la teoría atómica.

Se describen también los primeros antecedentes que permitieron recuperar la idea de átomo conforme a Demócrito, se mencionan los fundamentos de la teoría atómica de **Dalton**, la cual se basó en observaciones cualitativas y mediciones cuantitativas en la química.

Se describen algunos experimentos trascendentes en la Física que originaron la concepción de un importante Modelo Atómico, el modelo de **Thomson**, en él se menciona que el descubrimiento del electrón proporcionó el primer indicio sobre la **estructura atómica**, que el electrón tiene carga negativa y que es uno de los constituyentes del átomo; mientras que el átomo es eléctricamente neutro.

Se expresa que aún a pesar de la importancia de este modelo, pasaron 13 años antes de que se realizara una prueba experimental que refutará el modelo del panqué. Estos ensayos, como veremos, condujeron al abandono del modelo de Thomson, sustituyéndolo por un nuevo concepto en la estructura atómica: el modelo atómico de **Rutherford**. En este modelo, se describe el método más directo que permitió saber lo que hay dentro de los átomos es decir el experimento de Rutherford realizado por **Geiger y Marsden**.

Además se citan las conclusiones a las que llegó Rutherford a partir de este importante experimento, entre las que figuran: concibe al átomo como compuesto por un pequeño núcleo en el que se concentra la carga positiva y la mayor parte de la masa, y los electrones los ubica a una cierta distancia exterior del núcleo, y que el átomo es prácticamente espacio vacío.

En el modelo atómico de **Bohr** se aborda el tema de la estabilidad del átomo, se señala como es que Niels Bohr en 1913 logra resolver el problema de la

estabilidad de los átomos, esto es: se pensaba que los electrones rodeaban al núcleo como los planetas rodean al sol, sin embargo la teoría electromagnética clásica negaba la posibilidad de órbitas electrónicas estables. **N. Bohr** aplicó, conceptos de la teoría del cuanto de **Planck** a la estructura atómica para obtener un modelo que, no obstante sus inconvenientes logra dilucidar el origen de los espectros atómicos y consigue explicar el espectro del átomo de hidrógeno.

Se aborda la temática de los espectros atómicos, tipos de espectros, continuos y discretos, de emisión y de absorción, se indica cómo el matemático **J. J. Balmer** establece una expresión empírica que describe el espectro del átomo de hidrógeno, elementos que permitieron respaldar los trabajos de Bohr; se menciona también cómo es que en este modelo obtiene un primer número cuántico llamado actualmente **principal "n"** y cómo es que éste trae claridad al conocimiento de los espectros aún a pesar de que no explica y describe los espectros de átomos con más de un electrón y las diferentes intensidades en las líneas espectrales.

Finalmente se menciona el **modelo cuántico**. En él se explica como es que las ideas de **De Broglie** sobre el comportamiento dual de la materia, los trabajos de **Heisenberg** e inclusive el modelo de **Bohr** contribuyeron a que **Schrödinger** estableciera una ecuación de onda, misma que al resolverla para el átomo de hidrógeno se obtienen tres números cuánticos: el número cuántico principal, el número cuántico orbital y el número cuántico magnético.

Se señala que el electrón no gira alrededor del núcleo en orbitas circulares bien definidas como en el modelo de Bohr, sino que su movimiento viene descrito por una función de onda que satisface la ecuación de Schrödinger, las distribuciones de probabilidad que resultan de la teoría cuántica moderna poseen máximos en las posiciones de las orbitas de Bohr.

También se indica que para explicar las propiedades de los átomos con más de un electrón, es decir aquellos que están en la tabla periódica se recurrió además de la **ecuación de Schrödinger**, al principio de exclusión de **Pauli** y al **espín** del electrón. Este modelo explica de manera satisfactoria todas las propiedades y características de la materia a nivel atómico, de ahí la importancia de ser presentado a los estudiantes de Bachillerato, aún a pesar de que no está considerado en los programas de estudio de la Escuela Nacional Preparatoria y los Colegios de Ciencias y Humanidades de la UNAM.

Si bien ésta estrategia de enseñanza no es abordada como se pretendía, si proporciona los elementos básicos y suficientes para su enseñanza en bachillerato.

CAPÍTULO I. FUNDAMENTACIÓN ACADÉMICA

1.1 INTRODUCCIÓN

Durante años, la enseñanza de las ciencias experimentales tales como la física y la química en la Escuela Nacional Preparatoria (ENP), ha sido del tipo “tradicional”, es decir una enseñanza en la que la participación de los alumnos es mínima, en la que con frecuencia los estudiantes tan solo reproducen la información y en donde las actividades experimentales o de laboratorio son prácticamente inexistentes, probablemente su causa se deba a la sobrecarga de trabajo del profesor, dada la cantidad de alumnos, 50 a 60 por grupo.

Frecuentemente los alumnos que reciben este tipo de enseñanza están más interesados en aprobar o acreditar el curso que en buscar el conocimiento y entender su entorno, la interacción alumno-maestro, alumno-alumno es mínima, además el profesor se ve como la única fuente de conocimiento y aprendizaje, cuya formación ha sido meramente disciplinar y en el mejor de los casos, con escaso conocimiento psicopedagógico-didáctico. Regularmente los maestros imparten sus “*clases de teoría*” preocupándose en transmitir únicamente contenidos temáticos, sin cerciorarse de si estos fueron comprendidos y a qué profundidad, es decir sin verificar el aprendizaje y el grado de éste. Hasta la fecha ha existido una lucha entre la cantidad de contenidos y la calidad de la enseñanza, una lucha en la que los alumnos han sido los más perjudicados.

Aún a pesar de que los colegios de la Escuela Nacional Preparatoria, han mostrado un marcado interés en mejorar el proceso de enseñanza aprendizaje y llevado a cabo acciones en pro de este, aún hay mucho por hacer y contribuir. Desafortunadamente todavía no se han logrado los resultados esperados, por lo que se requiere del planteamiento y establecimiento de estrategias más efectivas es decir, aquellas que incrementen el aprendizaje de los alumnos y desarrollen habilidades para un mejor desempeño en su vida académica.

Es necesario realizar acciones que contribuyan al cambio en la enseñanza de la física en la ENP, sin olvidar que los alumnos de bachillerato se encuentran en una importante etapa de formación, y la actitud y compromiso que adoptemos los maestros ante la enseñanza influirá de algún modo en la vida de nuestros estudiantes, en palabras de Pozo (2004, p. 35)

Los profesores lamentamos la pasividad de nuestros alumnos y de su poca disposición a colaborar sin darnos cuenta de que esos mismos rasgos podrían definir también nuestra actitud ante la solución de muchos de los problemas que aquejan a la realidad educativa de la que formamos parte y a la que contribuimos diariamente.

Por ello es necesario tomar acciones concretas, acciones que lleven a diseñar y establecer estrategias de enseñanza que fomenten el aprendizaje significativo conforme a las necesidades de la ENP, y como anteriormente se dijo, las acciones

que hasta este momento se han realizado no han sido suficientes, la realidad nos muestra que la enseñanza de la física en la ENP continúa siendo extremadamente tradicional y no ha existido un incremento sustancial en el aprendizaje de la física.

Aunque estamos conscientes de la existencia de múltiples causas o razones por las que la enseñanza en la ENP continúa siendo tradicional, aquí solo mencionaran aquellas en las que el docente tiene una marcada intervención. Se busca por ello que éste trabajo ***contribuya sustancialmente*** al proceso de enseñanza-aprendizaje de la física y muy específicamente a la enseñanza de los modelos atómicos.

1.2 DELIMITANDO LOS PROBLEMAS

Se empezará entonces, por identificar algunas de las principales dificultades a las que nos enfrentamos los maestros de física de la Escuela Nacional Preparatoria durante la enseñanza.

1. El propio proceso de enseñanza de la física.
2. Grupos de trabajo muy numerosos
3. Contenido temático extenso¹
4. Motivación de los alumnos para aprender
5. Preparación disciplinaria y pedagógica del personal docente

Indudablemente existen muchas otras dificultades en este proceso, sin embargo, como ya se mencionó, sólo se señalarán aquí aquellas en las que a nuestro juicio interviene directamente el profesor, profundizando en cada una de ellas.

¹ Conforme a los programas de estudio de 1996

1.2.1 El propio proceso de enseñanza de la física.

La enseñanza de la física en sí misma presenta un cierto grado de dificultad, algunas de las razones son que los conocimientos de física son complicados desde el punto de vista de la propia ciencia, hay muchas interferencias entre la terminología científica y el lenguaje cotidiano, errores o lagunas de formación, y como dice (Jiménez. 2003, p.183) la construcción de cualquier conocimiento en física es fruto de mucho tiempo y muchos científicos

Muchos autores manifiestan que si la enseñanza de la física presenta dificultades más aún lo es la enseñanza de la física cuántica posiblemente debido a la abstracción que en ella existe. En el caso específico del estudio de la estructura atómica, los alumnos tienen que enfrentarse a un gran número de conceptos nuevos, fuertemente abstractos en los que se necesita establecer conexiones entre ellos y entre los fenómenos estudiados. Además uno de los grandes problemas de aprendizaje y comprensión de estos temas reside en que estos se ocupan de describir y explicar la **estructura íntima de la materia**, es decir aquello que está más allá de lo que podemos ver, es por ello que se recurre a los modelos y entes imperceptibles como electrones, átomos o moléculas muy difíciles de imaginar².

Si a esto le agregamos el hecho que estos temas son difícilmente abordados por los profesores aun a pesar que desde 1996 se implementaron los programas de estudio de física y en los que se consideran temas de física moderna. Los programas de estudio señalan un nuevo camino en la enseñanza, pero desafortunadamente no proporcionan ningún apoyo real para incursionar en ese rumbo. Al revisar los objetivos e intenciones de estos encontramos que³:

....que el alumno por medio de las actividades de aprendizaje y del trabajo en grupo, se percate de la forma en que va construyendo sus conocimientos de física, como si fuera un investigador novato que interactúa con colegas de igual condición y todos bajo la guía de un investigador con mayor experiencia, se propone hacer más atractivo y significativo para el alumno el aprendizaje de la física, esto tendrá que reflejarse en un abatimiento del índice de reprobación, en una mayor cantidad de alumnos inscritos en las áreas I y II en 6º año y en una participación más entusiasta en los concursos de física en los que el alumno muestre las habilidades adquiridas.

² Pozo J. I. Gómez Crespo M. A. (2004). "Aprender y enseñar ciencia". Madrid. Ediciones Morata.

³ Objetivos establecidos conforme al programa de estudio de la asignatura de física III (clave 0200) de la ENP. Colegio de física. UNAM.

Resulta pues, que a diez años de la implementación de estos programas, el *enfoque* tradicional, continúa aplicándose en las aulas y la enseñanza de la física no ha tenido cambios sustanciales tal y como lo indicaron estos programas.

..la enseñanza tradicional de la física se reduce a una física de libro de texto tradicional, le parece al alumno enciclopédica, árida, fragmentada y alejada de la realidad, sobre todo cuando es impartida por el profesor en clases totalmente expositivas en las que las actividades, incluidos los experimentos se basan en el uso del gis y del pizarrón exclusivamente y cuyo único objetivo parece ser la memorización de cierta cantidad de fórmulas, su manipulación matemática y su aplicación en la resolución de problemas numéricos de los que aparecen al final de cada uno de los capítulos del libro

Por todo ello, es necesario un cambio en la enseñanza, todo sistema educativo requiere de una continua revisión, supervisión, modificación y evaluación de los contenidos, pertinencia de las estrategias educativas y sus correspondientes instrumentos de evaluación así como medios con los cuales se vale el docente para incrementar el aprendizaje de los alumnos, esta tesis propone por ello una serie de estrategias de enseñanza para impartir los temas de modelos atómicos.

1.2.2 Grupos de trabajo numerosos

Los grupos de física en la ENP actualmente están constituidos por 50 a 60 alumnos, los cuales son atendidos por *profesores de asignatura o de tiempo completo*. Los profesores de *asignatura* pueden tener a la semana, como máximo 40 horas frente a grupo, lo cual equivale a *atender* a 10 grupos, aproximadamente 600 alumnos; los profesores de *tiempo completo*, tienen a la semana 20 horas frente a grupo, equivalente a cinco grupos y un máximo de 300 alumnos; con esto queremos manifestar que el trabajo con grupos de la ENP es extenuante y aún más, cuando se realizan actividades experimentales con los estudiantes, mejor conocidas como prácticas de laboratorio. Por ello, generalmente estos profesores no realizan actividades adicionales o extraordinarias encaminadas a incrementar el aprendizaje de los alumnos, ya que éstas conllevan a una mayor carga.

Es necesario por ello, buscar un equilibrio que permita por un lado incrementar el aprendizaje de los alumnos y por otro, evitar la sobrecarga de los profesores, además nuestra intención no es exhibir la *carga de trabajo de los maestros* de física de la ENP sino más bien, crear conciencia de la realidad a la que se enfrentan los docentes y así proponer estrategias más adecuadas con esta población. Y aunque el planteamiento de solución a este problema se dará a conocer en el siguiente capítulo, por el momento nos limitaremos aquí, a exhibir las características de la población estudiantil, en la tabla 1.1 se observa que una de las asignaturas que tienen mayor población estudiantil es Física III, la cual se imparte en el primer año de preparatoria; la experiencia docente nos permite decir que estos estudiantes son mucho más impacientes, intranquilos, juguetones, activos e inmaduros (emocional, psicológica y cognitiva) que los estudiantes de sexto año.

Tabla 1.1 Población estudiantil en las asignaturas de física de la ENP⁴

	Física III	Física IV área I	Física IV área II	Fisicoquímica
Clave	0200	0201	0201	
Año escolar en el que se imparte	4º. Año	6o. Año	6º. Año	6º Año
Categoría de la asignatura	Obligatoria	Propedéutica	Propedéutica	Propedéutica
Población de los grupos turno matutino	50 a 60	40 a 50	40 a 50	10 a 20
Población de los grupos turno vespertino	40 a 50	35 a 40	35 a 40	-

Las estrategias de enseñanza a proponer buscarán atender principalmente a los grupos de cuarto año por las siguientes razones

1. Las características de estos alumnos permitirán establecer en las estrategias acciones factibles y eficientes
2. Nos permitirá adaptar la estrategia a grupos pequeños; ya que éstas consideran a grupos numerosos.
3. Nos permitirá extrapolar y adaptar la estrategia a las otras asignaturas, ya que éstas contienen todos los aspectos básicos o fundamentales para incursionar en temas más profundos.
4. Nos permitirá identificar de manera temprana los elementos que retroalimenten al proceso de enseñanza aprendizaje.

Es importante comentar que a pesar de que en algunas instituciones educativas,⁵ como es el Colegio de Ciencias y Humanidades (CCH), ya se han implementado programas dirigidos a reducir la matrícula de 50 alumnos a 25 para mejorar la enseñanza en matemáticas; en la ENP los grupos continúan siendo muy numerosos, además también es necesario mencionar que en el CCH, las asignaturas experimentales tienen un máximo 25 alumnos.

Y aunque esperamos, que en un futuro no muy lejano la matrícula de los grupos de física en la ENP se reduzcan considerablemente, es necesario en tanto, tomar acciones reales e inmediatas que mejoren el proceso de enseñanza aprendizaje de la física, de ahí la importancia de las propuestas de enseñanza de esta tesis.

⁴ Todas estas asignaturas tienen el carácter teórico-práctico, con un total de 14 créditos para cada una de ellas.

⁵ Villegas González Hilda. (2007). Presentan en el plantel sur el seguimiento al subprograma de mejoramiento de la enseñanza de las matemáticas. Prado Rodríguez Carmen Guadalupe (2007). Balance del subprograma Mejoramiento de la enseñanza de las matemáticas. *Gaceta del CCH*. Órgano informativo del Colegio de Ciencias y Humanidades. 26 de febrero 2007, año XXX, No.1127.

1.2.3 Contenido temático extenso

El avance tecnológico ha avanzado a pasos agigantados en los últimos cien años, mismo que se ha reflejado por supuesto en nuestro estilo de vida, por ejemplo el uso de teléfonos celulares, comunicación por fibra óptica, las nuevas televisiones de plasma, las calculadoras solares, el láser, los Ipod, los DVD, los CD, hornos de microondas, etc., todo esto nos ha llevado a un incremento considerable en la cantidad de conocimientos en todas las disciplinas; no es errado pensar, ni esta muy alejado de la realidad decir que en un futuro no muy lejano, la duración para realizar estudios de licenciatura se incrementarán, o en su defecto, quizás sea necesario realizar una revisión y valoración de los planes y programas de estudio en todas las disciplinas, basta recordar que antes los médicos generales poseían una gran cantidad de conocimientos de tal manera que podían atender diversas necesidades, es decir conocían de todo un poco, sin embargo ahora la cantidad de conocimiento es tan grande que se han creado especialidades y sub especialidades, es decir profesionales que saben mucho de una rama de la medicina, por ejemplo los pediatras, ginecólogos, cardiólogos, dermatólogos, etc.

Lo anterior tiene como intención reconocer, que la misma evolución nos ha llevado necesariamente a un incremento en los contenidos temáticos en ciertas asignaturas y que además, el avance tecnológico ha influido en el aumento de los contenidos de física, química, etc., un ejemplo de esto se refleja en la materia de física III, unidad V, denominada **estructura de la materia**, la cual contiene temas nuevos, mismos que consideran una gran cantidad de contenidos adicionales, y que no están explícitamente marcados en el programa, ni se indica la profundidad a la que se deben enseñar, ni tampoco las relaciones entre los diferentes contenidos y mucho menos claridad en los objetivos de aprendizaje.

Además en los diferentes círculos de profesores del colegio de física; ya sea a través de seminarios de la enseñanza, encuentros interdisciplinarios e interinstitucionales, cursos de actualización docente, etc., los profesores manifiestan de manera *informal* que realmente no logran cubrir los programas de estudio de *manera adecuada*, algunas de las razones que expresan lo son justamente la enorme cantidad de contenidos temáticos y la falta de claridad en el programa mismo; veamos un caso muy particular: en el plantel 7 turno matutino, los profesores que impartimos física III, no logramos con frecuencia abordar la unidad V del mismo modo que las otras unidades; algunos de los motivos que manifestamos es que: en las otras unidades empleamos más tiempo del requerido debido al contenido temático extenso, por tanto el tiempo correspondiente a esta unidad se ve reducido, además de que no se cuenta con material de apoyo suficiente para impartir estos temas, y que los docentes desconocen los temas con la suficiente profundidad, etc. Regularmente para cubrir esta unidad los maestros solicitamos a los alumnos responder cuestionarios, realizar trabajos de investigación, lecturas y presentaciones frente a grupo.

En términos generales los contenidos temáticos de las asignaturas de física III, física IV área I y II, así como los de fisicoquímica en la ENP son tan extensos que resultan ser un verdadero reto tanto para alumnos como para maestros su enseñanza y aprendizaje, por ello nuestra propuesta de enseñanza buscará que los contenidos temáticos sean vistos con mayor estructura y fundamento, es importante por ello considerar los diversos aspectos involucrados, coincidimos con Pozo (2004) cuando dice que *el aprendizaje de la física resulta verdaderamente difícil ya que este depende de la interacción entre las características propias de la física y de la forma en que los alumnos aprenden*⁶.

1.2.4 Motivación de los alumnos para aprender

Si el término motivación se deriva del verbo latino *movere*, que significa “moverse”, “poner en movimiento” o “estar listo para la acción”. Entonces se puede entender que la motivación es la energía interna que poseen las personas, misma que les permite desarrollar metas bien específicas y adoptar actitudes adecuadas y optimistas ante cualquier circunstancia que se les presente.

Con bastante frecuencia se escucha en los círculos docentes que los estudiantes no están motivados para el estudio y el aprendizaje, percibiéndose en ellos un marcado desgano, un abandono generalizado, es decir una falta de fuerza interior para la superación personal.

Las causas de esa falta de motivación en los alumnos son tantas y tan diversas que mencionaremos tan sólo algunas de ellas: falta de compromiso por parte de los profesores al impartir sus clases, *la mala actitud de éstos en el trato con los adolescentes*, la falta de tolerancia, respeto y amor hacia la enseñanza y sus alumnos, el trabajo rutinario en las clases teóricas y de laboratorio, la inestabilidad económica y los problemas en el núcleo familiar, el desarrollo físico, emocional y cognitivo de cada estudiante (jóvenes de 15 a 18 años de edad), la presión por parte de los padres, la situación económica y social del país, etc., muchas de estas causas están fuera de nuestro alcance y por tanto es imposible darles solución, sin embargo es importante que estemos conscientes en cual de ellas tenemos influencia y de este modo cambiar nuestras actitudes, en este caso particular *para tener una actitud más comprensiva, tolerante y paciente.*

Si el problema es la falta de motivación en el alumno para aprender física, entonces surge la pregunta ¿Cuál es la fuerza motivadora que podemos sembrar en los alumnos para que estos aprendan, se emocionen y se interesen en la física? Ciertamente la respuesta esta en el docente, éste juega un papel primordial en el entusiasmo de los alumnos por aprender y justamente es él, con sus actitudes, compromiso, trabajo y acciones quién *incrementará* el entusiasmo por aprender. Este trabajo de tesis por tanto buscará que los alumnos se vean motivados por aprender física, para ello se proponen estrategias de enseñanza dirigidas a hacer

⁶ Pozo J. I. Gómez Crespo M. A. (2004). “Aprender y enseñar ciencia”. Madrid. Ediciones Morata

participar activamente al estudiante, trabajar en equipos cooperativos y en permitir la interacción entre iguales, con el docente y con el conocimiento, en el siguiente capítulo se mencionarán los elementos que a nuestro juicio motivaran y acercaran más a los estudiantes a aprender los modelos atómicos.

1.2.5 Preparación disciplinaria y pedagógica del personal docente

Todos, absolutamente todos los profesor *deben tener* una sólida preparación disciplinaria y pedagógica, amar su profesión y comprometerse con ella. Sabemos que la preparación es fundamental y que no se debe caer en los extremos, es decir tener un gran conocimiento disciplinario y no tener idea de cómo transmitir y tratar a los estudiantes, o tener, un amplio y pleno conocimiento psicopedagógico-didáctico y no dominar el conocimiento disciplinario, es algo que no debe suceder, y aunque se piense que el dominio de una de ellas es más que suficiente, la realidad nos demuestra que no se debe seguir más por ese camino. Es necesario crear conciencia y posteriormente tomar acciones personales e institucionales que sean reales, factibles y efectivas, para que el personal docente tenga una sólida preparación disciplinaria y pedagógica, desafortunadamente las diferentes acciones tomadas por la institución a través de la ENP, DGENP, DGAPA, no han logrado obtener los frutos deseados, es necesario por ello, que cada uno de nosotros busquemos el justo medio, el equilibrio y evitar los extremos.

Una de las realidades en la ENP y en muchas otras instituciones del país, es la falta de preparación de los profesores en el aspecto psicopedagógico didáctico, actualmente para impartir física no se requiere de esta premisa, es suficiente que estos posean una licenciatura en física o en ingeniería⁷, garantizando en cierto modo el dominio del conocimiento disciplinario y se dice en cierto modo, porque la realidad muestra una deficiente preparación y actualización en temas pertenecientes a la física moderna y muy específicamente a la física cuántica, aun a pesar del avance tecnológico y de la misma ciencia, es más en las aulas se continúa dando prioridad a la física clásica y creemos que justamente una de las causas es la falta de dominio disciplinario por parte del docente.

⁷ Actualmente las asignaturas de física en la ENP es impartida por profesores con licenciatura en física y en ingeniería, aún a pesar de que algunos piensan que la asignatura de física debe ser impartida únicamente por físicos.

1.3 POBLACIÓN ATENDIDA.

La población hacia quién esta dirigido este trabajo es a profesores y alumnos de bachillerato de la Escuela Nacional Preparatoria (ENP) en las asignaturas de física, química y fisicoquímica. Sin embargo, este trabajo puede ser utilizado por otros sistemas educativos como por ejemplo el Colegio de Ciencias y Humanidades (CCH) de la UNAM, el Centro de Estudios Científicos y Tecnológicos (CECYT) del Instituto Politécnico Nacional y el Colegio de Bachilleres.

El escenario en el cual se desenvuelve el bachiller depende de la institución educativa en la cual se trabaja, es decir con los grupos pequeños (máximo 25 alumnos) del CCH, el espacio en donde se imparten las clases de teoría y práctica es el mismo, la disposición de este permite que se integren hasta 5 alumnos en cada mesa de trabajo, además estos espacios favorecen la discusión e intercambio de ideas entre los integrantes del equipo; por el contrario, los grupos de la ENP son numerosos de 50 a 60 alumnos, los salones son muy grandes, su mobiliario es fijo y su diseño no permite la discusión e interacción “cómoda” alrededor de una mesa de trabajo. Las características de esta población se mencionan a continuación.

Profesores. Los maestros de física de bachillerato de la ENP, en su gran mayoría son profesionales con licenciatura en física o en alguna ingeniería, muy pocos cuentan con estudios de maestría y muchos menos con doctorado. La experiencia docente es variable y va desde el profesor de nuevo ingreso o nula experiencia, hasta el que tienen toda una vida entregada a la enseñanza, pasando por supuesto con el docente de relativa experiencia.

En la mayor parte de los **profesores** se aprecia que estos tienen otra actividad adicional a la docencia dentro de la Escuela Nacional Preparatoria, esto es que, la mayor parte de su planta docente⁸, *son profesores de asignatura interinos con pocas horas de contratación y con horarios discontinuos a lo que se le agrega un salario reducido*, en que el caso de los profesores varones, estos cuentan regularmente con otro ingreso adicional, ya sea en instituciones educativas dentro de la misma UNAM o fuera de ella ya sea en empresas privadas o industrias; en el caso de las profesoras éstas, adicionalmente a su labor docente se dedican al cuidado de su familia y el hogar.

Alumnos. El otro sector hacia quién esta dirigido esta tesis es principalmente a alumnos de la ENP de las asignaturas de física III (cuarto año), química I (quinto año), física IV área I y II (sexto año) y la asignatura optativa de fisicoquímica (sexto año).

⁸ López Tapia Alfonso. Documento del grupo de trabajo del bachillerato. Participación de los profesores de asignatura y carrera del bachillerato en las funciones sustantivas. Recuperado el 18 de junio de 2007, de <http://www.facmed.unam.mx/caepa/pdfs/bachillerato.pdf>

Los estudiantes de bachillerato se encuentran en la etapa media de la adolescencia, cuyas edades oscilan entre los 15 a 18 años, y quienes se caracterizan por experimentar cambios en el aspecto contextual, conceptual y biológico. Los adolescentes del bachillerato, en términos generales se caracterizan por:

- α Ser miembros dependientes de su núcleo familiar, sin embargo es importante mencionar que estos jóvenes buscan su independencia, quisieran no depender de nadie, obrar a su gusto y vivir con sus propios recursos y el estar conscientes de su papel en su núcleo familiar, causa en ellos cierta impotencia y reaccionan contra todo aquello a lo cual se sienten sujetos, por ejemplo los padres, maestros y escuela
- α Formar grupos de interacción: Los alumnos adolescentes tienden a integrarse a grupos⁹ en búsqueda de confianza, similitud, reconocimiento y pertenencia, y se dice similitud porque ellos se agrupan de acuerdo a intereses comunes e inclusive necesidades, la interacción adolescente-adolescente es tan natural como necesaria.
- α *La mayoría de los estudiantes¹⁰ provienen de la clase media y media baja y cuyos padres en su gran mayoría tiene la secundaria como nivel máximo de estudio, con ingresos económico más bien reducidos, y con una percepción de la vida no solo limitada sino incluso desalentada* y aunque en todos los planteles de la ENP se observa una mejora en el ingreso económico de los estudiantes y en el nivel máximo de estudios de los padres, aún este no logra ser de consideración, justamente este estatus social marca la elección de carrera de cada uno de ellos, ya que ésta se liga a la percepción de la clase social a la que pertenecen y a las posibilidades económicas y aunque pueden tener cierto idealismo a sus aspiraciones profesionales, son realistas a la hora de elegir. Consciente de las posibilidades económicas modifican sus aspiraciones adaptándolas a ellas.
- α El impacto de la sociedad sobre ellos es determinante, muchísimos estudiantes no tienen plena conciencia de su estancia en la escuela y lo que ésta representa en su vida futura, muy pocos tienen esta conciencia de su paso por la preparatoria, a muchos estudiantes les interesa la ley del mínimo esfuerzo, todos quieren aprender, pero ninguno quiere pagar el precio, nuestra sociedad ha influido en el plan de vida de estos jóvenes, de sus actitudes y sueños, nuestros adolescentes se desenvuelven en un medio meramente mercantilista, desorganizado, desunido, corrupto y en donde la economía subterránea se vislumbra como una de las mejores

⁹ Aguirre, B. A. (1994). *Psicología y adolescencia*, Barcelona, alfa. Capítulo 10 Identidad del adolescente: El actual asociacionismo y la formación de grupos pequeños en los que se fijan unas actividades, unas formas de vestir, peinar, insignias, etc. No son otro modo que de afirmarse, a nivel colectivo, como distintos de los otros grupos y del resto de los adultos.

¹⁰ López Tapia Alfonso. Documento del grupo de trabajo del bachillerato. Participación de los profesores de asignatura y carrera del bachillerato en las funciones sustantivas. Recuperado el 18 de junio de 2007, de <http://www.facmed.unam.mx/caepa/pdfs/bachillerato.pdf>

salidas que logran romper las normas, la legalidad y los valores. En términos generales es una sociedad en la que no hay interés por el estudio, extremadamente mercantilista y con un grado de cultura bajo, una sociedad en donde el Internet, la televisión, los juegos de video se prefieren al conocimiento ya sea a través de lecturas, visitas a museos, trabajo de investigación, actividades experimentales, etc. favoreciéndose la desintegración escolar, familiar y social, basta recordar lo que dice Aguirre (1994, p.173-194).

.....Los factores sociales determinan, en gran medida, el concepto o imagen de sí mismo, pues la evaluación que uno hace de sí mismo no la hace en abstracto, sino de conformidad con los criterios y las condiciones de una sociedad particular. Por lo mismo, no se puede dudar que el concepto que de sí mismo tiene el adolescente esté condicionado por una serie de factores sociales y culturales como el ambiente social, el estatus socioeconómico, la pertenencia a un grupo,.... La falta de organización y estructura social en que se encuentra inserto modelan y determinan, en cierta medida, la imagen que de sí mismo tiene el adolescente.

Por lo que no es de sorprendernos estas conductas y actitudes de nuestros estudiantes ante la vida, ellos son el fruto de nuestra sociedad.

En bachillerato los alumnos tienen materias extremadamente académicas y los contenidos temáticos son más académicos y formales, generando entonces en los estudiantes el uso de un lenguaje más propio, además se observa en esta etapa, que a pesar de que el alumno tiene mayor capacidad cognitiva que en edades anteriores, su interés por los estudios disminuye debido a que adquiere mayor cantidad de información sobre diversos temas, provocando una separación entre la actividad habitual del alumno y los contenidos que se le ofrecen, los cuales se les presentan de manera más formalizada y, por ende, con menos relación con la vida cotidiana¹¹.

La adolescencia abarca casi una década de la vida, es una época de grandes cambios en todas las esferas de la vida que se desencadenan a partir de la pubertad y desorganizan la identidad infantil construida en casi seis años de edad escolar básica. Se trata de un periodo difícil, tormentoso, de gran vulnerabilidad pero también de grandes oportunidades de cambio y avance en todas las esferas: física, intelectual, moral, social que desemboca en una nueva organización de la personalidad y en la conquista de la identidad¹².

¹¹Carretero, Mario (1997). ¿Qué es el constructivismo? *Desarrollo cognitivo y aprendizaje. Constructivismo y educación*. Recuperado 13 noviembre del 2006 en http://www.uls.edu.mx/~estrategias/constructivismo_educacion.doc

¹² Identidad y plan de vida en la adolescencia media y tardía. Carmen Merino Gamiño. *Perfiles educativos*, núm. 60, 1993.

1.4 JUSTIFICACIÓN AL TEMA DE TESIS

Las razones por las cuales se decidió elegir el tema de tesis “La enseñanza de los modelos atómicos en bachillerato,” son:

1. Apoyar la enseñanza de temas concernientes a la física moderna, específicamente de la unidad V. *Estructura de la materia* de la asignatura Física III de la ENP.
2. Apoyar los programas de estudio de Física III, Física IV, Fisicoquímica y Química de la ENP.
3. Promover la enseñanza del *modelo atómico cuántico* tan importante en la física moderna, el cual no ha sido considerado como tal en los programas de estudio de las asignaturas antes mencionadas
4. Apoyar a la solución de la problemática antes descrita mediante estrategias especialmente diseñadas para ella.

Es importante comentar que la enseñanza de la Física clásica ha ocupado un primordial espacio en los programas de estudio de la Física y no así, la Física moderna, a la cual se le ha otorgado tan solo unas cuantas horas, consideramos que esto no es adecuado. Limitarnos únicamente a la Física clásica, es equivalente a querer detener su avance y por supuesto, esto no es así ya que esta disciplina, ha evolucionado en los últimos cien años de manera sorprendente y muestra de ello son todos los avances tecnológicos de los que disfrutamos actualmente.

El talón de Aquiles de los programas de física de la ENP es justamente la enseñanza de la física moderna y muy en especial de la física cuántica, por ello; nuestro trabajo va encaminado principalmente a proporcionar los fundamentos teóricos y metodológicos que le permitan al profesor de bachillerato incursionar en estos temas con pleno reconocimiento de los cinco problemas planteados en la sección precedente, así como el de la población hacia quien va dirigida, nuestro trabajo brindará propuestas de estrategias de enseñanza, material didáctico de apoyo a cada de ellas y mostrará algunos de los resultados obtenidos al aplicar dichas estrategias.

A continuación se mencionarán algunas de las dificultades a las que actualmente se enfrenta el docente al abordar temas relacionados con la unidad V de Física III y a los modelos atómicos:

- En el modelo cuántico existen temas que son desconocidos por los profesores
- Los programas de estudio no contienen propuestas de enseñanza precisas.
- No se cuenta con suficiente material didáctico, que respalde su enseñanza
- El tiempo propuesto en los programas de estudio para su presentación es reducido

1.5 COBERTURA DEL TEMA DE TESIS

Ahora bien a continuación se expondrá la cobertura del tema de tesis, en la tabla 1.2 y 1.3 se aprecian las asignaturas que resultarán beneficiadas tanto en la ENP, como en el CCH, en cada una de ellas se indica las asignaturas favorecidas, así como las unidades y temas en los cuales esta tesis apoyará su enseñanza, veamos un ejemplo, el tema de tesis *La enseñanza de los modelos atómicos en bachillerato* apoyará la asignatura de Física III, unidad V en el plan de estudios de la ENP y los temas en los cuales existe concordancia se ilustran con claridad en la tabla 1.2. Note que los objetivos de la unidad V están tan estrechamente relacionados con el tema de tesis que se decidió enunciarlos. Lo mismo sucede para la asignatura de Física II, Química I del CCH. Observe que para las asignaturas de Química III y Química IV área I, área II y Fisicoquímica esto no sucede por ello no se mencionan los objetivos de la unidad.

Al término de cada tabla informativa en cuestión, encontrará una serie de observaciones encaminadas a revisar la pertinencia y ubicación de estos temas dentro del programa de estudios y en otros casos se sugiere modificaciones para una mejor enseñanza.

Tabla 1.2 Cobertura del tema de tesis en la Escuela Nacional Preparatoria

Asignatura	Unidad	Tema
Física III	Unidad V. estructura de la materia Objetivos de la unidad Adquirir una visión global de la estructura de la materia. Entender algunos experimentos que sustentan la visión moderna sobre la materia	<ul style="list-style-type: none"> ✓ La evidencia química: Teoría atómica de Dalton, leyes de las proporciones definidas y múltiples. Hipótesis de Avogadro ✓ La teoría atómica de la electricidad: Tubos de descarga, El experimento de Thomson ✓ Modelos atómicos: el experimento de Rutherford, espectroscopia y el modelo atómico de Bohr
Química III	Unidad I. La energía, la materia y los cambios	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Rayos alfa, beta y gama ✓ Espectros atómicos ✓ Espectro del átomo de hidrógeno y teoría atómico de Bohr
Química IV Área I	Unidad III. Fundamentos de química orgánica	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Niveles de energía electrónicos ✓ Orbitales atómicos ✓ Configuraciones electrónicas
Química IV Área II	Unidad II. Química para entender los procesos de la vida	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Niveles de energía electrónicos ✓ Orbitales atómicos ✓ Configuraciones electrónicas
Físico-Química	Unidad I. Estructura atómica y periodicidad	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Síntesis cronológica de los modelos atómicos de los griegos a Rutherford ✓ Espectro electromagnético y la teoría cuántica. Bohr, Sommerfeld, De Broglie (números cuánticos n,l,m) ✓ Heisenberg, Schödinger, Pauli y los conceptos de orbital y espín de electrón

Observaciones.

- ∞ El tema de rayos alfa, beta y gama para la asignatura de Química III esta fuera de lugar, ya que este corresponde al estudio de la física nuclear, en particular la radiactividad
- ∞ El tema niveles de energía electrónicos, para las asignaturas de Química IV, área I y II requiere necesariamente del modelo cuántico del átomo para impartirlo correctamente.
- ∞ Del igual manera ocurre para los temas Heisenberg, Schödinger, Pauli y los conceptos de orbital y espín de electrón correspondientes a fisicoquímica

Tabla 1.3 Cobertura del tema de tesis en el Colegio de Ciencias y Humanidades

Asignatura	Unidad	Tema
Física II	<p>Unidad VI. Física y tecnología contemporáneas</p> <p>Objetivo de la unidad Dar énfasis a la teoría de la física actual: La mecánica cuántica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Características corpusculares de los rayos catódicos • Espectros de emisión y absorción de gases • Modelo atómico de Bohr
Química I	<p>Unidad I. Agua compuesto indispensable</p> <p>Objetivos de la unidad Aplicar los conocimientos y habilidades de adquisición de información en la investigación sobre temas de la física actual</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Modelo atómico de Dalton
Química I	<p>Unidad II. Oxígeno, componente activo del aire</p> <p>Objetivos de la unidad Entender que los modelos explican ciertos fenómenos y tienen límites de validez. Comprender la importancia del descubrimiento del electrón y del núcleo atómico</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr • Distribución electrónica de elementos de grupos representativos según el modelo de Bohr

Observaciones

- ∞ Entre los objetivos de la unidad VI, de la signatura de Física II, se menciona el énfasis a la teoría actual, es decir la cuántica, sin embargo no se incluye el modelo cuántico entre los temas de la unidad
- ∞ En cuanto al tema: distribución electrónica de elementos de grupos representativos según el modelo de Bohr, para Química I, podemos decir que la estructura electrónica sólo se puede explicar en el marco de la física cuántica

CAPÍTULO 2. MARCO TEÓRICO

2.1 INTRODUCCIÓN

En este capítulo se menciona y describe brevemente el marco teórico en el cual se basa el planteamiento de las propuestas para la enseñanza de los modelos atómicos en bachillerato, es decir el **constructivismo**, el planteamiento de las estrategias y de esta tesis, requieren de otra perspectiva, de otra forma de actuar y pensar, requiere de un cambio en las formas y estilos de enseñar y aprender, es imperioso responder a una necesidad social que disminuya la enorme distancia entre lo que los alumnos pueden, y tienen interés por aprender, y lo que les proporciona la institución escolar. Se busca que los alumnos adquieran un aprendizaje más sólido y firme y además desarrollen habilidades correspondientes por ejemplo al trabajo cooperativo.

En este capítulo también se señalan, y describen las características más importantes de las estrategias en las cuales se apoya esta tesis: es decir la *discusión guiada*, *el aprendizaje cooperativo*, *la enseñanza directa* y *la estrategia a la que hemos llamado “enseñanza a través de presentaciones en power point (ppt.)”*.

Además es importante aclarar que las estrategias de enseñanza propuestas dentro de este enfoque buscan además resolver en gran medida los problemas¹ que con anterioridad se identificaron en el capítulo precedente, se muestran por tanto los elementos teóricos-conceptuales que permitieron este planteamiento y que considerando el contexto al que se enfrenta el profesor de bachillerato, las estrategias propuestas son bastantes diferentes de la habitual enseñanza tradicional.

Finalmente se aborda la importancia que tiene la evaluación de los aprendizajes dentro de cualquier proceso educativo, mismos que permiten modificar y sobre todo mejorar la enseñanza, así mismo se realiza una reflexión sobre la importancia que tienen las actitudes que adoptan los maestros ante el proceso de enseñanza y que repercuten en el aprendizaje de los alumnos, es decir la motivación a aprender.

¹ Referirse a la sección 1.2. Delimitando los problemas

2.2 EL CONSTRUCTIVISMO

El constructivismo se levanta entonces como un **medio** viable que permitirá una planeación didáctica del tema, proponiendo estrategias de enseñanza factibles. Veamos algo acerca de lo que es el constructivismo y sus principales exponentes.

En sus orígenes, el constructivismo surge como una corriente epistemológica, preocupada por discernir los problemas de la formación del conocimiento en el ser humano, en la posición constructivista, el conocimiento no es una copia de la realidad, sino una construcción del ser humano. ¿Con qué instrumentos realiza la persona dicha construcción? Fundamentalmente con los esquemas que ya posee, es decir, con lo que ya construyó en su relación con el medio que le rodea.²

En este enfoque existen una diversidad de posturas, desde las cuales se investiga e interviene en el ámbito educativo, epistemológico y psicológico del desarrollo; sus principales exponentes tienen la convicción de que los seres humanos son un producto de la capacidad de adquirir conocimiento y de reflexionar sobre sí mismos, lo que les ha permitido anticipar, explicar y controlar propositivamente la naturaleza y construir la cultura. Tienen la convicción de que el conocimiento se construye activamente y no se recibe pasivamente del ambiente. Por ejemplo con Jean Piaget (1896-1980) se habla del constructivismo psicogenético el cual centra su estudio en el funcionamiento y el contenido de la mente de los individuos; en el constructivismo social con Lev Vigotsky (1896-1934) se habla del conocimiento cuyo desarrollo es de origen social; para algunos otros, ambas corrientes tanto la de Piaget como la de Vigotsky son conciliables y para otros como por ejemplo Ernest Von Glaserfeld (1917-) se rigen por el constructivismo radical, el cual establece que la construcción del conocimiento es subjetiva, por lo tanto no es posible formar representaciones objetivas ni verdaderas de la realidad, solo existen formas viables o efectivas de actuar sobre la misma. Von Glaserfeld, sostenía que la verdad es la realidad particular de quien la expresa, esto es, una construcción subjetiva y mantiene que la realidad ontológica no puede reducirse a una interpretación racional. La realidad se construye a partir de la experiencia de la propia realidad.

*También el psicólogo David Paul Ausubel³ (1918-) es considerado constructivista debido a que su modelo de enseñanza por exposición promueve el **aprendizaje significativo** en lugar del aprendizaje de memoria. Este modelo consiste en explicar o exponer hechos o ideas, este enfoque es considerado uno de los más apropiados para enseñar relaciones entre varios conceptos, sin embargo los alumnos deben tener antes algún conocimiento de dichos conceptos. Otro aporte de Ausubel al constructivismo son los organizadores*

² Díaz Barriga Frida, Hernández Rojas Gerardo, (2002, p.20). *Estrategias docentes para un aprendizaje significativo México*. Mc.Graw Hill

³ Maldonado Valencia M. Alejandra. El aprendizaje significativo de David Paul Ausubel. Recuperado el 20 junio de 2007 en <http://www.monografias.com/trabajos10/dapa/dapa.shtml> - 35k

anticipados, los cuales sirven de apoyo al alumno frente a la nueva información, funciona como un puente entre el nuevo material y el conocimiento actual del alumno. Estos organizadores pueden tener tres propósitos: dirigir su atención a lo que es importante del material; resaltar las relaciones entre las ideas que serán presentadas y recordarle la información relevante que ya posee, estos ayudan al alumno a que vaya construyendo sus propios esquemas de conocimiento y lograr una mejor comprensión de los conceptos. Para conseguir este aprendizaje se debe tener en cuenta un adecuado material, las estructuras cognitivas del alumno, y sobre todo la motivación.

La teoría del aprendizaje significativo de Ausubel, ofrece un marco apropiado para desarrollar la labor educativa, él plantea que el aprendizaje del alumno depende de la *estructura cognitiva*⁴ previa que tiene el alumno y que se relaciona con la nueva información. Por tanto en el proceso de enseñanza aprendizaje es importante conocer la estructura cognitiva del alumno; no sólo se trata de saber la cantidad de información que posee, sino cuales son los conceptos y proposiciones que maneja así como de su grado de dominio, ya que los alumnos tienen una serie de experiencias y conocimientos que afectan su aprendizaje y pueden estos ser aprovechados para su beneficio. *Un aprendizaje es significativo cuando los contenidos: Son relacionados de modo no arbitrario y sustancial (no al pie de la letra) con lo que el alumno ya sabe.* Es decir las ideas que se poseen se relacionan con algunos aspectos existentes relevantes de la estructura cognoscitiva de los alumnos, estas ideas pueden ser imágenes, símbolos significativos, conceptos o proposiciones. Esto quiere decir que en el proceso educativo, es importante considerar lo que el individuo ya sabe de tal manera que establezca una relación con aquello que debe aprender.

Entonces el plan de acción aquí propuesto, contempla, la elaboración y realización de actividades enmarcadas en el constructivismo, actividades que parten del nivel de desarrollo del alumno, que motivan la construcción de aprendizajes significativos, que modifican los esquemas de conocimiento y que establecen relaciones entre el nuevo conocimiento y los esquemas de conocimiento ya existentes. Bajo la perspectiva del constructivismo, este trabajo principalmente busca que los alumnos:

- α **Comprendan** que un modelo físico puede ser planteado para explicar un fenómeno físico.
- α **Aprecien** los beneficios de aplicar un determinado modelo; esto es: cuando el *modelo* en turno logra explicar parcialmente o completamente un fenómeno, se deja venir entonces una avalancha de conocimientos y beneficios que repercuten de alguna manera en nuestra sociedad⁵

⁴Se entiende por "**estructura cognitiva**", al conjunto de conceptos, ideas que un individuo posee en un determinado campo del conocimiento así como su organización.

⁵Es decir para llegar al establecimiento del *modelo cuántico*, existieron otros modelos y aunque no lograron explicar satisfactoriamente un cierto fenómeno, si permitieron la apertura de otros conocimientos y beneficios, por ejemplo el modelo atómico de Rutherford no explicaba la inestabilidad del átomo, pero sí permitió incursionar en la investigación y conocimiento de los aceleradores de partículas y al bombardeo utilizando partículas, mediciones indirectas, etc. que hasta el momento no se conocían.

- α **Cuenten** con el espacio físico en el cual puedan interaccionar entre iguales, espacio en el cual puedan los estudiantes observar, analizar, reflexionar, discutir e intercambiar ideas propias.

Y aunque en el “*constructivismo*” no se ha establecido ninguna teoría de aprendizaje, ninguna teoría de enseñanza o teoría educacional **definitiva**, éste ha proporcionado elementos que nos permiten mejorar nuestra enseñanza, ha contribuido en gran medida a desentrañar los misterios del proceso de adquisición de conocimientos, sus reflexiones, trabajos y posturas nos llevan a plantear estrategias de enseñanza factibles, y aunque sabemos que el constructivismo no solucionará de manera absoluta nuestros problemas en educación, éste nos ayudará a plantear propuestas de enseñanza que favorezcan el aprendizaje de los modelos atómicos. El planteamiento de estas estrategias requiere en primera instancia conocer como es que el adolescente aprende:

*Quando el adolescente⁶ aprende y ejercita la capacidad de elaborar hipótesis y “teorías” para explicarse la realidad, su pensamiento se torna **más flexible y versátil**; puede tratar un problema de varias maneras y desde distintas perspectivas, paulatinamente puede entender los puntos de vista de los demás. Una vez que ha avanzado en una dirección, puede emplear sus recursos para desandar el camino y volver al punto de origen. Esto tiene repercusiones en varias áreas de la vida porque la creciente capacidad de abstracción se aplica a reflexionar sobre sí mismo y sobre el mundo cotidiano, el inmediato y el familiar, el inmediato de su sociedad, de su nación, en el universo mismo. El adolescente compara hace analogías, descubre contradicciones en las palabras y en los hechos, se torna crítico, trata de encontrar las leyes generales que dan una explicación y un sentido a su comprensión. En este proceso construye teorías y sistemas. El sentimiento de identidad no comienza ni termina en la adolescencia, se conquista por primera vez en ella como un logro personal, porque en ese momento de la vida coinciden el desarrollo físico, las habilidades cognoscitivas y las expectativas sociales.*

Después es necesario tener claro lo que es una estrategia, las estrategias son métodos que utilizamos para realizar una tarea, el éxito de una estrategia depende en gran medida de que se sepa elegir el método más eficaz para esa tarea. Las estrategias adecuadas son aquellas en las que los resultados que se obtienen permiten un buen o rápido aprendizaje en un determinado contexto.

Trabajar estrategias en el aula supone por un lado identificar las estrategias de aprendizaje que utilizan los alumnos y por otro poner en práctica las estrategias de enseñanza adecuadas en el aula. Las estrategias permiten reflexionar en el proceso mismo de *enseñanza aprendizaje*, por ello, las preguntas que se formulen en torno a la estrategia misma, deberán permitir reflexionar sobre lo que funcionó y lo que no.

⁶ Merino Gamiño, Carmen. (1993). Identidad y plan de vida en la adolescencia media y tardía. *Perfiles educativos*, núm. 60.

Estrategias de enseñanza. La palabra enseñar proviene del latín *insignare*, compuesto de *in* (en) y *signare* (señalar hacia), lo que implica brindar una orientación sobre que camino seguir. Una estrategia de enseñanza es el medio por el cual el docente se auxilia para transmitir conocimientos, desarrollar habilidades, identificar fortalezas y debilidades en el proceso mismo de enseñanza, etc., es decir, el profesor como conocedor de la materia, establece un plan de acción dirigido para que sus alumnos aprendan todo aquello que él considera importante y conforme a un programa de estudio avalado. La mayoría de las veces el trabajo en el aula consiste en explicar conceptos, en dar información y en hacer ejercicios para comprobar si estos conceptos se entendieron, para ello se requiere de un plan de acción llamado estrategia de enseñanza. Lo que se obtiene de aplicar una determinada estrategia estará en función de los objetivos planteados en ella; sin embargo considero, que el principal objetivo de toda estrategia es lograr que el mayor número de alumnos aprendan y aprueben una determinada asignatura y que, estos hagan propias dichas ayudas y conocimientos para que después tome decisiones reflexivas sobre cuándo, por qué y para qué aplicarlas.

Estrategias de aprendizaje. Cuando se aprende algo también se elige entre distintos métodos y sistemas de aprender, dependiendo de lo que se quiera aprender se utilizan unas estrategias y no otras. Para saber qué estrategia de aprendizaje emplean los alumnos tendríamos que formular la pregunta básica ¿Cómo lo hacen?, ¿Cómo lo resuelven?, con esta información el maestro puede sopesar las ventajas y desventajas de los distintos métodos empleados y de ahí identificar aquellas estrategias, más convenientes. Regularmente cuando el docente no posee una estrategia de aprendizaje específica, los alumnos desarrollan por sí mismos sus propias estrategias, normalmente los estudiantes llamados “*brillantes*” desarrollan estrategias adecuadas, y otro grupo de alumnos mucho más numeroso desarrollan métodos de trabajo inadecuados, estos jóvenes trabajan, se esfuerzan y sin embargo no consiguen resultados satisfactorios. Uno de los objetivos más apreciados y perseguidos dentro de la educación es la de enseñar a los alumnos a que se vuelvan aprendices autónomos, independientes y autorregulados capaces de aprender a aprender. Este trabajo de tesis propone una serie de estrategias de enseñanza para impartir los temas concernientes a la estructura atómica a través de los diferentes modelos atómicos, así que con base a lo que son las estrategias y los fundamentos del constructivismo, procedemos a dar el primer paso en la enseñanza de estos temas, esta propuesta busca:

- **Identificar** los conocimientos previos en la construcción del conocimiento, la actividad constructiva no es posible sin conocimientos previos que permitan entender, asimilar e interpretar la información nueva, para luego, por medio de ella, reestructurarse y transformarse hacia nuevas posibilidades.
- **Activar** los conocimientos previos pertinentes de los alumnos, para luego ser retomados y relacionados en el momento adecuado con la información nueva que se vaya descubriendo o construyendo conjuntamente con los alumnos.

A fin de respaldar las propuestas de estrategias de enseñanza y con la intención de conocer claramente algunas de las actitudes que tienen los alumnos hacia la física se aplicó un cuestionario llamado “cuestionario de actitudes hacia la ciencia”, mismo que encontrará en el capítulo nueve⁷ de esta tesis. La población a la cual fue aplicada, su contenido y su resultado se indica con toda claridad en esa sección. Cabe mencionar aquí que estos resultados respaldaron la propuesta de enseñanza y permitieron establecer acciones dirigidas hacia un mayor aprendizaje. A continuación se profundizará en los fundamentos-teóricos de las estrategias propuestas y se revisará el concepto e ideas que se tienen sobre lo que es una teoría y un modelo:

⁷ Interpretación de los resultados

2.3 FUNDAMENTOS DE LAS ESTRATEGIAS DE ENSEÑANZA PROPUESTAS

2.3.1 La discusión guiada.

La discusión guiada es una estrategia de enseñanza, la cual tiene como objetivo generar y activar en los alumnos, los conocimientos y experiencias previas en los alumnos, para así crear un marco de referencia común y de este modo enseñar conforme a él. La discusión guiada requiere de una planificación que considere la discusión entre profesor y alumnos, entre alumno y alumno sobre un tema en particular. En este tipo de estrategia los alumnos desde el inicio activan sus conocimientos previos y, gracias a los intercambios en la discusión con el profesor y compañeros, los estudiantes pueden ir desarrollando y compartiendo con los otros información previa que no pudieron poseer (o al menos no del mismo modo) antes de que la estrategia fuese iniciada. En las estrategias propuestas, los conocimientos previos son activados para generar nuevos conocimientos, por ejemplo; para impartir el primer tema, el cual trata sobre la concepción que se tenía de la materia, desde la antigüedad (griegos) hasta S. Canizzaro, se formula la pregunta *¿De qué está hecha la materia?*, con ella se busca identificar los conocimientos previos que poseen los alumnos sobre el tema. Los alumnos integrados en equipo de 4 a 5 alumnos, interactúan, comunican y expresan sus ideas sobre el tema, después de otorgado un tiempo razonable, los alumnos expresan frente a grupo el resultado de esta discusión. Para mantener la atención y favorece la práctica, retención y obtención de información relevante el docente formula preguntas intercaladas a lo largo de la estrategia, a manera de practicar y consolidar lo aprendido.

Una vez que estos conocimientos previos son identificados por el docente, éste establece una estrategia para generar nuevos conocimientos y que, para el tema antes citado resulta ser la enseñanza directa, el profesor al identificar los conocimientos previos, establece ajustes a su estrategia, estos nuevos conocimientos se convertirán en conocimientos previos para cuando se aborde el siguiente modelo atómico, es decir el de Thomson. Para abordar cada modelo se recurre al modelo y tema precedente, estableciéndose así un patrón de enseñanza y aprendizaje.

Los aspectos más importantes para las estrategias por discusión guiada son:

- Establecer con claridad el objetivo de la discusión, hacia donde se quiere conducir
- Iniciar la discusión introduciendo de manera general la temática central del nuevo contenido de aprendizaje solicitando la participación de los alumnos sobre lo que saben de está.
- Invitar a la reflexión individual del tema de discusión.
- Animar la participación de los alumnos, de manera que los otros escuchen y se involucren activamente.
- Trabajar con grupos de 4 a 5 alumnos, los cuales en un inicio discutirán entre ellos, después entre los equipos y por último con el profesor

- Elaborar preguntas que induzcan al análisis y la reflexión, evitando las respuestas afirmativas o negativas
- Proporcionar tiempo suficiente para que los alumnos respondan; la discusión no debe demorarse ni dispersarse demasiado, establezca un tiempo limitado para la realización de la tarea.
- La discusión se debe desarrollar en un clima de respeto, tolerancia y apertura
- El profesor guiará el cierre a la discusión, resumiendo lo esencial y haciendo comentarios finales necesarios.
- Solicitar que los alumnos realicen las anotaciones pertinentes a cada circunstancia o situación
- Destacar la información más pertinente a la temática central y señalando la información errónea.

En la discusión guiada los alumnos primeramente tienen que realizar un trabajo individual, después en equipo y finalmente grupal. Consideramos por tanto, que para resolver o contribuir en gran medida a la problemática señalada en el capítulo anterior; es necesaria la discusión guiada acompañada por supuesto del aprendizaje por **trabajo cooperativo**, ambas estrategias están encaminadas a resolver en gran medida el trabajo con grupos numerosos, motivar a los estudiantes y desarrollar habilidades para el trabajo en equipo, reflexión y análisis de diversos temas

2.3.2 Estrategia de enseñanza por aprendizaje cooperativo

Los alumnos no aprenden en solitario, generalmente la construcción del conocimiento esta influenciada por la de otras personas. Se ha observado que cuando se aplica a los alumnos trabajo cooperativo en el salón de clase, el aprendizaje de estos se incrementa, estableciendo mejores relaciones con los demás, aumentando la autoestima y aprendiendo habilidades y valores sociales más efectivas que cuando lo hacen de manera individual y competitiva. Como señala Díaz Barriga Frida y Hernández Rojas Gerardo. (2002, p.101) que

.... aunque se reconoce que la enseñanza debe ser individual en el sentido de permitir a cada alumno trabajar con independencia y a su propio ritmo, también es importante promover la colaboración y el trabajo grupal.

Un grupo de trabajo se define como un grupo de personas que interactúan entre sí, y en donde existe un intercambio de palabras, ideas, imágenes, textos, etc., de manera continua y por un periodo dado, en el cual cada miembro influye sobre los otros en sus conductas, creencias, valores, conocimientos y opiniones

En el trabajo cooperativo el papel central del docente es el de actuar como mediador o intermediario entre los contenidos de aprendizaje y la actividad constructiva que desarrollan los alumnos para asimilarlos, el docente es un guía

responsable que estimula el trabajo de todos los alumnos y que fomenta el espíritu de análisis, reflexión y trabajo en equipo⁸.

Los participantes del equipo cooperativo tienen sus propios marcos de referencia y son justamente estos los que permiten un primer acercamiento a la estructura académica, es decir, mediante la interacción con los otros miembros del equipo se establece una comunicación más efectiva y en el proceso de negociación adquieren conocimiento.

Frecuentemente las instituciones educativas enfatizan en un aprendizaje individualista y competitivo, que se ve reflejado en las actitudes del alumno durante el trabajo en clase y en las evaluaciones, aun a pesar de que el trabajo cooperativo es más conveniente que el trabajo individual. Algunos autores comparan el trabajo cooperativo con el individual, el cual tiende al trabajo competitivo.

..En una situación escolar competitiva⁹ los objetivos que persigue cada alumno no son independientes de lo que consigan sus compañeros, es decir bajo un esquema de competencia, el alumno obtiene una mejor calificación cuando sus compañeros rinden muy poco, que cuando la mayoría muestra un buen rendimiento. Ante las presiones de una situación competitiva, es difícil que el alumno sienta el deseo de aprender como un objetivo mismo, por lo cual las metas relacionadas con la tarea pasan a segundo plano. Un efecto negativo del espíritu de competitividad es que los alumnos tienden a descalificar las ideas u opiniones de los otros y terminan desarrollando conductas muy poco solidarias y actitudes competitivas irracionales que los llevan, por ejemplo, a preferir sus propias posibilidades de éxito con tal de reducir las ajenas.

Reflexionando en lo anterior, consideramos que la **estrategia por trabajo cooperativo** se levanta como una opción viable y necesaria en nuestra propuesta de enseñanza, creemos que ésta, contribuirá a resolver problemas tales como: *los grupos de trabajo son muy numerosos y la falta de motivación de los alumnos para aprender*, ya que favorecerá una mayor interacción entre iguales, una mayor participación individual, y además de incrementarse la motivación para aprender.

Aunque existen argumentos y experiencias contrarias sobre el trabajo cooperativo, tales como:

- Los alumnos no trabajan realmente en equipo
- Existe una distribución injusta del trabajo, solo algunos trabajan y otros no.
- Existencia de contiendas entre los participantes

⁸Como dice un proverbio, mejor son dos que uno, o en palabras de M. Benedetti “...me gusta la gente que piensa que el trabajo en equipo entre amigos, produce más que los caóticos esfuerzos individuales”.

⁹Díaz Barriga Frida y Hernández Rojas Gerardo. (2002, p. 105), *Estrategias Docentes para un aprendizaje significativo. Una interpretación constructivista*. México. McGraw-Hill Interamericana.

Consideramos que justamente estos argumentos son producto de una ausencia de trabajo grupal, de una falta de comunicación, integración, liderazgo, tolerancia y respeto entre los miembros del equipo y son estos el producto de un trabajo meramente individualista y competitivo.

Por ello con la estrategia por aprendizaje cooperativo se busca favorecer tanto el trabajo individual como cooperativo en donde cada miembro del equipo tiene una función determinada, una tarea asignada y en donde su opinión, comentarios e ideas, son importantes para el crecimiento del equipo.

En este tipo de estrategia es muy importante la guía del profesor, ya que a través de su supervisión los estudiantes en cada equipo se conocen, aprenden a confiar entre ellos, a comunicarse de manera clara, precisa y concisa, aceptarse y ayudarse unos a otros y resolver conflictos de forma edificante. Para ello el docente debe trabajar de forma activa con cada equipo, observando, anotando, supervisando, reflexionando, sugiriendo y tomando decisiones a fin de que en cada equipo se cumplan con los objetivos de enseñanza establecidos en la estrategia y conforme a los lineamientos del trabajo cooperativo.

El tipo de liderazgo que se promueve es el liderazgo compartido, democrático y alternado, no se trata de impulsar a los “genios”, sino de proporcionar a todos, las mejores oportunidades de crecimiento personal y académico.

No hay que olvidar que el profesor no tan solo enseña contenidos temáticos, sino también trasmite valores, actitudes, como son el dialogo, la tolerancia, la igualdad, la honestidad, el sentido de equidad y justicia en las relaciones con los demás.

Es importante entonces conocer como es el trabajo en equipos cooperativos, ya que no toda actividad que se realiza en grupo implica cooperación. De acuerdo con Jonson, D., Jonson, R., y Holubec, E.¹⁰

La cooperación consiste en trabajar juntos para alcanzar objetivos comunes. En una situación cooperativa, los individuos procuran obtener resultados que son beneficiosos para ellos mismos y para todos los demás miembros del grupo. El aprendizaje cooperativo es el empleo didáctico de grupos reducidos en los que los alumnos trabajan juntos para maximizar su propio aprendizaje y el de los demás

El aprendizaje cooperativo se caracteriza por tener un elevado grado de igualdad entre los participantes en una actividad grupal y un alto grado de mutualidad variable, esto es, promover la planificación y la discusión conjunta, favorecer el intercambio de roles y delimitar la división del trabajo entre los integrantes del equipo. Las estrategias propuestas consideran trabajar con grupos de base cooperativo o a largo plazo (un ciclo escolar), es decir grupos heterogéneos, con miembros permanentes que entablan relaciones responsables y duraderas y cuyo principal objetivo es lograr que unos a otros se brinden el apoyo, la ayuda y el respaldo necesario para lograr un buen rendimiento. Los productos del aprendizaje dependen del tamaño del grupo, por ello se recomienda la conformación de grupos pequeños de trabajo (no más de seis integrantes en cada

¹⁰Jonson, D., Jonson, R y Holubec, E. (1999) . El aprendizaje cooperativo en el aula. Buenos Aires. Paidós

uno). En la evaluación de los grupos de aprendizaje cooperativo hay que considerar:

- ✓ Cuanto del esfuerzo que realiza cada miembro contribuye al trabajo del grupo, para ello el papel del docente es fundamental, ya que éste a través de la puesta en común, de la revisión de los reportes de laboratorio y de las actividades desarrolladas tanto en el aula como en el laboratorio, por ejemplo le permite evaluar si un equipo es eficiente y funcional.
- ✓ El profesor deberá retroalimentar a los alumnos de forma individual y por equipo, una vez que ha revisado la funcionalidad y eficiencia de cada equipo.
- ✓ Que cada miembro del equipo sea responsable del resultado final.
- ✓ El maestro otorgará una calificación, considerando los logros personales y grupales. Para ello se recomienda que el maestro a través de un registro por equipo evalúe la participación de cada integrante. En este registro el maestro puede también realizar las observaciones y reflexiones de cada equipo.

2.3.3 Enseñanza Directa¹¹

A continuación se mencionará lo que es la enseñanza directa, se indicarán sus características y sus beneficios, por ello aquí se muestra un extracto de lo que Eggen y Kauchak (2005, p 245-278) muestran sobre la enseñanza directa

La enseñanza directa es ampliamente aplicable porque puede ser usada tanto para enseñar conceptos como habilidades, la enseñanza directa viene de estudios que han intentado identificar conexiones entre las acciones del docente y el aprendizaje del alumno. Las habilidades metacognitivas, que se aplican en esta estrategia son planificación, supervisión, evaluación y retroalimentación, y en donde el alumno juega un papel muy importante en el proceso de aprendizaje y su participación además de activa, es voluntaria; los alumnos poseen el deseo de desarrollar su mente y la actitud positiva hacia el aprendizaje y la aplicación o la ejercitación repetida, hasta lograr las imágenes o los hábitos deseados. Las metodologías orientadas al desarrollo de habilidades de pensamiento requieren condiciones de flexibilidad y apertura que permitan y estimulen la interacción, la participación individual y grupal, la expresión libre, la discusión de ideas y la posibilidad de aprender tanto de los errores como de los aciertos..

El modelo de enseñanza directa es una estrategia centrada en el docente, ya que éste explica, enseña conceptos y habilidades, identifica metas y desempeña un papel activo entre los alumnos, formula preguntas, hace buen uso de las estrategias y de los conocimientos previos del alumno para promover el éxito del

11 Eggen Paul D. y. Kauchak Donald P. (2005). *Estrategias Docentes. Enseñanza de contenidos curriculares y desarrollo de habilidades del pensamiento*. México. Fondo de Cultura Económica

aprendizaje. La enseñanza directa tiene una estructura social, mediante la interacción que va marcando el docente, al ejemplificar, al hacer preguntas, al hacer la exposición con los alumnos. Sin embargo la enseñanza directa busca también que los alumnos paulatinamente participen cada vez más, se vuelvan más hábiles y confiados, hablen más asumiendo mayor responsabilidad en la explicación y descripción de sus respuestas y que el docente mengue en su participación y oriente cada vez más, ayudando a sus alumnos a aprender más y a optimizar su tiempo de participación.

Las metas deberán estar claras para los alumnos: el tiempo asignado para la secuencia deberá ser suficiente y continuo; existe una amplia cobertura de contenidos; el desempeño de los alumnos es monitoreado por el profesor y la retroalimentación con los alumnos es inmediata y orientada académicamente. En la enseñanza directa, el docente controla las metas de aprendizaje, elige los materiales apropiados para las habilidades del alumno y marca el ritmo de la secuencia de enseñanza. Se pretende que la interacción sea estructurada y no autoritaria. El aprendizaje se debe desarrollar en una atmósfera "agradable".

La planificación de las clases, es necesaria tanto en la enseñanza directa como en otras estrategias, en la planificación es necesario especificar los objetivos de enseñanza, la identificación de los conocimientos previos de los estudiantes y la selección de los ejemplos, preguntas y problemas. La enseñanza directa incorpora seis funciones que son eficaces en los diferentes niveles y en un amplio espectro de áreas de contenido:

1. Revisión del trabajo del día anterior
2. Presentación de material nuevo en pasos claros y lógicos
3. Suministro de práctica guiada
4. Retroalimentación con correcciones
5. Suministro de práctica independiente
6. Revisión para consolidar el aprendizaje

La implementación de la estrategia por enseñanza directa considera cuatro etapas: la etapa de introducción, presentación, práctica guiada y práctica independiente. En la etapa de introducción se proporciona una visión general del contenido nuevo, se indaga sobre los conocimientos previos del alumno y ayuda a los alumnos a comprender el valor del nuevo contenido. En la etapa de presentación, un nuevo contenido es explicado y modelizado por el docente en forma interactiva. En la práctica guiada, se proporciona a los alumnos oportunidades para aplicar el nuevo contenido. La práctica independiente promueve la retención y la transferencia, haciendo que los estudiantes practiquen solos el concepto o la habilidad¹².

Si revisamos con cuidado las características de la enseñanza directa, encontramos que este tipo de enseñanza esta inmersa de manera implícita en la enseñanza

¹² Eggen Paul D. y. Kauchak Donald P. (2005. p. 252). *Estrategias Docentes. Enseñanza de contenidos curriculares y desarrollo de habilidades del pensamiento*. México. Fondo de Cultura Económica

tradicional. Considero que la enseñanza tradicional ha tenido matices de la enseñanza directa, pero dado a que la matrícula es muy grande en los grupos de bachillerato de la ENP, este tipo de enseñanza no es aplicable a todo el grupo, sino sólo a una parte de él, es decir los profesores frecuentemente de manera inconsciente seguimos este patrón de enseñanza con un grupo extremadamente reducido de estudiantes, estudiantes que manifiestan agrado tanto por la física como la ciencia, alumnos sobresalientes, alumnos con mayores habilidades y disciplina tanto personal como académica que los demás estudiantes. ¿Cuál es el fundamento para expresar esto?, revisemos para ello, lo que la enseñanza directa resalta¹³;

...los alumnos poseen el deseo de desarrollar su mente y la actitud positiva hacia el aprendizaje y la aplicación o la ejercitación repetida, hasta lograr las imágenes o los hábitos deseados,...

Y aunque esto es verdad, no se aplica a la mayoría de los alumnos, sino a una minoría; en términos generales la población estudiantil se muestra desmotivada al aprendizaje de la física y así lo denota de alguna manera el cuestionario de actitudes hacia ciencia así como nuestra propia experiencia. Nuestro compromiso como profesores es con todos los alumnos, no debemos hacer acepción de alumnos, nuestra obligación es con todos, con el que se le facilita la física y con el que se le dificulta, con el que le agrada la física y con el que la rechaza, con el alumno motivado y con el desmotivado y no tan solo; con aquellos que nos elevan el ego, estos alumnos regularmente logran sus objetivos con y sin nuestra ayuda. Con base a todo lo antes expuesto, buscamos con la *enseñanza directa* una mayor cobertura, es decir, ésta estrategia se propone como mecanismo bajo el cual se tendrá mayor aprendizaje; para ello, se divide al grupo de física, en equipos de trabajo de 4 a 6 alumnos, cada equipo recibe indicaciones claras y precisas de las actividades a realizar tanto en laboratorio como en el aula; con esto se favorece la interacción entre iguales y por supuesto la interacción con el profesor el cual funciona como guía, hay retroalimentación que enriquece el proceso mismo de enseñanza aprendizaje.

A lo largo de las estrategias propuestas se podrá apreciar en cada una de ellas, diferentes matices de la enseñanza directa, el trabajo cooperativo y la discusión guiada, además apreciará en estas estrategias que ninguna sigue un solo patrón.

¹³ Eggen Paul D. y. Kauchak Donald P. (2005). *Estrategias Docentes. Enseñanza de contenidos curriculares y desarrollo de habilidades del pensamiento*. México. Fondo de Cultura Económica

2.3.4 Estrategia de enseñanza a través de multimedia¹⁴

Uno de los problemas que se identificaron en la sección 1.2 era la enseñanza de una gran cantidad de contenidos temáticos, con base en esto, la propuesta de enseñanza considera para algunos temas, el uso de la multimedia, como lo son las presentaciones en **power point** conocidas también como (*ppt*), los **applets** y las páginas **web de internet** a fin de transmitir y respaldar la información teórica concerniente a los modelos atómicos, de manera organizada, coherente y lógica, favoreciendo así los procesos de recuerdo, comprensión y aprendizaje.

Las presentaciones en **power point**, actualmente son un recurso ampliamente utilizado como material de apoyo en la enseñanza. La función principal de estas es mostrar al lector información de distinto tipo, ya sea definiciones, ideas generales, conclusiones, expresiones matemáticas, predicciones, limitaciones, personajes, fechas, etc., en forma clara, precisa, concisa y sobre todo acompañada de representaciones visuales. En este tipo de exposiciones, se establece una relación entre el expositor y la audiencia, generalmente con un tiempo de duración reducido, durante el cual el expositor desea que la audiencia retenga cierta información que se considera esencial. Las presentaciones en **power point** requieren de un expositor, que en estos casos es el profesor de física, el cual se apoya en la información de cada una de las diapositivas para dar su exposición.

El diseño de las diapositivas deberá atraer la atención de los alumno y resaltar la exposición, para ello las diapositivas deben ir acompañadas de representaciones visuales de conceptos, explicaciones o patrones de información que permitan atraer su atención, es decir deberá contener una gran cantidad de imágenes y fotografías; las imágenes son un medio natural y poderoso de comunicación humana. La imagen refuerza cualquier punto y genera estados de ánimo y sentimientos en la audiencia, facilitan la codificación visual de la información. La imagen debe ser de **calidad** en cuanto a resolución y tener relación con la exposición, de manera que al aparecer la imagen la audiencia esté a la expectativa de lo que se va a decir y como se relaciona con la exposición, además no es conveniente llenar las diapositivas con demasiado texto, el expositor deberá evitar leer tan solo las diapositivas, la presentación deberá hacer que el auditorio lea y escuche al expositor además de sentirse atraído por el material.

Además es recomendable que los alumnos no usen el contenido de las diapositivas como apuntes, para ello el profesor se asegurará que los alumnos presten atención a la exposición y que no reproduzcan el contenido de las diapositivas, para ello el maestro al iniciar su exposición deberá comentar a sus alumnos que no es necesario que copien la diapositiva ya que al finalizar la exposición, él proporcionará una copia del tema expuesto. Las diapositivas deberán ser sencillas y contribuir a un mejor entendimiento, La información de las diapositivas debe estar dentro del contexto en el cual se dará la presentación y

¹⁴ Multimedia es un término empleado para describir diversos tipos de medios (media) que se utilizan para transmitir información ya sea por texto, audio, dibujo, fotografías, música, gráficos, animación, video, e interactividad y la combinación de estas; empleando una computadora con el objetivo de generar mayor atención por parte del usuario, es decir se llaman MULTIMEDIA a los equipos informáticos y los programas que pueden gestionar todo tipo de información audiovisual.

debe elaborarse pensando en las necesidades de la audiencia, cada diapositiva debe contener la idea principal o central. Las estrategias de enseñanza además de las presentaciones en (*ppt*), proporcionan referencias de algunos **applets**¹⁵ y **páginas web** que favorecen el aprendizaje de los alumnos y que como tales son un instrumento más de enseñanza-aprendizaje.

Un **applet** es un programa informático basado en lenguaje de programación Java, que anima una porción de la página Web y aunque no se usa muy a menudo, puede ser muy útil al poder insertarse en páginas Web mediante código HTML, es decir el *applet* está almacenado en el servidor y se transmite al usuario por medio de internet. La ventaja de los *applets* con respecto a otros medios audio/visuales es que crea muchos tipos de efectos en los que el usuario puede interactuar, además un *applet* puede desplegar texto, imágenes, sonido y realizar animaciones gráficas, bajo el control de un programa que se transmite por la red. A diferencia de un *programa*, un *applet* no puede correr de manera independiente, carece de sesión y tiene privilegios de seguridad restringidos, ya que la seguridad del navegador normalmente no le permite escribir archivos. El término fue introducido en *AppleScript* en 1993. Ejemplos comunes de *applets* son las *Java applets*, las *animaciones Flash* y el *Windows Media Player* el cual es utilizado para desplegar archivos de video incrustados en los navegadores como el Internet Explorer. Para que un programa de navegación en el Web pueda ejecutar un *applet* es necesario que posea un intérprete de Java. Actualmente *Netscape*, *Internet Explorer* y *Hotjava* cumplen con este requisito.

Las “**páginas web**”, son una fuente de información adaptada para la *world wide web* y accesible mediante un navegador de *Internet*. Ésta información se presenta generalmente en formato HTML y puede contener hiperenlaces a otras páginas Web, constituyendo la *red* enlazada de la *world wide web*. Las páginas web pueden ser cargadas de un ordenador local o remoto, llamado *Servidor web*. Este servidor puede restringir las páginas a una red privada, por ejemplo, una *intranet* o puede publicar las páginas en el *world wide web*. Estas páginas contienen texto e imágenes que son vistos o escuchados por el usuario. El texto es editable y se muestra en pantalla con alguna de las fuentes que el usuario tiene instaladas, las imágenes son ficheros enlazados desde el fichero de la página propiamente dicho. Se puede hablar de tres formatos casi exclusivamente: GIF, JPG y PNG.

¹⁵ Obtenido en junio del 2007, de “<http://es.wikipedia.org/wiki/Applet>”

2.4 EVALUACIÓN

El interés del profesor al evaluar los aprendizajes reside en conocer el grado en que los alumnos han construido su conocimiento, gracias a la ayuda pedagógica recibida, al uso de sus propios recursos cognitivos, así como las interpretaciones significativas y valiosas de los contenidos revisados. Regularmente esta considera la evaluación diagnóstica, la formativa y la sumativa. Cada una de ellas se considera necesaria y complementaria, además nos permiten una valoración global y objetiva del proceso de enseñanza aprendizaje.

Evaluación diagnóstica. Es aquella que se realiza previamente al desarrollo de cualquier proceso educativo. En este tipo de evaluación lo que interesa es reconocer especialmente si los alumnos antes de iniciar un proceso educativo largo, poseen o no una serie de conocimientos prerrequisitos para poder asimilar y comprender los contenidos que se les presentarán posteriormente. Es necesario realizar este tipo de evaluación para saber cuáles son los conocimientos previos que poseen los alumnos y así poder abordar adecuadamente la enseñanza de los nuevos contenidos. Para determinar que conocimientos pueden ser pertinentes y necesarios se puede recurrir a la experiencia docente, la cual es uno de los recursos útiles que nos permite decidir que conocimientos previos deben explorarse, además esta experiencia, regularme es confiable para identificar cuales son las dificultades más habituales de los alumnos respecto al aprendizaje de un determinado contenido así como lo que se debe explorar. En las estrategias de enseñanza propuestas en este trabajo, se revisan los conocimientos previos necesarios para abordar el siguiente modelo atómico, al inicio de cada presentación en *ppt*, se mencionan aquellos conocimientos previos que nos interesa el alumno tenga, además al final de cada presentación, se realiza un cierre en el cual se resaltan aquellos conocimientos importantes que deseamos dejar en los estudiantes.

Evaluación formativa. La evaluación formativa es estrictamente pedagógica es decir regula el proceso de enseñanza-aprendizaje para adaptar o ajustar las estrategias y actividades que la acompañan a favor del aprendizaje de los alumnos, la evaluación formativa se interesa en el cómo está ocurriendo el proceso de la construcción de las representaciones y en el significado de los aprendizajes, así como la profundidad y la complejidad de las mismas, es decir es información que permite conocer las relaciones logradas entre la información nueva a aprender y los conocimientos previos que se están logrando por medio del discurso y/o la situación pedagógica. Es muy importante este tipo de evaluación, ya que permite identificar los errores cometidos por los alumnos, que lejos de ser sancionados son valorados ya que ponen de manifiesto la calidad de las representaciones, estrategias construidas por los estudiantes, así como muestran los elementos a afinarse y corregirse en el sentido estratégico. Por otro lado, la evaluación formativa debe permitir que los alumnos conozcan su desempeño escolar en y durante las actividades en las que participan, de modo que revisen, analicen y corrijan camino.

En las estrategias de enseñanza propuestas se realizaron algunas evaluaciones formativas para los diferentes modelos atómicos, las cuales encontrará en la

sección 9.4 (*Resultados: estrategias de enseñanza aprendizaje*) de esta tesis. Es necesario comentar que las evaluaciones formativas son diseñadas a criterio y experiencia docente, por lo que las que aquí se presentan son tan solo un ejemplo de ellas.

Evaluación sumativa. La evaluación sumativa, también denominada evaluación final, es aquella que se realiza al término de un proceso de instrucción, al finalizar este proceso el docente tiene la responsabilidad y compromiso de emitir ciertos juicios para evaluar el grado de aprendizaje de los alumnos, por medio de calificaciones finales y con las cuales se pretende avalar si un aprendiz tiene la competencia necesaria para acceder a otros grados o niveles educativos. Mediante esta evaluación se establece un balance general de los resultados obtenidos al finalizar el proceso de enseñanza aprendizaje y en ella existe un marcado énfasis en la recolección de datos, así como en el diseño y empleo de instrumentos de evaluación formal confiables. Es decir con la evaluación sumativa se pretende obtener información que ayude para saber si los alumnos serán o no capaces de aprender otros nuevos contenidos relacionados con los ya evaluados y en el caso necesario buscar realizar ajustes pertinentes aún cuando se trate de un curso nuevo o bien para derivar conclusiones sobre la eficacia de las experiencias y estrategias pedagógicas propuestas en el proceso de ciclo terminado. Los cuestionarios, las pruebas abiertas y cerradas, las pruebas de desempeño, los portafolios, los trabajos de investigación, ensayos, monografías, etc., son algunos de los instrumentos utilizados con regularidad en las evaluaciones sumativas. En cuanto a las pruebas objetivas se recomienda que estas sean diseñadas considerando diversos tipos de preguntas, por ejemplo preguntas abiertas, cerradas, de correspondencia, completamiento, etc. Además se sugiere que estas evaluaciones contemplen diversos aspectos, por ejemplo: trabajo en equipo, trabajo extraclase, disposición para el trabajo en laboratorio, participaciones y aportaciones durante las clases, etc., antes de emitir una calificación. Es importante resaltar que la selección de las estrategias así como de los instrumento de evaluación deben siempre enfatizar en la amplitud y profundidad de los aprendizajes logrados así como de la funcionalidad y flexibilidad de los mismos, como indicadores importantes de los aprendizajes.

Aunque este trabajo aplica algunos instrumentos de evaluación diagnóstica, formativa, objetiva y sumativa, consideramos que estos pueden ser modificados significativamente y rediseñarse conforme a las necesidades educativas y resultados obtenidos en y durante la aplicación de las estrategias de enseñanza.

2.5 MOTIVACIÓN

La motivación constituye uno de los factores psicoeducativos que más influyen en el aprendizaje, la motivación escolar conlleva una complicada interrelación de diversos componentes cognitivos, afectivos, sociales y académicos que tienen que ver tanto con las actuaciones de los alumnos y la de sus profesores. El logro del aprendizaje está condicionado a estos componentes, los cuales van desde los de índole intelectual hasta la disposición o **voluntad por aprender**, sin la cual todo tipo de estrategia fracasaría. La condición de estar motivado o no a aprender depende únicamente de la voluntad de los alumnos, sin embargo las acciones, actividades y **actitudes de los profesores** pueden lograr que esta motivación se vea incrementada (motivación extrínseca) o disminuida.

La motivación se hace presente en el aula mediante diversos y variados aspectos tales como: la interacción entre profesor y alumno, la organización de las actividades académicas, el manejo de los contenidos, tareas, recursos, apoyos didácticos, recompensas y la forma de evaluar, los cuales buscan el aprendizaje en los alumnos. El papel de la motivación es el logro de aprendizajes significativos, los cuales se relacionan con la necesidad de fomentar en el alumno el interés, el esfuerzo necesario y sobre todo el compromiso con este aprendizaje. Ante esto surge la pregunta *¿Qué puede hacer entonces el maestro para incrementar el aprendizaje en los alumnos?* Para responderla se necesita revisar cuál es el papel y labor del profesor.

El papel del maestro¹⁶ *en la educación es vital en la formación del estudiante; el maestro es la parte medular del sistema educativo, es el enlace entre alumnos e institución, es el enlace entre estudiantes y sociedad, es un medio de interacción entre el conocimiento disciplinario y humanístico con el estudiante. El maestro es un guía, es él que muestra el camino, y él que en muchas ocasiones acompaña al alumno por ese camino, es un personaje vital en su formación, es un patrón a seguir o no seguir, es el que participa en la transformación del alumno, él que lo motiva y en cierta forma lo conduce a la toma de decisiones y a su autorrealización, es aquel que con la fuerza de la experiencia logrará mejores resultados en sus aprendices, es una especie de “**amalgama humana**”, es decir su formación está sustentada por ciertos dominios; los disciplinarios, pedagógicos, culturales y **actitudinales**; así es, las actitudes de los profesores muchas veces son determinantes en la formación de los alumnos.*

La labor docente *es una actividad noble, hermosa y no muy reconocida, la función como profesor es fundamental en el proceso de formación de los estudiantes, misma que se refleja en la sociedad, es por ello el maestro se compromete a perfeccionarse, actualizarse y corregir su actividad docente*

¹⁶ La hermenéutica analógica en la relación maestro alumno. Virgen G. Huerta Romero. Interpretación y conocimiento, Antología Madems, Universidad Nacional Autónoma de México, 2006

en un marco de profunda responsabilidad y amor a la profesión independientemente de los inconvenientes que ésta profesión tenga, las personas dedicadas a la docencia no deben olvidar que su misión principal es contribuir a la formación integral de los estudiantes de bachillerato

Con esta breve revisión y reflexión sobre el papel del maestro en la motivación de los alumnos, buscamos ahora exhibir aquellas actitudes y acciones en los maestros, que favorecen la motivación de los alumnos por aprender, a continuación se enlistan algunas de ellas. Se recomienda que los maestros reflexionen y mediten en ellas y lleven a cabo cambios importantes y reales en su diario actuar con los estudiantes.

- El maestro va más allá del contexto en que se desarrolla el proceso de enseñanza-aprendizaje, por tanto se actualiza, innova y aprende.
- Es un guía que escucha, ve y considera a sus alumnos
- Establece límites claros con sus alumnos para una sana convivencia; los adolescentes requieren de continentes, límites, orientación y guía.
- Considera a los alumnos y gracias a este acercamiento modifica su enseñanza.
- Trasciende con actitudes, valores y conocimiento disciplinario, inclusive es tomado como referente en la vida de muchos estudiantes
- Reconoce su “*jerarquía responsable*”. En la enseñanza de este tipo de maestro, no hay recetas, su programa de estudio es flexible y busca una armonía entre contenido temático y aprendizaje de contenidos, existe el dialogo, pero también permite el monólogo es decir la reflexión existe una comunicación efectiva, existe el espacio para que él alumno discuta.
- Busca dar significado a los contenidos temáticos, hay proporción entre los aspectos teóricos y los aspectos experimentales.
- Mantiene el puente de comunicación verbal y no verbal con sus alumnos, en términos de contenido y actitudes, es sensible a lo que quieren, existe diálogo en un ambiente de respeto
- Evita actitudes de intolerancia, irresponsabilidad y anarquía.
- Busca la formación integral del estudiante.
- Practica la prudencia, ya que se aconseja y aconseja a los demás
- Practica los hábitos del estudio, la puntualidad y la asistencia consistente
- Es autocrítico y evalúa sus actitudes en el salón de clase, estableciendo un mecanismo de auto evaluación y autorregulación, e identifica aquellas actitudes que favorecen el aprendizaje en los alumnos.

Las actitudes de enseñanza negativas afectan negativamente el proceso de aprendizaje, algunas de estas actitudes negativas son por ejemplo, la falta de preparación curricular y disciplinaria, así como un absoluto desconocimiento de sus alumnos en todos los estratos (social, familiar, individual: gustos, intereses, afinidades, sueños, etc.). Si las actitudes de los profesores no son adecuadas, se genera en los alumnos rechazo a la física, inseguridad y falta de confianza en sus habilidades y sobre todo genera una falsa idea sobre lo que es en realidad la física.

La actitud de los profesores debe ser aquella, que ayude a los alumnos a tener un conocimiento real y verdadero de la asignatura, además este conocimiento le debe permitir entender su entorno y aplicar los conocimientos adquiridos. Coincidimos con Pozo¹⁷ cuando dice que *las actitudes de los profesores es uno de los elementos esenciales en el aprendizaje de los alumnos.*

¹⁷ Pozo J. I. Gómez Crespo M. A. (2004). *Aprender y enseñar ciencia*. Madrid. Ediciones Morata

CAPÍTULO 3. VISIÓN DEL TRABAJO DE TESIS

3.1 INTRODUCCIÓN

En este capítulo se muestra la visión del trabajo de tesis, por ello se inicia con un breve desarrollo de la importancia de los modelos en la física. Los modelos siempre han tenido un papel importante en el proceso del pensamiento científico y han permitido la explicación de un gran número de fenómenos en la naturaleza, además el uso de los modelos está tan conectado a nuestro pensamiento que en ocasiones no estamos conscientes de su uso y de la diferencia entre los modelos y los sistemas reales. Por todo ello es necesario que se valore su uso en la física. Posteriormente se indican los objetivos generales y de enseñanza que persigue el trabajo de tesis, independientemente de los objetivos particulares que se expresan en cada una de las estrategias propuestas para cada modelo, sin embargo es necesario comentar que tanto los objetivos de enseñanza generales y particulares consideraron el contenido temático de los programas de estudio y por tanto de las necesidades educativas de la ENP, además se pretende que a partir de estas estrategias cuyo planteamiento se apoya en el constructivismo se cumplan con los objetivos establecidos. Después se describe la metodología de trabajo para cada una de las cinco estrategias propuestas, indicando de manera general la forma en que estas se diseñaron, los objetivos e instrumentos de enseñanza, la descripción de la estrategia aplicada y de las actividades opcionales así como las actividades experimentales de apoyo a la propia estrategia.

3.2 IMPORTANCIA DE LAS TEORÍAS Y MODELOS EN LA ENSEÑANZA DE LA FÍSICA

Las *teorías* son explicaciones que interpretan y relacionan hechos por medio de relaciones lógicas, son un conjunto de teoremas y leyes organizados sistemáticamente, sometidos a una verificación experimental, y encaminados a establecer la veracidad de un hecho científico y sirven para predecir nuevos descubrimientos. Las teorías derivan de las hipótesis propuestas como explicaciones provisionales de una serie limitada de fenómenos. Se puede decir que las teorías tienen un carácter provisional, ya que estas deben ser verificadas por los hechos, y al aumentar el caudal de los mismos, las teorías son modificadas. Un ejemplo interesante, lo constituye la **teoría atómica**, tal como fue formulada en su momento por Dalton, la cual se comprobó experimentalmente. Si bien no resultó correcta en todos sus postulados, permitió promover descubrimientos y otras teorías. Durante el desarrollo de todas estas nuevas teorías siempre estuvo presente el hecho de que una nueva teoría requiere de un nivel de abstracción más elevado. Las teorías físicas requieren, en su desarrollo y su enriquecimiento conceptos cada vez más abstractos. La generalización de los conceptos se obtiene al lograr su abstracción. Por ejemplo, la mecánica cuántica es más

abstracta que la mecánica newtoniana la que a su vez es más abstracta que la mecánica galileana.

El problema al que enfrentan las nuevas teorías es el de saber manejar los conceptos abstractos y sobre todo aplicarlos a situaciones muy concretas como pueden ser los problemas relacionados con la estructura de la materia. Para esto se debe establecer un **modelo** o una sucesión de modelos que reproduzcan de una manera u otra, algunos aspectos de la situación estudiada. Se habla de *modelo*, cuando se hace referencia a un modo imaginario (y por tanto arbitrario) de representar la realidad de un objeto o proceso, para poder realizar un estudio teórico por medio de las teorías y leyes usuales. Así, un modelo es una imagen particular e incompleta de un sistema usualmente complejo, ya que sólo algunas características del referente o sistema se encuentran presentes en el modelo.

Los modelos siempre han tenido un papel importante en el proceso del pensamiento científico. Un modelo puede usar palabras, diagramas, notaciones matemáticas o estructuras físicas para representar al sistema. El término de modelo en física aparece como tal a finales del siglo XIX cuando se trataba de comprender las propiedades complejas y poco comunes de la materia requeridas por la teoría electromagnética. Para entender la existencia del éter como medio de propagación de la luz se le atribuyeron propiedades sutiles al mismo tiempo que contradictorias. Los modelos mecánicos: ruedas, engranes, resortes, etc. Unidos de cierta manera eran considerados para explicar algunas de estas propiedades, Lord Kelvin decía que le era imposible comprender un fenómeno sin haber construido antes un modelo mecánico simple que lo representará. Así, el *principal papel* de un modelo es el de ayudar a explicar parte de una teoría más avanzada en términos de otra conocida y aceptada

Kuhn ha señalado que toda investigación científica trabaja en modelos teóricos dentro de un paradigma, buscando las evidencias empíricas suficientes para aceptarlos, modificarlos o rechazarlos.

A lo largo de la historia de la estructura de la materia, se han desarrollado diversos modelos atómicos, **el modelo atómico cuántico** es el modelo que se puede considerar **“EL MODELO”**, ya que este logró explicar de manera clara y precisa la tabla periódica de los elementos. En esta tesis se revisan y analizan los principales modelos atómicos. Se discuten las ventajas y desventajas de estos modelos y se llega a un modelo final, el modelo cuántico.

El átomo como una unidad de la estructura elemental y la molécula como una unidad de reactividad química fueron durante mucho tiempo los modelos a considerar, fue hasta hace algunas décadas que se pudieron observar directamente algunas moléculas grandes usando microscopía electrónica.

Bunge ha señalado que un modelo conceptual es una representación mental de un sistema real, de su estructura y funcionamiento.

3.3 OBJETIVOS DE ENSEÑANZA

Objetivo general

- Proporcionar una propuesta de enseñanza para impartir los temas concernientes a Modelos Atómicos en bachillerato.
- Respalda la estrategia propuesta con la elaboración de material didáctico.
- Mostrar al alumno la evolución histórica de los modelos atómicos desde la antigüedad hasta el modelo actual es decir el *Modelo Cuántico*

Objetivos particulares, que el alumno:

- Conozca los principales antecedentes históricos que contribuyeron a la concepción de la materia
- Comprenda los experimentos e ideas que dieron origen a los Modelos Atómicos de Thomson, Rutherford, Bohr y cuántico
- Identifique y enuncie de manera clara y precisa en que consiste cada modelo, con sus ventajas y desventajas
- Mencione los hechos que originaron la formulación sucesiva de nuevos modelos que modifican a los anteriores
- Conozca e identifique los espectros de emisión de diversos elementos
- Desarrolle las habilidades de búsqueda, organización y aplicación de la información que se obtiene del análisis de un experimento para la formulación de hipótesis
- Valore que el trabajo en equipo con lleva a grandes beneficios, mismos que se reflejan en el desempeño de nuestras actividades diarias con el entorno.
- Comprenda que el modelo actual, “Modelo Cuántico” no requiere de modificación.

3.4 METODOLOGÍA DE TRABAJO

Ante la necesidad de identificar algunos de los elementos que obstaculizaban el proceso de enseñanza aprendizaje, se aplicó en un inicio el “cuestionario de actitudes hacia la ciencia”, instrumento que permitió conocer un poco más a la población estudiantil y que junto con lo analizado en los dos primeros capítulos nos permiten proponer estrategias de enseñanza para impartir los modelos atómicos, el establecimiento de acciones encaminadas a favorecer su aprendizaje y el desarrollo de habilidades tales como observación, análisis, reflexión y trabajo en equipo.

La metodología de trabajo para la elaboración de estas propuestas de enseñanza considera cinco temas guías, estos son: antecedentes históricos del concepto de atomicidad, modelo atómico de Thomson, modelo atómico de Rutherford, modelo atómico de Bohr y modelo cuántico.

Cada modelo atómico se acompaña del desarrollo de los contenidos temáticos involucrados y cuya finalidad es: proporcionar a los docentes los conocimientos teóricos suficientes para su enseñanza y para indicar los aspectos relevantes de

cada modelo atómico; la información ahí proporcionada es el resultado de una cuidadosa revisión, selección, compilación y adaptación de cada uno de los modelos para su instrucción en bachillerato; además este material está estructurado y organizado de tal modo que existe secuencia, enlace lógico y coherente con el tema siguiente, también es importante comentar que cada una de las propuestas de enseñanza, fueron planteadas considerando los programas de estudio vigentes así como la población hacia quién va dirigida.

El material elaborado para los modelos atómicos de Thomson, Rutherford, Bohr y espectros atómicos inclusive puede ser utilizado por aquellos alumnos que manifiestan un marcado interés por la física y/o sobresalen en la asignatura siempre y cuando estos estén bajo la guía del profesor.

A excepción de la estrategia de enseñanza para el modelo atómico cuántico, todas las demás estrategias fueron aplicadas, corregidas y enriquecidas en, durante y posteriormente a la práctica docente, así mismo se elaboró, seleccionó y adaptó material didáctico que respalda cada una de estas estrategias, como son lecturas específicas a cada tema, lecturas biográficas, actividades experimentales complementarias, referencias y simuladores de internet de apoyo a cada tema, instrumentos de evaluación formativas y objetivas. Además las estrategias de enseñanza para los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr van acompañadas de presentaciones formales a través del paquete computacional en *power point* o (*ppt*).

Se trabajó con grupos de física y química del CCH, sin embargo tal y como se mencionó en el capítulo anterior, el diseño de las estrategias de enseñanza consideró a grupos numerosos como los de la ENP. Estos grupos de trabajo fueron conformados a su vez en equipos de 4 a 6 alumnos; cada equipo realizó las actividades tanto de índole grupal como individual, señaladas por el docente, quien siguiendo la estrategia de enseñanza propuesta y la planeación de clase adecuada, inicia el proceso de enseñanza aprendizaje. Junto con la instrucción de enseñanza se aplicaron evaluaciones dirigidas a valorar este proceso, algunas de estas evaluaciones fueron identificadas como diagnósticas, formativas y sumativas, los formatos y resultados a las mismas se encuentran en el capítulo 9 de esta tesis. Estas evaluaciones resultaron ser el parámetro que permitió saber, sí el proceso de enseñanza aprendizaje se estaba realizando conforme a los objetivos planteados o no.

La forma de trabajar la evaluación con estos grupos fue la siguiente: El profesor asignó libremente un valor numérico a cada una de las actividades realizadas ya sea por alumno o por equipo, por ejemplo, es decir sí los alumnos o equipos realizaron las actividades asignadas entonces se harán merecedores a ese valor numérico, valor que podrá incrementarse conforme a la participación o trabajo de estos. Por ejemplo el profesor solicita a sus alumnos integrados en equipo, dar respuesta a la pregunta: *¿De qué está hecha la materia?*, además pide que expliquen de manera clara los fundamentos en los cuales apoyan su respuesta; el valor asignado a la actividad es de cuatro puntos, por tanto, sí los alumnos realizan la actividad conforme a lo solicitado, entonces ganarán esos 4 puntos, el cual podrá incrementarse acorde al desempeño, actitudes, aportaciones, participaciones del equipo y o del alumno. Los alumnos organizados en equipos (trabajo cooperativo) expresan, intercambian y discuten sus ideas buscando

responder la pregunta, después de cierto tiempo y previo acuerdo de todos los integrantes, un integrante expresa la respuesta del equipo frente a todo el grupo. Al finalizar la actividad y sesión el profesor, al pasar lista registra los puntos ganados por cada alumno, esto es: en lugar de que el alumno diga “*presente*” dice “*cinco puntos*”, “*cuatro puntos*”. Si bien esta evaluación como tal no se puede llamar *formativa* (ya que en ella no se otorga calificación), si podemos decir que favorece este tipo de evaluación ya que con ella, los alumnos conocen su rendimiento en dicha actividad, a través de participación, asistencia, aportaciones, etc. Además de que se fomenta la honestidad en cada uno de ellos al expresar públicamente el total de puntos ganados y conciencia. Obviamente los alumnos antes de iniciar cualquier actividad son informados sobre las características de ellas así como el valor asignado a las mismas. Para favorecer la participación de la mayoría de los alumnos, el maestro invita a participar a todos los estudiantes y les aclara que cada alumno podrán ganar puntos adicionales máximo en dos ocasiones más por cada actividad, esto a fin de favorecer la participación de otros alumnos y sin coartar la participación del estudiante entusiasta, mismo que podrá participar el número de veces que quiera, pero que sólo se hará merecedor a incremento de puntuación en dos ocasiones y no más. El profesor en todo momento llevará el control de las sesiones y en ningún caso permitirá que el trabajo en “equipo” no sea cooperativo.

Los conocimientos adquiridos en la MADEMS, la experiencia docente así como la práctica docente fueron los elementos que permitieron el planteamiento, la revisión y los ajustes de este trabajo, además de enriquecer, optimizar, corregir y adecuar las estrategias, el material de apoyo e instrumentos de evaluación, obteniéndose un material que apoya al docente en su enseñanza y ayuda al estudiante en su aprendizaje. Este trabajo por tanto resulta de integrar por un lado los conocimientos adquiridos en la maestría y el deseo de proporcionar elementos suficientes para que los docentes de bachillerato aborden estos temas sin ningún obstáculo.

3.5 ASPECTOS IMPORTANTES DE LA PROPUESTA DE ENSEÑANZA

Esta propuesta fue *diseñada* considerando la población de la Escuela Nacional Preparatoria (ENP), la cual tiene grupos de 50 a 60 alumnos; sin embargo, las estrategias de enseñanza para cada modelo fueron *aplicadas* a grupos del colegio de Ciencias y Humanidades (CCH) plantel sur, los cuales tienen máximo 25 alumnos. Por ello será necesario realizar las modificaciones pertinentes para cada población. Una de ellas sería por ejemplo el *tiempo*. Para la población del CCH se tendrían que formar 6 grupos de trabajo de 4 a 5 alumnos y para los de la ENP se formarían 10 a 12 equipos, lo cual conllevaría a modificar los *tiempos* de ejecución, es decir el tiempo designado para la discusión, análisis, reflexión y puesta en común de cada uno de los equipos, sería menor y el docente tendría que tener mayor control, dominio y organización sobre todas las actividades en el grupo, además se tendrían que establecer reglas claras que favoreciera la libre expresión. A fin de superar estos inconvenientes, se desarrolló material didáctico, que

permitirá un equilibrio entre los contenidos temáticos, el aprendizaje y la población; este material consiste en lecturas de apoyo, recopilación y adaptación de lecturas biográficas, prácticas de laboratorio y presentaciones en *power-point (ppt)*.

Asimismo los contenidos temáticos de cada modelo fueron elaborados de tal modo que el docente los podrá utilizar (material para el maestro) para impartirlos en tiempo y forma, además el profesor con este material podrá *adecuar* su enseñanza conforme a las necesidades de la población y tamaño de la misma.

Las propuestas de enseñanza de los modelos atómicos *hacen énfasis en los experimentos* realizados por Thomson y Rutherford, en las observaciones y evidencias experimentales de los espectros atómicos en el trabajo de Bohr, así que se recomienda que en ellas se:

1. Ubique a la ciencia como pieza clave en el desarrollo del conocimiento y de las aplicaciones tecnológicas.
2. Resalte que el conocimiento científico, producto de la mente del hombre se generó a través del uso de modelos científicos.
3. Poner mayor atención a la interpretación de los experimentos que a los datos experimentales¹
4. Atender a las dificultades que se presentan en la concepción discontinua de la materia
5. Cambiar las actitudes de los alumnos ante la ciencia

Ahora bien en cuanto a la **evaluación** de los aprendizajes en los alumnos y de las estrategias, este trabajo consideró los tres tipos de evaluación descritos en el capítulo anterior. A pesar de que estos instrumentos tienen muchos aspectos a mejorar, podemos asegurar que estos nos permitieron tener un **acercamiento** con el aprendizaje de los alumnos y de las estrategias mismas.

La evaluación diagnóstica inicial, permitió conocer los conocimientos previos de los alumnos antes de la nueva instrucción, ésta evaluación fue aplicada a alumnos de Física y Química del CCH, es necesario comentar que dado la propia estructura curricular de estas materias en ésta institución, indica que los alumnos de Química I, ya habían recibido instrucción en cuanto a los antecedentes del concepto de atomicidad así como o de los modelos atómicos, por lo que se esperaba un resultado favorable en la evaluación diagnóstica. Por el contrario, cuando se trabaja con la población de la ENP, los alumnos no han recibido instrucción alguna previa dentro de la misma institución, por lo que se esperaba resultados totalmente diferentes.

En cuanto a las **evaluaciones formativas** que se aplicaron en, durante y al final de cada modelo, estas buscaron orientarnos sobre las relaciones logradas entre conocimientos nuevos y conocimientos previos. Consideramos conveniente, que las evaluaciones formativas sean aplicadas de preferencia a través de un cuestionario impreso sobre todo cuando se trabaje con grupos pequeños a fin de

¹ Aguilera D, Maza A, Liendo G, Niaz M. (2000). Modelos conceptuales de los estudiantes universitarios sobre la estructura atómica basados en los experimentos de Thomson, Rutherford y Bohr. *Revista de educación en ciencias. Vol.1, No.2, año 2000.*

revisar, analizar y reflexionar sobre, cómo es que se realiza el proceso de aprendizaje. Para cuando se trabaje con grupos grandes, se recomienda que en lugar de aplicar un cuestionario escrito, el profesor formule directa y verbalmente preguntas al grupo, procurando registrar aquellas respuestas que lo lleven a la adecuación de la estrategia de enseñanza, en cualquiera de los dos casos se invita a que la evaluación formativa no exceda de 15 minutos en su aplicación a fin de no consumir tiempo destinado a la enseñanza, por ello es importante que las preguntas que ahí se formulen realmente orienten y se evalúe la pertinencia de las estrategias y sobre todo conocer el aprendizaje de los alumnos.

Las evaluaciones formativas establecerán las adecuaciones necesarias a cada una de las estrategias de enseñanza propuestas, es decir esto es un proceso continuo, y que cada aplicación conlleva un aprendizaje, modificación, revisión o adecuación tanto de las estrategias como de los instrumentos de evaluación y materiales didácticos. La enseñanza es un proceso vivo, dinámico e interactivo.

CAPÍTULO 4. ANTECEDENTES HISTÓRICOS Y EL CONCEPTO DE ATOMISMO

4.1 LOS GRIEGOS



Figura 4.1 Demócrito de Abderra (460-370 a.C.)

Al parecer el primer enunciado de una teoría atómica le corresponde al filósofo griego **Demócrito** (alrededor de 460-370 a.C.) Demócrito visualizaba al universo conformado por partículas primarias indivisibles e invariables, creía que estas partículas (átomos) se hallaban en movimiento constante, pero que a menudo podían unirse entre sí en combinaciones estables. Propuso que las diversas sustancias resultan de los diferentes tamaños, formas y arreglos de estos átomos. Escribió:

«Convencionalmente existe un dulce y un amargo, un caliente y un frío, y convencionalmente existe el calor. En realidad solo existen átomos y un vacío»

La concepción materialista de esta doctrina hizo que fuera rechazada por la iglesia, la cual favoreció más la espiritual visión Aristotélica. Para explicar cómo pueden convertirse las sustancias en otras, los filósofos griegos comenzaron a pensar en función de un número limitado de cosas elementales

Demócrito (460-370 a.C.), Platón (428-347 a.C.) y Aristóteles (384-322 a.C.)¹ adoptaron los cuatro elementos tierra, agua, aire y fuego. También se propuso adicionalmente un éter, o quinta esencia, que sería el material de los cielos. Se suponía que todas las demás sustancias se formaban de estos cuatro elementos.



Figura 4.2 Aristóteles (384-322 A. C.)

Aunque la identificación de los elementos era errónea, la definición de éstos, dada por Aristóteles no carecía de un fundamento lógico. La tierra era un elemento asociado con las propiedades de los sólidos; el agua, con la de los líquidos, y el aire con la de los gases. El fuego representaba energía, la que podía convertir un sólido frío (hielo) en un líquido húmedo (agua) y en un gas caliente (vapor).

¹ «Definamos entonces como el elemento de los cuerpos aquel que puede ser analizado en otros cuerpos y que está presente en ellos, ya sea potencial o realmente..., y que por sí mismo no puede ser analizado en constituyentes que difieren de su tipo.» ARISTÓTELES

Aunque hay indicios de la existencia continuada de las ideas atómicas en los siguientes siglos, se considera que el nacimiento del atomismo se debió al descubrimiento del poema de **Lucrecio (96-55 a.C.)** durante el Renacimiento²

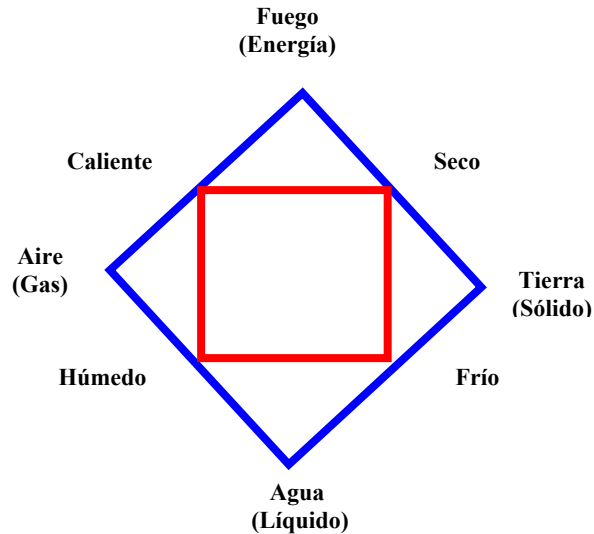


Figura 4.3 Teoría de los cuatro elementos de Aristóteles

Entre las personas de los siglos XVI, XVII y XVIII que fueron influidos por las ideas de Demócrito, destacan: **Nicolás Copérnico (1473-1543)**. «*Los corpúsculos mínimos e indivisibles llamados átomos no son perceptibles a los sentidos...pero pueden reunirse en cantidades tan grandes que habrá... suficiente para formar una magnitud visible*»

Francis Bacon (1561-1626) «*La teoría de Demócrito en relación con los átomos, si bien no cierta, es al menos aplicable con efecto excelente a la descripción de la naturaleza*»

² «*De Rerum Natura*» «Sin embargo, existen semillas sólidas (átomos) que llenan su lugar; / y hacen una diferencia entre lleno y espacio. / Estas, como yo demostrara antes, ninguna llama activa, / ningún frío sutil las puede acribillar ni quebrar su estructura, / aunque todo compuesto cede: ningún golpe poderoso, / ninguna cuña sutil las puede dividir ni partir en dos»

4.2 EL ESTUDIO DE LOS GASES. ROBERTO BOYLE

Robert Boyle (1627-1691) demolió la noción griega de los cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua; replazándolos por un concepto más moderno de los elementos, en su obra *The Scyptical Chemist*, publicada en Londres en 1661.

«Y para evitar errores, debo advertiros que yo entiendo ahora por elementos, tal como proceden de acuerdo con sus principios aquellos químicos que hablan con la mayor franqueza, ciertos cuerpos primitivos y simples, o perfectamente no mezclados; aquellos que, no habiendo sido hechos con otros, son ingredientes que componen todos aquellos cuerpos, llamados perfectamente mezclados y en los cuales éstos pueden ser finalmente resueltos.»



Figura 4.4
Roberto Boyle (1627-1691)

Una de las contribuciones más importantes de Robert Boyle fue su descubrimiento de la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de aire. Puesto que esta relación era aplicable a todos los gases, fue tomando cuerpo la idea de que todos los gases son en realidad una forma de aire y que ellos no participan en reacciones químicas. La influencia de Boyle sobre las concepciones corpusculares de **Isaac Newton (1642-1727)** fue muy grande, Newton introdujo, para explicar la unión de los corpúsculos, el concepto de fuerza de atracción. Con ello se abandonaron las ideas de los átomos enlazados por ganchos que se remontaban hasta Demócrito. Recordemos sus ideas *«Me parece probable que Dios, al comienzo, formó la materia con partículas sólidas, macizas, duras, impenetrables, móviles, con tales tamaños y figuras, con tales otras propiedades y en una proporción tal al espacio que resulten lo más apropiadas al fin para el que fueron creadas. Estas partículas primitivas, al ser sólidas, son incomparablemente más duras que cualesquiera cuerpos porosos formados a partir de ellas. Tan duro incluso como para no gastarse ni romperse nunca en pedazos pues ningún poder ordinario es capaz de dividirlos....»*.

Es evidente que el desarrollo del atomismo es obra de muchos investigadores; sin embargo es necesario tener presente las aportaciones de los químicos a la estructura de la materia, en la siguiente sección se proporciona una breve reseña de algunos de los antecedentes químicos que contribuyeron

4.3 ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER

El auge de la química moderna se produjo con la obra del químico francés Lavoisier, él cual realizó mediciones cuantitativas en la formación de ceniza (óxido de mercurio), a partir de mercurio y aire, ver figura 6. Lavoisier (Paris 1743-IId. 1794) demostró que el oxígeno era necesario para el proceso. Comprobó también que el peso de ceniza obtenido era igual a los pesos combinados del mercurio y oxígeno consumido. Lavoisier aplicó la ley de la conservación de la masa en sus trabajos: *«En un sistema sometido a un cambio químico, permanece constante la masa total de las sustancias implicadas. El peso combinado de todas las sustancias presentes después de la reacción es igual al de las presentes antes ella »*.



Figura 4.5 Lavoisier y su mujer, por David. Museo Metropolitano de Arte. Nueva York. Químico y erudito francés. Interesado por múltiples disciplinas, fue uno de los creadores de la química moderna. Enunció la ley de la conservación de la masa y la de la conservación de los elementos, descubrió el papel del oxígeno en la combustión y en la respiración, identificó el oxígeno y el nitrógeno del aire (1777).

4.4 LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.

La ley de la conservación de la masa es la primera ley de la combinación química, la segunda ley es la de las proporciones definidas: Un compuesto químico siempre tiene la misma composición, cualquiera que sea su origen o método de preparación; es decir, tiene las mismas proporciones en peso de los elementos que lo forman. La validez de esta ley fue intensamente debatida por dos químicos franceses contemporáneos: Proust y Berthollet. **Joseph Proust (1754-1826)** realizó un gran número de análisis para demostrar la constancia de la composición de las sustancias químicas. Así por ejemplo, en 1799 analizó muestras de carbonato de cobre (CuCO_3), tanto provenientes de diversas fuentes naturales, como también de la síntesis en el laboratorio, encontrando que todas

ellas tenían la misma composición. **Berthollet (1748-1822)** opinaba que los compuestos químicos eran simples mezclas o soluciones, en las que los elementos constituyentes podían existir en proporciones variables. Él argumentaba que la mayoría de los compuestos parecía tener una composición definida solamente porque habían sido preparados por métodos que favorecían proporciones bien determinadas (por ejemplo, la precipitación en una solución acuosa)

El peso de las pruebas experimentales favorecía los puntos de vista de Proust, los que quedaron firmemente establecidos.

Hubo un hombre cuyas contribuciones fueron tan importantes que se le dio el nombre de «Padre de la teoría atómica moderna»: se trata del maestro de escuela y químico inglés **John Dalton (1766-1844)** Su teoría se fundamentaba en observaciones cualitativas y mediciones cuantitativas.

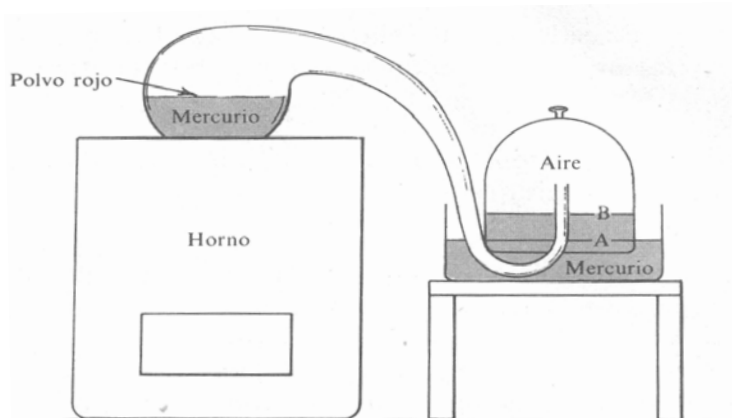


Figura 4.6 Ley de conservación de la masa. Se introdujo mercurio líquido en un recipiente de vidrio, se calentó durante varios días. En la superficie del metal se formó lentamente un polvo rojo. Al comienzo del experimento el nivel del mercurio en el recipiente se encontraba en A, pero al cabo de varios días subió a B. La diferencia de niveles entre A y B representaba el volumen de aire consumido por el mercurio, al formar el polvo rojo (ceniza de mercurio)

4.5 LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

No se sabe con certeza qué indujo a Dalton a formular su teoría atómica, pero es probable que la haya desarrollado con base en sus investigaciones sobre los gases: Un estudio de la presión del vapor de agua en la atmósfera, e investigaciones de las solubilidades de los gases en el agua.³

La teoría atómica fue desarrollada a lo largo de un período de varios años que abarca desde 1803 hasta 1808, y se basó en las siguientes ideas:

1. Retoma el concepto de átomo establecido por Demócrito; cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. En todos los procesos químicos los átomos de un elemento permanecen sin cambios.
2. Todos los átomos de un elemento dado tienen pesos y propiedades iguales pero son distintos de los átomos de todos los demás elementos.
3. En los compuestos químicos los átomos de elementos diferentes están unidos entre sí en proporciones numéricas simples; por ejemplo, un átomo de A con uno de B, uno de A con dos de B, etc.

Resulta evidente la dependencia crítica de la teoría de Dalton respecto de la ley de las proporciones definidas. Por ejemplo: si el compuesto agua siempre consta de “x” átomos de oxígeno e “y” átomos de hidrógeno, el análisis de todas las muestras de agua debe arrojar la misma composición porcentual en peso de ambos elementos. En los tiempos de Dalton se estimaba que la composición porcentual del agua era de unos 88 % de oxígeno y 12 % de hidrógeno, los métodos modernos dan 88.81 % y 11.19% respectivamente.

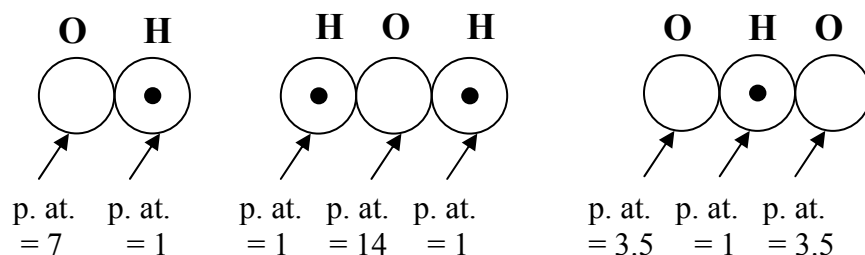
4.6 EL PROBLEMA DEL PESO ATÓMICO

El dilema fundamental afrontado por Dalton y sus contemporáneos era el asignar pesos relativos a los átomos individuales: llamémoslo el «problema del peso atómico»

Si se conoce la composición porcentual de un compuesto, así como también la proporción de combinación de los elementos en él, entonces es posible determinar los pesos relativos de los átomos de tales elementos. La composición porcentual puede obtenerse experimentalmente, pero la determinación de la razón de combinación exige una suposición. La figura 7 sugiere cómo cambiar el peso atómico obtenido para el oxígeno, según cuál sea el supuesto en cuanto a la proporción de combinación del hidrógeno con el oxígeno en agua. Dalton enfocó

³ «Estoy casi convencido de que la circunstancia depende del peso y número de las partículas primarias de los diversos gases: aquellos cuyas partículas son las más ligeras y simples son los que menos se absorben, mientras que los otros lo son más, en concordancia con el aumento de su peso y complejidad. Una investigación sobre los pesos relativos de las partículas primarias de los cuerpos es un tema enteramente nuevo, hasta donde yo sé: últimamente he proseguido este estudio con éxito notable» JOHN DALTON.

este problema de acuerdo con su «regla de simplicidad máxima la cual, aunque atractiva, es incorrecta.



Composición porcentual del agua (en época de Dalton) 88 % O y 12 % H

Figura 4.7 Los análisis de los que disponía Dalton sugerían que el agua contiene un peso de oxígeno siete veces mayor que el hidrógeno. La fórmula que expresa la composición del agua depende de la suposición que se haga en cuanto a la razón de combinación entre átomos de hidrógeno y oxígeno. Dalton supuso un átomo de oxígeno por cada átomo de hidrógeno, con lo que resulta un peso atómico de 7 para el oxígeno

Tabla 4.1 Algunos pesos atómicos empleados por Dalton⁴

Hidrógeno	1	Oxido carbónico	12
Azoe	5	Azufre	13
Carbono	5	Hidrógeno sulfurado	16
Amoníaco	6	Alcohol	16
Oxígeno	7	Oxido nitroso	17
Agua	8	Ácido nítrico	19
Fósforo	9	Ácido carbónico	19
Gas nitroso	12	Ácido sulfúrico	34

1. Si dos elementos, A y B, forman un solo compuesto, la razón de combinación será de un átomo de A con uno de B
2. Si para el mismo par de elementos existen dos compuestos, uno de ellos será binario (A + B) y el otro será ternario (A + 2B o 2A + B).
3. Si se forman tres compuestos, uno de ellos será binario y los otros dos serán ternarios; y así sucesivamente.

⁴ Publicados en 1808 en *New System of Chemical Philosophy*, vol.1 parte 1

Algunos resultados de este supuesto falso pueden verse en la tabla de pesos atómicos de Dalton (tabla 1) y en su uso de símbolos y fórmulas (figura 4.8).

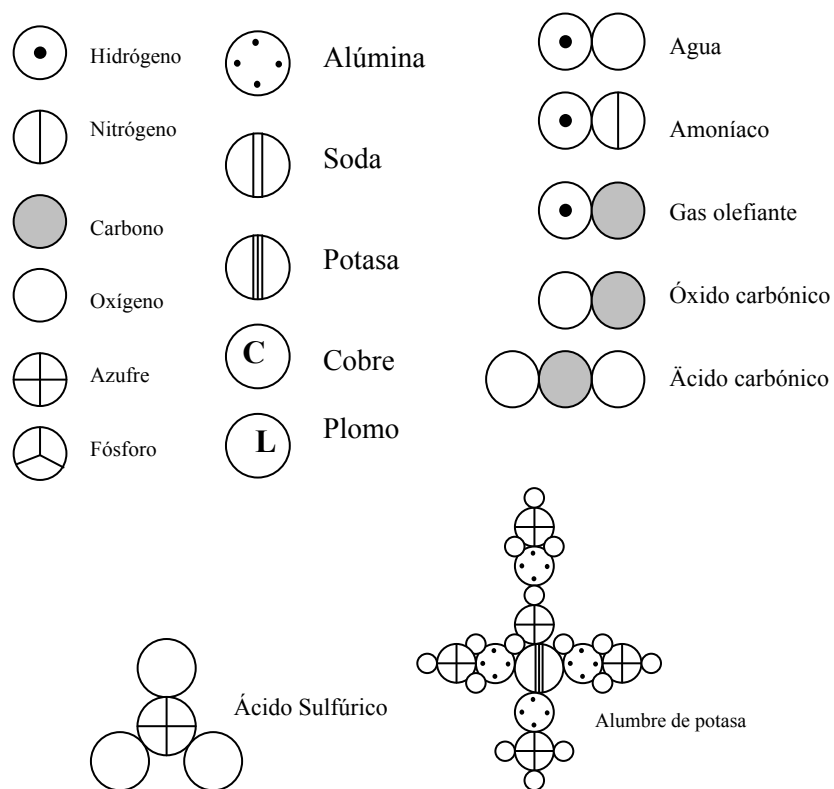


Figura 4.8 Símbolos y fórmulas de Dalton

Dalton no sólo explica la conservación de la masa y la ley de las proporciones definidas, sino que también predice la ley de las proporciones múltiples, que Berzelius descubrió mas tarde, en 1812.

4.7 LA LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Si dos elementos forman más de un solo compuesto, los pesos de un elemento que se combinan con un peso fijo de otro se hallan en una proporción de números enteros pequeños. Esta llamada ley de las proporciones múltiples fue postulada por Dalton por primera vez en 1805. Había observado que se combina doble cantidad de hidrógeno con un peso dado de carbono en el gas metano que en el gas etileno. Dalton le asignó la fórmula CH_2 al metano y CH al etileno (Las formulas correctas basadas en el conocimiento actual son CH_4 y C_2H_4)

Se entiende que esta ley no relaciona los pesos de diferentes elementos en los compuestos, sino que más bien da la relación entre distintos pesos del mismo elemento que, en los dos compuestos, están unidos a un peso fijo del otro elemento. Dos compuestos que ilustran esta ley son el agua y el peróxido de hidrógeno. Se sabe que dos gramos de hidrógeno se combinan con 16 gramos de oxígeno para formar 18 gramos de agua, mientras que dos gramos de hidrógeno se combinan con 32 g de oxígeno para formar peróxido de hidrógeno. Es evidente que los pesos del oxígeno que reacciona con 2 g de hidrógeno en el H_2O y el H_2O_2 están en la relación simple de 1:2.

4.8 HIPÓTESIS DE AVOGADRO

El físico italiano Avogadro (1776-1856) publicó en 1811 un trabajo que indicaba que la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac y la teoría atómica de Dalton podían avenirse si se hacían dos suposiciones

1. Volúmenes iguales de gases diferentes, en condiciones de temperatura y presión idénticas, contienen igual número de partículas; y
2. En muchas sustancias gaseosas, las partículas primarias son moléculas formadas por varios átomos unidos entre sí

El análisis que Avogadro hizo de la reacción del hidrógeno con el oxígeno para formar agua, suponía que tanto el hidrógeno como el oxígeno existían como moléculas con dos átomos, es decir, H_2 y O_2 , y que la sustancia agua tenía dos átomos de H por cada O, ¡ H_2O !

Veamos la relación entre el hidrógeno y el cloro, para dar cloruro de hidrógeno:

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

De acuerdo con lo establecido por Avogadro, esta ecuación se puede leer así:

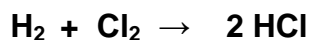


Puesto que se obtuvieron dos partículas de HCl de una de H_x y otra de Cl_y , el H_x y el Cl_y se deben dividir en dos partes más pequeñas, cada una de las cuales,

unida con la especie opuesta, da dos partículas HCl. Es evidente que “x” y “y” deben ser igual a dos; así que la unidad química fundamental no es el átomo, como pensó Dalton, sino combinaciones de átomos que se mantienen unidos de alguna manera que les permite existir como unidad. Fue así como se introdujo el concepto de la molécula. La ecuación anterior se debe leer, entonces así:



Por lo general se sobrentiende la palabra molécula por lo que la ecuación anterior se puede escribir como sigue:



4.9 ÁTOMOS Y MOLÉCULAS⁵

El átomo se ha definido tradicionalmente como la partícula más pequeña de un elemento la cual puede participar en una combinación química, esta definición deja mucho que desear, ya que no se conocen reacciones químicas de los gases nobles (helio, neón y argón) Una molécula es la partícula más pequeña de un elemento o compuesto que tiene existencia independiente y estable. Podríamos preguntarnos ahora, ¿Cuál es la diferencia entre átomos y moléculas? En realidad son a veces la misma cosa. Por ejemplo, algunos elementos (sobre todo los gases nobles) pueden existir como átomos sencillos y por tanto sus átomos caen dentro de la categoría de moléculas. Una molécula que consta de un sólo átomo se denomina monoatómica. Las moléculas más sencillas son las de los gases inertes ya que contienen un sólo átomo.

Por el contrario, un átomo de oxígeno no puede tener existencia independiente a temperatura ambiente y a la presión atmosférica. Sólo tiene existencia estable si se combina con otro átomo. El oxígeno que todos conocemos está formado por dos átomos de oxígeno; es una molécula diatómica, el hidrógeno, nitrógeno, flúor, cloro, bromo y yodo son también ejemplos de este tipo de moléculas. Otros elementos existen como moléculas más complejas. El fósforo tiene moléculas de cuatro átomos, mientras que el azufre se presenta en forma de moléculas de ocho átomos a temperatura y presión ordinaria. Las moléculas formadas por más de dos átomos se denominan poli atómicas. La mayoría de las moléculas se componen de más de un tipo de átomo. Una molécula de agua por ejemplo se compone, de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Una molécula de metano consta de un átomo de carbono y cuatro de hidrógeno, por tanto los átomos son componentes de las moléculas y que las moléculas son los componentes de los elementos o compuestos.

Podemos ver muestras de compuestos y elementos integrados por un gran número de átomos y moléculas, pero ambos son demasiado pequeños para ser vistos, incluso con microscopios potentes. Para tener idea del tamaño de una molécula de agua, baste decir que se necesitarían 40 millones de ellas para formar una fila de 1 cm de largo

⁵ Química General. Kenneth W. Whitten, Kenneth D. Gailey. Mgraw-Hill

4.10 ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE EXPOSICIÓN GRUPAL A TRAVÉS DE ENSEÑANZA DIRECTA

Tema: Antecedentes Históricos del Concepto de Atomismo

Objetivos de enseñanza- aprendizaje:

1. Fomentar en los alumnos el trabajo individual y en equipo para la organización, preparación y presentación o exposición de un tema en particular.
2. Que el alumno aprecie la manera en cómo evolucionó la teoría atómica.
3. Que el alumno reconozca la importancia de estos trabajos en el avance de la teoría atómica y en la ciencia.

Instrumentos de enseñanza- aprendizaje

- Material para el profesor (apoyo a la enseñanza), el cual consiste en información teórica correspondiente al tema: antecedentes históricos del concepto de atomismo, desarrollado en la sección precedente.
- Material para el alumno, el cual consiste en la adaptación de seis lecturas para los alumnos, estas son: (1) Los griegos, (2) Roberto Boyle, (3) Antoine Lavoisier, (4) Las leyes de la Química, (5) Dalton y la ley de las proporciones múltiples, (6) Amadeo Avogadro y Stanislao Cannizzaro, mismas que encontrará en la sección Anexos-1 (Pág. 233-241).
- Material didáctico complementario de apoyo a cada lectura, indicado en la sección: etapa 4 de esta estrategia
- Instrumentos de evaluación, los cuales permiten regular la enseñanza, ver el capítulo 9 de resultados sección 9.4.1.1 evaluación formativa.

Estrategia por enseñanza directa

El modelo de enseñanza directa es una estrategia centrada en el docente, dado que explica, enseña conceptos y habilidades combinando la práctica y la retroalimentación. El docente tiene que identificar las metas y desempeñar un rol activo al proporcionar los medios para que el alumno comprenda ciertos contenidos. La estrategia de enseñanza directa consta de seis etapas, mismas que son aplicadas al tema de antecedentes históricos. Se forma para ello equipos de 4 o 5 integrantes, cada equipo recibe indicaciones claras y precisas sobre la actividad a realizar, una vez que se les asigna una lectura⁶ y se entrega material didáctico de apoyo a la lectura, el equipo preparará una presentación frente a grupo en la cual expliquen el contenido de su lectura, es decir el material debe ser leído por cada uno de los integrantes del equipo, para después comentarlo y explicarlo frente a todo el grupo, claro está que bajo previa explicación, asesoría y guía del profesor, es importante comentar que las lecturas fueron elaboradas de

⁶ Lecturas elaboradas por María de los Ángeles Ortiz y adaptadas por Virgen G. Huerta Romero

manera que éstas contienen información trascendente y seleccionada relativa a la estructura de la materia desde los griegos hasta finales del siglo XIX. La enseñanza directa es una estrategia ampliamente aplicada porque puede ser usada tanto para enseñar conceptos como habilidades, por ejemplo las habilidades que conlleva el trabajo en equipo como son la organización, ejecución, discusión, expresión, etc. El docente es un guía que asume la responsabilidad de estructurar el contenido, apoyando la comprensión de los contenidos y brindando la oportunidad de practicar y retroalimentarse

Con base a todo lo antes expuesto, buscamos con esta estrategia una mayor cobertura temática, dado la extensión histórica así como un mayor aprendizaje de estos contenidos, por ello se considera a la *enseñanza directa* como el mecanismo bajo el cual se tendrá una mayor interacción entre iguales bajo la guía del profesor y por tanto retroalimentación, es decir ésta estrategia es más conveniente en comparación con el discurso del profesor o la lectura individual de cada alumno. Además deseamos manifestar que esta estrategia también se apoya en otras formas de trabajo que permiten un mayor aprendizaje, es decir a lo largo de esta estrategia e inclusive en las demás propuestas se aprecian diferentes matices de la enseñanza directa, el trabajo cooperativo y la discusión guiada, podemos decir que ninguna de las estrategias propuestas sigue un solo patrón o estilo.

1.- Etapa de Introducción

El profesor inicia la estrategia formulando a los estudiantes la siguiente pregunta;

¿De qué está hecho el Universo?,

¿De qué está hecha el agua?,

Se menciona que muchas personas se han esmerado en responder estas preguntas, entre ellos algunos filósofos, químicos y físicos. Los alumnos integrados en equipos dialogan discuten e intercambian ideas a fin de responder a las preguntas, después de un tiempo razonable cada equipo expone su opinión a todo el grupo en un ambiente de respeto y tolerancia. Una vez que todos escuchan los puntos de vista de cada equipo, el profesor menciona que el objetivo de la clase es realizar un recorrido histórico desde tiempos remotos hasta finales del siglo XIX, a fin de conocer las ideas que se han tenido a este tipo de preguntas.

2.- Etapa de presentación

Una vez que se conocen las ideas y conocimientos previos de los alumnos, se les explica la forma de trabajar en la siguiente etapa esto es, a los alumnos integrados en equipo de trabajo de 4 a 5 alumnos, se les proporciona material escrito de una de las *“lecturas preparadas”*, información que deberá ser revisada, entendida, aclarada y comentada entre los integrantes del equipo.

3.- Etapa de práctica guiada

Una vez que los alumnos han leído su material e intercambiado ideas con respecto a su lectura, el profesor asesora a cada uno de los equipos, aclarando y resolviendo dudas, con la finalidad de que los alumnos de manera voluntaria y bajo su propia organización, sean capaces de explicar con sus propias palabras la información contenida en la lectura. Cada equipo presentará una lectura diferente. Es importante que el docente en ésta etapa se cerciore que las ideas principales hayan sido comprendidas.

4.- Etapa de práctica independiente

Se procede a la presentación de los equipos, bajo la asesoría del docente, mismo que ayudará, complementará y remarcará aquello que le permita el cumplimiento de los objetivos establecidos. Para apoyar las presentaciones de los alumnos, a algunos equipos se les proporciona material adicional, por ejemplo, para la exposición de los griegos se les proporciona un cartel en el cual se representa la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles, canicas de diversos tamaños para que representen los diferentes átomos; para exponer Robert Boyle se les proporciona una jeringa de plástico sellada en la parte en donde va la aguja, este material permite mostrar la ley de Boyle con el aire contenido en el interior de la jeringa; *a mayor presión menor volumen*, es más el maestro puede recurrir a otras experiencias en donde se muestre la relación entre la presión y el volumen. Para la exposición de Antoine Lavoisier se les proporciona material para ejemplificar la ley de la conservación de la masa *“la materia no se crea ni se destruye solo se transforma”* para ello se usa un matraz Erlenmeyer de 100 ml, agua, un alkaseltzer y un globo. Se ponen 50 ml de agua en el matraz y se adiciona el alkaseltzer, inmediatamente después se coloca el globo en la boca del matraz. Los alumnos observan y aprecian de forma cualitativa este principio.

Es importante sembrar en los estudiantes la idea de que *el que busca, encuentra*, es decir, cuando se busca dar respuesta a ciertas interrogantes, se recurre al análisis y reflexión, obteniendo así información que nos permiten avanzar o vislumbrar al menos la meta, por ejemplo en el caso de R. Boyle le llevó a formular la ley que lleva su nombre y a A. Lavoisier la *“ley de la conservación de la masa”*, etc. En casi toda búsqueda se obtienen frutos valiosos, además el profesor

puede complementar la actividad con el llenado de una tabla comparativa, en la cual el alumno con base a las exposiciones de sus compañeros y a la información propia; realiza el llenado de una tabla comparativa, en la cual se proporciona para cada científico: la época en la que se generó la contribución, profesión, nacionalidad, aportación a la estructura de la materia, obra científica que apoya tal aportación e importancia de su trabajo. Se sugiere que esta actividad se realice ya sea a la par con las presentaciones de los equipos o como actividad extra clase, ésta tarea permitirá a los alumnos, identificar, diferenciar, integrar y/o concretar la información recibida.

Se recomienda aplicar la evaluación formativa correspondiente, misma que permitirá regular el proceso de enseñanza aprendizaje, dicho instrumento y sus resultados se encuentran en el capítulo 9. Resultados sección 9.3.1 (Pág. 195-196)

Tabla Comparativa. Estructura de la materia**Antecedentes Históricos**

Características / Personaje	Griegos (Aristóteles, Demócrito)	Roberto Boyle	Antoine Lavoisier	Joseph Proust	John Dalton	A. Avogadro y S. Cannizzaro
Época	640 a. C.	1661	1789	1797	1804-1808	1811- 1856-1858
Profesión del personaje	Filósofos	Físico y Químico	Químico y erudito	Químico	Químico y físico	Químicos
Nacionalidad	Griegos (Macedonia-Abderra)	Irlandés	Francés	Francés	Británico	Italianos
Aportación a la estructura de la materia	cuatro elementos (fuego, aire, tierra y agua)-concepto de átomo	Introdujo la noción moderna de elemento	Ley de Conservación de la masa	Ley de las proporciones Definidas	Ley de las proporciones múltiples	Noción de molécula-Introdujo la noción de número de Avogadro
Obra científica que muestra su contribución	Física y metafísica	"Scyptical Chymist"	"Los elementos de la química"		"Nueva filosofía de la química"	
Importancia de su trabajo		Enunció la ley de compresibilidad de los gases	Métodos cuantitativos	Fundador de los análisis químico	Mediciones cuantitativas	
Comentarios y Observaciones	Consideraron a la materia Aristóteles continua y Demócrito discontinua o discreta		El agua es un compuesto y no un elemento. Fue llamado el padre de la química		Adopta el concepto de elemento y no conocía el término molécula	

CAPÍTULO 5. EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN Y EL MODELO ATÓMICO DE THOMSON

5.1 INTRODUCCIÓN

En este capítulo usted encontrará información, misma que fue recopilada, revisada, seleccionada y estructurada de tal modo que proporcione al profesor de bachillerato una guía para abordar el modelo atómico de Thomson desde una perspectiva bastante completa, es decir partiendo principalmente del **descubrimiento del electrón**, para ello a lo largo de este capítulo usted encontrará información concerniente a los antecedentes sobre el concepto del electrón, encontrará la descripción de los trabajos que contribuyeron a que se diera este importante descubrimiento como por ejemplo el estudio de los rayos catódicos, los trabajos de William Crookes quién construyó los tubos en los cuales se estudiaba la conducción de la electricidad, así como su trabajo en el que demuestra que los rayos catódicos tienen cantidad de movimiento, señalando la importancia del trabajo de Geissler en la producción de vacío en estos tubos, se exponen los trabajos de Plücker y Hittorf, mismos que permitieron caracterizar e identificar lo que se observaba dentro de los tubos, llamándolos entonces “rayos catódicos” porque emanan sólo del cátodo, además se identificaron las propiedades de fosforescencia y se describió la trayectoria de estos rayos; el trabajo de Jean Perrin permitió descubrir que los rayos catódicos en realidad eran partículas con carga; se expone el trabajo de Thomson quién en 1897 mostró evidencia experimental de la existencia de partículas subatómicas iguales para todos los átomos: **los electrones**, los cuales son partículas fundamentales en todos los átomos, Thomson calculó la relación entre la carga y la masa de estos “rayos”, o sea los electrones; finalmente la presentación de este capítulo termina con la exposición del modelo del átomo propuesto por Thomson es decir el famoso modelo del “*pastel de pasas*”

5.2 ANTECEDENTES

Desde los tiempos de los antiguos griegos, se sabe que al frotar el ámbar con un trozo de tela o piel, éste atrae pequeños trozos de material ligero como trozos de paja, pelusa, polvo, etc., esta notable capacidad del ámbar permaneció prácticamente inexplorada hasta el siglo XIV, fue **William Gilbert (1544-1603)** quién amplió considerablemente el número de materiales que poseían este “*poder atractivo*” cuando se frotaban, y los llamó eléctricos, del nombre griego **ámbar: electrón**. Inspirado por Gilbert, **Otto von Guericke (1602-1686)**, construyó una esfera de azufre rotatoria movida por una manivela, que podía frotarse mientras giraba; al hacerla girar ésta lanzaba cantidades apreciables de “*virtud eléctrica*” que chisporroteaba en forma impresionante, a partir de entonces se empezó a construir toda suerte de máquinas rotatorias de frotación o mejor llamadas generadores electrostáticos. Fue el francés **Charles Du Fay (1699-1739)** el

primero en estudiar a fondo las interacciones repulsivas de la electricidad, Du Fay encontró que objetos del mismo material, electrizados de la misma forma, se repelían uno a otro, es decir dos trozos de vidrio frotados con seda se repelen entre sí, al igual que dos trozos de ámbar frotados con piel. Sin embargo el vidrio cargado atrae al ámbar cargado y viceversa. En 1734 Du Fay llegó a la conclusión de que hay dos electricidades distintas dos clases de **carga eléctrica**, diríamos ahora. Cargas iguales se repelen, cargas distintas se atraen.

El ritmo de los descubrimientos eléctricos aumentó considerablemente cuando la tecnología de la revolución industrial entro en el siglo XIX. Se hicieron fluir cargas en forma de corriente; se inventó la batería; el agua se descompuso por electrólisis (pasando una corriente a través de ella); y **Humphry Davy (1778-1829)**, junto con su ayudante **Michael Faraday (1791-1867)**, utilizaron la electrólisis para estudiar las interacciones químicas entre los elementos. Faraday sugirió que la electricidad estaba compuesta por partículas cargadas. Y aún a pesar de que toda lógica señalaba hacia una electricidad corpuscular; inexpresiblemente, Faraday permaneció ajeno a esta noción, fue **G. Stoney** el que resucitó el trabajo de Faraday y en 1874 acuñó la palabra **electrón** para designar dicha cantidad particular de carga. Faraday había pasado corrientes a través de líquidos. Más tarde, en la segunda mitad del siglo XIX, otros estudiaron el flujo de electricidad a través de gases.

Por otro lado, la moderna teoría atómica formulada también a principios del siglo XIX por el químico inglés John Dalton, quién basándose en las leyes químicas descubiertas algunos años antes por Lavoisier y Proust, acumulaba una serie muy precisa de datos y conocimientos sobre los diferentes tipos de **átomos** y sus características, aún a pesar de que no existía evidencia directa de la realidad de los átomos y mucho menos de su estructura los científicos de esa época aceptaron la idea de que los elementos están formados por átomos, incluso algunos de ellos pensaban que esto era tan solo una buena hipótesis de trabajo, pero que realmente no existían los átomos.

Aprecie usted que a lo largo de este, los conceptos de *electrón* y *átomo* no tenían ninguna relación entre ellos, ambos existían y a pesar de que su existencia estaba justificada, no había hasta el momento nada que los relacionará. Fue justamente el estudio de la conducción de la electricidad en los gases la que dio pauta para que estos dos términos de electrón y átomo fueran interrelacionados. Veamos como fue esto.

5.3 DESCARGA ELÉCTRICA A TRAVÉS DE UN GAS

Varios físicos en el siglo XIX idearon experimentos para estudiar la conducción de la electricidad a través de los gases, para ello utilizaban diversos tubos de vidrio, en el extremo de ellos adaptaban dos placas metálicas (electrodos), a estas placas les aplicaban un alto voltaje, denominándose cátodo la placa de potencial más bajo (polo negativo) y ánodo, la placa de potencial más elevado (polo positivo), afortunadamente para ese entonces ya se habían logrado avances en la

extracción del aire contenido en el tubo (producción de vacío), fue Geissler el que mejoró la bomba de vacío la cual permitió el estudio detallado de este fenómeno; los investigadores sellaban electrodos de diversos materiales y formas en los tubos y eliminaban el aire del interior con esta bomba de vacío ver figura 5.1. Los tubos de este tipo se conocieron como **tubos de Crookes** en honor al inglés William Crookes.

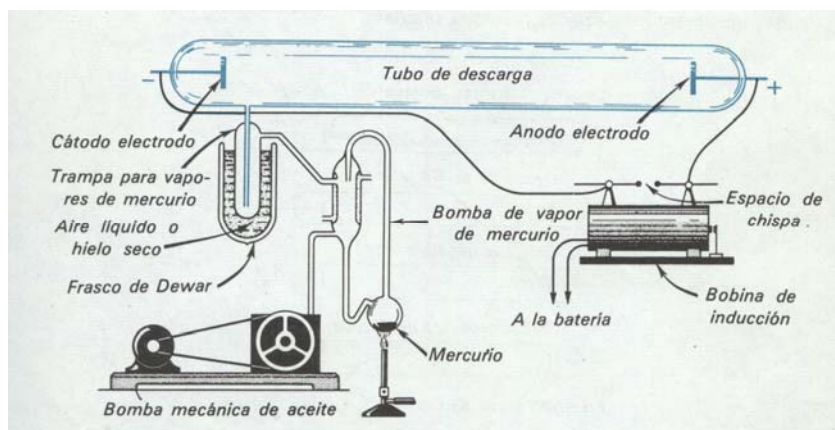


Figura 5.1 Tubo de descarga en gases, el cual muestra las conexiones eléctricas así como las bombas de vacío y los accesorios.

Al estudiar el paso de la corriente a medida que la cantidad de gas disminuía, encontraron que aún, cuando se alcanzara un alto vacío, el amperímetro seguía indicando el paso de corriente a través del tubo, además observaron el comportamiento del gas durante la descarga al disminuir la presión, lo que encontraron se aprecia en la figura 5.2 y se describe a continuación.

Si la presión era de 8 mm de mercurio, se observaba en los tubos unas bandas largas y azuladas; a medida que la presión del gas bajaba hasta 5 mm de mercurio (llamada vacío Geissler), la descarga se ensanchaba hasta que llenaba el tubo por completo. A una presión aún más baja 2 mm de mercurio, una región oscura llamada **espacio oscuro de Faraday**, aparecía en la región del cátodo, dividiendo en dos partes a la descarga brillante, una sección larga y rosada que se llama columna positiva y una sección corta azulada, denominada resplandor negativo ó luz catódica. A medida que la presión baja aún más, el espacio oscuro de Faraday crecía en tamaño y el resplandor negativo se aleja del cátodo, produciéndose entre ambos otro espacio oscuro llamado "**espacio oscuro de Crookes**", con la aparición de esta segunda región la columna positiva se dividía en un número de capas igualmente espaciadas, llamadas estrías. Si se continuaba el bombeo, las estrías y el destello negativo se volvían más tenues, y el espacio oscuro se ensanchaba, hasta que finalmente, a una presión de 0.01 mm de mercurio; llenaba todo el tubo; entonces aparece un nuevo rasgo distintivo: todo el tubo de vidrio brilla con una tenue luz verdosa.

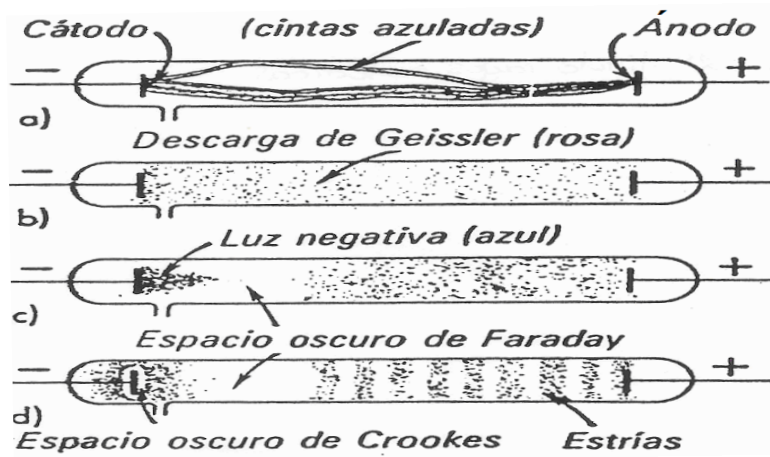


Figura 5.2 Aspecto general de la descarga eléctrica a un alto voltaje a través del gas en distintos grados de vacío

5.4 LOS RAYOS CATÓDICOS

Los experimentos mostraron, que la emisión, la cual se le conoce como “rayos” sólo sale del cátodo, de ahí el nombre de **catódicos**.

El resplandor verde de la descarga gaseosa que se describió con anterioridad, resulta ser debida a una fluorescencia¹ del vidrio producida por estos “rayos” que emanan del cátodo. En el espacio relativamente libre de un tubo a un vacío elevado, las partículas del cátodo, que se han desprendido de los átomos del mismo, corren a lo largo del tubo y chocan rara vez con una molécula de gas antes de golpear las paredes de vidrio. Cuando se aplica un alto voltaje a los electrodos ocurre la conducción dentro del tubo y un resplandor verde se volvía visible en el extremo positivo del vidrio. Algunas veces se colocaban minerales fluorescentes en el tubo y se observaba que resplandecían cuando se presentaba la corriente. La fluorescencia era producto de los rayos que emanaban del cátodo (electrodo negativo), por lo que estos recibieron el nombre de **rayos catódicos**.

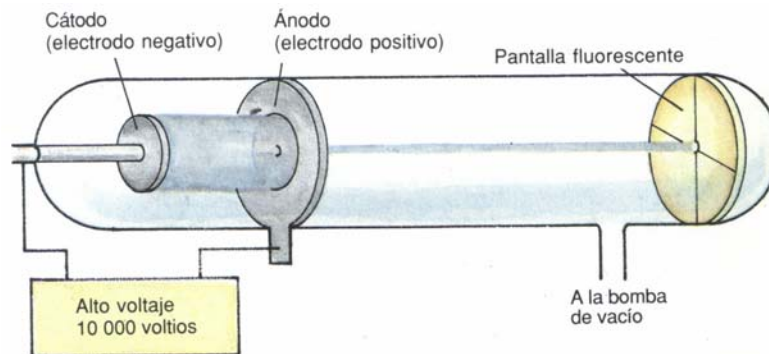


Figura 5.3 Tubo de rayos catódicos

¹ La fluorescencia es la emisión de luz visible, que presentan ciertos materiales cuando son expuestos a radiación

5.5 PROPIEDADES DE LOS RAYOS CATÓDICOS

Aproximadamente en 1870, Plücker y Hittorf observaron muchas propiedades de los “rayos”: Mostraron que estos emanan del cátodo en un tubo de vacío, que se mueven en línea recta y que hacen fluorescer al vidrio. Las tres propiedades fueron demostradas en un experimento, colocando un objeto sólido entre el cátodo y el ánodo, observando así que el vidrio en la sombra no fluoresce mientras que el resto del vidrio sí.

5.5.1 Fluorescencia y trayectoria recta

La trayectoria recta y la fluorescencia fue revelada al proyectar sombras de objetos colocados dentro de un tubo de descarga ver figura 5.4, esta fluorescencia es debida, según demuestran los experimentos, a los rayos que parten del cátodo, los cuales al tropezar con un obstáculo como es el vidrio del tubo provocan la fluorescencia verde del vidrio, mientras que en la sombra, permanece oscuro, bajo el bombardeo continuo de los rayos catódicos en las paredes, el resplandor de la fluorescencia se va atenuando por efecto de la fatiga del vidrio. Este efecto se demuestra al inclinar el objeto mediante su bisagra, permitiendo así que los rayos choquen contra una superficie fresca del vidrio. Donde aparecía previamente la sombra es ahora claramente visible la imagen verde brillante del objeto.

No todos los vidrios dan fluorescencia verde, los de plomo la dan azul y los de didimio² roja.

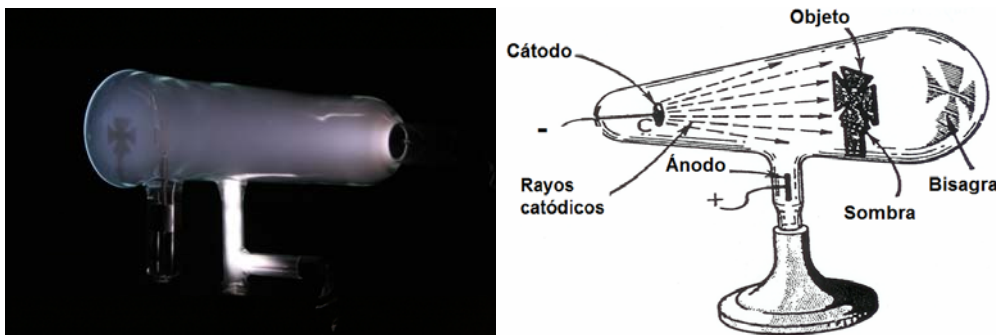


Figura 5.4 Tubo de descarga de Crookes para demostrar la propagación en línea recta de los rayos catódicos así como la fluorescencia del vidrio

² Didimio: Tierra rara que es una mezcla del Praseodimio (Pr) y de Neodimio (Nd), los cuales son metales del grupo de las tierras raras, elementos químicos de número atómico 59 y 60, masa atómica 140.90 y 144.24 respectivamente.

Se demuestra claramente que estos “rayos” sólo parten del cátodo y se propagan en línea recta, de ahí el nombre de “rayos”. Otro hecho que demostró esta trayectoria fue al emplear un tubo en “V”, como el de la figura 5.5, si “L” es el cátodo y “M” el ánodo, la rama izquierda del tubo toma fluorescencia verde hasta la curva, mientras en la rama derecha no se ve nada. Pero si se invierte la polaridad y hace “M” de cátodo y “L” de ánodo la fluorescencia se presenta sólo en la rama derecha. Los rayos catódicos no pasan por la curvatura del tubo al ir del cátodo al ánodo, si no que se propagan únicamente en línea recta desde el cátodo.

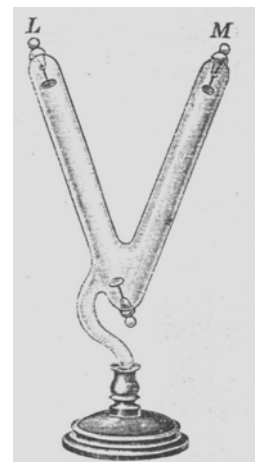


Figura 5.5

El camino recorrido por los rayos catódicos es independiente de la situación del ánodo. Este puede colocarse al lado, por delante o detrás del cátodo sin que los rayos catódicos dejen de propagarse en línea recta y en dirección perpendicular a él. Plücker y Hittorf también mostraron que los rayos pueden ser desviados por un campo magnético.

En esa época, se ignoraba el origen de estos fenómenos, en específico de estos “rayos”, sin embargo lo que hasta entonces se conocía permitía asegurar que los rayos tenían una trayectoria recta y eran los responsables de la fluorescencia del vidrio, aún faltaba más por investigar

5.5.2 Cantidad de movimiento.

Que los rayos catódicos tienen cantidad de movimiento y energía fue demostrado primero por Crookes en 1870, quien usó el tubo especial que se ilustra en la figura 5.6. Los rayos que salen del cátodo adquieren una gran velocidad al ir hacia el ánodo, pegan en las aspas de mica de una pequeña rueda de clavijas y ejercen una fuerza, haciendo que gire y ruede a lo largo de una vía doble hacia el ánodo. Cuando llega al final del camino, una inversión del potencial, que convierte el electrodo de la derecha en cátodo, hará rodar hacia atrás la rueda en dirección del ánodo, que ahora está a la izquierda. De este experimento, Crookes dedujo que los llamados “rayos” eran más bien **partículas** y que estas partículas parten del cátodo, tienen cantidad de movimiento, y por lo tanto tienen **masa, velocidad y**

energía cinética de $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

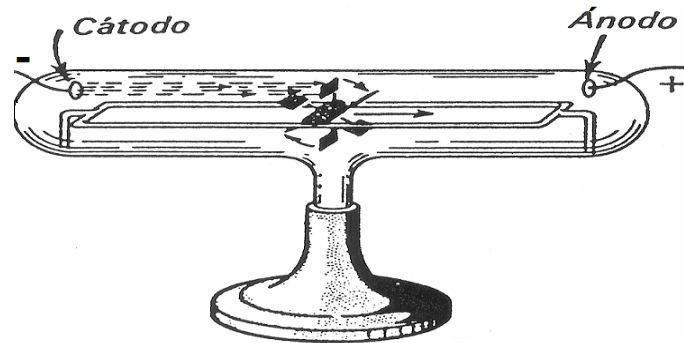


Figura 5.6 Demostración experimental de que los rayos catódicos son partículas que poseen cantidad de movimiento y energía. Las partículas al chocar contra las paletas de una pequeña rueda hacen que gire de un extremo a otro del tubo

5.5.3 Partículas cargadas

En 1895, Jean Perrin descubrió que los rayos catódicos son partículas con carga. Un tubo de descarga de construcción especial usado en general para demostrar esta propiedad se presenta en la figura 5.7. Se limita un haz de rayos catódicos a un haz delgado filiforme, por medio de una ranura estrecha cerca al cátodo. La trayectoria de los rayos se hace visible permitiendo que peguen en una tira metálica pintada con material fluorescente por ejemplo sulfuro de cinc. Colocando un imán de herradura sobre la parte externa del tubo, como se indica, la trayectoria de los rayos catódicos se desvía hacia abajo. Si se invierte la polaridad del imán, la trayectoria se desvía hacia arriba. Como las ondas luminosas no son desviadas por un **campo magnético**, este resultado hizo que algunos científicos plantearan la hipótesis de que los rayos catódicos pudieran estar constituidos por **partículas eléctricas** (que como ya se sabía en esa época son desviadas por la acción de un campo magnético)

Al observar el sentido de la desviación o deflexión de los rayos catódicos concluyeron que tales partículas estaban **cargadas negativamente** y su dirección confirmaba el signo de la carga.

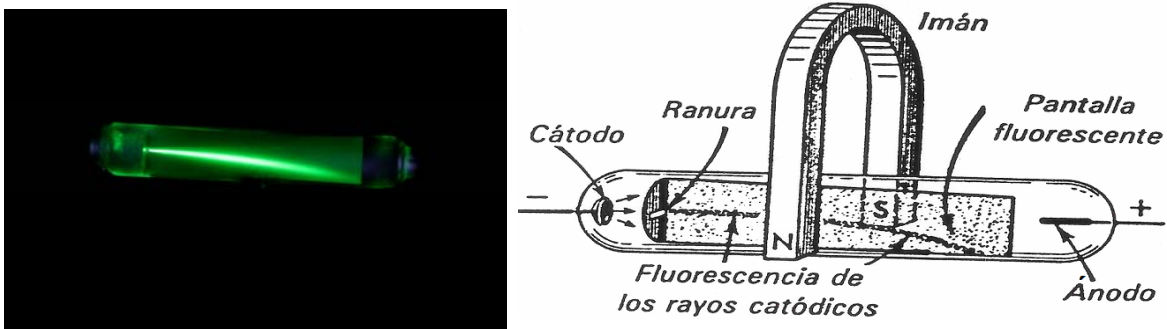


Figura 5.7 La deflexión de un haz de rayos catódicos en el campo de un imán demuestra que son partículas cargadas negativamente

Otros experimentos fueron perfeccionados por Goldstein y Hertz, en Alemania, y por Crookes en Inglaterra. Goldstein y Hertz creyeron que los rayos eran alguna nueva forma de onda electromagnética, mientras que Crookes pensó que eran moléculas que habían golpeado el cátodo y recogido una carga negativa de él. Sin embargo existió objeción al pensar que dicha deflexión se debía a las moléculas, esto se basaba en que los rayos viajan mucho más lejos que el camino libre medio de una molécula en el tubo, además de que las moléculas son neutras y no ejercen sobre ellas acción alguna en el imán. La objeción contra las ondas electromagnéticas se fundaba en que los rayos eran desviados por un campo magnético.

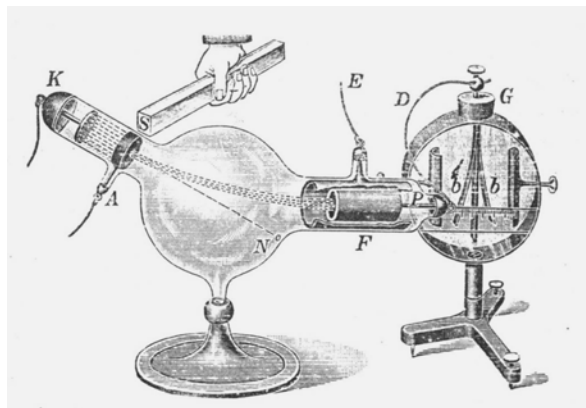


Figura 5.8 Esquema que muestra la carga eléctrica de los rayos catódicos.

También se puede comprobar de un modo directo que los rayos catódicos llevan consigo **cargas negativas**, para ello se utiliza un tubo como el de la figura 5.8, en el cual K es el cátodo y A el ánodo; Éste lleva un orificio pequeño, de manera tal que los rayos catódicos van a parar directamente al punto N, los rayos son desviados mediante un imán S, de manera que vayan a parar al tubo lateral, en el cual hay una armadura metálica exterior conectada a tierra por E, y otra armadura metálica interior unida a P. Estas armaduras metálicas constituyen la jaula de Faraday. El extremo P va unido por el hilo D a un electroscopio G de laminas de oro, y tan pronto como los rayos catódicos entran en la jaula, se observa cómo se separan las hojas del electroscopio, prueba de que se cargan eléctricamente. Esta carga es **negativa**, según resulta al probarla con una varilla de vidrio frotada.

J. J. Thomson, repitió el experimento de Perrin y confirmó el resultado, Thomson construyó un aparato especial, ver figura 5.9 en el cual consiguió un vacío mucho mayor que en los experimentos anteriores. Cuando el aire se eliminaba del tubo y se aplicaba la diferencia de potencial en los electrodos, emergían rayos catódicos desde el cátodo cargado negativamente y pasaban a través de las rendijas D. Los rayos viajaban después entre las dos placas paralelas P y chocaban contra el extremo del tubo, donde producían un pequeño punto fluorescente bien definido S. Cuando las dos placas P se conectaban a una batería y una de estas placas se hace negativa respecto a la otra placa, entonces los rayos sufren una desviación; los rayos se desvían hacia abajo (punto N) cuando la placa P inferior se hace

positiva, se desvían hacia arriba cuando la placa P (superior) se hace positiva respecto a la otra placa (punto M). Además la magnitud de la desviación era proporcional a la diferencia de potencial entre las placas y en consecuencia al campo eléctrico. Sin carga en las placas, el haz atraviesa derecho sin desviarse y choca con la pantalla en S

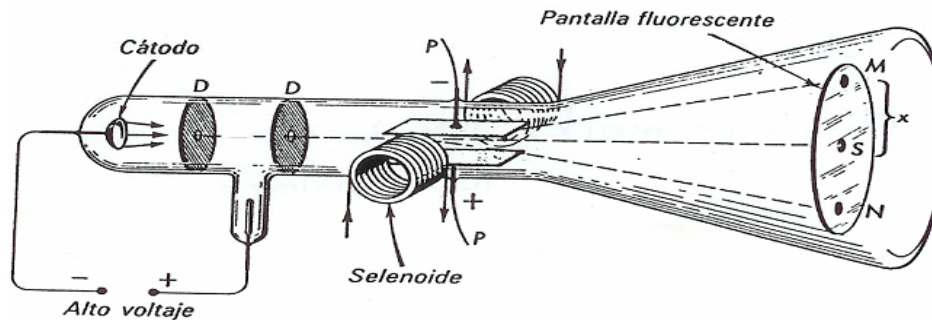


Figura 5.9 Esquema del tubo de descarga usado por J. J. Thomson para medir la velocidad de los rayos catódicos

Este resultado respaldó la idea de que los rayos catódicos eran en realidad **partículas cargadas negativamente**.

Thomson desvió luego los rayos catódicos en el mismo tubo, al generar un campo **magnético uniforme**, en el exterior del tubo (en el espacio entre las placas de desviación eléctrica) mediante un par de bobinas o solenoides que conducen corriente, de tal modo que las líneas de fuerza del campo magnético sean perpendiculares al haz.

Las bobinas externas producían un campo magnético uniforme y perpendicular al plano del dibujo. Las placas paralelas producían el campo eléctrico deflector. Cuando se aplica sólo el campo magnético, la trayectoria de los rayos se curva hacia arriba para llegar a la pantalla fluorescente en cierto punto M. Si se aplican ambos a la vez, el campo eléctrico y el campo magnético, se puede hacer un ajuste apropiado de la intensidad de cada campo para que la deflexión hacia abajo por uno sea exactamente contrarrestada por la deflexión hacia arriba del otro.

Cuando se logra esta condición, la medición de la inductancia magnética B y de la intensidad de campo eléctrico E permite calcular la velocidad de los rayos catódicos Thomson, con eso pudo determinar la **razón carga a masa e/m** de los rayos. Si la velocidad de las partículas fuera conocida, e/m podría determinarse simplemente midiendo la desviación de los rayos en el campo magnético.

Cuando una partícula cargada, entra en un campo eléctrico entre dos placas cargadas, provoca que la partícula recorra una trayectoria parabólica muy parecida a la de los proyectiles que siguen dicha trayectoria en el campo gravitatorio de la tierra. La magnitud de la fuerza ejercida sobre la partícula está dada por:

$$F_E = eE$$

Si la partícula cargada se mueve en un campo magnético \vec{B} , la magnitud de la fuerza que actúa sobre ella está dada por

$$F_B = Bev$$

Puesto que esta fuerza siempre está en ángulo recto con la inducción magnética y con la dirección del movimiento, la partícula recorrerá una trayectoria circular. Equilibrando las dos fuerzas F_B y F_E es decir haciéndolas iguales en magnitud y opuestas en sentido

$$eE = Bev$$

Simplificando, obtenemos:

$$E = Bv$$

$$v = \frac{E}{B}$$

Donde E está en volt por metro, B en tesla, v en metros por segundo. Si se incluye los valores conocidos de E y B, se puede calcular la velocidad v. El resultado muestra que los rayos catódicos generalmente avanzan a una velocidad de varios miles de kilómetros por segundo, alrededor de 1/5 de la velocidad de la luz. Además, la velocidad no siempre es la misma sino que depende del voltaje aplicado entre el ánodo y el cátodo. Aumentando este voltaje crece la velocidad de los “rayos”.

5.5.4 Relación carga masa del electrón, e/m

El siguiente paso dado por Thomson fue, la medida de la deflexión del haz catódico producida sólo por un campo magnético, y a partir de esto, calcular la relación entre la carga e y la masa m de los rayos. Para realizarlo, pensó que si una partícula cargada se mueve a través de un campo magnético “B” uniforme, está bajo una fuerza ejercida sobre ella en ángulo recto con su dirección de movimiento, haciendo que se desplace un arco de círculo “r”, en la figura 9 se identifica este arco con la letra x; la fuerza involucrada es una fuerza centrípeta F_B

$$F_B = m \frac{v^2}{r}$$

Recordando que

$$F_B = Bev$$

Entonces obtenemos

$$Bev = m \frac{v^2}{r}$$

Despejando e/m

$$\frac{e}{m} = \frac{v}{rB}$$

r puede ser determinado geoméricamente observando la desviación de los rayos cuando el campo magnético es conectado, donde r es el radio del arco de círculo

en metros, por el cual las partículas se desvían, v es la velocidad de las partículas en metros por segundo, ahora conocida por medio del campo eléctrico.

$$eE = evB \quad \text{o} \quad v = \frac{E}{B}$$

Se obtiene por tanto

$$\frac{e}{m} = \frac{E}{rB^2}$$

m es la masa de la partícula en kilogramos, con los valores conocidos, se puede calcular el valor e/m . Se encuentra que es

$$\frac{e}{m} = 1.7588028 \times 10^{11} \frac{C}{kg}$$

Un número tan grande significa que la masa de una partícula de los rayos catódicos en kilogramos es extremadamente pequeña comparada con la carga que lleva en Coulomb

5.6 EL MODELO DEL “PASTEL DE PASAS” DE THOMSON

La medida de e/m de Thomson mostró que las partículas en los rayos catódicos tenían una carga mucho mayor o una masa mucho menor que la del átomo de hidrógeno, por otra parte, Thomson encontró que esta relación era de

$$\frac{e}{m} \cong 10^{11} \text{ C/kg} \quad (\text{Este es sin embargo, un poco menor que el valor correcto})$$

Thomson entonces pensó que estas partículas eran componentes de todos los átomos. Dijo: “Así desde este punto de vista, tenemos en los rayos catódicos la materia en un nuevo estado, un estado en el cual la subdivisión de la materia se lleva mucho más lejos que en el ordinario estado gaseoso: un estado en el cual toda la materia... es de una y de la misma clase, siendo esta la sustancia de la cual todos los elementos químicos están compuestos.” La principal evidencia en favor de dicha conclusión la constituyo por tanto el hecho de que Thomson logró comprobar que los rayos catódicos también eran desviados por la acción de un campo eléctrico. Es importante comentar que aún a pesar de que Thomson realizó sus experimentos empleando diversos gases a baja presión en el tubo al vacío y utilizando diversos metales en el cátodo, el valor $\frac{e}{m}$ que obtenía era el mismo.

Concluyendo, que todos los materiales emiten la misma especie de partículas y que todas las sustancias poseen esas partículas en su constitución. En la actualidad el valor aceptado de $\frac{e}{m}$ es: $1.7588028 \times 10^{11} \text{ C/kg}$.

Thomson fue el primero en aportar pruebas experimentales de la existencia de partículas subatómicas iguales para todos los átomos, los **electrones** son

partículas fundamentales presentes en todos los átomos. Esto está más cerca de la verdad, excepto que, desde luego, la materia contiene otros componentes además de los **electrones**.

El descubrimiento del electrón como constituyente de los átomos proporcionó el **primer indicio** sobre la **estructura atómica**. Los electrones³ son partículas diminutas con carga y aunque siempre habían estado presentes, la física no estuvo preparada para recibirlo hasta 1897 con J. J. Thomson. Este descubrimiento fue punto de partida para la formulación de los diferentes modelos del átomo. Thomson observó que el electrón es unas 1836 veces más ligero que el átomo más pequeño (el hidrógeno), lo que puso en evidencia que el átomo no debe de ser el componente más elemental de la materia, en contraste con la noción de átomo como componente indivisible de la materia heredada de los filósofos griegos. Pronto se hizo evidente que el electrón debería de ser un componente del átomo. El primero de los modelos compuestos del átomo fue propuesto por J. J. Thomson en 1898. Thomson sugirió que era una esfera sólida positivamente cargada en la cual se movían los electrones de forma que el conjunto fuese eléctricamente neutro.

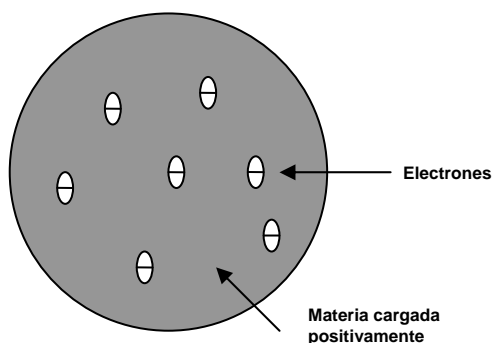


Figura 5. 10 Modelo atómico de Thomson

A este modelo se le denomina gráficamente el **"pastel de pasas"** (las pasas serían los electrones). Lo fundamental del modelo de Thomson es que la materia en el átomo está distribuida homogéneamente.

El estudio de un cierto fenómeno, nos lleva a nuevos conocimientos, descubrimientos, investigaciones y aplicaciones, surgen entonces dudas, preguntas, necesidades y retos, el hombre en su afán de dar respuesta a sus inquietudes se esfuerza de tal modo que abre por completo la puerta del conocimiento el cual es inmenso, lo inmensamente desconocido tiende a ser conocido, sin embargo un conocimiento nuevo abre un mundo de interrogantes, y desconocido. Así el hombre paso a paso va conquistando este mundo. En honor a esa búsqueda se muestra en el anexo de ésta tesis, algunas de las posibles dudas y necesidades que se pudieran suscitar al tratar el tema de los "rayos catódicos"

³ Robert Andrews Millikan (1868-1953), físico norteamericano contribuyó con la ciencia al determinar el valor de $e = -1.602197 \times 10^{-19}$ C.

De la determinación de Millikan de la carga del electrón y la medida de Thomson de e/m , se puede calcular la masa del electrón. Usando cantidades más precisas conocidas para e y e/m se obtiene $m = 9.1095585 \times 10^{-31}$ kg

5.7 ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE

Tema: descubrimiento del electrón y el modelo atómico de Thomson

Objetivos de enseñanza- aprendizaje:

1. Fomentar en los estudiantes la observación y análisis de fenómenos físicos.
2. Promover en los alumnos el trabajo en equipo.
3. Proporcionar la información necesaria para que el alumno: conozca, identifique y diferencie las propiedades de los rayos catódicos.
4. Que el estudiante conozca el experimento que llevó a Thomson calcular la relación e/m del electrón.
5. Que el alumno entienda el método empleado para el cálculo de la relación e/m para el electrón.
6. Identificar claramente el modelo atómico establecido por Thomson.

Instrumentos de enseñanza

Los instrumentos de enseñanza-aprendizaje empleados en esta estrategia son:

- Material para el profesor, el cual consiste en información teórica correspondiente a los diversos experimentos con tubos de rayos catódicos y al experimento de Thomson para el cálculo de la relación e/m , misma que encontrará en la sección precedente: "*Modelo atómico de Thomson*".
- Presentación electrónica en *power-point (ppt.)*, misma que encontrará al final de esta estrategia y la cual contiene información relevante y correspondiente al trabajo de J.J. Thomson y al descubrimiento del electrón.
- Actividades experimentales con tubos de rayos catódicos, las cuales permiten apreciar las propiedades de los rayos como son: avance en línea recta, fluorescencia, cantidad de movimiento y comportamiento de las partículas bajo efecto de un campo magnético; actividades que en un tiempo atrás contribuyeron al descubrimiento del electrón y que ahora son reproducidas en el laboratorio.
- Instrumentos de evaluación formativa y prueba objetiva. Las que encontrará en las páginas 289 y 214 respectivamente.
- Material a disposición de los alumnos consistente en cuatro lecturas: rayos catódicos, ¿qué sucede con el gas en el tubo de rayos catódicos?, aplicaciones de los tubos de rayos catódicos y fluorescencia. Lecturas que encontrará en la sección Anexos-1 (Pág. 243-247).

Tiempo estimado para impartirlo

En total se consideran tres horas clase para impartir este tema, dos horas para la parte experimental, es decir con los diferentes tubos de rayos catódicos y una hora clase para realizar la presentación del tema en *power point (ppt.)* Es importante comentar que en la ENP las horas clase son de 50 minutos y en el CCH de 60 minutos, por lo que es probable que en la ENP se incremente el tiempo a 30 minutos.

Estrategia

La estrategia propuesta se basa en la información del capítulo correspondiente al modelo atómico de Thomson, los conceptos previos que poseen los alumnos surgen de la temática tratada en el capítulo anterior la cual muestra a los átomos como esferas rígidas impenetrables, de muy diversos tamaños y arreglos entre ellos, mismos que justifican la existencia de diversos elementos en la tabla periódica propuesta por Mendeléiev y la presencia de una variedad de compuestos existentes en la tierra. Concepción que es modificada a partir de mostrar la importancia del descubrimiento del electrón. Se busca que el profesor actúe como **guía** hacia este conocimiento, para ello el profesor establecerá acciones, que a continuación nombraremos:

- ∞ Se formarán equipos o grupos de trabajo de 4 a 6 equipos, es importante comentar que aunque sabemos que esta forma de trabajo *cooperativo* conlleva enormes beneficios, este no debe bajo ninguna circunstancia coartar la participación individual de los estudiantes. Por ello el docente como líder y consciente de sus responsabilidades invitará a todos los alumnos a expresar sus comentarios, dudas, inquietudes y aportaciones.
- ∞ El profesor formulará las siguientes preguntas, mismas que deberán ser respondidas por cada equipo de trabajo después de proporcionarles un tiempo razonable para la expresión de sus ideas:
 1. *¿Los gases conducen la electricidad? Justifique su respuesta.*
 2. *¿Cómo puede observar o estudiar la conducción de los gases?*

Posteriormente un integrante de cada equipo expresará públicamente las respuestas a las que llegó el equipo; el profesor procurará realizar las precisiones necesarias a estas respuestas, cuidando, que los alumnos adquieran la información correcta y asocien este fenómeno con su entorno. Inclusive se pueden establecer conclusiones a las mismas. Esta parte de la estrategia es muy importante ya que todos los alumnos al escuchar las respuestas de los demás equipos, comparan, cuestionan y se enriquecen por sí mismos.

Sin embargo ésta parte de la estrategia puede variar cuando se trabaje con alumnos de sexto año de ENP, en lugar de formular las preguntas anteriores, él profesor inicia la estrategia, solicitando a los alumnos que observen cuidadosamente y respondan por equipo la pregunta:

¿Qué es lo que sucede en el interior de los tubos?

5.7.1 Actividades experimentales con diversos tubos de rayos catódicos

La estrategia continúa con la demostración de una serie de “*experiencias extraordinarias*”, las cuales consisten en hacer funcionar frente a grupo, al menos tres **tubos de rayos catódicos**, estas experiencias permiten que el alumno vaya apreciando y comprendiendo cómo es que se descubrió el electrón. El profesor actúa como guía entusiasta, el cual encamina a los estudiantes por la senda de la observación y el análisis. Si el profesor percibe que el equipo de estudiantes no logra establecer ideas y reflexiones claras sobre lo observado, entonces podrá formular otras preguntas que orienten a los alumnos, mismas que serán resueltas en equipo. Es significativo que vencido este tiempo de expresión y discusión entre los integrantes del equipo, un miembro del mismo expresa públicamente la respuesta del equipo completo.



Figura A. Se muestran los tres diferentes tubos de rayos catódicos utilizados en la estrategia de enseñanza

5.7.1.1 Primera Actividad Experimental.

En el primer tubo de *rayos catódicos* el profesor buscará inicialmente que los alumnos visualicen estos *rayos* (flujo de electrones). Cada plantel de la ENP posee una variedad de tubos de rayos catódicos, aquí tan solo se muestra uno de ellos (figura B).

Posteriormente el docente acercará un imán en forma de herradura por la parte superior del tubo. El imán se manipulará de tal manera que se pueda apreciar la desviación del haz, ya sea hacia arriba o hacia abajo, esto se hace para que el alumno asocie la polaridad del imán con el sentido de la desviación del haz luminoso. Esta experiencia justifica la carga eléctrica de las partículas, mismas que son de carga negativa. Es importante comentar que para que los alumnos lleguen a esta conclusión es necesario que tengan clara la relación entre electricidad y magnetismo. Se supone que los alumnos de la ENP cuando reciben esta instrucción, cuentan con los conocimientos básicos de electricidad y magnetismo, que se imparten en la unidad cuatro del programa de estudios de Física III. Estos conocimientos les permitirán concluir que el haz de rayos catódicos posee carga eléctrica negativa.

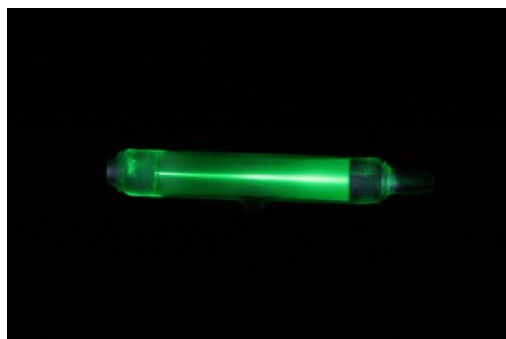


Figura B. Se observa en la parte superior un tubo de rayos catódicos funcionando, aprecie la rectitud del haz, en las dos fotografías inferiores se aprecia la deflexión del haz bajo efectos de un campo magnético, esta experiencia demuestra la carga de las partículas⁴

⁴Referirse a la sección correspondiente de partículas cargadas del capítulo 5. Modelo atómico de Thomson.

5.7.1.2 Segunda Actividad Experimental.

Un segundo tubo como el mostrado en la figura C, tiene colocado en el interior una “*cruz de malta*” metálica. Esta permite conocer la trayectoria recta del haz al proyectarse la sombra de la cruz sobre el extremo del tubo (ver fotos inferiores). Así mismo este tubo permite observar la fluorescencia del vidrio producida por el haz que choca con el. También se observa cómo la fluorescencia se va atenuando por efecto de la fatiga del vidrio. Hay que considerar que no todos los vidrios dan fluorescencia verde. Los de plomo la dan azul y los de didimio⁵ roja.



Figura C. Las fotografías muestran tubos de descarga en diferentes condiciones, la foto superior muestra el tubo sin funcionar y en las inferiores funcionando.

⁵ Didimio: Tierra rara que es una mezcla del Praseodimio (Pr) y de Neodimio (Nd), los cuales son metales del grupo de las tierras raras, elementos químicos de número atómico 59 y 60, masa atómica 140.90 y 144.24 respectivamente.

5.7.1.3 Tercera Actividad Experimental.

Un tercer tubo (figura D) contiene en su interior una hélice metálica que gira cuando se le suministra una diferencia de potencial adecuado. Con este tipo de tubo se busca que los alumnos concluyan que los rayos catódicos son partículas y que por esa razón mueven la hélice del interior del tubo. Es decir los rayos catódicos son realmente partículas con masa, velocidad y por tanto energía cinética.

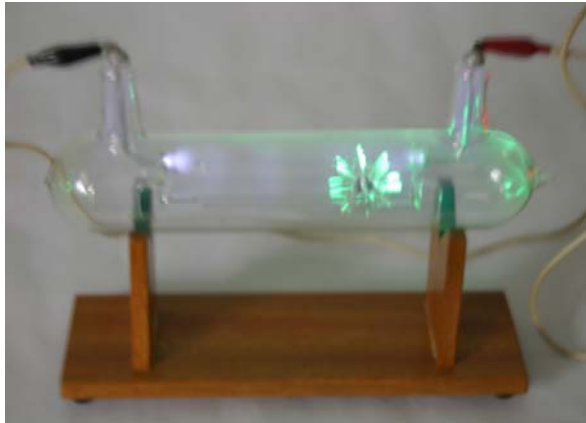


Figura D. Demostración experimental: Los rayos catódicos son partículas que poseen cantidad de movimiento y energía. Las partículas al chocar contra las hélices de una pequeña rueda hacen que gire de un extremo a otro del tubo. La fotografía superior muestra el tubo sin funcionar y en las inferiores funcionando; aprecie el resplandor verde del vidrio.

La estrategia de enseñanza considera que la pregunta formulada al inicio: *¿Qué es lo que sucede en el interior de los tubos?*, es suficiente para que los alumnos a través de la observación, análisis, reflexión y guía del profesor, concluyan que los rayos catódicos son en realidad partículas cargadas negativamente. Sin embargo, si el docente así lo cree conveniente puede formular otras preguntas que orienten a los estudiantes y permitan el cumplimiento de los objetivos de enseñanza aprendizaje, estas son:

3. ¿Qué tipo de trayectoria realiza esta “emisión”?
4. ¿Por qué se observa la sombra de la cruz de malta?, ¿Esto qué indica?
5. ¿Por qué, ésta emisión es desviada por un imán?
6. ¿Cualquier posición del imán causará la desviación de la emisión?
7. ¿Por qué se mueven las hélices, que indica esto?
8. ¿Cuáles son las características de esas emisiones?

De ninguna manera el profesor responderá directamente las preguntas, estas deberán ser resueltas por cada equipo de trabajo. El maestro deberá por tanto alentar y motivar el análisis y la reflexión. Es importante proporcionar el tiempo suficiente para que todos los equipos respondan a los cuestionamientos. Así mismo el maestro será sensible a este proceso, apoyando, dirigiendo y resolviendo dudas. Es más, los equipos deben tener acceso a todo el material de laboratorio mostrado, inclusive a su manipulación. En las prácticas con tubos de descarga y de rayos catódicos **no se debe sobrepasar los 5000 volts** a no ser que exista garantía explícita por parte del fabricante de que a esos voltajes no se generan rayos X. Además no se recomienda el uso de bobinas de inducción ya que con ellas no se tiene control del voltaje aplicado a los tubos de rayos catódicos. Cada equipo actúa de manera similar a la actividad anterior, es decir un integrante de cada equipo da lectura a sus respuestas, mismas que son escuchadas por todos los otros equipos en un ambiente de profundo respeto, tolerancia y amabilidad. Una vez que todos los equipos han expresado sus respuestas, el maestro invitará a los jóvenes a que ellos mismos evalúen sus respuestas a través del discurso formal del profesor. Se recomienda que la presentación se acompañe de la demostración experimental de los tubos de rayos catódicos. Es significativo comentar que esta presentación es un instrumento de ayuda o apoyo a la estrategia y su uso dependerá del maestro. Sin embargo recomendamos su uso al trabajar con los grupos de la ENP, por cuestiones de tiempo y espacio, es decir la presentación electrónica en power point o en acetatos facilitará el desarrollo de contenidos, esta presentación estará disponible en CD y el contenido de estas las encontrará al final de esta estrategia. El profesor durante su discurso, abordará los temas concernientes a las características de los rayos catódicos tales como trayectoria, carga, cantidad de movimiento y fluorescencia. Mencionará la importancia del trabajo de Thomson y de sus experimentos que lo llevaron al descubrimiento del electrón, resaltará la trascendencia de este descubrimiento, el cual marca el punto de partida sobre la estructura de la materia y a la formulación de su modelo atómico. Por último el

profesor explicará la manera en que Thomson calculó la relación carga masa de los electrones.

Una vez que el maestro hace su exposición es conveniente que solicite a los alumnos explicar con sus propias palabras cómo se dio el descubrimiento del electrón y cómo es que surge el modelo atómico de Thomson. Es necesario que el maestro a través de las explicaciones de estos se percate de lo que los estudiantes comprendieron o no. Además la estrategia se apoya de las lecturas 7, 8, 9 y 10 llamadas "*Rayos catódicos*", "*Qué sucede con el gas que se encuentra a muy baja presión en los tubos de rayos catódicos*", "*Aplicaciones de los tubos de rayos catódicos*" y "*Fluorescencia*", respectivamente. Recomendamos se apliquen como actividades complementarias o extraclase y que dependiendo del tiempo e inquietudes de los estudiantes sean comentadas. Las lecturas se presentan en el Anexos-1 de ésta tesis (páginas 243-247).

Es relevante manifestar, que la importancia de la estrategia reside principalmente en despertar en los alumnos el espíritu de observación y análisis, y ¿por qué no? de investigación. Se recomienda que al finalizar la presentación, el profesor solicite a los estudiantes, referirse nuevamente a sus respuestas y verificar de esta manera la pertinencia de ellas. Es decir los alumnos por sí mismos evalúan sus trabajos, corrigen y concretan su aprendizaje.

5.7.1.4 Actividades opcionales

- Esta actividad puede ser expuesta en el caso de aquellos alumnos, cuya inquietud pone de manifiesto el concepto de fluorescencia, para lo cual se recomienda usar un cuarto tubo en el cual se aprecia el fenómeno de la fluorescencia y acompañarlo de la lectura para alumnos correspondiente a la fluorescencia y fosforescencia, material que encontrará en el anexo de la tesis.



Figura E. Se observa en ambas fotografías diversos materiales fluorescentes.

- Actividad para el profesor. El artículo que edita Physics Today es muy interesante y su lectura embellece los conocimientos adquiridos en este apartado, por ello se recomienda. Earle R. Williams (November, 2001) Sprites, elves and glow discharge tubes. *Physics Today*, November, 41-47.

Referencias electrónicas y applets de apoyo.

1. En la referencia electrónica que a continuación se proporciona, el profesor encontrará en las secciones “rayos catódicos/canales” y “estructura atómica”, información sobre algunos experimentos que apoyan y complementarían la estrategia propuesta <http://www.mip.berkeley.edu/physics/F+20+0.html>
2. En la siguiente página encontrará un applet que le permitirá visualizar el modelo del átomo de Thomson http://physics.uwstout.edu/physapplets/virginia/www.phys.virginia.edu/classes/109n/more_stuff/applets/rutherford/rutherford2.html

5.7.2 Presentación en *power point (ppt.)*. Descubrimiento del electrón y el modelo atómico de Thomson.

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

Escuela Nacional Preparatoria 7 "Ezequiel A. Chávez"



1

Antecedentes

- Varios físicos del siglo XIX idearon experimentos para estudiar la conducción de la electricidad a través de los gases.

2

- La invención de una bomba de vacío, mejorada por Geissler en 1855, permitió el estudio detallado de este fenómeno, los investigadores sellaban electrodos en los tubos y eliminaban el aire del interior. Los tubos de este tipo se conocieron como tubos de Crookes.

3

Presión en los tubos

- Caso a: La presión es de 8 mm Hg
- Caso b: La presión es de 5 mm Hg (vacío Geissler)
- Caso c: Presión cercana a 2 mm Hg aparece una región oscura llamada espacio oscuro de Faraday
- Caso d: Conforme la presión disminuye, el espacio de Faraday crece y se produce otro espacio oscuro, llamado de Crookes, así como la formación de estrias
- Conforme disminuye la presión, las estrias y el destello negativo se vuelven más tenues, hasta que a 0.01 mm Hg aparece en todo el tubo una tenue luz verdosa

4

Razones para hacer vacío en los tubos:

- Remover los constituyentes de la atmósfera que pudieran causar una reacción física o química.
- Aumentar la distancia entre las partículas para favorecer que se muevan sin colisión entre la fuente y el blanco

5

Rayos catódicos

- Cuando se aplica un alto voltaje a los electrodos de un tubo de Crookes, un resplandor verde se hace visible en el extremo positivo.
- La fluorescencia era producto de los "rayos" que emanaban del cátodo, es decir el electrodo negativo, motivo por el cual recibieron el nombre de **rayos catódicos**

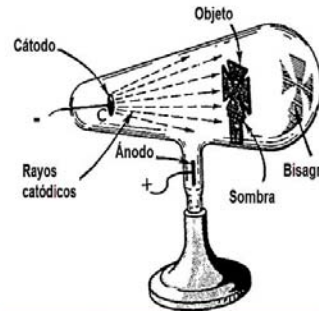
6

Algunas propiedades

Aproximadamente en 1870, **Plücker y Hittorf** mostraron que los "rayos"

- Emanan del cátodo
- Se mueven en líneas rectas
- Hacen fluorescer al vidrio
- Son desviados por un campo magnético

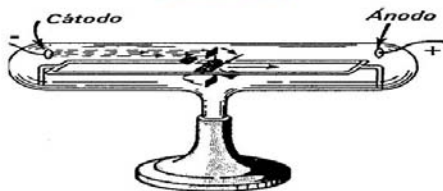
7



- El avance de los "rayos" catódicos es en línea recta.
- Fluorescencia

8

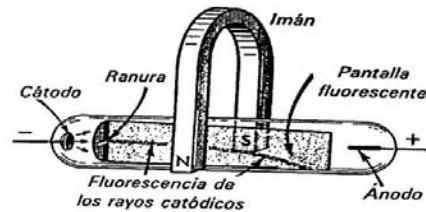
Cantidad de movimiento de los rayos catódicos (Crookes, 1870)



- Las partículas del cátodo tienen cantidad de movimiento por tanto tienen masa, velocidad y energía cinética

9

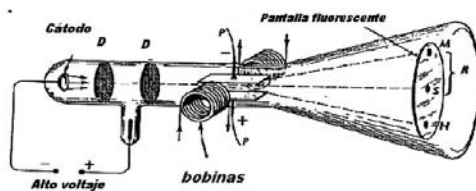
Partículas cargadas. (Jean Perrin, 1895)



- La deflexión demuestra que se trata de partículas cargadas y su dirección indica el signo de la carga, la cual es negativa.

10

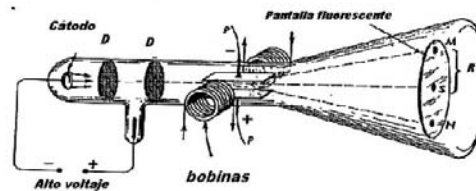
Tubo de descarga usado por J.J. Thomson



- Este experimento respaldó la idea de que los rayos catódicos eran en realidad partículas cargadas.

11

- Thomson, desvió los rayos catódicos con un campo magnético uniforme, generado entre las placas de desviación eléctrica mediante bobinas colocadas fuera del tubo y que conducían corriente. Con esto pudo determinar la razón carga masa e/m de los rayos catódicos



12

**Relación carga - masa e/m de los
"rayos cátodicos"**

- Las bobinas externas producen un campo magnético deflector
- Las placas paralelas producen el campo eléctrico deflector.
- Thomson ajusto los campos eléctricos y magnéticos de modo tal que la fuerza eléctrica fuera igual en magnitud a la fuerza magnética

$$F_B = Bev$$

$$F_E = eE$$

$$eE = Bev$$

Donde

e : carga eléctrica

E : Campo eléctrico

B : Intensidad de campo magnético

v : velocidad

13

Relación carga - masa e/m

- En el campo magnético B, los rayos siguen un arco de círculo R, de tal modo que R puede ser determinado geoméricamente.

$$F_B = m \frac{v^2}{R}$$

$$Bev = \frac{mv^2}{R}, \quad \frac{e}{m} = \frac{v}{RB}$$

14

Relación carga - masa e/m

- Si la velocidad de las partículas fuera conocida, e/m podría determinarse midiendo la desviación de los rayos en el campo magnético

$$v = \frac{E}{B}$$

- Al sustituir, se obtiene

$$\frac{e}{m} = \frac{E}{RB^2}$$

15

Thomson entonces pensó que las partículas de los rayos catódicos eran componentes de todos los átomos. Dijo:

- *“Así desde este punto de vista, tenemos en los rayos catódicos la materia en un nuevo estado, un estado en el cual la subdivisión de la materia se lleva mucho más lejos que en el ordinario estado gaseoso: un estado en el cual toda la materia... es de una y de la misma clase, siendo esta la sustancia de la cual todos los elementos químicos están compuestos.”*

16

Resultados

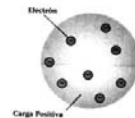
J. J. Thomson

- Demostró que los rayos catódicos eran en realidad partículas de carga negativa a las que llamó *electrones*.
- Determinó la relación carga masa de los electrones: 1.7×10^{18} C/g, el valor actual es: 1.7588028×10^{18} C/g
- Y aunque cambiará el gas del tubo y el metal usado en el cátodo, el valor era el mismo.

17

Conclusiones

- Todos los materiales emiten la misma especie de partículas y todas las sustancias poseen **electrones** en su constitución.
- J. J. Thomson propuso su modelo atómico en 1898: los átomos son esferas uniformes de materia cargada positivamente en la que se encuentran incluidos los **electrones**; el modelo en forma de "panqué"



18

J. J. Thomson (el padre del electrón)
1856-1940



- Fue una de las figuras más notables en la historia de la física.
- Recibió el premio Nobel en 1906.
- Dirigió los Laboratorios Cavendish en la Universidad de Cambridge, de la Gran Bretaña.
- Descubrió el electrón, cuya investigación contribuyó a establecer los principios de la conducción eléctrica en los gases y la estructura atómica.

19

CAPÍTULO 6. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

6.1 EXPERIMENTO DE RUTHERFORD



En 1911, el físico Sir. Ernest Rutherford (1871-1937) y dos de sus discípulos Hans Geiger y Ernest Marsden, en Cambridge, Inglaterra realizaron una serie de experimentos, los cuales consistieron en bombardear una lámina delgada de oro con partículas alfa (α) procedentes de una fuente radiactiva; un grueso contenedor de plomo detiene todas las partículas excepto las de un estrecho haz definido por un pequeño orificio. Para observar cómo se esparcían las partículas α tras pasar por la lámina, se colocó una pantalla de sulfuro de zinc (ZnS) detrás de la lámina de oro, tal como se muestra en la Figura 6.1

Ernest Rutherford (1871-1937)

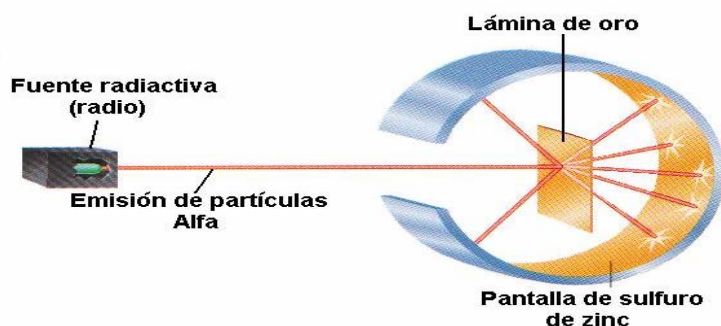


Figura 6.1 Experimento de Ernest Rutherford y dos de sus discípulos Hans Geiger y Ernest Marsden, en Cambridge, Inglaterra.¹

Hans Geiger y Ernest Marsden, durante los experimentos contaron los centelleos causados por las partículas alfa sobre la pantalla de sulfuro de zinc a fin de determinar la proporción de partículas alfa desviadas con ángulos diferentes. Cada partícula alfa que golpea la pantalla fluorescente produce un diminuto destello de luz, llamado centelleo. El resultado fue, que la mayor parte de las partículas alfa penetraron la hoja con facilidad, tal como lo indicó el destello de luz que dejaban las partículas al incidir en la pantalla de sulfuro de zinc, algunas partículas eran desviadas ligeramente, otras pocas eran desviadas con ángulos enormes, a las que llamaremos: *desviaciones extremas*, incluso algunas de estas rebotaban sobre la lámina en la dirección en que venían. En palabras de Rutherford: *fue la cosa más increíble que me había ocurrido en mi vida. Era como si alguien disparase un proyectil de 15 in (37.5 cm.) contra una lámina de papel y este me rebotará*

¹ Física General. Héctor Pérez Montiel. Publicaciones Cultural. México 2002.

6.2 EXPLICACIÓN DEL EXPERIMENTO SEGÚN EL MODELO DE THOMSON

Considerando el modelo del átomo según Thomson, el hecho experimental de que una partícula alfa atraviesa una lámina metálica fina sin desviarse, lleva a la conclusión de que la partícula alfa es capaz de penetrar realmente en las esferas con cargas positivas, sin embargo, las desviaciones y aún más las “*desviaciones extremas*” no se podían explicar en términos de este modelo ya que según éste, los átomos de un sólido están agrupados como canicas en una caja, Rutherford de acuerdo a este modelo predijo el número de partículas alfa que presentarían una desviación cualquiera con respecto a su dirección inicial, sin embargo los resultados experimentales no concordaban con los cálculos.

Concretamente: había muchas más partículas con desviaciones en ángulos mayores que los predichos. El átomo de acuerdo con Thomson es eléctricamente neutro, por lo que este en su exterior no ejerce fuerza alguna sobre la partícula alfa α . En el interior del átomo, la fuerza eléctrica es debida a los electrones y a la *esfera con carga positiva*, sin embargo, la masa de una partícula alfa es unas 7400 veces la del electrón, y partiendo de consideraciones de conservación del momento lineal se deduce que la partícula alfa solo puede experimentar una desviación despreciable a causa de las fuerzas existentes entre ella y los electrones de masa mucho menor, por lo tanto se requería de un **nuevo modelo** que explicará estas desviaciones.

6.3 EXPLICACIÓN DEL EXPERIMENTO SEGÚN RUTHERFORD

Si nos remontamos a aquellos tiempos; Rutherford, de acuerdo con Geiger, entró un día en el laboratorio diciendo “*Ya lo tengo*”, lo que surgió entonces fue una explicación a todos los hechos observados, en términos de un nuevo concepto de la estructura atómica. Rutherford concluyó que sólo las interacciones con la carga positiva, pueden desviar las partículas alfa, es decir: la carga positiva, en lugar de estar diseminada en una esfera de dimensiones atómicas (10^{-8} cm) estaba concentrada en un volumen mucho menor que denominó **núcleo atómico**, el núcleo evidentemente repele las partículas alfa α , por tanto este debe ser de **carga positiva** además el núcleo de cualquier átomo es una unidad **muy pequeña** con un diámetro aproximado de 10^{-5} nm, de ahí el hecho de que la mayor parte de las partículas alfa atraviesarán la lámina de oro, ver figura 6.2.

El hecho, de que una partícula alfa rebote muestra que el núcleo de un átomo de oro debe ser considerablemente de mayor masa y carga que la partícula bombardeada, por tanto en el núcleo atómico se concentra toda la **carga positiva** y la **mayor parte de la masa** del átomo, (más del 99 %).

Cuando una partícula alfa α se aproxima al núcleo, la carga nuclear total ejerce un efecto repulsivo sobre ella de tal modo que la partícula alfa experimenta una **desviación**, además Rutherford ha recibido el crédito por haber descubierto el núcleo debido a que fue capaz de desarrollar expresiones matemáticas para

predecir la dispersión de las partículas alfa α . Tomando como base sus cálculos, el diámetro del núcleo se estimó entre (10^5) veces menor que el propio átomo.

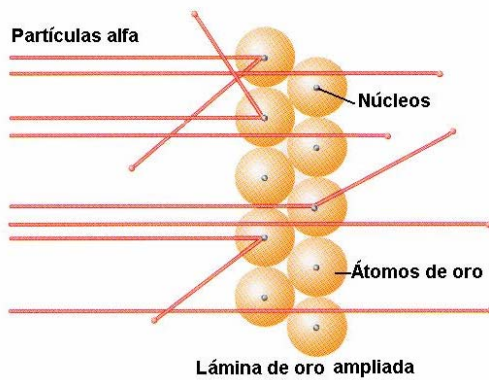


Figura 6.2 Bombardeo de un haz de partículas alfa a través de una lámina muy delgada de oro. Observe lo que sucede con las partículas alfa α en la lámina de oro ampliada cuando estas se encuentran con los átomos de oro.

Rutherford encontró que las partículas alfa α al ser disparadas hacia el núcleo del átomo, éste las repele siguiendo trayectorias hiperbólicas debidas a la interacción Coulombiana, tal como lo muestra la figura 6.3.

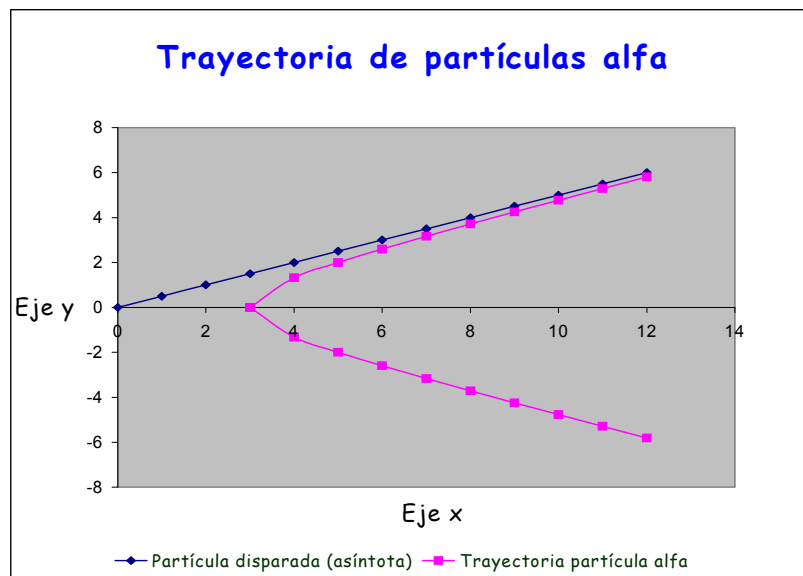


Figura 6.3 Se ilustra la trayectoria hiperbólica de una partícula alfa considerando que el núcleo del átomo se encuentra en el origen².

² Cortesía de los profesores Rosario Santillán B. y Gabriel Gutiérrez, Plantel 7. ENP.

En conclusión, el modelo propuesto por Rutherford explica estos hechos diciendo: Que los átomos son en su mayor parte **espacio vacío** debido a que la mayoría de las partículas alfa pasaron en forma directa a través de la hoja de oro, es decir pasaban a través del espacio vacío sin ser desviadas por ningún núcleo de oro y pocas partículas alfa eran desviadas cuando pasaban cerca de los núcleos atómicos. Las partículas alfa que pasan cerca de un núcleo de oro son repelidas por las fuerzas electrostáticas y desviadas, las pocas partículas que están en la **“dirección de colisión”** con núcleos de oro, son repelidas con ángulos agudos (*desviaciones extremas*).

El diámetro de un átomo es del orden de 10^{-8} cm se ha estimado que un núcleo tiene un diámetro de 10^{-13} cm aproximadamente, es decir 1/100 000 del átomo. Además Rutherford supuso que los **electrones** se encontraban distribuidos en el espacio alrededor de la carga positiva. El átomo se representa en su mayor parte como espacio vacío. En su centro está el pequeño y extremadamente denso núcleo que contiene toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa.

6.4 OTRAS CONSIDERACIONES

6.4.1 Partículas alfa

Es importante recordar que Rutherford y Geiger en otros experimentos habían establecido que las partículas alfa son partículas de carga positiva emitidas por átomos radiactivos es decir: átomos que sufren una descomposición espontánea, por ejemplo una fuente radiactiva como el (Po^{208}), además se sabía que las partículas alfa eran emitidas con una gran energía cinética; las velocidades a las que son expulsadas por estos núcleos inestables son del orden de 10^7 ms^{-1} , pueden propagarse varios centímetros por el aire y aproximadamente 0.1 mm a través de la materia sólida antes de alcanzar el reposo por colisiones. Tiene una masa aproximadamente cuatro veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno y una carga opuesta en signo y doble en magnitud a la de un electrón esto es $2+$, ahora se sabe que las *partículas alfa* son núcleos de átomos de helio, compuestos de dos protones y dos neutrones ligados, pero sin los dos electrones que suelen estar presentes en un átomo de helio neutro.

6.4.2 Lámina de oro

Durante el experimento se utilizó una lámina de oro debido a su maleabilidad ya que permite obtener hojas muy delgadas hasta de 100 átomos de espesor. Al igual que todos los sólidos, el oro apenas puede comprimirse, por lo que se puede suponer que sus átomos están empacados. Rutherford además de experimentar con oro lo hizo con láminas de plata y cobre.

6.5 EL TAMAÑO DEL NÚCLEO ATÓMICO

Imaginemos un choque de frente entre una partícula alfa (α) y un núcleo de oro, con Z cargas positivas, cada una de magnitud e . La fuerza entre las partículas α y el núcleo de oro, sigue la ley de Coulomb, está fuerza varía con una relación inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa, el ángulo de dispersión dependerá mucho de que tan cerca pase la partícula. Como el núcleo de oro tiene una masa más grande que la partícula alfa, puede considerarse que el núcleo de oro se mantendrá en reposo durante la interacción.

Considerando la ley de la conservación de la energía, inicialmente la partícula α incidente posee una energía cinética dada por

$$E_c = \frac{1}{2} m_\alpha v_\alpha^2$$

A medida que la partícula alfa se acerca al núcleo, encuentra la fuerza eléctrica repulsiva debida a la carga nuclear por Ze , donde Z es el número de cargas eléctricas elementales e presentes en el núcleo, ver figura 4. La carga de la partícula alfa es igual a $2e$ y la energía potencial eléctrica correspondiente es

$$E_p = \frac{kq_\alpha q_{\text{Núcleo}}}{r} = \frac{k2eZe}{r}$$

$$E_p = \frac{k2Ze^2}{r}$$

Donde $k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$

Se ha ignorado la contribución de los electrones al potencial eléctrico, la partícula alfa gradualmente desacelera al acercarse cada vez más al núcleo que la repele.

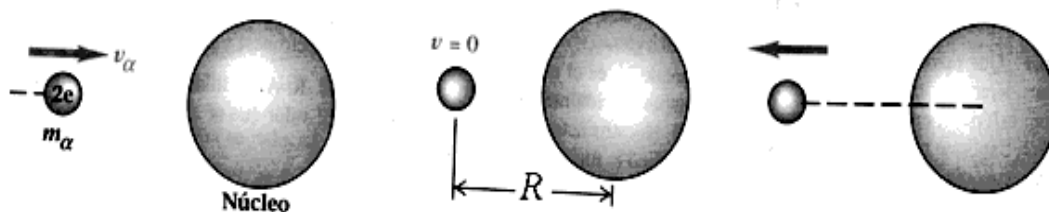


Figura 6.4 Choque frontal de una partícula alfa (α), de carga $2e$ con el núcleo de un átomo de oro (Au). A un acercamiento máximo que llamaremos (R), la partícula alfa experimenta una fuerza repulsiva que hace que ésta se mueva en dirección contraria a la inicial

La energía total se conserva, entonces al disminuir la velocidad de las partículas alfa, disminuye su energía cinética pero como r también disminuye entonces la E_p aumenta

$$E_t = E_c + E_p = cte$$

Sabemos que la energía potencial de la partícula alfa en $r = R$, en donde R es la distancia de máximo acercamiento debe ser igual a su energía cinética inicial E_c .

$$\frac{1}{2} m_\alpha v_\alpha^2 = \frac{2kZe^2}{R}$$

En consecuencia esta ecuación fija un límite superior en el valor de R y, por ello proporciona una estimación del tamaño del núcleo. Luego de despejar R

$$R = \frac{4kZe^2}{m_\alpha v_\alpha^2}$$

Donde

$$m_\alpha = 6.62 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$k = 9 \times 10^9 \frac{\text{Nm}^2}{\text{C}^2}$$

$$v_\alpha = 1.80 \times 10^7 \text{ m/s}$$

A pesar de que el Coulomb es la unidad de carga eléctrica no es una unidad fundamental. La unidad de carga más pequeña y fundamental en la naturaleza es la carga de un electrón. La magnitud de esta cantidad se denota por medio de e , la carga elemental tiene un valor de $e = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$, sustituyendo estos valores en la ecuación de R obtenemos

$$R = \frac{4 \left(9 \times 10^9 \frac{\text{Nm}^2}{\text{C}^2} \right) \left(1.6022 \times 10^{-19} \text{ C} \right)^2 Z}{6.62 \times 10^{-27} \text{ kg} \left(1.8 \times 10^7 \text{ m/s} \right)^2} = 4.2967 \times 10^{-16} (Z_{Au}) \text{ m}$$

El número atómico del oro es $Z = 79$, de modo que

$$R(Z_{Au}) = 4.2967 \times 10^{-16} (79) \text{ m} = 3.38 \times 10^{-14} \text{ m}$$

Por lo tanto el núcleo de átomo de oro es menor que 3×10^{-14} m esto es 1/10000 del radio del átomo.

Desde los primeros experimentos de Rutherford se han realizado muchos otros experimentos de dispersión utilizando protones, electrones y neutrones de alta energía, además de partículas alfa. Aunque la “superficie” del núcleo no tiene un límite definido, estos experimentos permiten determinar un radio aproximado para cada núcleo. El radio típico de un átomo es de unos 10^{-10} m, el del núcleo atómico esta comprendido entre 10^{-15} m, para el hidrógeno y 10^{-14} m para átomos mayores por ejemplo, uranio.

6.6 EXPERIMENTO DE DISPERSIÓN DE RUTHERFORD

En el experimento de Rutherford, las partículas alfa, poseen masa m , carga ($2e$) y velocidad v , considerando que éstas se mueven hacia un átomo de oro, experimentarán una fuerza electrostática repulsiva, debido a las dos cargas positivas, la fuerza F , es dada por

$$F = k \frac{Ze(2e)}{r^2}$$

Misma que actúa sobre la partícula α , en todos los puntos, originando una trayectoria hiperbólica, tal como se indica en la figura 6.3. Aproximándose por una asíntota y retirándose por la otra, la partícula α se desvía un ángulo total θ . Al aplicar los principios de la mecánica y de la ley de Coulomb para encontrar el número de partículas dispersadas para cada valor del ángulo Rutherford obtuvo una ecuación que respaldaba de manera contundente sus experimentos.

Veamos entonces de manera sintetizada los pasos que llevaron a Rutherford a obtener esta ecuación de dispersión; cuando una partícula alfa se aproxima hacia el núcleo del átomo con un parámetro de impacto que va de 0 hasta b , esta será dispersada a un cierto ángulo θ o más (ver figura 6.5 y 6.6), θ se obtiene en términos de b por la ecuación:

$$\cot \frac{\theta}{2} = \frac{2\pi\epsilon_0 m v^2}{Z e^2} b$$

Esto significa que la partícula alfa al dirigirse hacia el núcleo, se encuentra con una región alrededor de este que hará que la partícula sea dispersada a un ángulo θ o mayor. Esta región a la que llamaremos área πb^2 es conocida como sección transversal de interacción, identificada por el símbolo σ

$$\sigma = \pi b^2$$

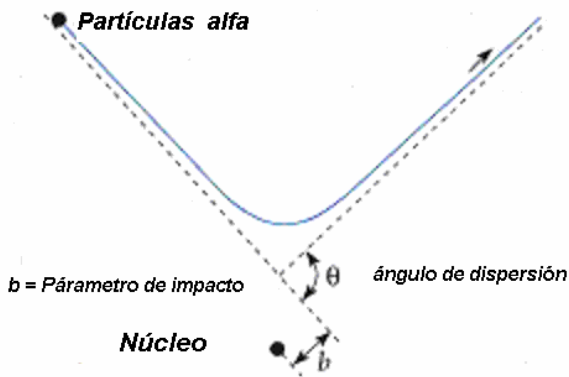


Figura 6.5 Dispersión de Rutherford

Si se considera que la hoja de metal de espeso t contiene n átomos por unidad de volumen, entonces el número de núcleos con los cuales se encuentra la partícula por unidad de área es nt y el número de partículas que inciden con los núcleos por área es $n t A$

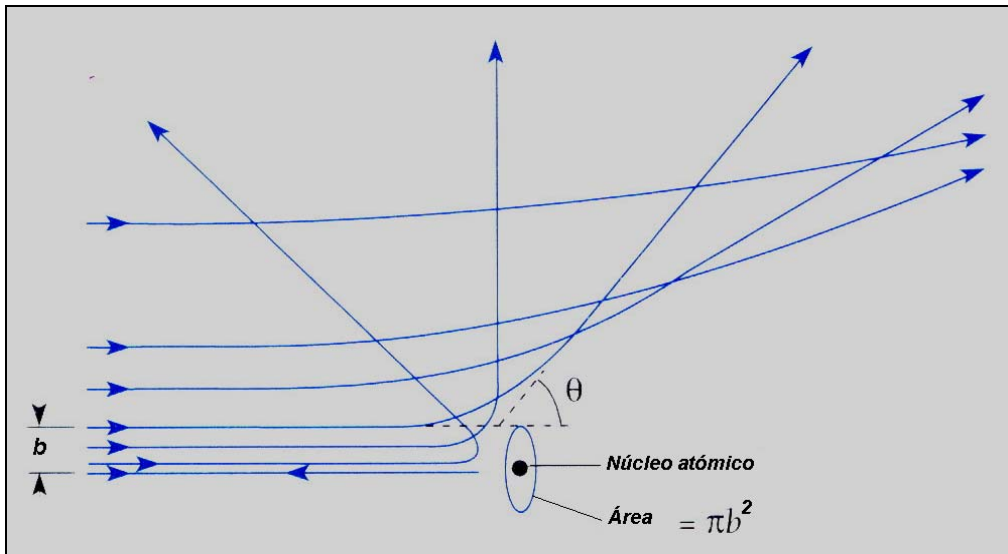


Figura 6.6 El ángulo de dispersión θ disminuye cuando el parámetro de impacto b aumenta

La fracción f de partículas alfa dispersadas un ángulo θ o más es la relación entre la sección transversal agregada $n t A \sigma$ para cada dispersión y el área total del blanco esto es

$$f = \frac{\text{partículas alfa dispersadas un ángulo } \theta \text{ o más}}{\text{partículas alfa incidentes}}$$

$$f = \frac{\text{sección transversal agregada}}{\text{area del blanco}} = \frac{ntA\sigma}{A}$$

$$f = nt\pi b^2$$

Esta expresión asume que la hoja de metal es lo suficientemente delgada de tal modo que la sección transversal y adyacente al núcleo no permita la superposición y que las partículas alfa dispersadas reciban una deflexión total en el momento en que se encuentran con un solo núcleo.

La ecuación que Rutherford obtuvo, predecía que si N_o partículas α incidían sobre la lámina entonces un número $N(\theta)$ de ellas chocarían sobre la pantalla detectora por unidad de área, si ésta se colocaba a un ángulo θ .

La ecuación de Rutherford es la siguiente:

$$N(\theta) = \frac{N_o k^2 n t Z^2 e^4}{4r^2 E_c^2 \text{sen}^4\left(\frac{\theta}{2}\right)}$$

Donde:

N_o	Número de partículas α que inciden en la lámina
$N(\theta)$	Número de partículas α que chocan contra la pantalla fluorescente a un ángulo θ
n	Número de átomos por unidad de volumen de la lámina dispersora.
t	Espesor de la lámina.
Z	Carga del núcleo (número atómico).
r	Distancia entre la lámina dispersora y la pantalla detectora.
E_c	La energía cinética inicial de las partículas α .
θ	Ángulo con que salen desviadas las partículas
e	Carga del electrón.
k	Constante eléctrica $k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$, $k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$

Cuando los experimentos se repitieron con distintas láminas de elementos ligeros como el cobre, plata y oro, los resultados obtenidos así como numerosos cálculos, permitieron a Rutherford concluir:

- El número relativo de las desviaciones de las partículas alfa, considerando un mayor ángulo aumentan conforme el peso atómico de la lámina aumenta.

- Un aumento del espesor de la lámina, t causa un aumento proporcional del número de núcleos que sirven de blanco a los choques, y por lo tanto, del número de partículas dispersadas.
- Cuanto mayor sea la energía o la velocidad de la partícula incidente, más pequeño será el ángulo a que se desviará.
- Un simple impacto puede desviar una partícula a un gran ángulo y por una colisión frontal invertir su dirección
- Las desviaciones producidas por las colisiones nucleares obedecen a las leyes de la conservación de la energía mecánica y de la cantidad de movimiento.

Es importante comentar que todos los resultados experimentales obtenidos por Geiger, Marsden y Rutherford estaban de acuerdo con la ecuación obtenida por Rutherford, por lo que su modelo fue aceptado.

6.7 ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Objetivos de enseñanza- aprendizaje

Que el alumno

1. Trabaje en forma cooperativa con sus compañeros.
2. Explique en que consistió el experimento de Rutherford, Geiger y Marsden.
3. Comprenda el método empleado para el cálculo del tamaño del núcleo atómico.
4. Aprecie la importancia de los métodos de medición indirectos.
5. Identifique claramente el modelo atómico de Rutherford.

Instrumentos de enseñanza

Material para el profesor, la cual contiene información teórica:

- Correspondiente al experimento que Rutherford, Geiger y Marsden realizaron, en la que se describe y explica su importancia desde la perspectiva del mismo Rutherford y conforme al modelo atómico de Thomson. El experimento de dispersión de las partículas alfa y el cálculo del tamaño del núcleo atómico. Material que se presenta en la sección precedente.

Material para el alumno

- Actividades experimentales, que muestran la importancia de aplicar métodos indirectos.
- Presentación electrónica en *power-point*. El contenido de las diapositivas que conforman esta presentación se muestran al final de la estrategia. En ellas apreciará que contienen información relevante correspondiente al tema: el descubrimiento del electrón y el *modelo atómico de Rutherford*.
- Instrumentos de evaluación que regulan la enseñanza, que encontrará en Anexos-2 de esta tesis (página 290).

Tiempo estimado de enseñanza

El tiempo estimado para ejecutar ésta estrategia es de tres horas clase, media hora para la primera parte de la estrategia es decir la sección de preguntas dirigidas a los alumnos, dos horas y media, para las actividades experimentales y presentación del modelo de Rutherford en *power point (ppt)*.

ESTRATEGIA

Al igual que las estrategias del modelo de Thomson y Bohr, la estrategia que a continuación se propone está matizada por la contribución del trabajo cooperativo, la discusión guiada, la enseñanza directa y la enseñanza a través de multimedia. Es decir las tres estrategias tienen el mismo matiz de enseñanza. Esta estrategia al igual que las anteriores busca la interacción alumno-alumno, a partir del momento en que estos intentan responder a las “preguntas” del profesor. La interacción entre iguales favorece el intercambio de ideas, la expresión libre, el respeto y la tolerancia por mencionar algunos beneficios. Además estas preguntas están planteadas conforme a los contenidos temáticos a impartir y buscan que los objetivos de enseñanza-aprendizaje se cumplan.

Es conveniente que el profesor inicie esta estrategia, resaltando los aspectos más importantes del modelo atómico de Thomson, para ello se recomienda que el maestro formule a sus alumnos las siguientes preguntas:

¿Cómo es que Thomson descubrió el electrón?

¿En que consiste el modelo atómico de Thomson?

Se recomienda que a partir de las respuestas de los alumnos el profesor realice las aclaraciones según sea el caso; resalte y concluya los aspectos más importantes del modelo de Thomson. Además se sugiere que estas conclusiones sean escritas en el pizarrón o en el cuaderno de notas de los alumnos, a fin de jerarquizar la información, concretar el aprendizaje, activar conocimientos previos (por ejemplo los adquiridos en el modelo de Thomson) y darle un cierre a la temática antes presentada

Posteriormente el docente explicará a detalle y apoyándose en la presentación electrónica en *power-point*³ *el experimento realizado por los físicos Geiger y Marsden bajo la dirección de Ernest Rutherford* es necesario aclarar que, el profesor deberá realizar **únicamente** una *descripción* del experimento, bajo ninguna circunstancia mencionará las conclusiones y reflexiones a las que llegó Rutherford; la intención es que los alumnos sean los que reflexionen y analicen sobre este importante suceso, posteriormente a esta descripción; él docente solicitará a sus alumnos integrarse en equipos de trabajo (4 a 6 personas) e intentar responder a las preguntas abajo planteadas.

1. ¿Qué significado tiene el hecho de que pasen la mayoría de las partículas alfa a través de la lámina de oro?
2. ¿Por qué tan solo unas cuantas partículas alfa son desviadas con ángulos muy grandes?

³Hasta la diapositiva 7

3. ¿Qué significado tiene el hecho de que las partículas alfa sean rechazadas o repelidas?
4. ¿Considera que el modelo atómico de Thomson explica los fenómenos observados? Justifique su respuesta

Una vez que cada equipo de trabajo ha **expresado** sus respuestas, el profesor explicará a través de la presentación electrónica en power-point las conclusiones de Rutherford sobre el experimento de Geiger y Marsden, sin hacer mención al método de Rutherford para el cálculo de las dimensiones del núcleo atómico. Posteriormente el maestro, formulará las dos últimas preguntas:

5. ¿Es posible conocer el diámetro de un árbol, si se le lanzan una cantidad considerable de pelotas de béisbol?
6. ¿Considera posible que Rutherford pudiera conocer las dimensiones del núcleo atómico?

Después que cada equipo responde a estas dos preguntas, el profesor aplicará una de las dos actividades correspondientes a mediciones indirectas: “*Determinación del diámetro de una canica o de un círculo*”. En analogía al trabajo que Rutherford realizó para conocer las dimensiones del núcleo atómico por medición indirecta.

Posterior a la actividad experimental, el profesor a través de la presentación en ppt., explica el método empleado por Rutherford para el cálculo de las dimensiones del núcleo atómico. Mencionando la importancia del uso de métodos de medición indirecta y resaltando la trascendencia de este experimento en el conocimiento de la estructura de la materia. Esto es, por primera vez en la historia de la física se empleó partículas para bombardear átomos, esto permitió la concepción de los aceleradores de partículas por mencionar un ejemplo. La estrategia finalmente concluye con la formulación clara y precisa del **Modelo del átomo según Rutherford**. La presentación en *power point (ppt.)*, busca que los alumnos por sí mismos evalúen la pertinencia de sus reflexiones e ideas. Permitirá a los estudiantes cotejar sus respuestas con las dadas por Rutherford. Es claro que las preguntas aquí planteadas llevan una clara intención e induce a tomar el camino. Lo que se pretende es que sea el propio alumno el que decida tomar por ese camino y fomentar en ellos el análisis y la reflexión de los datos experimentales que se obtienen después de un suceso o experiencia. Es primordial mencionar que los estudiantes deberán responder en equipos o mesas de trabajo, para ello se requiere de la interacción entre iguales, para que finalmente un representante del equipo sea el que exprese ante el *grupo completo* las respuestas. Se recomienda que los estudiantes escriban en sus cuadernos de notas, sus respuestas.

En cuanto a la evaluación de los alumnos en esta actividad, se sugiere que el profesor asigne un valor idéntico en puntos a todos los alumnos que hayan participado en el proceso de formulación de hipótesis. Sin embargo el docente cuidará de motivar la participación sobresaliente, es decir recompensará con

puntos adicionales a aquellos estudiantes que hayan respondido acertadamente a las preguntas. Al final de la sesión, se recomienda que el maestro asigne una actividad extra clase a sus alumnos, la cual consiste en la lectura: *biografía de Ernest Rutherford. El gigante de la física moderna*, (proporcionada en el anexo de este trabajo). Es elemental que cada actividad proporcionada a los alumnos sea revisada. Por ello el profesor a través de las participaciones libres de los alumnos retomará los aspectos más importantes de la vida de Rutherford.

El docente decidirá si trabaja con una de las prácticas o con ambas. En el caso de que se decida trabajar con ambas, se sugiere dividir al grupo en dos para que una sección trabaje “*Determinación del diámetro de una canica*” y la otra “*Determinación del diámetro de un círculo*”. El profesor deberá revisar los informes de las prácticas y resaltar la importancia de este tipo de experimentos en la física así como la importancia de las mediciones indirectas.

6.7.1 Referencias electrónicas y applets de apoyo

1. En la referencia electrónica abajo indicada, el profesor encontrará en la sección “*estructura atómica*” de esta página, información sobre algunas experiencias que apoyan y complementarían la estrategia propuesta.

<http://www.mip.berkeley.edu/physics/F+20+0.html>

2. En la siguiente página encontrara applets que le permitirá visualizar el experimento de Rutherford.

∝ http://physics.uwstout.edu/physapplets/virginia/www.phys.virginia.edu/classes/109n/more_stuff/applets/rutherford/rutherford.html

∝ <http://micro.magnet.fsu.edu/electromag/java/rutherford/>

3. En las sucesivas páginas encontrará información sobre el experimento y los trabajos que llevaron a Rutherford a formular el modelo del átomo.

∝ <http://www.rutherford.org.nz/>

∝ <http://www.fordhamprep.org/gcurran/sho/sho/lessons/lesson32.htm>

∝ http://www.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

6.7.2 Actividades experimentales de apoyo

Las dos actividades que a continuación se describen son actividades conocidas por algunos docentes. Sin embargo, estas fueron adaptadas y ampliadas a fin que los alumnos las pudieran realizar sin problema alguno. Para ello el maestro debe verificar que los alumnos hayan leído previamente el material. Es muy probable que existan actividades similares a estas, como la que describe la revista de Physics Education⁴.

⁴ Fouad, Abd El-Khalick (January. 2002). Rutherford's enlarged: a content-embedded activity to teach about nature of science. *Physics Education*, January, 64-69.

6.7.2.1 Actividad experimental 1. Medición del radio de un círculo en forma indirecta⁵

Alumno: _____ **Grupo:** _____
Profesor: _____ **Calificación:** _____

Investigue y resuelva los puntos siguientes de manera clara y concisa

- Describe el experimento realizado por Ernest Rutherford
- ¿Cuáles fueron las conclusiones de su experimento?
- Proporcione las ideas, hechos y enseñanzas trascendentes que obtiene de la lectura biográfica de Ernest Rutherford (material que será proporcionado por su profesor)

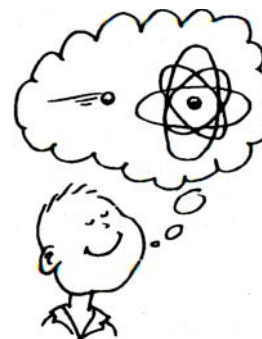
I. Objetivo

Determinar el diámetro de un círculo por medición indirecta

II. Introducción

A veces las personas tienen que recurrir a algo más que su sentido de la vista para determinar la forma y tamaño de las cosas, sobre todo si estas son muy pequeñas. Una forma de lograrlo consiste en disparar partículas contra el objeto que se investiga, y estudiar las trayectorias de las partículas desviadas por él.

Los físicos hacen esto con los aceleradores de partículas. Ernest Rutherford descubrió el diminuto núcleo atómico en su experimento de la hoja de oro. En esta actividad estudiarás un método más sencillo, pero similar, con círculos. No se permite usar una regla para medir el diámetro de los círculos. En lugar de eso dejarás caer un balón sobre una hoja de papel carbón (debajo de esta hoja se encuentra una hoja con algunos círculos dibujados) los círculos representan el blanco "nuclear" y, a partir del porcentaje de lanzamientos que caigan dentro de los círculos, determinarás el tamaño del blanco. Esto se parece un poco a arrojar bolas de béisbol contra el tronco de un árbol con los ojos vendados. Si sólo unos cuantos tiros logran golpearlo, se puede inferir que el tronco es delgado.

**Comentarios**

Para empezar, se encontrará una fórmula para el diámetro de los círculos. Después, al final del experimento, podrás medir directamente el círculo para comparar tus resultados.

⁵ Para la realización de esta práctica nos basamos en la información contenida en la práctica 97 llamada Canicas Nucleares del libro Física conceptual. Manual de laboratorio. Paul Robinson, ilustrada por Paul G. Hewitt. Addison Wesley Longman así como en notas de física.

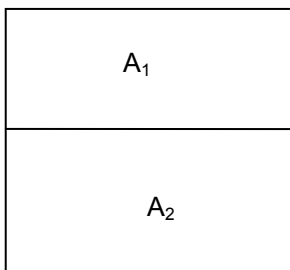
Dado un experimento aleatorio (al azar) la probabilidad de que un evento A ocurra, es:

$$P(A) = \frac{\text{Número de veces que ocurrió } A}{\text{Número de resultados posibles}}$$

Si r, es el número de veces en que ocurrió A y k es el número de resultados posibles entonces podemos escribir:

$$P(A) = \frac{r}{K}$$

Si sobre una hoja dejamos caer un balón 100 veces, entonces podemos observar lo siguiente:

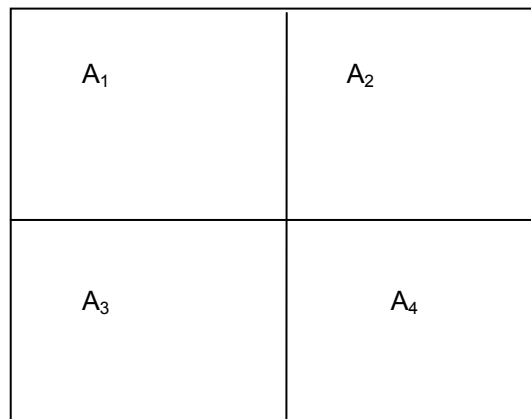


a) Si la hoja la dividimos en 2 partes, como se muestra en la figura; aproximadamente, la mitad de los lanzamientos pegarán en una de las mitades, y la probabilidad de que el balón caiga en una de estas mitades es

$$P(A_1) = \frac{\text{Número de aciertos en la mitad de la hoja } A_1}{\text{número total de lanzamiento}} = \frac{50}{100} = \frac{1}{2}$$

b) Si dividimos la hoja en cuatro partes iguales, entonces la probabilidad de que el balón caiga en el primer cuadro es:

$$P(A_1) = \frac{25}{100} = \frac{1}{4}$$



Como podemos observar, la probabilidad de pegarle a una parte de la hoja está relacionada con el área de esa región, es decir,

$$P(A_n) = \frac{\text{número de aciertos sobre la superficie}}{\text{número total de lanzamiento}} = \frac{A_n}{A_H}$$

Donde A_n es el área de la superficie enésima y A_H es el área total de la hoja. El área del círculo es A_c

Radio del círculo. Para encontrar el radio del círculo usamos que la probabilidad de que un lanzamiento acierte en un círculo es:

$$\frac{nA_c}{A_H} = \frac{N_A}{N}$$

Por otra parte sabemos que el área de un círculo A_c de radio R se puede calcular con la ecuación $A_c = \pi R^2$ sustituyendo y despejando R nos queda:

$$R = \sqrt{\frac{N_A A_H}{nN\pi}}$$

Si sustituimos los valores correspondientes por ejemplo n número de círculos y N_A número de aciertos se obtiene R que es el radio del círculo

III. Material y equipo

- 1 Balín o canica
- 1 regla graduada
- Una hoja de papel carbón
- Una hoja “especial” (proporcionada por tu maestro)
- calculadora

La hoja que proporcionará el profesor es tamaño carta (21.6 cm. por 27.8 cm.), en la cual se marcaron 64 círculos, todos del mismo radio, en este caso de 1.3 cm.

IV. Procedimiento

Paso 1. Coloca el papel calca encima de la hoja blanca con círculos como muestra la figura 1. Deja caer el balín sobre el papel calca, de vez en vez. Cuida que el balín no rebote. Es necesario que realices 100 ensayos (caídas) para que los resultados sean estadísticamente significativos. Anota el número total de aciertos “claros” N_A en los círculos y el número total de tiros N.

$$N_A = \underline{\hspace{2cm}} \quad N = \underline{\hspace{2cm}}$$

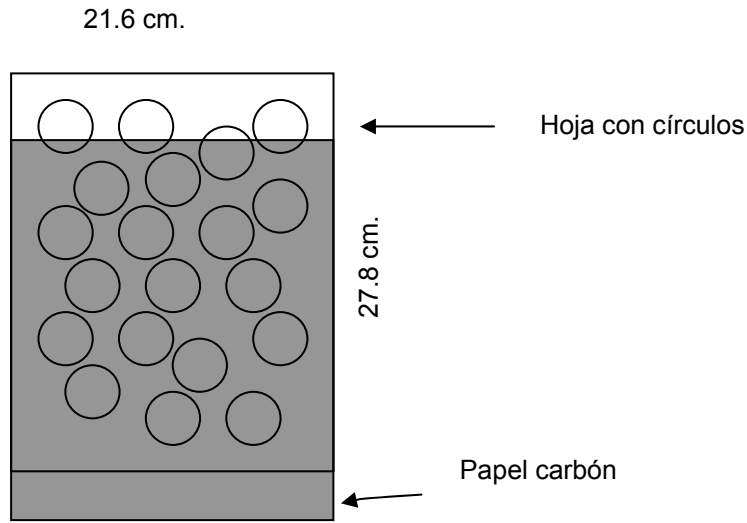
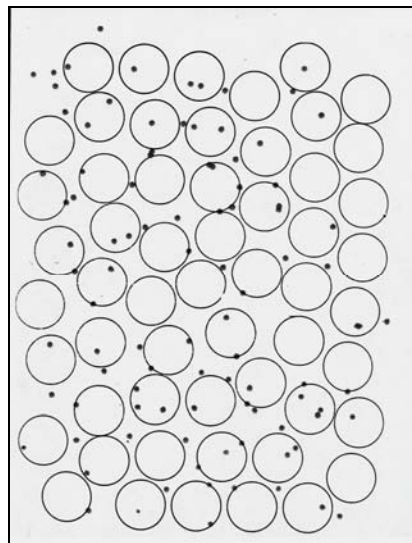


Figura 1

Cuando se deja caer el balón 100 veces por toda la superficie de la hoja, cuidando que el balón no rebote, la hoja que se obtiene quedaría semejante a la que se muestra a continuación, figura 2.



Paso 2. Usa la expresión matemática que se dedujo en la sección: “comentarios” obtén el diámetro del círculo, a partir de su radio. Escribe tus operaciones

diámetro calculado = _____

Paso 3. Mide el diámetro de un círculo con regla

diámetro medido = _____

Tabla de Resultados

Se cuenta el número de impactos que caen con claridad dentro de los círculos (N_A), el área de la hoja es $A_H = 600.5 \text{ cm}^2$. Se llena la tabla de datos de acuerdo a la siguiente información

Área de la hoja	$A_H = 600.5 \text{ cm}^2$
Número de círculos	$n =$
Número total de tiros	$N = 100$
Número de aciertos	$N_A =$

V Conclusiones

1. Compara tus resultados del diámetro determinado indirectamente en el experimento y el que mediste directamente.
2. ¿Qué diferencia porcentual hay entre esas dos formas de medir el diámetro?
3. Emite tus conclusiones a este experimento.

6.7.2.2 Actividad experimental 2. Medición del radio de una canica en forma indirecta⁶

Alumno: _____ **Grupo:** _____
Profesor: _____ **Calificación:** _____

Investigue y resuelva los puntos siguientes de manera clara y concisa

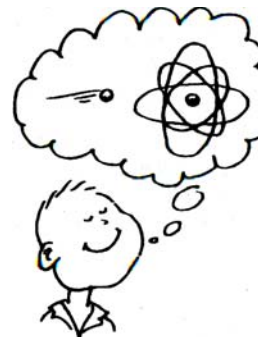
- Describe el experimento realizado por Ernest Rutherford
- ¿Cuáles fueron las conclusiones de su experimento?
- Proporcione las ideas, hechos y enseñanzas trascendentes que obtiene de la lectura biográfica de Ernest Rutherford (material que será proporcionado por su profesor)

I. Objetivo

Determinar el diámetro de una canica por medición indirecta

II. Introducción

A veces las personas tienen que recurrir a algo más que su sentido de la vista para determinar la forma y tamaño de las cosas, sobre todo si estas son muy pequeñas. Una forma de lograrlo consiste en disparar partículas contra el objeto que se investiga, y estudiar las trayectorias de las partículas desviadas por él. Los físicos hacen esto con los aceleradores de partículas. Ernest Rutherford descubrió el diminuto núcleo atómico en su experimento de la hoja de oro. En esta actividad se estudiará un método más sencillo, pero similar, con canicas. No se permite usar regla o vernier para medir el diámetro de las canicas directamente. En lugar de eso harás rodar otras canicas contra las canicas que representan el “*blanco nuclear*” y, a partir del porcentaje de lanzamientos que resulten en colisiones, determinarás el tamaño del blanco. Esto se parece un poco cuando arrojas bolas de béisbol contra un tronco de árbol con los ojos vendados. Si sólo unos cuantos tiros logran golpearlo se puede inferir que el tronco es delgado.

**Comentarios:**

Para empezar, se encontrará una fórmula para el diámetro de las canicas nucleares (CN). Después, al final del experimento. Podrás medir directamente las canicas para comparar tus resultados.

Cuando haces rodar una canica hacia la canica *nuclear*, existe cierta probabilidad de que exista un choque entre la canica que rueda (CR) y la canica *nuclear* (CN). Una expresión de la probabilidad P de que haya un choque es la razón entre la anchura de la trayectoria requerida para que el choque se produzca y la anchura L de la región en que están distribuidos los blancos. La anchura de la trayectoria es

⁶ Física conceptual. Manual de laboratorio. Paul Robinson, ilustrada por Paul G. Hewitt. Addison Wesley Longman

igual a dos veces al radio de CR más el diámetro de la CN, como muestra la figura B, en ella CR corresponde a (RM) y CN corresponde a (NM)

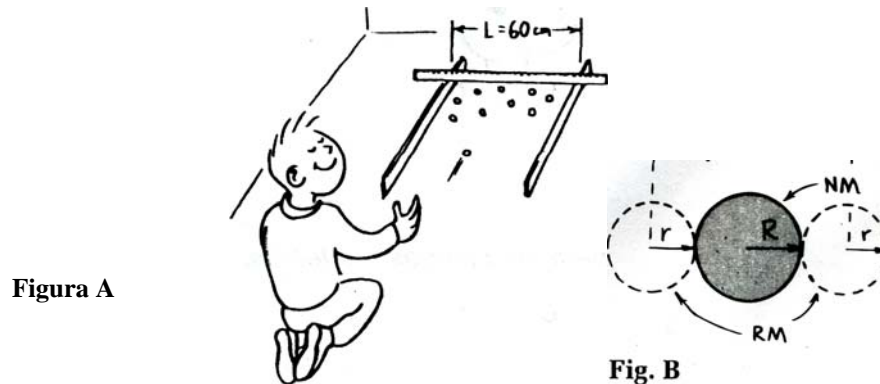


Figura A

Fig. B

La probabilidad P de que una canica al rodar golpee una *canica nuclear* solitaria en el área de blanco es:

$$P = \frac{\text{Anchura de la trayectoria}}{\text{anchura del blanco}} = \frac{2R + 2r}{L} = \frac{2(R + r)}{L}$$

donde

R es el radio de la canica nuclear CN

r es el radio de la canica que rueda CR

$R + r$ es la distancia entre los centros de una CR y una CN que se tocan

L es el ancho del área de tiro

Si el número de canicas nucleares se incrementa a N , la probabilidad de colisión aumenta por un factor N (siempre que N sea lo bastante pequeña como para que la probabilidad de colisiones múltiples también sea pequeña). Por tanto, la probabilidad de que la canica que rueda golpee una de las N canicas nucleares muy dispersas es

$$P = \frac{2N(R+r)}{L}$$

La probabilidad de acertar también se puede determinar experimentalmente, y es la razón entre el número de choques y el número de intentos.

$$P = \frac{H}{T}$$

H = el número de choques

T = el número de intentos

Se cuenta con dos expresiones para calcular la probabilidad de una colisión, si estas dos expresiones se igualan y se considera que los radios de la canica que rueda y la canica nuclear son iguales entonces $R + r = d$, donde d es el diámetro de cualquiera de las canicas. Combinando las dos últimas ecuaciones correspondientes a P y escribiendo una expresión para d en términos de H, T y L se tiene:

$$d = \frac{HL}{2TN}$$

d = diámetro de la canica

H = el número de choques

T = el número de intentos

Ahora bien, es ésta la expresión que vamos a poner a prueba.

III. Material y equipo

- 7 a 10 canicas
- 3 reglas de un metro

IV. Procedimiento

Paso 1. Coloca de 6 a 9 canicas en una región de 60 cm de ancho ($L=60$ cm), como muestra la figura A. Haz rodar canicas adicionales **al azar** (sin tratar de atinarle a una), de una en una, hacia la región de los blancos desde el punto de salida. Si una canica al rodar golpea dos canicas nucleares, cuenta sólo un choque. Si una canica rodante se sale del área de 60 cm de ancho, no cuentes ese intento. Es necesario que realices un número significativo de ensayos (a lo menos 200) para que los resultados sean estadísticamente significativos. Anota el número total de colisiones H y el número total de intentos.

$$H = \underline{\hspace{2cm}} \quad T = \underline{\hspace{2cm}}$$

Paso 2. Usa la expresión matemática que se dedujo en el comentario de esta actividad, para encontrar el diámetro de la canica. Escribe tus operaciones.

$$\text{diámetro calculado} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Paso 3. Mide el diámetro de una canica con el Vernier

$$\text{diámetro medido} = \underline{\hspace{2cm}}$$

V Conclusiones

1. Compara tus resultados del diámetro determinado indirectamente en el experimento de colisiones y el que mediste directamente.
2. ¿Qué diferencia porcentual hay entre esas dos formas de medir el diámetro?
3. Emite tus conclusiones a este experimento.

6.7.2.3 Presentación en *power point (ppt.)*. Modelo atómico de Rutherford.

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
Escuela Nacional Preparatoria 7
“Ezequiel A. Chávez”

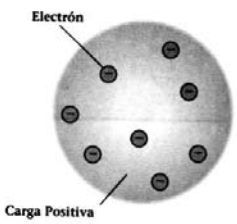
Modelo atómico de Rutherford

1

Modelo atómico de Thomson

Consistía en una esfera uniforme cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones.

Esto explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra pues la carga positiva era neutralizada por la negativa.



The diagram shows a large grey sphere representing the positive charge. Inside the sphere, several smaller black circles with minus signs represent electrons. Labels 'Electrón' and 'Carga Positiva' point to an electron and the sphere respectively.

2


Relación carga masa de los electrones

Thomson calculó la relación carga masa (e/m) de los electrones al hacer pasar un haz de rayos catódicos por un campos eléctrico y magnético.

Esto le llevo a decir que las partículas que formaban los rayos catódicos eran en realidad **electrones**.

$\frac{e}{m} = 1.7588028 \times 10^{11} \frac{C}{kg}$

$m = 9.1095585 \times 10^{-31} kg$



3

¿Cómo se puede averiguar lo que hay en el interior de los átomos?

Si debido a sus dimensiones, son inaccesibles a cualquier microscopio óptico.

4

Ernest Rutherford (1871-1937)
Experimento de Geiger y Marsden

Bajo la dirección de Rutherford, Geiger y Marsden realizaron experimentos de dispersión de partículas α usando láminas de oro.

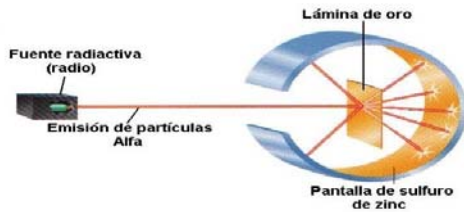


5

Las partículas α son átomos de helio que han perdido sus electrones, es decir cada partícula α tiene una doble carga positiva, además son emitidas a velocidades muy elevadas ($1.5 \times 10^7 m/s$) por algunas sustancias radiactivas, como el uranio y el radio, su masa es de ($6.6 \times 10^{-27} Kg.$)

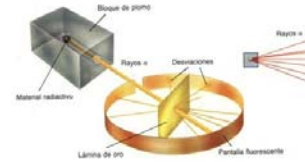
6

Experimento de Rutherford, Geiger y Marsden



7

Resultados



- Casi todas las partículas atravesaron la lámina de oro sin cambiar su dirección.
- De las pocas partículas que rebotaron en diversas direcciones, se notó que el ángulo de deflexión de algunas de ellas era muy grande

8

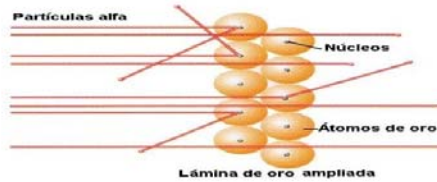
La explicación de Rutherford

- Toda la carga positiva de un átomo se concentraba en una pequeña región a la que llamó **núcleo del átomo** y cuya masa era considerablemente mayor a la del electrón. Supuso que los electrones se encontraban distribuidos en el espacio alrededor de la carga positiva.



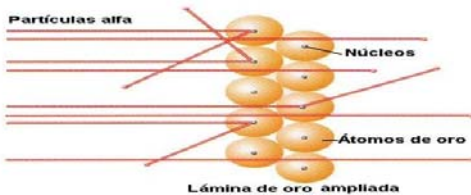
9

- El ángulo con el cual se dispersaban las partículas alfa era resultado de la repulsión electrostática.
- La interacción que produce desviaciones de ángulos pronunciados ocurre cuando la partícula alfa pasa muy cerca del núcleo del átomo.



10

- Mientras la desviación no ocurra, la partícula viajará sin ser afectada por la fuerza de Coulomb, es decir pasa muy lejos del núcleo atómico.



11

En conclusión

Al átomo se le concibe como una región central positiva de masa muy grande, y a los electrones se les ubica a una gran distancia con respecto a ella, entonces el átomo consistía en su mayor parte de espacio vacío (más del 90% de las partículas pasaban sin desviarse)



12

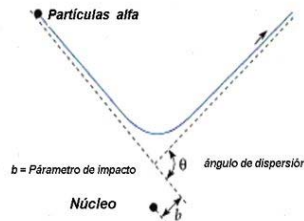
Logros y méritos

- Rutherford recibió el crédito por haber descubierto el núcleo del átomo debido a que desarrolló expresiones para predecir la dispersión de las partículas alfa, es más, logró establecer la cantidad de partículas que chocaban contra la pantalla fluorescente a un ángulo dado.
- Tomando como base sus cálculos, el diámetro del núcleo se estimó en aproximadamente una diezmilésima parte del átomo mismo
- Se estableció un nuevo modelo del átomo

13

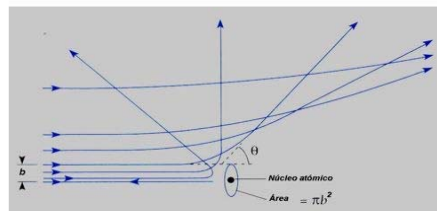
Experimento de dispersión de Rutherford

- Como la fuerza entre la partícula α y el núcleo de oro, es coulombiana, la cual es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa; por lo que el ángulo de dispersión dependerá mucho de que tan cerca pase la partícula alfa cerca del núcleo.



14

Experimento de dispersión de Rutherford



- Como el núcleo de oro tiene una masa más grande que la partícula alfa, puede considerarse por tanto que el núcleo se mantendrá en reposo durante la interacción

15

Rutherford obtuvo una ecuación que predecía que si N_0 partículas α incidían sobre la lámina entonces, un número $N(\theta)$ de ellas chocarían sobre la pantalla detectora por unidad de área, si ésta se colocaba a un ángulo θ .

$$N(\theta) = \frac{N_0 k^2 n t Z^2 e^4}{4r^2 E_c^2 \text{sen}^4\left(\frac{\theta}{2}\right)}$$

16

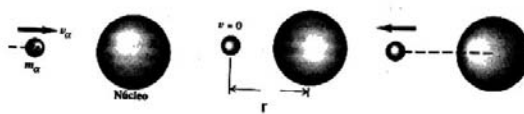
Donde:

- N_0 Número de partículas alfa que inciden en la lámina.
- $N(\theta)$ Número de partículas alfa que chocan contra la pantalla fluorescente a un ángulo
- n Número de átomos por unidad de volumen de la lámina dispersora.
- t Grosor de la lámina.
- Z Carga del núcleo, núcleo atómico
- r Distancia entre la lámina dispersora y la pantalla detectora
- E_c La energía cinética inicial de las partículas α .
- θ Ángulo con que salen desviadas las partículas
- e Carga del electrón.
- k Constante eléctrica

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}, \quad k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$$

17

El tamaño del núcleo



Imaginemos un choque de frente entre una partícula α y un núcleo, con Z cargas positivas, cada una de magnitud e . Inicialmente la partícula α tiene una energía cinética de

$$E_c = \frac{1}{2} m_\alpha v_\alpha^2$$

18

y gradualmente desacelera al acercarse cada vez más al núcleo que la repele. A cualquier distancia del núcleo, el potencial eléctrico es

$$V = \frac{kQ}{r}$$

Donde $k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$

$Q = Ze$ es la carga nuclear.

19

Escribiendo cada una de las energías tenemos

$$\frac{1}{2} m_{\alpha} v_{\alpha}^2 = \frac{2kZe^2}{r}$$

Donde

$$r = \frac{2kZe^2}{\frac{1}{2} m_{\alpha} v_{\alpha}^2}$$

21

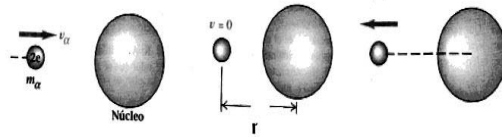
Sustituyendo estos valores obtenemos

$$r = \frac{2kZe^2}{\frac{1}{2} m_{\alpha} v_{\alpha}^2}$$

$$r = \frac{2 \left(9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2} \right) \left(1.6 \times 10^{-19} \right)^2 Z}{1.2 \times 10^{-12} J} = 3.8 \times 10^{-16} (Z) \text{ m}$$

23

La partícula α llegará a un punto de aproximación máxima al núcleo a una distancia r , donde se detiene momentáneamente, y su energía inicial (E_C) se ha transformado en energía potencial ($E_P=V(2e)$).



20

El valor de la energía cinética para una partícula α , utilizada por Rutherford es 7.7 MeV o

$$7.7 \text{ MeV} = 7.7 \times 10^6 \text{ eV} \left(\frac{1.6 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \right) = 1.2 \times 10^{-12} \text{ J}$$

La carga del electrón es

$$e = 1.6 \times 10^{-19} \text{ coulombs (C)}$$

22

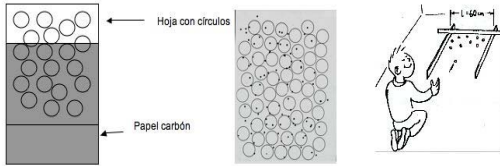
El número atómico del oro es $Z = 79$, de modo que

$$r_{Au} = 3.8 \times 10^{-16} (79) \text{ m} = 3 \times 10^{-14} \text{ m}$$

Por lo tanto el núcleo de átomo de oro es menor que $3 \times 10^{-14} \text{ m}$; esto es 1/10000 del radio del átomo

24

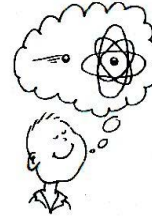
Conclusiones



- Es posible hacer mediciones indirectas y los resultados que se obtienen pueden ser aceptables. Como en el caso de la medida del diámetro del círculo y de la canica que presentamos en clase

25

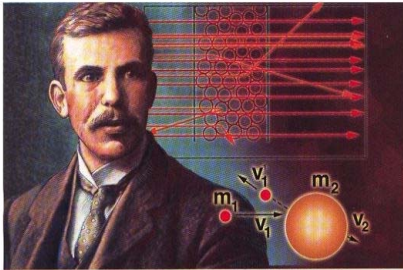
- El tamaño del núcleo atómico se tiene que determinar de esta manera puesto que no se puede medir directamente



26

Ernest Rutherford (1871-1937)

- Es considerado el fundador de la física nuclear
- Rutherford fue el cuarto director de los laboratorios Cavendish, después de J. J. Thomson.
- En 1908, recibe el Premio Nobel de Química



27

Ernest Rutherford (1871-1937)

- En una reunión ante la British Association for the Advancement of Science (1923), comento:
- “..... los experimentos sin imaginación o la imaginación sin el recurso al experimento no llevan a gran cosa, para un progreso efectivo, es necesario una feliz combinación de estos dos poderes”.

28

CAPÍTULO 7. MODELO ATÓMICO DE BOHR.

7.1 INTRODUCCIÓN



Figura 7.1 Niels Bohr
(1885-1962) Físico danés

Los experimentos de Geiger y Marsden, llevaron a Rutherford a formular un modelo atómico, el cual representaba al átomo en su mayor parte como espacio vacío, con un centro al que llamó núcleo atómico, un núcleo pequeño que incluía toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa, además supuso que los **electrones** se encontraban distribuidos en el espacio alrededor de la carga positiva, semejante a los planetas que rodean al sol.

El trabajo de Rutherford vino a esclarecer de manera formidable los misterios del átomo, sin embargo existía algo inexplicable y extraño en el modelo planetario, algo que la teoría electromagnética clásica predecía; las **órbitas electrónicas eran inestables**. De acuerdo con esta teoría, una partícula cargada en movimiento emite energía radiante, por tanto, un electrón atómico también debería radiar sin interrupción y al perder energía iría cayendo hacia el núcleo, hasta estrellarse finalmente en él.

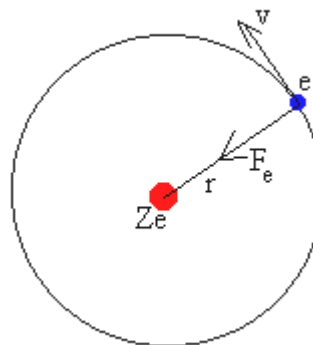
Ante esto, el razonamiento de Bohr era que la existencia de un átomo como el hidrógeno, formado por un protón cargado positivamente y un electrón cargado negativamente que gira alrededor de él en órbitas circulares sólo se podía comprender a partir de una determinada distancia básica entre ambos que explicaba las dimensiones estables del átomo, es decir que explicaba por qué el electrón no “caía” en el núcleo. Para explicar el hecho de que los electrones permanezcan a distancias relativamente grandes del núcleo cargado, aún a pesar de la fuerza electrostática de atracción que el núcleo ejerce sobre ellos, Bohr propuso, que los electrones giraban alrededor del núcleo describiendo órbitas, más o menos como lo hacen los planetas del sistema solar y que la atracción eléctrica era la que proporcionaba la fuerza “centrípeta” necesaria, para mantenerlo en órbita (figura 7.2)

7.2 PRIMER POSTULADO DE BOHR

Esta hipótesis tenía, sin embargo una consecuencia que no podía explicarse de acuerdo a la teoría electromagnética clásica. Un cuerpo que se mueve describiendo un círculo es acelerado continuamente, su velocidad cambia de dirección continuamente por tanto la aceleración es diferente de cero y, según la teoría electromagnética clásica, una partícula cargada acelerada emite energía. En consecuencia, la energía total del electrón, en el átomo de hidrógeno, disminuiría gradualmente; su órbita sería cada vez más pequeña, y llegarían a alcanzar el núcleo describiendo una espiral y quedando en reposo sobre él.

Además, de acuerdo con esta teoría, la frecuencia de las ondas electromagnéticas emitidas por el electrón en rotación es igual a la frecuencia de la revolución. Como los electrones irradian energía, sus velocidades angulares cambiarían continuamente y emitirían un espectro continuo (una mezcla de todas las frecuencias), en **contradicción con las líneas espectrales** que se observan.

Y aunque se cumple la estabilidad mecánica, dado que la fuerza atractiva de Coulomb proporciona la fuerza centrífuga necesaria para que el electrón permanezca en órbita, la teoría electromagnética clásica exige que un átomo en estas condiciones debiera ser eléctricamente inestable. Ante este dilema entre la inestabilidad atómica (emitiendo energía radiante de todas las frecuencias), y las observaciones que mostraban átomos estables, Bohr propuso que, a pesar del acierto de la teoría electromagnética en la explicación de fenómenos a gran escala, este no era aplicable a procesos a escala atómica. Entonces *postuló*.



$$F_{Coulomb} = F_{centrífuga}$$

Figura 7.2 Comportamiento del electrón en una órbita circular.

Primer postulado. *Un electrón en un átomo, puede girar solamente en determinadas órbitas circulares estables no radiantes, llamados estados estacionarios, mientras esté en cualquiera de las órbitas estables, no radia. Es decir los estados estacionarios están cuantizados.*

7.3 SEGUNDO POSTULADO DE BOHR

Bohr asocia a cada orbita una energía definida, y postula.

Segundo postulado *Un átomo emite energía únicamente cuando realiza una transición de una de esas órbitas estables a otra emitiendo (o absorbiendo) simultáneamente un fotón de energía adecuado*

7.3.1 La energía en una órbita circular

Ante este postulado, resulta necesario saber cual es la energía que posee el electrón en esa órbita circular. Consideremos un electrón de carga $-e$, que se mueve en una órbita circular de radio r alrededor de una carga positiva Ze (figura 7.2), tal como ocurre con el núcleo del átomo de hidrógeno en donde $Z=1$.

La masa del protón es unas 2000 veces mayor que la del electrón, por lo que la podemos considerar en reposo. La energía potencial E_p del electrón de carga $-e$ puede relacionarse con el radio de la órbita, de tal modo que la energía potencial del electrón a una distancia r de una carga positiva Ze es

$$E_p = \frac{kq_1q_2}{r} = \frac{k(Ze)(-e)}{r} = -\frac{kZe^2}{r}$$

$$E_p = -\frac{kZe^2}{r} \quad (1)$$

En donde k es la constante de Coulomb $k = 9 \times 10^9 \frac{Nm^2}{C^2}$, $k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$

La energía cinética $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ puede obtenerse en función de r utilizando la segunda ley de Newton, $F = ma$, si igualamos la magnitud de la fuerza de atracción electrostática (F_e) entre las cargas con la fuerza centrípeta.

$$F = ma, \quad F_e = \frac{kZe^2}{r^2}$$

$$F = \frac{mv^2}{r}$$

Igualando sus magnitudes $F = F_e$ y sustituyendo resulta

$$m \frac{v^2}{r} = \frac{kZe^2}{r^2} \quad (2)$$

Despejando v^2 tenemos $v^2 = \frac{kZe^2}{mr}$ y sustituyendo en E_c

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$$

$$E_c = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} \quad (3)$$

La energía total es la suma de las energías cinética y potencial:

$$E_T = E_c + E_p = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} - \frac{kZe^2}{r}$$

$$E_T = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} \quad (4)$$

7.4 TERCER POSTULADO DE BOHR



Niels Bohr

Tercer postulado. Para determinar las órbitas «permitidas o estables», Bohr introdujo una brillante suposición intuitiva. Observó que las unidades de la constante de Planck h , son iguales que las unidades del momento angular y postuló que únicamente son permitidas aquellas órbitas para las que el momento angular es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$.

Recordemos que el momento angular de una partícula de masa m que se mueve con velocidad tangencial v en un círculo de radio r , es mvr . Por consiguiente, la condición anterior puede expresarse como

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar \quad (5)$$

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

$$\text{donde } \hbar = \frac{h}{2\pi} = 1.055 \times 10^{-34} \text{ Js} = 6.582 \times 10^{-16} \text{ eVs}$$

En esta ecuación, n es llamado **número cuántico** y puede tomar valores enteros y fija el tamaño de las órbitas permitidas.

7.4.1 El tamaño de las órbitas permitidas

Para obtener el tamaño de las orbitas permitidas, se va a trabajar con la ecuación 5 y con la ecuación $v^2 = \frac{kZe^2}{mr}$ obtenida anteriormente, estas expresiones proporcionan una ecuación que relaciona la velocidad con el radio, veamos:

Si de la ecuación 5, despejamos v , obtenemos $v = \frac{n\hbar}{mr}$, al elevarla al cuadrado

$v^2 = n^2 \frac{\hbar^2}{m^2 r^2}$ y sustituyéndola en $v^2 = \frac{kZe^2}{mr}$ obtenemos

$$n^2 \frac{\hbar^2}{m^2 r^2} = \frac{kZe^2}{mr}$$

Despejando r

$$r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2} \quad (6)$$

Si a r_1 se le llama “*primer radio de Bohr*”

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2} \quad (7)$$

Entonces la ecuación 6 se convierte en

$$r = \frac{n^2}{Z} r_1 \quad (8)$$

Para el átomo de hidrógeno ($Z = 1$), los radios posibles para las órbitas, en los cuales el electrón no radia energía son: r_1 , $4r_1$, $9r_1$, etc. Sustituyendo los valores conocidos de las constantes e , m , h , z , k , en la ecuación 6, para el átomo de hidrógeno tenemos:

$$e = -1.602192 \times 10^{-19} C$$

$$m = 9.10956 \times 10^{-31} Kg$$

$$h = 6.62620 \times 10^{-34} Js \quad \text{constante de Planck}$$

$$z = 1$$

$$k = 8.98755 \times 10^9 Nm^2 / C^2$$

La órbita más interna, para $n = 1$ tiene un radio:

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2} = 0.529 \times 10^{-10} m \quad \text{es decir } 0.529 \text{ \AA} \text{ y un diámetro } 1.058 \text{ \AA}$$

Siendo más precisos

$$r_1 = 0.529177 \times 10^{-10} m$$

De la ecuación 8 observamos que la segunda órbita es cuatro veces mayor y la tercera nueve veces más grande, etcétera.

7.4.2 Velocidad del electrón en las órbitas permitidas

La velocidad del electrón cuando está en alguna de las órbitas, se puede determinar de manera análoga al procedimiento anterior, si sabemos que el momento angular del electrón está dado por la ecuación 5

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar$$

Despejando v obtenemos
$$v = \frac{n\hbar}{mr} \quad (9)$$

Si en la expresión 9 sustituimos el valor de r ($r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2}$) se tiene,

$$v = \frac{kZe^2}{n\hbar} = \frac{2k\pi Ze^2}{nh} \quad (10)$$

Puesto que en la ecuación 10 intervienen constantes atómicas, podemos escribir la ecuación de la velocidad del electrón en una órbita cualquiera poniendo simplemente

$$v = v_1 \frac{Z}{n} \quad (11)$$

Donde
$$v_1 = \frac{2k\pi e^2}{h} = 2.18768 \times 10^6 \text{ m/s}$$

Para el átomo de hidrógeno $Z=1$ y considerando la primera órbita $n=1$, la velocidad v es 1/137 de la velocidad de la luz. En la segunda órbita la velocidad sólo es la mitad de la anterior y en la tercera es únicamente una tercera parte, etc. Con órbitas tan pequeñas y tales velocidades, el número de revoluciones por segundo (rps) se hace muy alto.

7.4.3 La energía total del electrón en las órbitas permitidas

La energía potencial y cinética del electrón en una órbita cualquiera se puede determinar de la ecuación 4

$$E_T = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$$

Y que sustituir en ella a r , ($r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2}$) tenemos

$$E_T = -\frac{1}{2} \frac{k^2 Z^2 e^4 m}{\hbar^2 n^2}$$

Para el átomo de hidrógeno $Z=1$, entonces la ecuación anterior queda

$$E_T = E_c + E_p = -\frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{\hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

La energía total tiene signo negativo (figura 7.4) porque se trata de un sistema ligado, es decir se tendría que dar al sistema esa energía para separar al núcleo del electrón es decir se ioniza el átomo

Figura 7.4 Estados energéticos del electrón en el átomo de hidrógeno



7.5 LA EXPLICACIÓN DE BOHR SOBRE EL ORIGEN DE LOS ESPECTROS

Aún a pesar de que en el siglo XIX se tenía un amplio registro de diversos espectros atómicos, se ignoraba el origen de estos. Y aunque se sabía que las muestras de un elemento al ser excitadas emitían siempre las mismas longitudes de onda o frecuencia de radiación (espectro de emisión), se desconocían las causas de estas frecuencias características; Bohr explicó este fenómeno de la siguiente manera: los electrones en los átomos, normalmente se encuentran en una situación de energía relativamente baja, a la cual llamó estado normal o **estado fundamental**, y cuando los átomos se sujetan a altas temperaturas o al bombardeo con electrones, los electrones de los átomos bombardeados, absorben energía y son forzados a un estado de mayor energía llamado **estado excitado**. Cuando los electrones excitados, retornan a los niveles de menor energía, es entonces cuando se emite una cierta cantidad de energía radiante y

es justamente esta energía la que determina la longitud de onda de la radiación emitida, es decir, Bohr pensaba que cuando los electrones de los átomos **adquirían** energía adicional se excitaban a niveles definidos de mayor energía y que cuando la **perdían** retornaban a niveles definidos de menor energía. Para dos determinados niveles, la diferencia debe ser constante para todos los átomos de un elemento, esto explicaba el hecho de que las energías radiantes emitidas por un cierto elemento tuvieran siempre la misma frecuencia (o longitud de onda). Es decir

$$E_i - E_f = \Delta E = hf$$

Si E_i y E_f son las energías inicial y final del átomo, h la constante de Planck y f la frecuencia de la radiación emitida durante una transición.

Sea n el número cuántico correspondiente a cierto estado excitado, y l el número cuántico correspondiente a un estado inferior al que vuelve el electrón después del proceso de emisión. Entonces la energía inicial E_i es (vista en la sección precedente)

$$E_i = -\frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{\hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

Y la energía final E_f

$$E_f = -\frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{\hbar^2} \frac{1}{l^2}$$

La disminución de energía, $E_i - E_f$ que es igual a la energía del **fotón** hf **emitido** es:

$$E_i - E_f = hf = -\frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{\hbar^2} \frac{1}{n^2} + \frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{\hbar^2} \frac{1}{l^2}$$

O bien

$$f = \frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m}{h \hbar^2} \left(\frac{1}{l^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Como

$$\lambda = \frac{c}{f}, \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c}$$

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}, \quad \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

Entonces
$$\frac{1}{\lambda} = \frac{e^4 m}{8\varepsilon_0^2 ch^3} \left(\frac{1}{l^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (15)$$

El término $\frac{e^4 m}{8\varepsilon_0^2 ch^3}$ de la expresión anterior, surge de *manera natural* en el trabajo de Bohr y es justamente este término, uno de los hechos que validan su trabajo, ya que al sustituir los valores de las constantes (m, e, h, ε_0) se obtiene el mismo valor que obtuvo J. J. Balmer¹ de *manera empírica*.

$$\frac{e^4 m}{8\varepsilon_0^2 ch^3} = \frac{(9.109 \times 10^{-31} \text{ kg})(1.602 \times 10^{-19} \text{ C})^4}{8(8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2 / \text{Nm}^2)^2 (2.998 \times 10^8 \text{ m/s})(6.626 \times 10^{-34} \text{ Js})^3} = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Resulta pues que la ecuación de Balmer es un caso especial de la fórmula de Bohr, es decir cuando $l = 2$ la expresión coincide con la fórmula de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

R es la constante de Rydberg ($R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$) = 0.01097 nm⁻¹

λ es la longitud de onda,

n un número que puede tomar los valores enteros 2, 3, 4, 5, etc., y

$l = 1, 2, 3, \dots$

Aprecie usted, que el trabajo de Bohr fue tan genial como arbitrario y audaz, ya que con sus postulados logró explicar el origen de todos los espectros atómicos. Además su expresión permitió describir satisfactoriamente el espectro del átomo de hidrógeno

¹ En 1885 el matemático suizo Johann Jacob Balmer (1825-1898) obtuvo de manera empírica una expresión matemática sencilla que permitió describir las cuatro líneas para el espectro del átomo de hidrógeno en la región visible, con longitudes de onda de 656.3, 486, 434 y 410.2 nm, estas cuatro longitudes de onda forman la llamada serie de Balmer.

7.6 BOHR Y EL ESPECTRO DE ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Con el trabajo de Bohr, la comunidad científica se interesó y motivó a encontrar las líneas predichas por él, la expresión que obtuvo para la energía proporcionó los valores de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno a detalle, es decir, su expresión no tan sólo describió las cuatro líneas del espectro visible que hasta entonces se conocían sino que logró predecir otras líneas en la región infrarroja y ultravioleta al sustituir los valores de l y n , en la ecuación 15. Es así como surgen las llamadas series del espectro del átomo de hidrógeno.

T. Lyman, de la Universidad de Harvard fotografió las líneas del espectro del átomo de hidrógeno en la región ultravioleta, encontró que las longitudes de onda coincidían exactamente con las calculadas ($l=1$ y $n=2, 3, 4, etc.,$). Esta serie ahora es llamada **serie de Lyman**. La serie de Lyman es, por tanto, el grupo de líneas emitido por los electrones que retornan de cierto estado excitado al estado fundamental.

La serie de Balmer es el grupo de líneas emitidas por los electrones que vuelven de cierto estado más elevado, pero que se detienen en la segunda órbita, en lugar de caer al estado de mínima energía. Es decir un electrón que vuelve de la tercera órbita $n=3$ a la segunda órbita $l=2$ emite la línea H_α (rojo). Uno que vuelve de la cuarta órbita $n=4$ a la segunda $l=2$ emite la línea H_β (azul-verde), etc. Estas transiciones se ilustran en la figura 7.5

Observe que en la ecuación (15), para $l = \infty$ se obtiene el límite de la serie, que corresponde a $\lambda = 364.6 \text{ nm}$. Esta es la longitud de onda más corta de la serie.

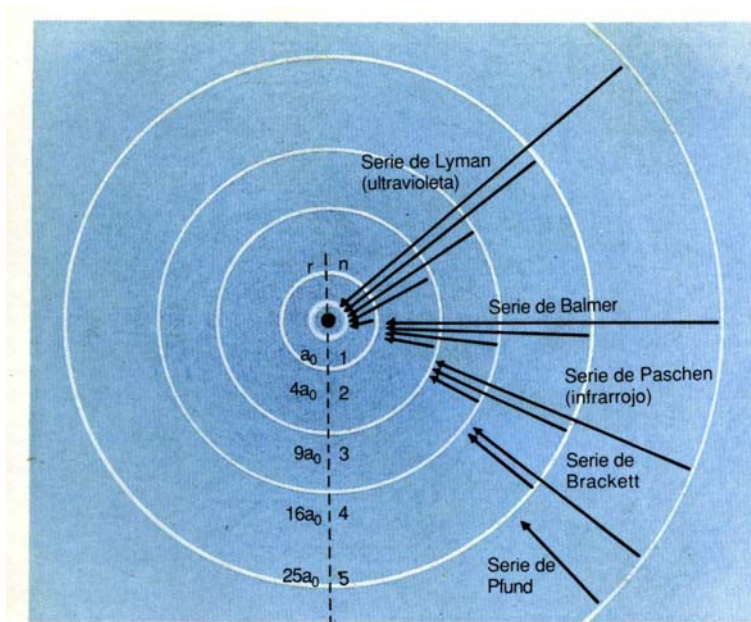


Figura 7.5 Órbitas “permitidas” del electrón en el átomo de hidrógeno. Según el modelo de Bohr. Las flechas indican las transiciones que producen algunas de las líneas de las distintas series espectrales. Los niveles de energía están numerados 1, 2, 3, 4,....., correspondiendo el 1 al más bajo o estado normal

Estos cambios de “*números cuánticos*” corresponden a un electrón que va desde una orbita exterior n a la orbita más pequeña l . En cualquier descarga eléctrica de alto voltaje en un tubo de vidrio que contiene gas hidrógeno, miles de átomos pueden tener su único electrón saltando desde la orbita 3 a la 2, mientras que en muchos otros átomos, el electrón puede estar saltando desde otras órbitas hasta $n = 2$. Por lo que al observar la luz por medio de un espectroscopio, se puede observar la serie completa de las líneas de Balmer.

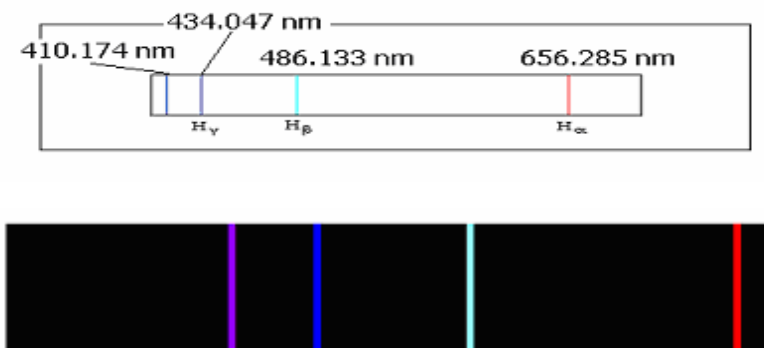


Figura 7.6 En la imagen superior se indica la ubicación (longitud de onda) de las líneas que componen el espectro del átomo de hidrógeno y en la imagen inferior se aprecia el espectro de emisión del mismo átomo

Si en la ecuación (15) $l = 3$ y $n = 4, 5, 6, \text{etc.}$, las frecuencias calculadas predicen líneas espectrales en el infrarrojo. Estas líneas fueron observadas, por primera vez por **F. Paschen** exactamente como se predijeron; la serie es ahora conocida con su nombre. Otra serie de líneas que procede de los electrones que saltan a la orbita $l = 4$, fueron predichas y comprobadas por **Brackett**, en la región del infrarrojo lejano, mientras que aún más lejos, también en el infrarrojo, existen una quinta serie para saltos a la orbita $l = 5$ que observó y describió por primera vez **Pfund**. Estas series de líneas constituyen el espectro completo del átomo de hidrógeno, ver tabla 7.1

Es importante comentar que los trabajos de James Franck y Gustav Hertz (1857-1894) sobre las energías de ionización fueron realizadas en parte para probar la teoría de Bohr, la energía de ionización del hidrógeno se había ya determinado experimentalmente y era de 13.54 eV. A partir de su modelo del átomo de hidrógeno con el electrón en un nivel de energía específico cerca del núcleo de carga opuesta, y usando la constante de Planck, Bohr calculó que la energía de ionización teórica del hidrógeno era de 13 eV. Esta concordancia con el valor experimental proporcionó una gran confianza en el trabajo de Bohr para el átomo de hidrógeno.

Tabla 7.1 Series espectrales del átomo de hidrógeno

Nombre de la serie	Intervalo de la longitud de onda	Expresión matemática
Lyman	Ultravioleta	$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right), \quad n = 2,3,\dots,$
Balmer	Ultravioleta y visible	$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right), \quad n = 3,4,\dots,$
Paschen	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right), \quad n = 4,5,\dots,$
Brackett	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right), \quad n = 5,6,\dots,$
Pfund	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right), \quad n = 6,7,\dots,$

7.7 CONCLUSIONES

El modelo atómico de Bohr utilizó conocimientos de la teoría clásica de Maxwell, de la teoría cuántica de Planck y por supuesto del modelo atómico de Rutherford. Este modelo consideró una serie de postulados de no fácil justificación, los cuales permitieron construir el primer **modelo exitoso** del átomo de hidrógeno, mismo que coincidía con los datos espectroscópicos. Bohr con su teoría obtuvo la fórmula general para la radiación emitida por el átomo de hidrógeno, el cual no tan sólo proporcionaba las longitudes de onda de las líneas de Balmer sino que predecía correctamente otras series de líneas que se observaron posteriormente en la zona ultravioleta e infrarroja del espectro del hidrógeno. La importancia y trascendencia del modelo de Bohr es que gracias a él se logra explicar el origen de los **espectros atómicos** que hasta ese entonces se ignoraba. El modelo de Bohr puede aplicarse con bastante éxito a iones similares al hidrógeno, como He^+ y Li^{2+} . Sin embargo esta teoría no describe adecuadamente los espectros de átomos con más de un electrón, además este modelo aún a pesar de su éxito con el hidrógeno, no pudo explicar las diferentes intensidades en las líneas espectrales. El modelo de Bohr se abandonó finalmente por el año de 1925, con la mecánica cuántica, se considera a Bohr uno de los fundadores de la física cuántica debido a que en sus trabajos, la materia, la energía, el radio de la órbita y la velocidad del electrón estaban cuantizados. Bohr recibió el **Premio Nobel de Física** en 1922 por su teoría de la estructura atómica.

7.8 ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE

TEMA: MODELO ATÓMICO DE BOHR

Objetivos de enseñanza- aprendizaje

Que el alumno:

1. Identifique que cada elemento químico tiene un espectro característico.
2. Observe e identifique los espectros continuos (el que produce la luz blanca) y discretos (espectros de emisión de elementos gaseosos).
3. Observe e identifique la coloración a la flama que producen algunos elementos metálicos.
4. Conozca de manera clara y precisa los postulados de Bohr.
5. Comprenda el método empleado para obtener la fórmula que describe las líneas espectrales del átomo de hidrógeno en las regiones visible, infrarrojo y ultravioleta.
6. Comprenda la importancia y trascendencia del trabajo de Bohr en la física.
7. Identifique claramente el modelo atómico de Bohr.

Instrumentos de enseñanza

Los instrumentos de enseñanza-aprendizaje empleados en esta estrategia son:

Material para el profesor, el cual contiene información teórica correspondiente al

- Modelo del átomo según Bohr, sus postulados, su trabajo con el espectro del átomo de hidrógeno, etc., material desarrollado en la sección precedente
- Lectura 11. Espectros atómicos. Información que se presenta en Anexos-2 (página 253).

Material para el alumno, el cual contiene información teórica correspondiente a:

- Lectura 12. Aplicaciones del análisis espectral² y la lectura recomendada Fraunhofer y el espectro solar.³ Misma que encontrará en Anexos-2 (página 262).
- Dos presentaciones electrónicas en *power-point* (ppt). Una para el tema de *espectros atómicos* y otra para *el modelo atómico de Bohr*, el contenido de las diapositivas las encontrará al final de esta estrategia.
- Actividades experimentales (Espectroscopía I y II), mismas que permiten observar diferentes tipos de espectros y los espectros de emisión de elementos metálicos y gaseosos.
- Instrumentos de evaluación que regulan la enseñanza, la cual encontrará en el Anexos-2 de ésta tesis (página 291).
- Applets sobre el modelo de Bohr.

² Información que se encuentra en el anexo-2 de esta tesis

³ Jones, Edwin y Childrens, Richard. (2001) *"Física Contemporánea"*. México: McGraw-Hill

ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA

Introducción

Esta estrategia al igual que las dos anteriores se basa en la propuesta de enseñanza, misma que considera la enseñanza directa, la discusión guiada, el trabajo cooperativo y la enseñanza a través de multimedia.

Dado que el modelo atómico de N. Bohr se fundamentó principalmente en los análisis espectroscópicos del átomo de hidrógeno así como de otros elementos químicos, ésta estrategia de enseñanza se auxilia justamente en información teórica concerniente a los diferentes tipos de espectros atómicos y en diversas actividades experimentales.

Es importante comentar que aún a pesar de tener en ese entonces un amplio registro de las observaciones espectroscópicas de diversos elementos y saber que las muestras de un elemento emiten siempre las mismas longitudes de onda o frecuencia de radiación características (espectro de emisión), se desconocían las causa de estas frecuencias características, es decir se ignoraba el origen de los espectros atómicos. Niels Bohr explicó satisfactoriamente este fenómeno y encontró una de las claves que permitió conocer más sobre la estructura atómica, además Bohr a través de sus postulados logró “*explicar el origen de los espectros*” y describió perfectamente el espectro del átomo de hidrógeno. Por todo lo antes mencionado esta estrategia se apoya en actividades en las cuales los estudiantes trabajan con los espectros de emisión de elementos metálicos y gaseosos, entre ellos con el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

Es substancial por tanto que los alumnos lleguen por sí mismos a través de estas actividades a identificar que a cada elemento le corresponde un único espectro. La estrategia se enfoca principalmente en hacer énfasis en que el modelo de Bohr surge ante una necesidad: explicar el origen de los espectros y la inestabilidad del átomo de Rutherford.

Acción 1. La estrategia de enseñanza se inicia pues, con la actividad denominada *Espectroscopia I*, cuya descripción y formato se encuentran en páginas posteriores. Esta consiste básicamente en observar la coloración que tienen algunos **elementos metálicos** tales como sodio, litio, bario, estroncio y potasio presentes en disolución, que al ser llevadas a la flama, dan una coloración muy específica. Así mismo los alumnos observan los respectivos espectros de emisión utilizando un espectroscopio de red.

De igual manera que en las estrategias anteriores, se trabaja con equipos de 4 a 6 alumnos, los cuales realizan la actividad conforme al documento *Espectroscopia I*. Al finalizar dicha actividad se solicita a cada equipo responder las siguientes preguntas:

1. ¿Es posible observar dos espectros diferentes para el mismo elemento?
2. ¿Cuál sería la relación que existe entre el elemento y su espectro?

Es importante que el profesor verifique que cada equipo logre observar los espectros de línea, efectúe el llenado de la tabla de observaciones (datos) y respondan las preguntas una y dos.

Acción 2. Posteriormente el profesor realizará la segunda actividad denominada *Espectroscopia II*, la cual tiene como objetivos que los alumnos

- Observen los espectros de emisión de algunos **elementos gaseosos**.
- Concluyan que a cada elemento le corresponde un único espectro, mismo que es como si fuera su huella digital.
- Vislumbren que en los espectros se esconde el misterio sobre la estructura atómica.

Para ello los alumnos observan a través de un espectroscopio de red o rejilla, los espectros de emisión de diversos elementos gaseosos tales como nitrógeno (N), helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe), hidrógeno (H), mercurio (Hg), yodo (I), oxígeno (O), etc., tal como lo indican las figuras A y B.

El profesor verificará que los alumnos logren observar realmente los espectros de emisión así como el llenado de la tabla de observaciones conforme lo indica el documento denominado “*Espectroscopia II*”. Al término de esta actividad el profesor solicitará nuevamente a los alumnos responder las siguientes preguntas, mismas que deberán ser respondidas por cada equipo de trabajo y expuestas posteriormente frente a todo el grupo por uno de los integrantes del equipo.

3. ¿Encuentra usted útil conocer los espectros de cada elemento? Justifique su respuesta.
4. ¿Considera usted que cada línea en el espectro de emisión encierra algún secreto sobre la materia? Justifique su respuesta.



Figura A. En estas fotografías se muestra la manera de observar los espectros de emisión de elementos gaseosos empleando el tubo y la rejilla de difracción.

En esta parte de la actividad profesor y alumnos escuchan atentamente las respuestas de los equipos en un ambiente de respeto, tolerancia y armonía, el profesor realizará todas las anotaciones necesarias que lo lleven a modificar, mejorar y favorecer el aprendizaje en el alumno y la propia estrategia.

Observación importante. Note que las actividades experimentales de Espectroscopia I y II son muy semejantes, la diferencia entre ellas es que en la primera se observan espectros de emisión de *elementos metálicos* y en la segunda de *elementos gaseosos*; y aunque se recomienda realizar ambas experiencias, usted puede realizar tan solo una de ellas. Si este fuera el caso, recomendamos la actividad experimental descrita en Espectroscopia II, la cual contiene gases a baja presión y encerrados en un tubo al vacío. Esta actividad se relaciona con la temática vista en el modelo atómico Thomson en cuanto al manejo y uso de diferentes tubos de rayos catódicos, es decir los tubos espectrales guardan cierta similitud de construcción y operación con los tubos de rayos catódicos. Es obvio que la aplicación de estas dos actividades depende del tiempo con que cuente el profesor para tal acción así como de los recursos, material y equipo con los que cuente el plantel.

Acción 3. Posteriormente el profesor proporcionará a través de la presentación electrónica en *power point* la información concerniente al tema de espectros atómicos. Explicará a los alumnos los tipos de espectros y sus características. Mostrará imágenes de los diferentes espectros: continuos y discretos, de emisión y absorción. Explicará que el matemático J. J. Balmer de manera empírica proporcionó una expresión matemática que describe algunas líneas del **espectro de emisión del átomo de hidrógeno**. La información de esta presentación se basa en el material preparado para el profesor que corresponde a la lectura 12: espectros atómicos. Con esta presentación se busca que los alumnos comprendan la idea de que cada elemento emite luz de ciertas frecuencias cuando se calienta a temperaturas suficientemente altas, que las distintas frecuencias se ven como colores diferentes, y cada elemento emite (y absorbe) su propio patrón de colores, lo cual permite identificar sus elementos, no importando de sí estos se encuentran en la tierra o fuera de ella, por ejemplo el sol, estrellas, etc.

Acción 4. La estrategia continúa con la revisión de los informes experimentales y la aplicación de una evaluación formativa. Esta debe realizarse de manera sistemática ya que ella nos permite regular nuestra enseñanza y verificar si los temas fueron comprendidos y a que profundidad, por ello se recomienda no omitirla. Algunos de los elementos a evaluar son las respuestas que cada equipo proporciona a las preguntas antes mencionadas, los reportes de las prácticas, la participación y trabajo durante la actividad experimental, las participaciones de los alumnos durante las sesiones, etc.

Acción 5. Además en esta estrategia se mencionan como instrumentos de aprendizaje las lecturas 11 y 12 que se presentan en el anexo de la tesis. Se recomienda que estas lecturas se apliquen como actividades extra clase y que dependiendo del tiempo con el que cuente el profesor e interés por parte de los alumnos pueden ser comentadas en clase.

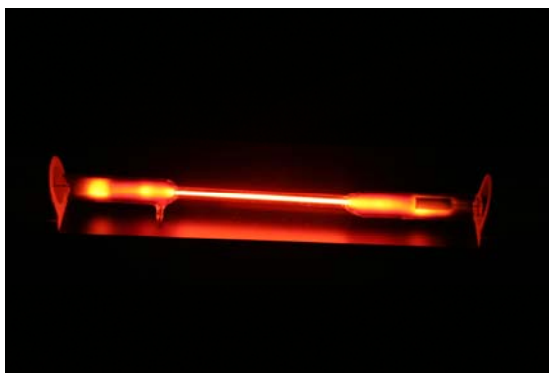
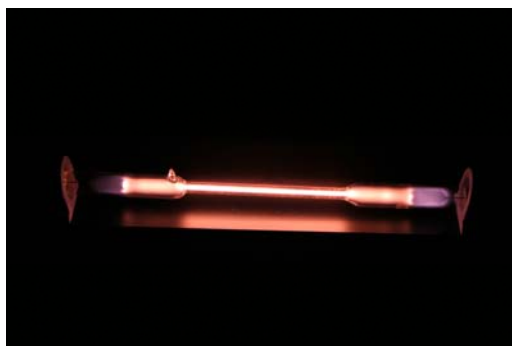


Figura B. En las fotografías se ilustran algunos de los tubos de descarga empleados por los alumnos durante la actividad experimental, de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo se muestran los tubos de descarga conteniendo gas Kriptón, gas cloro y gas neón.

Consideramos que las actividades experimentales propuestas en *Espectroscopia I y Espectroscopia II* son significativas para los alumnos ya que estos tienen ese acercamiento personal con los diferentes espectros. Los estudiantes al reproducir sus observaciones espectrales, pueden cotejarlas con una carta espectral y verificarlas. Recuerde que su aprendizaje se concreta con la información que proporciona el docente a través de la presentación en *power point (ppt)*.

Acción 6. El profesor da una introducción breve hacia el tema del modelo de Bohr retomando la temática del espectro atómico del hidrógeno (figura C) con la ecuación de Balmer. Mencionará que fue precisamente N. Bohr quién logró descifrar el enigma de las líneas en los espectros atómicos, para ello pedirá a los estudiantes observar cuidadosamente y reproducir el espectro del átomo de hidrógeno. Solicitará que anoten todas sus observaciones por insignificante que parezcan. Esta parte de la estrategia es muy importante ya que se espera que los alumnos logren observar (sino es que ya lo hicieron en las actividades uno y dos) que algunas de las líneas espectrales se ven más intensas que otras y que algunas de estas líneas se ven dobles.

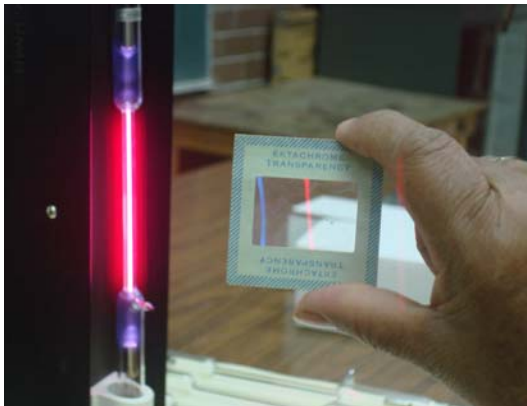


Figura C. En la fotografía se aprecia a través del espectroscopio de red algunas de las líneas del espectro de emisión del átomo de hidrógeno

Acción 7. Posteriormente el profesor a través de la presentación electrónica en *power point*, proporcionará información concerniente al modelo atómico de Bohr, esta contiene los aspectos más importantes del trabajo de N. Bohr. Sin embargo el maestro podrá hacer uso de otros medios didácticos para reforzar tal explicación,

A continuación se menciona de manera general el contenido de algunas de estas diapositivas, sin embargo para mayor información es necesario referirse al contenido completo de esta presentación, misma que encontrará al final de la unidad. Es importante comentar en esta presentación:

- Que los postulados⁴ de Bohr surgieron como productos de la mente genial e intuitiva de este hombre.
- Los aspectos relevantes del modelo de Rutherford. Un átomo con un núcleo muy pequeño, de carga positiva y en donde se concentraba casi toda la masa del átomo, un átomo con un gran espacio vacío y electrones de carga negativa que giran alrededor del núcleo semejante al sistema planetario.
- La inestabilidad del modelo de Rutherford, el cual conforme a la física clásica es inestable.
- Mostrar la necesidad de recurrir a la formulación de un postulado que llevará a explicar los fenómenos observados.

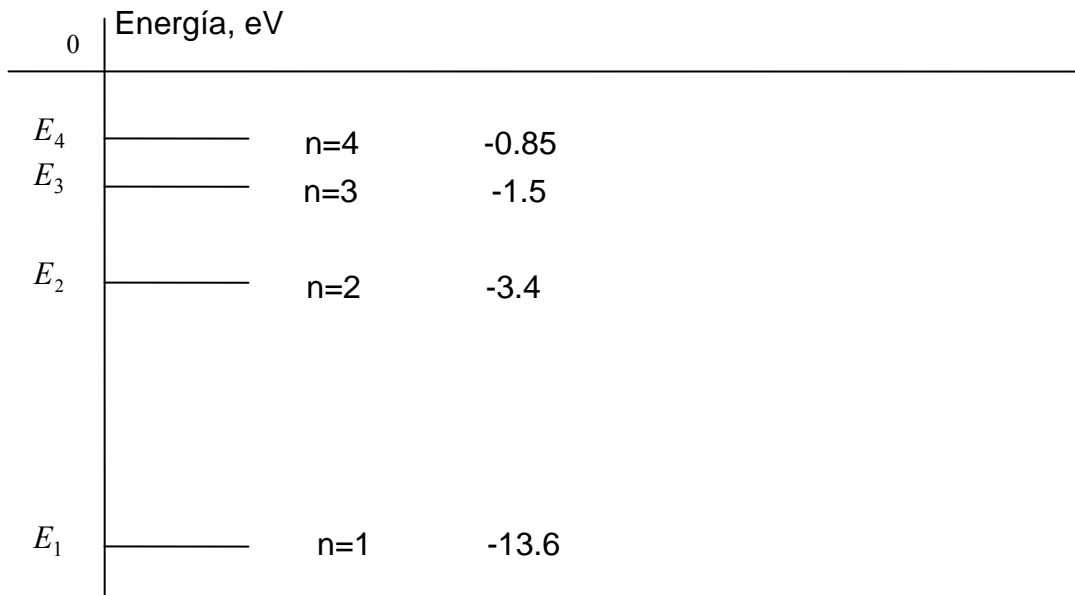
La presentación concluye con la explicación de los tres postulados y de los resultados obtenidos por Bohr con el átomo de hidrógeno. Se mencionará como es que Bohr obtuvo una expresión matemática que explica las diferentes frecuencias de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno en las regiones del visible, infrarrojo y ultravioleta. Mostrará como esta expresión general verifica la fórmula obtenida empíricamente por Balmer (en la región visible).

Es importante además que el profesor aborde cuidadosamente con los alumnos la manera en que Bohr obtiene la cuantización de la energía, el radio y la velocidad del electrón dentro de las órbitas, apoyándose en la actividad 1 descrita en páginas posteriores y en la referencia electrónica número cuatro, la cual contiene una simulación del modelo del átomo según Bohr, en ella se muestra la

⁴ Un postulado es un principio, indemostrable y necesario para establecer una justificación

energía, velocidad del electrón en las diferentes órbitas y el tamaño de las órbitas. Es trascendente que el maestro enfatice que Bohr explica de manera clara y precisa la energía del electrón en las diversas órbitas permitidas, para ello es necesario que se auxilie de la figura D, lo cual significa que el electrón del átomo de hidrógeno puede estar en cualquiera de los niveles de energía indicados.

Figura D. Estados energéticos del electrón en el átomo de hidrógeno conforme al modelo de Bohr



La presentación deberá mostrar la parte *exitosa del modelo* así como sus limitantes. El maestro formulará las conclusiones del modelo, por ejemplo:

- Bohr con sus postulados construyó una Teoría Cuántica Primitiva en la que se introduce la cuantización de variables dinámicas como es la energía, dando origen a la existencia de diferentes estados electrónicos en los átomos y explicando su estabilidad.
- Explicó el origen de los espectros.
- Reprodujo ampliamente el espectro del átomo de hidrógeno en la región visible, infrarrojo y ultravioleta, así mismo reprodujo de forma idéntica la fórmula espectroscópica dada por Balmer para el átomo de hidrógeno en la región visible.

- No pudo explicar la diferencia en las intensidades en las líneas espectrales.
- No pudo reproducir otros espectros atómicos.
- No logró explicar la estructura electrónica de átomos con más electrones, es decir no construyó las gráficas de los estados energéticos de los electrones para otros átomos como el mostrado en la figura D.

El profesor deberá aplicar la evaluación formativa, el formato correspondiente se la encuentra en la sección Anexos-2. Este tipo de evaluación es de suma importancia ya que estas regulan la enseñanza.

Actividades complementarias

Actividad 1. Se recomienda que el profesor lleve a los alumnos a las aulas de informática, para que consulte en la red (Web) los *applets* (simulaciones) en las que se visualiza el comportamiento del electrón en el átomo de hidrógeno, por ejemplo el alumno observa cómo cambia la velocidad del electrón conforme cambia el radio de la órbita. Ver referencia electrónica número cuatro.

Actividades de trabajo extra clase

Actividad 2. Que los alumnos en grupos pequeños elaboren un cuestionario en el que expresen aquellas ideas y conceptos en los cuales no hay claridad, así como un glosario de términos, tomando como referencia las presentaciones en *power point* (ppt.) del maestro.

Actividad 3. Se recomienda que los alumnos realicen la lectura sobre la biografía de Niels Bohr, se invita a realizarlo de dos maneras, una en la que todos los alumnos leen la biografía y en la clase siguiente los alumnos expresan de manera libre y voluntaria algún aspecto de la vida de este hombre la cual causó impacto de modo tal que tal información lo mantiene en la memoria permanente del estudiante. El profesor escribirá en pizarrón los comentarios y aspectos de N. Bohr y que expresan los alumnos. La otra manera es solicitar a un par de alumnos expongan frente a grupo y de manera breve la biografía de este notable hombre, se recomienda que esta actividad no exceda de 10 minutos.

Actividad 4. Otra de las actividades sugeridas para los alumnos es que utilizando una tabla de constantes físicas, obtengan los valores de las relaciones que obtuvo Bohr. Así mismo calcule las longitudes de onda para las líneas observadas en el espectro del átomo de Hidrógeno. Se sugiere además que los alumnos utilicen la ecuación de J. J. Balmer para que obtengan las longitudes de onda de las líneas espectrales para el átomo de hidrógeno.

Aspecto a evaluar	Expresión matemática
La energía total (E_T) es la suma de las energías cinética (E_c) y potencial (E_p), en las orbitas permitidas.	$E_T = E_c + E_p = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} - \frac{kZe^2}{r}$ $E_T = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$
El tamaño de las orbitas permitidas (r =radio) en el átomo de hidrógeno.	$r = \frac{n^2}{Z} r_1 \quad r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2}$
La velocidad del electrón en las orbitas permitidas en el átomo de hidrógeno.	$v = \frac{kZe^2}{n\hbar}$
La energía total del electrón en las orbitas permitidas para el átomo de hidrógeno.	$E_T = E_c + E_p = -\frac{1}{2} \frac{k^2 e^4 m Z^2}{\hbar^2} \frac{1}{n^2}$
Expresión obtenida por Bohr para las frecuencias de las líneas espectrales para el átomo de hidrógeno.	$\frac{1}{\lambda} = \frac{e^4 m}{8\epsilon_0^2 c h^3} \left(\frac{1}{l^2} - \frac{1}{n^2} \right)$
Expresión empírica de Balmer para las frecuencias de las líneas espectrales para el átomo de hidrógeno.	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

Donde:

R es la constante de Rydberg ($R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$)

λ es la longitud de onda,

$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$ Un número que puede tomar los valores enteros 2, 3, 4, ..., y

$l = 1, 2, 3, \dots$ un número que puede tomar los valores enteros 1, 2, 3, ...

$$e = -1.602192 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$m = 9.10956 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

$$h = 6.62620 \times 10^{-34} \text{ Js} \quad \text{constante de Planck}$$

$$Z = 1$$

$$k = 8.98755 \times 10^9 \text{ Nm}^2 / \text{C}^2$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} = 1.055 \times 10^{-34} \text{ Js} = 6.582 \times 10^{-16} \text{ eVs}$$

Algunas otras constantes fundamentales útiles

Cantidad	Símbolo	Valor
Carga del electrón	e	$-1.602192 \times 10^{-19} C$
Constante de gravitación universal de Newton	g	$6.672 \times 10^{-11} N \cdot m^2 / kg^2$
Constante de Rydberg	R	$1.097 \times 10^7 m^{-1}$
Constante eléctrica	k	$8.98755 \times 10^9 Nm^2 / C^2$
Constante de Planck	h	$6.62620 \times 10^{-34} Js$
Electrón – volt	eV	$1.602 \times 10^{-19} J$
Masa del electrón	m_e	$9.10956 \times 10^{-31} kg$
Masa del neutrón	m_n	$1.674 \times 10^{-27} kg$
Masa del protón	m_p	$1.672 \times 10^{-27} kg$
Número de Avogadro	N	$6.022 \times 10^{23} 1/(g mol)$
Radio de la primera órbita de Bohr	r_1	$5.29177 \times 10^{-11} m$
Velocidad de la luz en el vacío	c	$2.99792458 \times 10^8 m/s$

Referencias electrónicas y applets de apoyo

1. En la referencia electrónica abajo indicada, el profesor encontrará en la sección de “*rejillas y espectros*” de esta página, algunos experimentos de apoyo, mismas que se pueden realizar en laboratorio.
<http://www.mip.berkeley.edu/physics/F+20+0.html>
2. En la página <http://www.maloka.org/f2000/> el alumno podrá observar los espectros atómicos de diversos elementos
3. Contiene información sobre el espectro electromagnético
http://www.didactika.com/fisica/fisica_moderna/fisica_moderna_espectro_electromagnetico.html

En la siguiente dirección electrónica, encontrará un *applet* que permite la interacción con el modelo de Bohr, en el cuál podrá elegir de manera arbitraria el nivel de energía para el electrón en el átomo de hidrógeno y visualizar el tamaño del radio de la órbita así como la energía total del electrón y el movimiento de este alrededor del núcleo.

4. <http://www.walter-fendt.de/ph14e/bohrh.htm>

7.8.1 Actividad experimental. Espectroscopia I⁵

Objetivo: observar la coloración a la flama y el espectro de emisión de algunos elementos metálicos tales como el sodio, bario, estroncio, cobre, potasio y litio presentes en una sustancia

Equipo	Sustancias
➤ Espectroscopio o rejilla de difracción	Ácido clorhídrico HCl (1:1)
➤ Mechero Bunsen	Cloruro de sodio NaCl
➤ Vaso de precipitado 250 ml.	Cloruro de litio LiCl.
➤ 8 tubos de ensayo o frascos etiquetados	Cloruro cúprico CuCl ₂
➤ 1 mortero de porcelana	Cloruro de Bario BaCl ₂
➤ 1 “asa” de cromo-niquel o platino (20 cm.)	Cloruro de estroncio SrCl ₂
➤ 1 vidrio de cobalto	Cloruro de Potasio KCl
➤ 1 gradilla	
➤ Disolución alcohólica de clorofila ⁶	
➤ Papel filtro	
➤ Lápices de colores	

Comentario. Los experimentos llevados a cabo por Newton sobre el análisis de la luz blanca pusieron de manifiesto que estaba compuesta por la superposición de un conjunto de colores sucesivos que van desde el violeta hasta el rojo. Esta gama de colores del arco iris recibe el nombre de **espectro visible**. Augusto Comte (Montpellier 1798-Paris 1857), famoso filósofo francés vaticinaba que la humanidad jamás podría saber de que elementos están formadas las lejanas estrellas. Sin embargo no pasó mucho tiempo antes que el conocimiento de los espectros luminosos pusiera a nuestro alcance esa información.

Tarea de investigación. El alumno buscará la información correspondiente a qué es y cómo funciona un espectroscopio, qué es espectro electromagnético, espectro continuo y discontinuo o de líneas.

⁵Esta práctica fue elaborada y adaptada tomando como referencia las prácticas del manual de laboratorio de Física. Robinson Paul, G.Hewitt Paul. (1998). Ciudad de México. México. Addison Wesley Longman. y del manual de Prácticas de Química de la Escuela Nacional Preparatoria, UNAM.

⁶ La disolución alcohólica se prepara al macerar hojas de espinaca y filtrándola.

Medidas de seguridad

- ✓ El ácido clorhídrico es muy irritante a la piel y a los ojos, por lo que, si hubiera contacto, se debe lavar con abundante agua.
- ✓ En caso de contacto con la piel con las demás sustancias: cloruro de sodio NaCl, cloruro de litio LiCl, cloruro de Bario BaCl₂, cloruro de estroncio SrCl₂, cloruro de Potasio KCl, cloruro Cúprico CuCl₂ lavar con abundante agua.
- ✓ Antes de retirarte del laboratorio, lávate las manos.

Desarrollo de la experiencia

Paso 1. Practica el uso del espectroscopio mirando hacia una fuente de luz blanca como puede ser una lámpara incandescente o la luz del sol. Ajusta el espectroscopio hasta que el espectro se vea horizontal y nítido. Reproduce a través de un esquema el espectro observado.

¿Qué tipo de espectro se formó?

Paso 2. Rotula con etiquetas cada uno de los tubos de ensayo respectivamente con la fórmula de las sustancias NaCl, LiCl, BaCl₂, SrCl₂, CaCl₂, KCl y CuCl₂

Paso 3. Coloca el ácido clorhídrico en un tubo de ensayo y déjalo en la gradilla.

Paso 4. Enciende el mechero de Bunsen, regula la entrada de aire de manera que la flama presente una coloración azul.

Paso 5 Limpia el “asa” de cromo-níquel humedeciéndola en el ácido clorhídrico (HCl) y posteriormente calentándola en la flama del mechero hasta el rojo vivo.

Paso 6. Una vez que el “asa” esta limpia, introdúcela en el NaCl (cloruro de sodio)⁷ contenido en el tubo de ensayo y llévala a la base de la flama del mechero.



Dibuja las líneas del espectro

Paso 7. Observa a simple vista la coloración que toma la flama, nuevamente observa la flama a través de un espectroscopio de red, ajuste el espectroscopio hasta que el espectro se vea vertical y nítido, reproduzca sus observaciones en la tabla de datos.

⁷ La sal en cuestión reacciona con el oxígeno a través de la flama obteniéndose así el elemento metálico para el NaCl el °Na (sodio metálico), para el BaCl₂ el °Ba (bario metálico)

¿Qué tipo de espectro se formó?

Paso 8. Repite los pasos 5, 6 y 7 para el resto de las sustancias contenidas en los tubos de ensayo y registra tus observaciones en la tabla de datos, dibuja las principales líneas observadas en sus respectivas posiciones según el color de cada una de ellas.

Nota: Cuando observes los espectros de los átomos a través del espectroscopio también podrás observar una banda ancha y larga, esta corresponde al alambre incandescente. No tomes en cuenta esta imagen.

Tabla: Reproducción de los espectros de emisión

Metal	Coloración a simple vista	Principales líneas espectrales				
		Rojo	Amarillo	Verde	Azul	Violeta
<i>Litio (Li)</i>						
<i>Sodio (Na)</i>						
<i>Potasio (K)⁸</i>						
<i>Calcio (Ca)</i>						
<i>Estroncio (Sr)</i>						
<i>Cobre (Cu)</i>						
<i>Bario (Ba)</i>						

⁸ La flama de este elemento deberá observarse a través de un vidrio de cobalto

Para reflexionar

1. ¿Qué coloración toma la flama del mechero con el NaCl?
2. ¿Cómo sabes que las líneas amarillas brillantes que observaste al estudiar el cloruro de sodio se deben al sodio y no al cloro de dicho compuesto?

Manejo de desechos

Una vez terminada la actividad, entrega las sustancias sobrantes a tu profesor.

Actividades opcionales**Actividad 1**

Repite los pasos anteriormente descritos, pero ahora observa la coloración de la flama del mechero a través del ocular del espectrómetro, ver figura A. Registra tus observaciones en la tabla de datos y dibuja las principales líneas observadas, en sus respectivas posiciones según el color de las líneas.



Figura A. Espectrómetro

Actividad 2

Utilizando las rejillas de difracción y procediendo tal como se indica en los pasos 4, 5 y 6, mezcla ahora pequeñas cantidades iguales de las sales de cobre y de litio en un vaso de precipitados. Usa el “asa” y toma una pequeña cantidad de esta mezcla y llévala a la flama. Observa el espectro resultante a través del espectroscopio.

¿El espectro de la mezcla de sales de cobre y de litio contiene una combinación de las líneas correspondientes al cobre y al litio?

Mezcla una pizca de sal de litio con una cantidad grande de cobre. Observa el espectro resultante a través del espectroscopio usando el mismo alambre.

¿Observaste los colores característicos, tanto del cobre como del litio?

Explica

Análisis

1. A partir de tus observaciones saca conclusiones respecto de las cantidades relativas de los elementos metálicos presentes en cada mezcla.

En las siderurgias se funden grandes volúmenes de chatarra de acero, de composición desconocida, para fabricar acero nuevo. Explica de qué medio piensas que se valen los técnicos de laboratorio de estas fábricas para saber exactamente cuál es el contenido de un determinado lote de acero a fin de ajustar su composición

Actividad 3

Coloca el tubo de ensayo que contiene la disolución alcohólica de clorofila entre la fuente de luz blanca y el ocular del espectroscopio. Observa a través de éste y registra tus observaciones.

¿El espectro que se formo es de emisión o absorción?

7.8.2 Actividad experimental. Espectroscopia II

Objetivos. Que el alumno observe los espectros de emisión de distintos elementos gaseosos e identifique algunos elementos mediante la observación y comparación de sus espectros con un referente.

Material

- 1 fuente de poder para tubos de descarga o 1 bobina de inducción (tesla)
- 1 carta de espectros
- 1 espectroscopio de red o (rejillas de difracción)
- 1 soporte universal
- 1 pinzas de tres dedos
- Vidrio de cobalto
- Tubos de descarga de diversos elementos
- Diversos lápices de colores



Figura 7A. En las fotografías se ilustran algunos de los materiales utilizados durante la actividad experimental, de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo se muestran los tubos espectrales, los cuales contienen elementos gaseosos, diferentes tipos de espectroscopios (red, rejilla y tubo) y la fuente de poder para hacer funcionar los tubos espectrales.

Tarea de investigación. El alumno buscará la información correspondiente a qué es y cómo funciona un espectroscopio, qué es espectro electromagnético, espectro continuo y discontinuo o de líneas

Desarrollo de la experiencia

Paso 1. Enfoca el espectroscopio de red hacia una fuente de luz blanca o luz del sol y observa a través del ocular. Ajusta el espectroscopio hasta que el espectro se vea horizontal y nítido. Registra tus observaciones.

- ¿Qué le sucede a la luz blanca del sol cuando pasa a través del espectroscopio?
- ¿Qué nombre recibe el fenómeno observado?
- ¿Qué tipo de espectro se formó?

Paso 2. Coloca el tubo espectral en la fuente de poder respectiva. Verifica antes, que la fuente de poder esté apagada. Una vez colocado el tubo espectral enciende y observa la coloración que este emite a simple vista. Registra tus observaciones en la tabla de datos y después observa nuevamente la luz que se emite utilizando esta vez un espectroscopio de red. Ajusta para ello el espectroscopio hasta que el espectro se vea horizontal y nítido. Registra tus observaciones.

¿Qué tipo de espectro se formó?

Recomendación. En el caso de que la institución educativa no cuente con la fuente de poder especial para los tubos espectrales, puede sustituirla por una bobina de inducción. Sin embargo esto no es muy conveniente ya que no hay control en el suministro del voltaje generado. Lo ideal es utilizar la fuente de poder específica y extender de este modo el tiempo de vida útil de los tubos espectrales.

Paso 3. En el caso de no contar con la fuente de poder específica, utiliza las pinzas de de tres dedos para sujetar el tubo de descarga a un soporte universal, después conecta la bobina de inducción al enchufe de la corriente eléctrica, oscurece el laboratorio y acerca la bobina de inducción encendida a uno de los extremos (electrodo) del tubo de descarga de manera que por este, pase una descarga eléctrica. Observa a través del espectroscopio y anota.

Nota importante. Para extender el tiempo de vida útil de los tubos espectrales, se recomienda que estos operen en ciclos de 30 segundos, es decir estarán encendidos a lo más 30 segundos y apagados a lo menos 30 segundos. Por lo que se solicita a los alumnos, organizarse y establecer un patrón de observación eficiente.

Paso 4. Repite los pasos 1 y 2 para cada uno de los tubos de descarga. Registra tus observaciones en la tabla 7.1.

Paso 5. Una vez que el maestro verificó el trabajo de los alumnos así como el correcto llenado de la tabla I, éste les proporcionará un tubo espectral “blanco”, es decir, un tubo espectral que los alumnos a través de su observación identificarán a que elemento corresponde. Los alumnos podrán consultar una carta espectral.

¿Qué interpretación o significado le das a las líneas espectrales?

Tabla 7.1 Reproducción de los espectros de emisión

Tubo de descarga	Coloración a simple vista	Principales líneas espectrales				
		Rojo	Amarillo	Verde	Azul	Violeta

Para reflexionar.

¿En qué difieren los espectros de los átomos de los elementos anteriores y el espectro emitido por la fuente de luz blanca o de la luz solar?

Menciona la utilidad de conocer los espectros de los elementos:

7.8.3 Presentación en power point (ppt).

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO
Escuela Nacional Preparatoria 7
"Ezequiel A. Chávez"

El modelo atómico de Bohr

Presenta: Virgen G. Huerta Romero

1

Antecedentes: modelo atómico de Rutherford

Presenta al átomo:

- En su mayor parte como **espacio vacío**
- Con un centro pequeño al que llamó **núcleo atómico**, el cual incluía toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa
- Con **electrones** que se encontraban distribuidos alrededor de la carga positiva, semejante a los planetas que rodean al sol.



2


Inestabilidad del átomo



- Lo inexplicable del modelo planetario, algo que la teoría electromagnética clásica predecía: **las órbitas electrónicas eran inestables.**
- De acuerdo con esta teoría, una partícula cargada en movimiento emite energía radiante, por tanto, un electrón también debería radiar sin interrupción y al perder energía iría cayendo hacia el núcleo y su órbita sería cada vez más pequeña, llegando a alcanzar el núcleo describiendo una espiral y quedando en reposo sobre él.

3

Max Planck (Kiel 1858-Gotinga 1947)



En 1900 publicó su trabajo, "Sobre la teoría de la ley de distribución de energía en el espectro continuo"


Los cuerpos sólo pueden emitir o absorber cantidades discretas de energía. Si ν es la frecuencia de la luz emitida o absorbida, y E su energía, entonces, la energía es un múltiplo entero de una constante por la frecuencia de la luz emitida o absorbida:

$$E = nh\nu \quad (n=1,2,3,4,\dots)$$

4

Uno de los problemas no resueltos por la física era que se ignoraba el origen de los espectros atómicos.

¿Cuál era la explicación de las líneas espectrales?
¿Por qué una línea debía tener una frecuencia característica?



Espectro del átomo de Hidrógeno

5

Niels Bohr (Copenhague 1885-id. 1962)

Entre la inestabilidad atómica y las observaciones que mostraban átomos estables, Bohr propuso que, a pesar del acierto de la teoría electromagnética en fenómenos a gran escala, ésta no era aplicable a procesos de escala atómica.



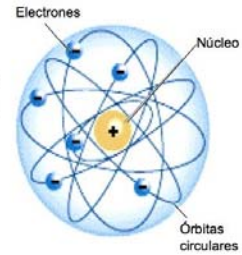
6

En 1913, Bohr usando el modelo atómico de Rutherford, los trabajos de Planck sobre que la energía se radia, en unidades pequeñas denominadas cuantos, así como los registros espectroscópicos; publica su trabajo sobre la estructura del átomo de hidrógeno. Postula

7

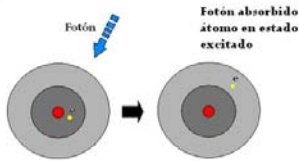
Primer postulado

Un electrón en un átomo, puede girar solamente en determinadas **órbitas circulares estables no radiantes**, llamadas estados estacionarios, los electrones mientras estén en cualquiera de las órbitas estables, no radian, el electrón en el átomo de hidrógeno por ejemplo puede estar en cualquiera de estas orbitas estables o permitidas y no radiar



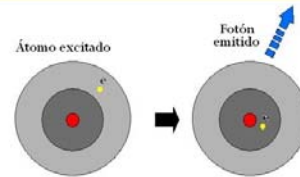
8

Segundo postulado



Un átomo emite energía únicamente cuando realiza una transición de una de esas órbitas estables a otra emitiendo (o absorbiendo), simultáneamente un fotón de energía adecuada.

9



La frecuencia de la radiación obedece la condición

$$E_i - E_f = \Delta E = h\nu$$

Donde E_i y E_f son las energías totales de los estados estacionarios inicial y final respectivamente.

Esta suposición equivale al principio de la conservación de la energía, donde el fotón emitido con energía

$$h\nu$$

esta implicado en el proceso

10

Tercer postulado

- Para determinar las "**órbitas permitidas o estables**", Bohr consideró que las unidades de la constante de Planck h , son iguales que las unidades del momento angular y postuló que únicamente son permitidas aquellas órbitas para las que el momento angular es un múltiplo entero de:

$$\frac{h}{2\pi}$$

11

Es decir los estados estacionarios u órbitas permitidas están cuantizados
Recordemos que el momento angular de una partícula de masa m que se mueve con velocidad tangencial v en un círculo de radio r , es mvr . Por consiguiente, la condición anterior puede expresarse como:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar$$

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

$$\text{donde } \hbar = \frac{h}{2\pi} = 1.055 \times 10^{-34} \text{ Js} = 6.582 \times 10^{-16} \text{ eVs}$$

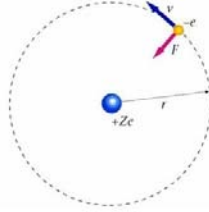
En esta ecuación, n es llamado **número cuántico** y puede tomar valores enteros y fija el tamaño de las órbitas permitidas.

12

La energía del electrón en las órbitas permitidas

Un electrón de carga $-e$, que se mueve en una órbita circular de radio r alrededor de una carga positiva Ze , tal como ocurre con el núcleo del átomo de hidrógeno en donde $Z=1$.

La energía potencial del electrón puede relacionarse con el radio de la órbita, de tal modo que la energía potencial del electrón a una distancia r de una carga positiva Ze es:



13

La energía de las órbitas permitidas

$$E_p = \frac{kq_1q_2}{r} = \frac{k(Ze)(-e)}{r} = -\frac{kZe^2}{r}$$

$$E_p = -\frac{kZe^2}{r} \quad (1)$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$$

$$E_c = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} \quad (2)$$

$$E_T = E_c + E_p = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} - \frac{kZe^2}{r}$$

$$E_T = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} \quad (3)$$

14

El tamaño de las órbitas permitidas

$mvr = \frac{nh}{2\pi} = nh \quad (1)$

Despejando y elevando al cuadrado

$v = \frac{n\hbar}{mr}$

$v^2 = n^2 \frac{\hbar^2}{m^2 r^2}$

$r = n^2 \frac{\hbar^2}{m k Z e^2} \quad (3)$

$r_1 = \frac{\hbar^2}{m k e^2} \quad (4)$

$r_n = \frac{n^2}{Z} r_1 \quad (5)$

$v^2 = \frac{kZe^2}{mr} \quad (2)$

Sustituimos

$n^2 \frac{\hbar^2}{m^2 r^2} = \frac{kZe^2}{mr}$

r_1 es el llamado "primer radio de Bohr". Para el átomo de hidrógeno, los radios posibles para las órbitas, en los cuales el electrón no radia energía son: $r_1, 4r_1, 9r_1, \text{etc.}$

Para el átomo de hidrógeno

$r_1 = 0.529177 \times 10^{-10} \text{ m}$

15

Combinando las versiones matemáticas de los tres postulados

- La cuantización del radio de la orbita $\rightarrow r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2}$
- La energía del electrón en su orbita es la energía cinética mas la potencial eléctrica, por tanto la energía total es: $\rightarrow E_T = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$
- Al sustituir el radio de la orbita se obtiene que la energía esta cuantizada $\rightarrow E_T = -\frac{1}{2} \frac{k^2 Z^2 e^4 m}{\hbar^2 n^2}$

16

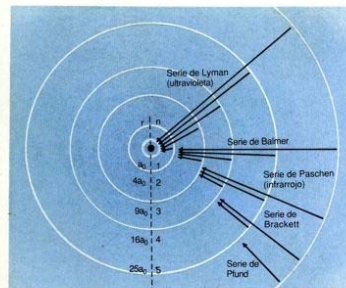
Combinando las versiones matemáticas de los tres postulados

- Como se ha supuesto que un electrón que absorbe un fotón lo hace solo en el caso en que $E_i - E_f = \Delta E = h\nu$
- R es la constante de Rydberg $\frac{1}{\epsilon_0^2} \frac{me^4}{8h^3}$ $\nu = \frac{1}{\epsilon_0^2} \frac{me^4}{8h^3} \left(\frac{1}{l^2} - \frac{1}{n^2} \right)$
($R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$) $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

17

La explicación de Bohr al fenómeno de los espectros

Los electrones en los átomos, normalmente se encuentran en una situación de energía relativamente baja, a la cual llamó estado normal o **estado fundamental**, cuando los átomos se sujetan a altas temperaturas o al bombardeo con electrones, los electrones de los átomos bombardeados, absorben energía y son forzados a un estado de mayor energía llamado **estado excitado**.



18

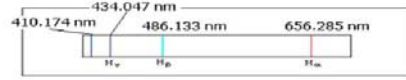
La explicación de Bohr al fenómeno de los espectros

Cuando los electrones excitados, retornan a los niveles de menor energía, es entonces cuando se **emite** una cierta cantidad de energía radiante y es justamente esta energía la que determina la longitud de onda de la radiación emitida, es decir, Bohr pensaba que cuando los electrones de los átomos adquirían energía adicional se excitaban a niveles definidos de mayor energía y que cuando la perdían retornaban a niveles definidos de menor energía.

Espectro del átomo de hidrógeno



Espectro del átomo de Hidrógeno

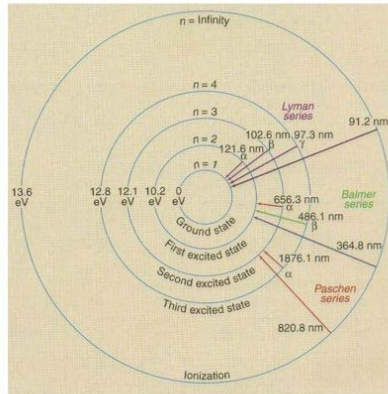


19

20

Bohr predice las otras series

La expresión que obtuvo Bohr proporcionó los valores de las **líneas espectrales del átomo de hidrógeno** a detalle, es decir, su expresión no tan sólo describió las cuatro líneas del espectro visible de la serie de Balmer, que hasta entonces se conocía sino que logró predecir otras líneas en la región infrarroja y ultravioleta. Es así como surgen las llamadas series de Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.



21

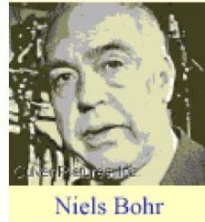
Series espectrales del átomo de hidrógeno

Nombre de la serie	Intervalo de la longitud de onda	Expresión matemática
Lyman	Ultravioleta	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 2, 3, \dots$
Balmer	Ultravioleta y visible	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, \dots$
Paschen	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 4, 5, \dots$
Brackett	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 5, 6, \dots$
Pfund	Infrarrojo	$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 6, 7, \dots$

22

CONCLUSIONES

- Bohr utilizó conocimientos de la teoría clásica de Maxwell, de la teoría cuántica de Planck y del modelo atómico de Rutherford.
- Construyó una **Teoría Cuántica Primitiva** en la que introduce la cuantización de variables dinámicas, por ejemplo la energía.
- Explicó la estabilidad del átomo
- Obtuvo la expresión general para la radiación emitida por el átomo de hidrógeno (serie de Balmer y otras series).



23

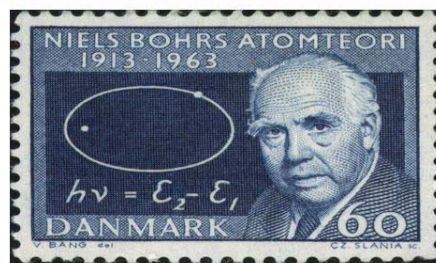
Importancia y trascendencia

- Explica el origen de todos los *espectros atómicos*
- Los postulados de Bohr, permitieron construir el primer modelo del átomo de hidrógeno, mismo que coincidía con los datos espectroscópicos.
- El modelo de Bohr puede aplicarse con éxito a iones similares al hidrógeno, cómo He⁺ y Li²⁺.
- Sin embargo no describe los espectros de átomos con más de un electrón

Limitaciones

- No pudo explicar la estructura electrónica de átomos con más de un electrón
- No explicar las diferentes intensidades en las líneas espectrales.

24



- El modelo de Bohr se abandono finalmente por el año de 1925, con la mecánica cuántica.
- Se considera a Bohr uno de los fundadores de la física cuántica debido a que en sus trabajos la materia, la energía, el radio de la órbita y la velocidad del electrón estaban cuantizados.
- Bohr recibió el *Premio Nobel de Física* en 1922 por su teoría de la estructura atómica.

25

CAPÍTULO 8. MODELO ATÓMICO CUÁNTICO

8.1 Estrategia de enseñanza aprendizaje

8.1.1 Introducción

Sabemos que la enseñanza de estos temas constituye un enorme reto para el docente y que el grado de abstracción de estos, así como la falta de dominio de los contenidos temáticos por parte del docente, son algunas de las posibles causas que han provocado su exclusión en los diferentes programas de estudio de bachillerato. Además, los actuales programas de estudio de Física III y Física IV área I y II, modificados y aprobados en 1996, no contemplaron la enseñanza del modelo atómico cuántico, por lo que la enseñanza de la física clásica ha ocupado un importante espacio y no así la física cuántica. No es adecuado que la enseñanza de la física en bachillerato se limite a la enseñanza de la física clásica. Es como si nosotros mismos detuviéramos el avance de la física y por supuesto esto no es así. Iríamos en contra del progreso mismo ya que esta disciplina ha evolucionado en los últimos cien años de manera sorprendente y todos los avances tecnológicos de los que disfrutamos actualmente como son los aceleradores de partículas, los teléfonos celulares, las computadoras, televisores de plasma, etc., son ejemplos de ello¹. Ante esto surgen varias preguntas ¿Conoce realmente el profesorado lo que está pasando en la disciplina, aunque sea a nivel divulgativo? ¿Han influido los nuevos conocimientos, por ejemplo, en la selección de contenidos? ¿Se ha modificado algo de lo que se hacía antes de estos avances? El talón de Aquiles de los programas de física es justamente la enseñanza de la física cuántica. Nuestro trabajo va encaminado principalmente a proporcionar los fundamentos teóricos y metodológicos para que el profesor de bachillerato, conozca el tema y lo imparta de manera adecuada y lógica.

Objetivos de enseñanza- aprendizaje:

Que el alumno:

1. Conozca los antecedentes que permitieron la concepción del modelo cuántico, es decir, los trabajos de Bohr², de Broglie y Heisenberg.
2. Aprecie que el modelo cuántico es el modelo que logra explicar satisfactoriamente lo que los otros modelos no hicieron
3. Reconozca la importancia de este modelo, ya que con el se puede decir cual es el estado de un electrón dando su energía y otras propiedades, pero no su trayectoria.
4. Conozca los fundamentos que permiten explicar la estructura electrónica de átomos con más de un electrón
5. Advierta las diferencias y semejanzas entre diversos elementos químicos a partir del modelo cuántico, es decir la estructura electrónica.
6. Sea capaz de reproducir la configuración electrónica de algunos elementos químicos.

¹ Jiménez María del Pilar (coord.), Caamaño Aureli, Oñorbe Ana, Pedrinaci Emilio y De Pro Antonio. (2003). "Enseñar Ciencias" Barcelona. Editorial GRAO.

² Este tema se abordó en el apartado anterior.

Instrumentos de enseñanza

- Material para el profesor, el cual contiene información teórica correspondiente al modelo cuántico del átomo, material desarrollado en la sección llamada *Anexos-2*.
- Lecturas de apoyo:
Lectura 13. Describiendo una Onda. Una fórmula para las ondas.
Lectura 14. Teoría cuántica del átomo de hidrógeno. La ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno.
Lectura 15. Los números cuánticos.
Lectura 16. El espín del electrón.
- Microscopio electrónico³, biografías⁴ de E. Schrödinger, Broglie, Heisenberg, Born, Pauli y Dirac.
- Direcciones electrónicas de apoyo al tema.

8.1.2 Visión general de la estrategia de enseñanza

Considerando que el docente ha recibido y comprendido el modelo cuántico, estará entonces en condiciones de enseñarlo a sus alumnos, por ello esta propuesta contiene información estructurada de tal manera, que permitirá al maestro iniciar al bachiller en el conocimiento del modelo cuántico.

En la estrategia de enseñanza del modelo de Bohr algunos alumnos al momento de dibujar la posición y color de las líneas espectrales, dudaban en establecer la existencia de una línea o dos en el espectro de emisión del hidrógeno. Esta observación resultó ser un verdadero tesoro ya que la estrategia justamente parte de ella. Además si agregamos a esto, las observaciones de los espectroscopistas sobre las diferentes intensidades en las líneas espectrales. El profesor podrá decir entonces que los modelos anteriores no pudieron explicar estas intensidades ni las líneas dobles en los espectros de emisión y que el modelo cuántico sí lo hace.

El profesor dará inicio entonces a la temática involucrada, se recomienda que se mencione a los alumnos los **antecedentes** que permitieron la concepción del modelo cuántico, posteriormente presente la **ecuación de Schrödinger** a fin de que profesor y alumnos reconozcan la validez de este trabajo y finalmente muestre que el principio de exclusión de Pauli, el espín del electrón y la ecuación de Schrödinger han permitido la descripción y explicación de las propiedades de todos los elementos químicos que Dimitri Mendeléiev clasificó hace más de 100 años, y que actualmente llegan a 118 elementos. Es importante que el docente destaque que para lograr una descripción y comprensión del mundo atómico se requirió de la **física cuántica** y de un nuevo lenguaje, mismo que se inició cuando Louis De Broglie comenzó a hablar de la dualidad *partícula-onda* y de *ondas de materia*. Mencionará que la física cuántica surge ante la necesidad de un cambio, un cambio conceptual, Resaltará que la mecánica Newtoniana funciona perfectamente a escala macroscópica, pero que, existen ciertos fenómenos que para ser explicados requieren de otra teoría; **la mecánica cuántica**, la cual explica, describe y funciona en el mundo microscópico, el mundo atómico. Es necesario

³ Jones, Edwin y Childrens, Richard. (2001) "*Física Contemporánea*". México: McGraw-Hill

⁴ Lecturas no incluidas en este trabajo.

que el maestro resalte que este modelo atómico satisface todas las preguntas sobre la estructura atómica, por lo que no se requiere de ningún otro modelo.

8.1.3 ACCIONES EN ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA

8.1.3.1 Antecedentes

Acción 1. El profesor abordará con sus estudiantes los temas concernientes a los trabajos de Bohr (ya visto), de Broglie, y Heisenberg, procurando resaltar:

- α Para el trabajo de Broglie: La concepción de la naturaleza ondulatoria de las partículas así como la expresión propuesta por él $\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mV}$, en donde p es el momento de la partícula. Se recomienda que el profesor mencione que existe evidencia del comportamiento ondulatorio de las partículas, por ejemplo, los electrones en el microscopio electrónico.
- α Para el trabajo de Heisenberg: Indicará que toda medición implica cierta incertidumbre o error y que no podemos efectuar una medición con absoluta exactitud. El docente explicará que si esta idea es aplicada al carácter ondulatorio de las partículas (de acuerdo a De Broglie) resulta evidente que en esta medición existe un límite y que este límite es una característica inherente a la naturaleza de la partícula y no al grado de perfección del instrumento de medida. El docente mencionará que esto cobra relevancia en el mundo microscópico y que en el mundo macroscópico (física clásica) esto no se aprecia

Actividad de aprendizaje, acción 1:

1. El profesor solicitará a sus alumnos investigar sobre el microscopio electrónico y funcionamiento, realizar las lecturas biográficas para De Broglie y Heisenberg.
2. Se recomienda que el docente **muestre físicamente**⁵ una onda e identifique en ella la amplitud, longitud de onda y frecuencia. Posteriormente indicará que este tipo de ondas pueden describirse matemáticamente por ecuaciones del tipo; $y = A \cos\left(ft - \frac{x}{\lambda}\right)$, inclusive el maestro puede mostrar ondas estacionarias e indicará que en ellas la energía se mantiene constante y que no dependen del tiempo.

⁵ Referirse a la práctica de Ondas estacionarias del manual de prácticas de Física IV área Ciencias Biológicas y de la Salud. UNAM, Escuela Nacional Preparatoria, México, 2002.

8.1.3.2 Erwin Schrödinger

Acción 2. El profesor señalará que así como las ondas mecánicas pueden ser descritas por una ecuación de onda, **E. Schrödinger** motivado por el trabajo de de Broglie propone una ecuación de onda para las partículas, la cual describe el comportamiento ondulatorio de estas en el espacio (tres coordenadas). Este trabajo resultó ser brillante, creativo e intuitivo y que revolucionó a la física.

Se comenta que esta ecuación no es una ecuación sencilla y que contiene como incógnita la función de onda, representada por la letra griega (psi) Ψ , misma que contiene **toda la información del sistema**, en lugar de describir solo trayectorias. Se recomienda que el profesor mencione algunos de los principios físicos en los que se fundamenta la ecuación de onda, estos son:

- ∝ La ley de la conservación de la energía.
- ∝ La energía mecánica es la suma de la energía cinética $\frac{p^2}{2m}$ y la energía potencial.
- ∝ La energía potencial U es una función de la posición y en particular para el átomo de hidrógeno es $U = -k \frac{Ze^2}{r}$, misma que resulta ser igual que en la física clásica.

Mencionará que las soluciones a esta ecuación coinciden con los datos experimentales y de ahí su validez.

Se recomienda que el docente considere el concepto de energía y su conservación para explicar que el electrón por ejemplo en el átomo de hidrógeno, cuando recibe energía a través de un alto voltaje, es estimulado a ocupar ciertos niveles de mayor energía (niveles cuantizados de energía) y que cuando este regresa a su estado base o fundamental emite un fotón (luz) de energía $E = hf$, es importante relacionar esta acción con los espectros de emisión, principalmente con el de hidrógeno. Mencionará que esta ecuación respalda el trabajo de Bohr y además logra responder lo que su modelo no hace.

Actividad de aprendizaje, acción 2:

1. *Ley de conservación de la energía*⁶. El docente puede mostrar un tubo espectral y explicar que en el interior contiene gas hidrógeno y que cuando este recibe energía a través de la fuente de alto voltaje los electrones de los átomos toman esta energía y pasan a niveles de mayor energía y que al regresar a su nivel fundamental emiten la energía absorbida por medio de fotones con energía $E = hf$.

Es importante recordar que el tema, espectros atómicos ya fue abordado en el modelo de Bohr, por lo que retomar estos conocimientos permitirá reforzar lo aprendido.

⁶ Referirse a sección Anexos-2, lectura 12. Espectros atómicos.

Acción 3. El maestro enfatizará que la ecuación de onda de **Schrödinger** es para la mecánica cuántica, lo que es la ecuación $\vec{F} = m\vec{a}$ para la mecánica clásica. Señalará que esta ecuación surgió de la mente brillante de este hombre del mismo modo que Newton estableció su ecuación. Explicará a los alumnos que a partir de la concepción de de Broglie de que el electrón se comporta como una onda Schrödinger plantea una ecuación que describe matemáticamente el comportamiento de esta partícula en el espacio y en el tiempo.

Actividad de aprendizaje, acción 3:

1. El profesor solicitará a sus alumnos realizar la lectura biográfica de E. Schrödinger. Se recomienda que en las lecturas biográficas se resalten los logros más importantes alcanzados por estos personajes, se identifiquen los valores encontrados en cada uno de ellos tales como son el trabajo, integridad, compromiso, inquietud científica, estudio, etc., esta actividad se considera extra clase y la información que los alumnos obtengan será, integrada por el maestro de manera clara y sencilla en la siguiente clase, se recomienda que el tiempo empleado para ello no deberá ser más de diez minutos.

Acción 4. Se explicará que una de las aplicaciones de la ecuación de Schrödinger se realizó en el átomo de hidrógeno: el cuál consiste de un protón de carga eléctrica $+e$ y un electrón de carga eléctrica $-e$, el cual es 1836 veces más ligero que el protón, debido a esto, se puede considerar al protón fijo y al electrón moviéndose a su alrededor bajo la influencia del campo eléctrico. Mencionará que se obtiene una expresión, en la cual la función de onda Ψ depende de los valores de las coordenadas del electrón en tres dimensiones y que la energía potencial eléctrica U del electrón de carga $-e$ cuando esta se encuentra a una distancia r de otra carga $+e$, esta dada por la expresión.

$$U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

8.1.3.3 Interpretación de Max Born

Acción 5. Interpretación de Max Born sobre la función de onda Ψ : densidad de probabilidad. El maestro mencionará que a pesar de la existencia de diversas interpretaciones a Ψ , la interpretación más aceptada es la de Born. Esta se refiere a la probabilidad de encontrar a las partículas en un cierto lugar. Esta dice.

La probabilidad experimental de encontrar una partícula descrita por la función de onda Ψ en un punto x, y, z , en un tiempo t es proporcional al valor de $|\Psi|^2$ en un tiempo t

El maestro explicará que un gran valor de $|\Psi|^2$ significa una fuerte probabilidad de que el electrón este presente, mientras que un pequeño valor de $|\Psi|^2$ significa una ligera probabilidad que este presente.

Actividades de aprendizaje; acción 5

Actividad I. El docente aplica alguna actividad concerniente al concepto de probabilidad, por ejemplo; se pregunta al estudiante.⁷

1. ¿Cómo se define la probabilidad de un suceso?
2. Si se dispone de un dado, ¿Cuál es la probabilidad de obtener en un lanzamiento, un uno?
3. Cuál es la probabilidad de obtener en un lanzamiento un uno o un seis?
4. Repite los lanzamientos un número importante de veces, por ejemplo 100 veces, y saca conclusiones.

Respuestas:

1. La definición clásica de probabilidad es que ésta es el cociente entre el número de eventos favorables y el número total de eventos posibles, en el caso de que todos los eventos se distribuyan uniformemente
2. 1/6, porque el dado puede mostrar cualquier de sus seis caras y sólo una de ellas nos dará el resultado deseado.
3. 1/3, Porque de las seis caras que el dado puede mostrar en un lanzamiento dos de ella no son favorables, 1 y 6, luego la probabilidad es $\frac{2}{6} = \frac{1}{3}$

Obviamente las predicciones se ven confirmadas sólo en la medida que se cumplan las siguientes condiciones:

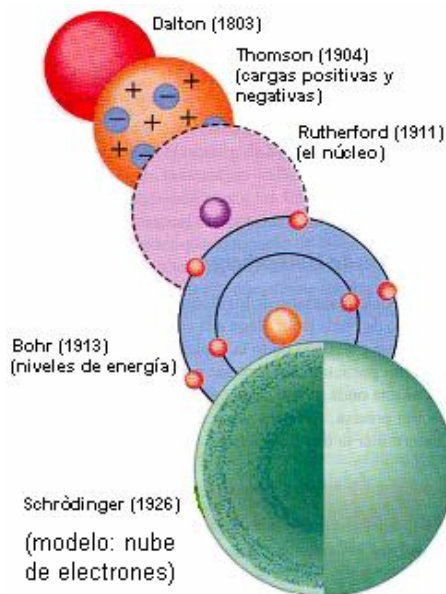
- ∞ Todos los eventos son igualmente probables.
- ∞ El número de ensayos realizados es muy elevado.

Actividad II. Cada alumno dispone de 5 bolitas del mismo tamaño en el interior de una bolsa, de manera que no sabe las características de las bolitas que hay en el interior, salvo que ellas son de dos colores. Se agita suavemente la bolsa y, sin mirar se saca una bolita, se anota el resultado y se devuelve a la bolsa. Se repite el ensayo un gran número de veces. Enseguida se realiza una inferencia de tipo probabilística por ejemplo: para predecir ¿Cómo se distribuyen según su color, las bolitas en el interior de la bolsa? Finalmente se verifica si la predicción fue acertada. Los alumnos debaten con sus compañeros acerca del acuerdo o falta de coincidencia entre la predicción y el resultado obtenido.

⁷ Ibáñez Walter Fernando, 2001. *Aproximación a la teoría atómica*. República de Chile. Ministerio de educación. Editores María Victoria Gómez V. y Jorge Galaz N.

En el modelo atómico de Rutherford, el alumno usó la probabilidad como método indirecto para determinar el diámetro de un círculo y de una canica, ahora en esta actividad los estudiantes aprendan a obtener información sobre un sistema a través de una inferencia de tipo probabilístico. Los alumnos verifican que esto funciona en la medida en que son honestos y pacientes al realizar un número suficiente de mediciones.

Actividad III. El profesor solicitará a sus alumnos realizar los esquemas del átomo conforme a los diferentes modelos atómicos. Esta actividad busca obtener información que los estudiantes tienen sobre la concepción del átomo, después de la instrucción. El esquema mostrado pone de manifiesto el avance que se ha dado en el conocimiento de la estructura atómica.



El avance que se ha dado en el conocimiento de la estructura atómica.

8.1.3.4 Schrödinger y el electrón en el átomo de hidrógeno

Acción 6. El docente comentará que al resolver la ecuación de Schrödinger para el electrón en el átomo de hidrógeno se obtienen muchas soluciones, mismas que corresponden a todos los estados cuánticos que puede tener el electrón, estos estados cuánticos estarán caracterizados por los números cuánticos. Mencionará que Schrödinger de manera natural obtiene tres números cuánticos los cuales describen al electrón en el átomo de hidrógeno. En lugar de un único número cuántico conforme a la teoría de Bohr. Es importante que se establezcan las diferencias entre el modelo de Bohr y el cuántico, además el profesor **enfatizará** que en este modelo el electrón en el átomo de hidrógeno se mueve en tres dimensiones por tanto se requiere de **tres números cuánticos** para describirlo, **subrayará** que el movimiento del electrón está determinado por el campo eléctrico que ejerce el núcleo y que posee libertad de movimiento en estas tres dimensiones. Los valores posibles de los números cuánticos se obtienen al resolver la ecuación de Schrödinger. Para encontrar estos valores posibles el maestro puede auxiliarse de los datos de la tabla 8.1 y las siguientes reglas.

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$

Tabla 8.1 Los números cuánticos

Número cuántico	Símbolo	Sus valores son	Describe	Expresión
Principal	n	$n = 1, 2, 3, \dots$	La energía del electrón en el átomo de hidrógeno	${}^8 E_n = \frac{E_1}{n^2}$
Orbital	l	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$	La forma geométrica de la región espacial ocupada por el electrón, dentro de cada nivel energético.	$L = \sqrt{l(l+1)} \hbar$
Magnético	m_l	$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$	La dirección de L en un campo magnético. Se refiere a la cuantización del espacio	$L_z = m_l \hbar$

Algunos de los aspectos importantes a resaltar en cada número cuántico, son por ejemplo.

En cuanto al **número cuántico principal** n , enfatizará que este representa la cuantización de la energía del electrón en el átomo de hidrógeno. Mencionará que en el movimiento del electrón actúa una fuerza electrostática entre este y el núcleo y que la energía total y el momento angular del electrón son cantidades que mantienen un valor constante en todo tiempo. Cuando la energía tiene cualquier valor positivo indica que el átomo está ionizado y los valores negativos de la energía del electrón están especificados por la fórmula $E_n = \frac{E_1}{n^2}$, misma expresión

que obtuvo Bohr.

En cuanto al **número cuántico orbital** l . Este número corresponde a la cuantización del momento angular del electrón, es decir al movimiento angular del electrón alrededor del núcleo (orbital), en otras palabras el número cuántico l , describe la forma geométrica de la región espacial ocupada por el electrón, dentro de cada nivel energético n . Se propone que el profesor elabore un cuadro sinóptico en el que se especifiquen los diferentes estados del momento angular del electrón y su correspondiente forma de los orbitales.

El profesor resumirá diciendo que la energía y el momento angular están cuantizados.

⁸ Esta expresión coincide con la que Bohr obtuvo, validando el trabajo de Bohr.

Tabla 8.2 Momento angular del electrón y orbitales

Valor de l	Estado	Orbital
$l = 0$	s	s (sharp)
$l = 1$	p	p (principal)
$l = 2$	d	d (diffuse)
$l = 3$	f	f (fine structure)

Actividad A. El profesor solicitará a sus alumnos averiguar el valor del momento angular para la tierra, y pedirá compararlo con el del electrón en el átomo de hidrógeno, considerando por ejemplo que el número cuántico orbital es 2. En un inicio el profesor solicitará y escuchará las interpretaciones de estos valores. Posteriormente el maestro concretará esta interpretación.

Resultados e interpretación. El momento angular orbital de la tierra es

$$2.7 \times 10^{40} \text{ Js} \text{ y el del electrón es } L = \sqrt{2(2+1)} \hbar = \sqrt{6} \hbar = 2.6 \times 10^{-34} \text{ Js},$$

considerando por supuesto que $\hbar = \frac{h}{2\pi} = 1.054 \times 10^{-34} \text{ Js}$. El movimiento planetario

(mundo macroscópico), los planetas describen momentos angulares tan grandes que la separación del momento angular entre los diferentes estados no puede experimentalmente observarse.

Actividad B. El profesor invitará a los alumnos a elaborar un cuadro como el presentado en la tabla 8.3, en el que se proporcionen los diferentes estados del electrón a partir de la combinación de los números cuánticos n y l , de acuerdo con las siguientes reglas:

$$\begin{aligned} n &= 1, 2, 3, \dots \\ l &= 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1) \\ m_l &= 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l \end{aligned}$$

Tabla 8.3 Estados del electrón en el átomo de hidrógeno

Energía	Número Cuántico	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$	$l = 5$
E_1	$n = 1$	1s					
E_2	$n = 2$	2s	2p				
E_3	$n = 3$	3s	3p	3d			
E_4	$n = 4$	4s	4p	4d	4f		
E_5	$n = 5$	5s	5p	5d	5f	5g	
E_6	$n = 6$	6s	6p	6d	6f	6g	6h

Es importante que el profesor resalte que el electrón en el átomo de hidrógeno puede existir en cualquiera de estos estados.

En cuanto al **número cuántico magnético** m_l . El profesor expresará que este número cuántico se relaciona con el momento angular del electrón. Es decir cuando el electrón gira en alguna región alrededor del núcleo bajo los efectos de un campo magnético exterior, este actúa como si fuera un dipolo magnético. Los posibles valores de m_l para un dado valor de l van desde $+l$, pasando por cero y hasta $-l$, así que describe el número de orientaciones posibles de la orbita del electrón alrededor del núcleo.

Actividad C. Realizar algunos ejercicios numéricos en los cuales los alumnos obtengan el número de valores que pueden tener m_l , por ejemplo.

Valor de l	Valores que puede tomar $m_l = 2l + 1$
$l = 0$	1
$l = 1$	3
$l = 2$	5
$l = 3$	7

Acción 7. Es importante que el maestro comente con sus alumnos que al resolver la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno se obtienen como soluciones, un número infinito de ellas y que cada una de estas funciones de onda está caracterizada por un conjunto de diferentes valores de los llamados números cuánticos, por ejemplo, si ψ_{n,l,m_l} entonces de acuerdo con las reglas

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

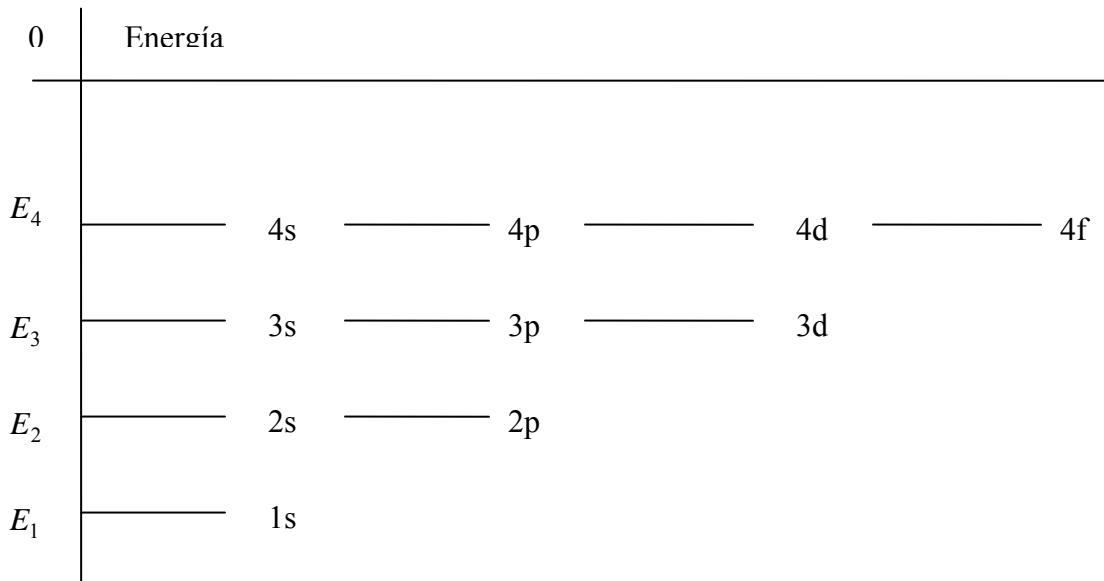
$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$

Tenemos:

$$\psi_{1,0,0}, \psi_{2,0,0}, \psi_{2,1,0}, \psi_{2,1,1}, \psi_{2,1,-1}, \dots$$

El conjunto de menores valores para dichos números corresponden al estado de menor energía o estado fundamental del sistema. Indicará que para cada función de onda esta asociado un valor de la energía, misma que define los posibles estados del sistema. La energía sólo depende del número cuántico principal n . Esto significa que el electrón del átomo de hidrógeno puede estar en cualquiera de los niveles de energía indicados en la tabla 8.3 y figura 8.1

Figura 8.1 Estados energéticos del electrón en el átomo de hidrógeno

Acción 8. Concluirá el tema, sin olvidar mencionar que la ecuación de Schrödinger:

- Explica también el origen de los espectros, que con ella se obtiene una expresión igual a la que obtuvo Bohr para el átomo de hidrógeno, al igual que para cualquier átomo.

$$E_n = -\frac{me^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) = \frac{E_1}{n^2} \quad n = 1,2,3,\dots$$

- Explica que los niveles de energía negativos significan que el electrón no tiene la suficiente energía para escapar del núcleo, el electrón puede tener sólo estas energías y no otras, el nivel más bajo de energía E_1 es llamado **estado fundamental o base** del átomo y los niveles más altos E_2, E_3, E_4, \dots son llamados **estados excitados**. Conforme el número cuántico n se incrementa la energía E_n se va acercando a 0, en el límite $n = \infty$ la energía es $E_\infty = 0$ y por tanto el electrón no se encuentra bajo la influencia del núcleo. Una energía positiva significa que el electrón es libre.
- Fue confrontada con los experimentos de los espectros atómicos.
- Logra explicar la estabilidad del átomo.
- Explica las **intensidades de las líneas** del átomo de hidrógeno.
- *Contribuye* junto con el principio de exclusión de Pauli y el espín del electrón a explicar la estructura electrónica de átomos con más de un electrón y la **estructura fina** del átomo de hidrógeno (líneas dobles que se observan cuando se cuenta con aparatos de mayor precisión).

8.1.3.5 Átomos con más de un electrón

Acción 9. Espín del electrón. El profesor pedirá a sus alumnos información concerniente al espín del electrón. Con la información que ellos proporcionen, el maestro resaltará en la pizarra, aquello que considere relevante, como por ejemplo:

El aspecto histórico.

- En busca de explicar la estructura fina de las líneas espectrales, dos estudiantes alemanes, **Samuel Goudsmith y George Uhlenbeck** propusieron en 1925 que: *todo electrón tiene intrínseco un momento angular, llamado **espín**, cuya magnitud es igual para todos los electrones y que a este momento angular se le asocia un momento magnético.*
- Goudsmith y Uhlenbeck conciben la idea del espín de la siguiente manera: se considera al electrón como una esfera cargada girando sobre su eje, similar al movimiento de rotación del planeta tierra y dado que el electrón tiene carga negativa, este movimiento origina corrientes y un momento magnético.
- En 1929 surge el espín del electrón de manera natural en los trabajos del físico inglés **Paul Dirac** a través de su teoría cuántica. Dirac encontró que una partícula de masa y carga como es el electrón debe tener intrínseco un momento angular y un momento magnético tal como lo propusieron Goudsmith y Uhlenbeck.
- Para especificar completamente el estado del electrón en el átomo, se necesita ahora un cuarto número cuántico magnético del espín m_s que especifica la orientación del espín del electrón, m_s puede tomar los valores de $m_s = +\frac{1}{2}$ (espín arriba) y $m_s = -\frac{1}{2}$ (espín abajo) y la componente del momento angular de espín está dada por $S_z = \pm \frac{1}{2} \hbar$
- El espín del electrón en la teoría del átomo nos lleva a considerar que los cuatro números cuánticos son necesarios para describir cada uno de los estados posibles del electrón en un átomo, el profesor puede concluir elaborando un cuadro sinóptico para los cuatro números cuánticos (ver tabla 8.4)

Tabla 8.4 Los números cuánticos del electrón en el átomo

Nombre	Símbolo	Posible valores	Cantidad determinada
Principal	n	1, 2, 3, 4,.....	Energía del electrón
Orbital	l	0, 1, 2, 3, 4,....., $n - 1$	Magnitud del momento angular orbital
Magnético	m_l	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	Dirección del momento angular orbital
Espín	m_s	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	Dirección del espín del electrón

Acción 10. El principio de Exclusión de Pauli. Se actúa de manera similar al paso 9. Se resalta la necesidad de este principio. Se plantea la pregunta:

“Si en condiciones normales, el electrón en el átomo de hidrógeno se encuentra en el estado cuántico de mínima energía ($1s$). ¿Qué sucedería entonces con átomos con un mayor número de electrones? ¿Estarían todos los electrones del átomo de Uranio en el mismo estado cuántico, estarían todos concentrados en una sola nube de probabilidad?”

Se recomienda que los alumnos consulten en la tabla periódica el número de electrones que tiene el uranio, y posteriormente respondan. Después de esto el maestro mencionará los aspectos importantes de este principio.

Aspecto histórico.

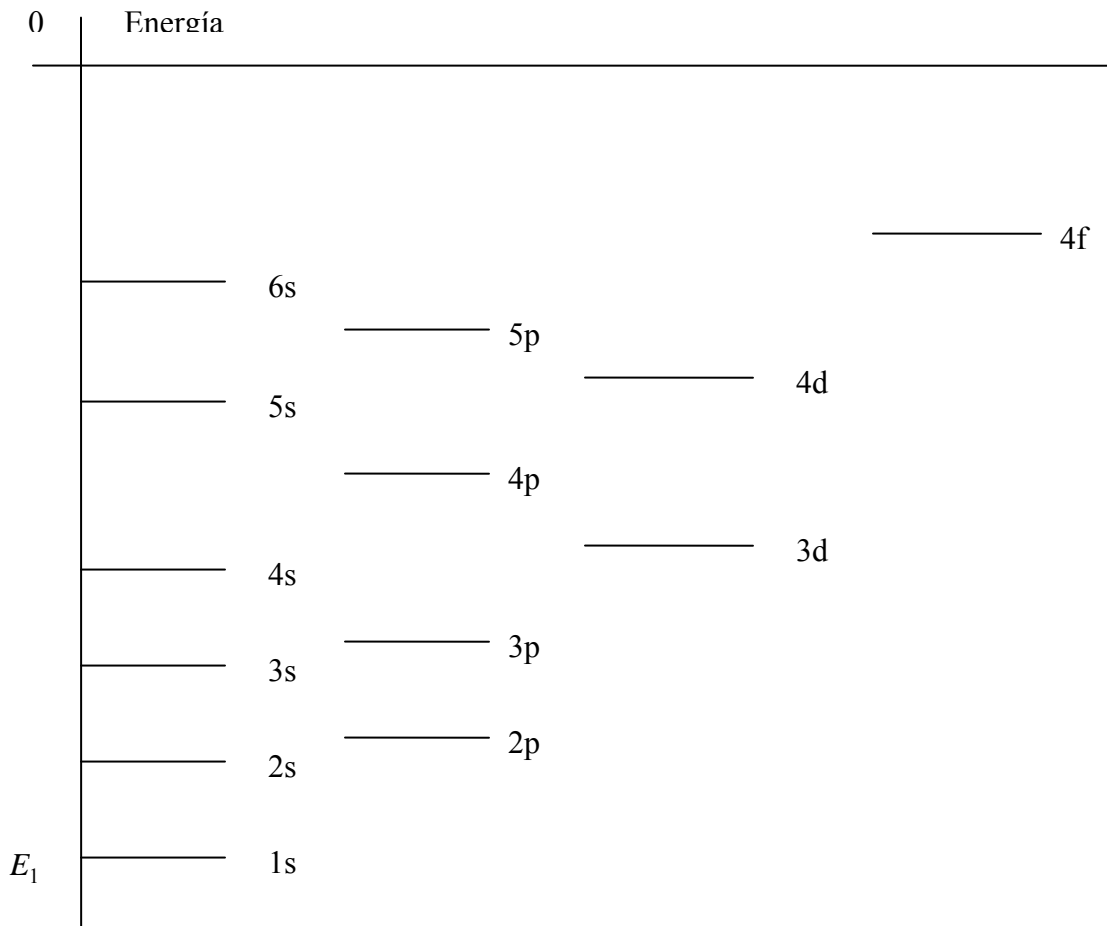
- La clave a la pregunta planteada se responde gracias al físico suizo Wolfgang Pauli (1900-1958) en 1925 con el principio que se le conoce como Principio de Exclusión de Pauli, el cual es fundamental para entender la configuración electrónica de átomos con más de un electrón. Este principio surge cuando Pauli estudia los espectros atómicos. Este principio establece que: *dos electrones en un átomo no pueden existir en el mismo estado cuántico. No hay dos electrones en un átomo que tengan un mismo juego de números cuánticos n, l, m_l, m_s .*
- Existen diversas observaciones que demuestran que, en el estado fundamental de un átomo complejo $1s$, no pueden estar todos los electrones, un ejemplo de ello es la tabla periódica.
- Como diferentes estados corresponden a distribuciones espaciales distintas (incluidas diferentes distancias al núcleo), es decir existe evidencia experimental que en un átomo complejo, no hay sitio para todos los electrones en estados próximos al núcleo; algunos son forzados a estados más alejados y tienen, por tanto energías más altas.

Se aplicará el principio de Exclusión de Pauli a la estructura atómica, para ello el profesor revisará primero algunos resultados. El estado cuántico del electrón del átomo de hidrógeno está identificado por los cuatro números cuánticos n, l, m_l, m_s que determinan la energía, el momento angular y las componentes de los momentos angulares orbital y de espín en una dirección determinada. Este esquema puede utilizarse también cuando el electrón se mueve, no en el campo eléctrico de una carga puntual, como en el átomo de hidrógeno, sino en el campo eléctrico de cualquier distribución de carga de simetría esférica.

Una diferencia importante es que la energía de un estado ya no está dada por la

ecuación $E_n = E_c + E_p = -\frac{me^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2}\left(\frac{1}{n^2}\right)$, esta se modifica para átomos con más

de un electrón, la energía, depende tanto de n como de l , y suele aumentar cuando lo hace l para un valor dado de n . Debido a esta dependencia en l los subniveles se desplazan como se muestra en la figura 8.2, estos desplazamientos explican las características de los diferentes elementos en la tabla periódica, por ejemplo el subnivel $4s$ tiene asociada una energía menor que el $3d$

Figura 8.2 Estados energéticos de los electrones en átomos complejos

Acción 11. Estructura electrónica. Se proporcionarán los principios básicos que se aplican en la estructura electrónica de átomos con más de un electrón los cuales son:

1. Un sistema de partículas es estable cuando su energía total es mínima y
2. En cualquier átomo, sólo un electrón puede existir en cualquier estado cuántico.

Posteriormente se aplican estas reglas a átomos con más de un electrón. El electrón en cada nivel, incrementa la energía con el incremento de l . Los electrones que comparten cierto valor de l en un nivel se dice que ocupan el mismo subnivel. Todos los electrones en un subnivel tienen energías idénticas.

Ahora bien para ocupar los subniveles en un átomo con más de un electrón se usa la misma notación que para los estados cuánticos del átomo de hidrógeno, cada subnivel está identificado por su número cuántico principal n seguido por la letra correspondiente a su número cuántico orbital l , ver tabla 8.5 (Número máximo de electrones en cada nivel y subnivel). El número de electrones de un átomo se

denomina número atómico y se representa por Z . El núcleo contiene Z protones y algunos neutrones. Las cargas del protón y el electrón tienen igual valor absoluto, pero signo opuesto, por lo que en el átomo la carga eléctrica neta es nula. Los estados de energía más baja, en general aquellos con los valores más pequeños de n y l , se llenan en primer lugar, utilizando estados sucesivamente más altos hasta acomodar todos los electrones. Las propiedades químicas y físicas de un elemento vienen determinadas por el número y distribución de los electrones en el átomo, principalmente por interacciones en las que intervienen los electrones más externos, por lo que es de especial interés conocer la estructura electrónica. Por ejemplo, cuando un átomo tiene un electrón mucho más alejado (en promedio) del núcleo que los demás, dicho electrón estará menos ligado; el átomo tenderá a perder este electrón y formar lo que los químicos denominan un enlace electrovalente o iónico, de valencia +1. Este comportamiento es característico de los metales alcalinos (litio, sodio, potasio, etc.). Los átomos que pierden o ganan uno o más electrones están eléctricamente cargados y se llaman iones

Tabla 8.5 Número máximo de electrones en cada nivel y subnivel.

N	l	m_l	m_s	Electrones en el subnivel	Electrones totales en el nivel energético
1 (K)	0 (s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	0 (s) 1 (p)	0 -1,0,+1	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2 6	8
3 (M)	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2 6 10	18
4 (N)	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2 6 10 14	32
5 (O)	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f) 4 (g)	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3 -4,-3,-2,-1,0,+1,+2,+3,+4	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2 6 10 14 18	50

El maestro junto con sus alumnos puede ahora describir las configuraciones electrónicas del estado base de unos cuantos átomos, procurando llevar ese análisis a comprenderse la regularidad del comportamiento químico que presenta el sistema periódico de los elementos ver tabla 8.7. Esta teoría explica las diferencias entre los elementos de un grupo y los diversos aspectos del comportamiento químico.

Tabla 8.7 Configuración electrónica en estado fundamental

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Configuración electrónica
Hidrógeno	H	1	$1s^1$
Helio	He	2	$1s^2$
Litio	Li	3	$1s^2 2s$
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$
Boro	B	5	$1s^2 2s^2 2p$
Carbono	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
Nitrógeno	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Oxígeno	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
Fluór	F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Neón	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Sodio	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s$
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Aluminio	Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p$
Silicio	Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Fósforo	P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Azufre	S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cloro	Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Argón	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Potasio	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s$
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Escandio	Sc	21	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

8.1.3.6 Referencias electrónicas y applets de apoyo

1. En las referencias electrónicas abajo indicadas, el profesor encontrará los esquemas de los orbitales y un simulador
 - ∝ www.juntadeandalucia.es/averroes/~jpccec/tablap/orbita.html
 - ∝ <http://daugerresearch.com/orbitals/index.shtml>
 - ∝ <http://www.dauger.com/>

2. En las siguientes páginas electrónicas encontrará el esquema general del átomo según los modelos atómicos vistos
 - ∝ genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/T3bTEORÍA%20CUÁNTICA.cfm
 - ∝ hemtech.galeon.com/quimica1.htm

8.2 FUNDAMENTOS TEÓRICOS MODELO ATÓMICO CUÁNTICO

8.2.1 Introducción

Bohr propuso que los electrones sólo podían ocupar algunos niveles de energía dentro de los átomos y que los electrones absorbían o emitían energía al pasar de un nivel a otro. Cuando se promueve un electrón de un nivel de energía más bajo a otro más alto, absorbe una cantidad determinada (o cuantizada) de energía, cuando el electrón cae a su nivel inicial de menor energía, emite la misma cantidad de energía que absorbió anteriormente, en forma de luz o radiación electromagnética. Así, los electrones sólo pueden ocupar ciertos niveles energéticos en un átomo, las diferencias energéticas entre estos niveles dada la transición electrónica fueron asociadas con las líneas de colores que se observan en el espectro de emisión de un elemento, de esta manera Bohr explica el **origen de todos los espectros atómicos** y describe claramente el espectro del átomo de hidrógeno a través de una expresión general para la radiación emitida por éste en la región visible, infrarroja y ultravioleta.

Sin embargo aún a pesar del éxito del modelo de Bohr con el átomo de hidrógeno, este modelo era restrictivo a otros elementos es decir, su teoría no podía extenderse a átomos con más de un electrón y por tanto no lograba describir sus respectivos espectros atómicos, además, este modelo no explicaba la presencia de las diferentes **intensidades en las líneas espectrales** de los elementos.

El modelo de Bohr fue modificado en 1916 por Sommerfeld, quién postuló órbitas elípticas en vez de circulares, orbitas en las cuales los electrones giraban alrededor del núcleo atómico, como planetas alrededor del sol. Después del modelo de Sommerfeld existieron numerosos trabajos que intentaron resolver todo lo que el modelo de Bohr no explicaba; sin embargo ninguno de estos logró responder satisfactoriamente estas interrogantes.

La necesidad de un **cambio conceptual** era indirectamente apoyada por el fracaso de todos estos trabajos, fracasos que de algún modo llevaron a incursionar en otras formas y estilos de actuar y pensar y que favorecieron el establecimiento de una nueva perspectiva en la física.

La labor de la química del siglo XIX apoyó indirectamente también esta necesidad de cambio, ya que a pesar de que Mendeléiev y muchos otros químicos tanto experimentales como teóricos, lograron la clasificación acertada, útil, trascendente y precisa de los elementos, a través de la creación de la **tabla periódica**, se ignoraba el por qué de todas las propiedades físicas y químicas de los elementos, es decir no existía teoría alguna que explicará estas propiedades; podemos decir entonces que esta necesidad marca el surgimiento de otro modelo que explique la tabla periódica y los espectros atómicos de elementos con más de un electrón, surge así la teoría cuántica la cual resuelve estas dificultades.

A continuación se abordarán brevemente, los antecedentes que influyeron de manera determinante en el surgimiento del **modelo atómico cuántico**, estos son: Los trabajos de de Broglie y Heisenberg, demos entonces inicio.

8.2.2 Naturaleza ondulatoria de las partículas



Figura 8.3 Louis de Broglie (1892-1987), físico francés. Premio Nobel 1929

En 1924, **Louis de Broglie** hace una interesante sugerencia, de que así como la luz parece tener una doble naturaleza comportándose como ondas en fenómenos tales como difracción o interferencia y refracción y en otros como corpúsculos, según la descripción de Einstein, en el efecto fotoeléctrico⁹; de igual manera podía suceder con la materia. Así que Louis de Broglie postula: *Una partícula cualquiera debiese mostrar también un carácter ondulatorio. Es decir los electrones y los protones, que hasta entonces se habían considerado de carácter corpuscular, podían comportarse, en ciertas circunstancias, como ondas.*

Concretamente, una partícula libre de masa m , que se mueve con velocidad v , debería tener una longitud de onda λ dada por

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

Esta expresión relaciona la longitud de onda con el movimiento de la partícula y su momentum¹⁰ p , donde h es la constante de Planck que aparece en la relación de Max Planck entre la frecuencia y la energía de los fotones¹¹ $E = hf$.

Según la relación $\lambda = \frac{h}{p}$ a toda partícula material se le asocia una onda y

mientras mayor es el momentum de la partícula, menor resulta ser la longitud de la onda asociada. Por ello un cuerpo macroscópico en movimiento, como un proyectil o una pelota de béisbol, tiene asociado una longitud de onda extremadamente corta y el comportamiento ondulatorio de ese cuerpo no se puede apreciar; por el contrario en el electrón, sí se aprecia este comportamiento ondulatorio.

Dos años después del trabajo de de Broglie, C. Davisson y L. H. Germer, en los laboratorios Bell Telephone Company, demostraron la difracción de los electrones producida en un cristal de níquel, si se sabe que el fenómeno de difracción es característico de las ondas entonces, resultaba claro que los electrones tienen propiedades ondulatorias. Davisson y Germer encontraron que la longitud de onda asociada con los electrones de energía conocida, era exactamente igual a la indicada por de Broglie, este resultado respaldó por tanto la hipótesis de Broglie.

⁹ Ibáñez Walter Fernando, 2001. *Aproximación a la teoría atómica*. República de Chile. Ministerio de educación. Editores María Victoria Gómez V. y Jorge Galaz N.

¹⁰ La cantidad de movimiento (o momentum) de la partícula es $mv = p$

¹¹ Max Planck postuló que la energía electromagnética es absorbida o emitida en paquetes discretos, conocidos como cuantos. La energía de dichos cuantos, o fotones es proporcional a la frecuencia de la radiación. La ecuación de Planck es $E = hf$

En algunos fenómenos se manifiesta el carácter corpuscular de la materia; en otros, el carácter ondulatorio. Así los electrones parecen partículas cuando se aceleran y se hacen chocar contra una pantalla como sucede en los tubos de rayos catódicos y se comportan como ondas cuando se aceleran para detectar estructuras muy pequeñas en un microscopio electrónico¹².

8.2.3 Principio de incertidumbre de Heisenberg¹³

Cuando se realiza una medición, esta implica cierta incertidumbre o error, no podemos efectuar una medición con absoluta exactitud. Los instrumentos de mayor precisión producirán mediciones más precisas, pero siempre existirá una cierta incertidumbre asociada a la medición. En la física clásica se espera que al utilizar instrumentos de mayor precisión la incertidumbre en la medición se pueda hacer infinitamente pequeña.

Ahora bien, si asociamos al carácter ondulatorio de las partículas (conforme a la propuesta por de Broglie) una medición, entonces existe un límite en la exactitud de esa medición, límite que no depende del grado de perfección con la que puede fabricarse los instrumentos, sino de la propia naturaleza.

Veamos como es esto; en la mecánica clásica de Newton se considera una partícula como un punto geométrico idealizado, la cual, en cualquier instante, tiene una localización definida y una velocidad también definida. Sin embargo esta descripción específica no es, en general posible a una escala suficientemente pequeña, existen limitaciones fundamentales para describir la posición y la velocidad de una partícula muy pequeña, como pueden ser los electrones, los cuales no se comportan, como lo hace las pelotas de béisbol o los automóviles, por eso la física atómica no se explica con mecánica clásica, el comportamiento de los electrones se tiene que describir mediante otro tipo de mecánica llamada **mecánica cuántica**

Es decir la mecánica Newtoniana funciona perfectamente a escala macroscópica y explica claramente ciertos fenómenos y no requiere de ninguna otra teoría, pero en el caso de la mecánica cuántica, ésta explica, describe y funciona en el mundo microscópico, el mundo atómico.

Además no es posible efectuar una medición sobre un objeto sin perturbarlo al menos un poco, por ejemplo, cuando un fotón incide sobre un objeto de tamaño ordinario no altera de manera apreciable el movimiento o la posición del objeto. Pero cuando un fotón incide sobre un objeto muy pequeño como un electrón, puede transferirle gran parte de su momento y producir un cambio considerable e imprevisto en el movimiento y la posición del mismo. El acto de medir la posición de un objeto en un momento dado, hace que nuestro conocimiento de su posición futura resulte impreciso. Además si los fotones tienen energías parecidas a la de los electrones, entonces la interacción fotón electrón alterará profundamente el movimiento de este último. Es como si quisiéramos determinar la posición de una pelota en movimiento lanzando otra pelota contra ella. Ya que no podemos

¹² Actualmente los microscopios electrónicos son aparatos de uso cotidiano

¹³ Giancoli Douglas C. (1988). “*Física General*” volumen II. México. Prentice Hall

determinar simultáneamente la posición y la velocidad del electrón, debemos hacer entonces una aproximación estadística y hablar de la probabilidad de encontrar al electrón en determinadas regiones del espacio



Figura 8.4 Werner Heisenberg (1901-1976), físico alemán. Premio Nobel 1932

Afortunadamente en 1927, el físico **Werner Heisenberg** (1901-1976)¹⁴ había encontrado una solución al problema de la medición de propiedades físicas de objetos muy pequeños como los electrones. Luego de un cuidadoso análisis de la física involucrada en el proceso de medición, plantea que ciertos pares de magnitudes físicas no pueden ser medidas simultáneamente con toda exactitud: si una magnitud se mide en forma muy precisa, la otra no se puede medir. Considerando por tanto este principio al que se le llamo Principio de incertidumbre de Heisenberg

Es imposible saber cómo se mueve el electrón ya que no se puede seguir su trayectoria, porque si se conoce con exactitud su posición no se sabe su velocidad, y tampoco se obtiene información acerca del punto en que se encontrará en un momento posterior. Por otro lado, si se conoce exactamente la velocidad del electrón, se ignora su posición actual y es igualmente imposible precisar su posición futura, de esto resulta

entonces que la noción de trayectoria desaparece. Ante esto, resultan claras las limitaciones del modelo de Bohr, ya que no tiene sentido afirmar que el electrón describe órbitas circulares, elípticas o de cualquier otra forma.

Vamos a imaginar un experimento en el que tratamos de medir la posición de un objeto, por ejemplo un electrón, con fotones. Si queremos una medición exacta de la posición, debemos usar una longitud de onda corta. Pero una longitud de onda corta corresponde a una elevada frecuencia y alta energía (puesto que $c = \lambda f$ y $E = hf$); cuanto más energía tengan los fotones, mayor será el momento que puede proporcionar al objeto con el que chocan. Si se emplean fotones de longitud de onda más larga y de menor energía, el movimiento del objeto no será afectado de manera considerable cuando sea golpeado por los fotones; pero su posición se conocerá con menor precisión. Por tanto, la acción de observar produce una incertidumbre considerable ya sea en la posición o en el momento del electrón. Este es en esencia el principio de incertidumbre enunciado por Heisenberg.

¹⁴Ibáñez Walter Fernando. (2001). *Aproximación a la teoría atómica*. Ministerio de educación. República de Chile. Editores María Victoria Gómez V. y Jorge Galaz N.

Podemos realizar un cálculo aproximado de la magnitud de este efecto. Si empleamos luz de longitud de onda λ , la posición puede medirse en el mejor de los casos con una exactitud de aproximadamente λ . Es decir, la incertidumbre en la medida de posición, Δx , es más o menos de

$$\Delta x \approx \lambda$$

Supóngase que el objeto puede detectarse mediante un solo fotón. Este tiene un momento $p = \frac{h}{\lambda}$ y cuando golpee a nuestro objeto le proporcionará una parte o todo su momento. Por consiguiente, el momento final de nuestro objeto tendrá una incertidumbre

$$\Delta p \approx \frac{h}{\lambda}$$

Puesto que no podemos decir de antemano cuánto momento se le transferirá. El producto de esta incertidumbre es:

$$\Delta x \Delta p \approx h$$

Desde luego, la incertidumbre podría ser peor que ésta, dependiendo del aparato y del número de fotones que se requiere para la detección. En los cálculos más cuidadosos que realizó Heisenberg encontró que en el mejor de los casos

$$\Delta x \Delta p \approx \frac{h}{2\pi}$$

En este principio se afirma que no es posible medir con precisión la posición y el momento de un objeto al mismo tiempo. Cuanto mayor sea la precisión con la que tratemos de medir la posición, de manera que sea pequeña, mayor resultará la incertidumbre en el momento. Si intentamos medirle el momento con mucha precisión, la incertidumbre en la posición se vuelve mayor. Sin embargo, el principio de incertidumbre no prohíbe mediciones exactas aisladas

La masa de la partícula puede ser conocida con exactitud, de manera que la indeterminación de su momentum sólo involucra una indeterminación de su velocidad. La constante de Planck es muy pequeña $6.62618 \times 10^{-34} \text{ Js}$ de donde se desprende que el principio de Heisenberg, sólo tiene relevancia a escala de fenómenos atómicos.

8.2.4 Erwin Schrödinger



Recordará que al inicio de este capítulo se mencionó la importancia de los trabajos de Louis de Broglie y de Werner Heisenberg en el establecimiento del **modelo atómico cuántico**, modelo que debería responder por un lado a todas las preguntas que no lograron responder los modelos anteriores y por otro, confirmar lo que estos modelos sí explicaban, es decir este modelo debería ser capaz de satisfacer los siguientes puntos.

Figura 8.5 Erwin Schrödinger, físico teórico austriaco (1887-1961). Premio Nobel 1933.

1. Los electrones de los átomos sólo pueden existir en ciertos estados energéticos que se caracterizan por tener determinadas energías. Cuando un electrón cambia su estado energético, este absorbe o emite energía suficiente para alcanzar el nuevo estado (condición cuántica)
2. Cuando los electrones en los átomos absorben o emiten radiación al cambiar de estado energético, la frecuencia de la luz esta relacionada con el cambio energético producido a través de la ecuación

$$\Delta E = hf$$

La energía ganada (o pérdida) por un átomo al pasar de un estado energético inferior a otro superior (o viceversa) es igual a la energía del fotón absorbido (o emitido) durante la transición.

3. No puede determinarse con precisión la trayectoria de los electrones alrededor de los núcleos atómicos. El principio de Heisenberg, o principio de incertidumbre, es un principio teórico congruente con las observaciones experimentales y establece que es imposible determinar simultáneamente y con exactitud el momento y la posición del electrón.
4. Los estados energéticos de los electrones están caracterizados mediante números cuánticos

Por lo tanto el objetivo fundamental de este modelo es determinar los estados cuánticos que pueden ocupar los electrones en los átomos. El modelo cuántico se edificó también sobre el trabajo brillante, creativo e intuitivo del físico Erwin Schrödinger (1887-1961), trabajo que se manifiesta a través de una ecuación de onda, llamada **Ecuación de Schrödinger**, misma que formó parte fundamental del modelo cuántico.

Con esta ecuación nace una nueva concepción de la física y de la mecánica, así como otro tipo de lenguaje, la ecuación de Schrödinger es para la mecánica cuántica, lo que es la ecuación $\vec{F} = m \vec{a}$ para la mecánica clásica.

Resulta que a partir de la idea que de Broglie había concebido, **Erwin Schrödinger** en Noviembre de 1925 desarrolla un modelo para describir los sistemas microscópicos. Si el electrón se comporta como una onda, entonces la pregunta que creemos se formuló Schrödinger fue:

¿Por qué no describir matemáticamente su comportamiento en el espacio y en el tiempo?

La ecuación que propuso Schrödinger contiene una **función de onda** llamada (*psi*) Ψ , misma que es solución de esta ecuación y la cual describe a las partículas como el electrón. Es importante mencionar que la ecuación de onda de Schrödinger fue una propuesta que surgió del pensamiento de Schrödinger, de la misma manera en que lo fueron las ecuaciones del movimiento propuestas por Isaac Newton, es claro que estas ecuaciones han sido el resultado concreto del pensamiento de cada uno de estos hombres, quienes para proponerlas se vieron definitivamente influenciados por el trabajo de otros hombres. Isaac Newton diría: “*Si he podido ver más allá que algunos es porque he caminado sobre los hombros de gigantes*”....., este pensamiento se aplica por completo al trabajo maravilloso de E. Schrödinger.

De la ecuación de Schrödinger surge entonces en forma natural la cuantización de la energía, es decir, el sistema no puede adoptar cualquier valor de la energía, sino sólo ciertos valores discretos o cuantizados, ver figura 8.1. La energía sólo depende del número cuántico principal n

La idea de trayectoria en el electrón desaparece, siendo sustituida por una nueva concepción la de la *probabilidad* experimental de encontrar al electrón, descrito por la función de onda Ψ en un punto x, y, z , en un tiempo t es proporcional al valor de $|\Psi|^2$ en un tiempo t .

Para el átomo de hidrógeno la ecuación de Schrödinger determina los estados posibles para el electrón, es decir, que el electrón puede estar en cualquiera de los niveles de energía indicados en la tabla 8.3 y en la figura 8.1, esto también se puede expresar a partir de tres números cuánticos n, l y m_l , junto con sus respectivos valores:

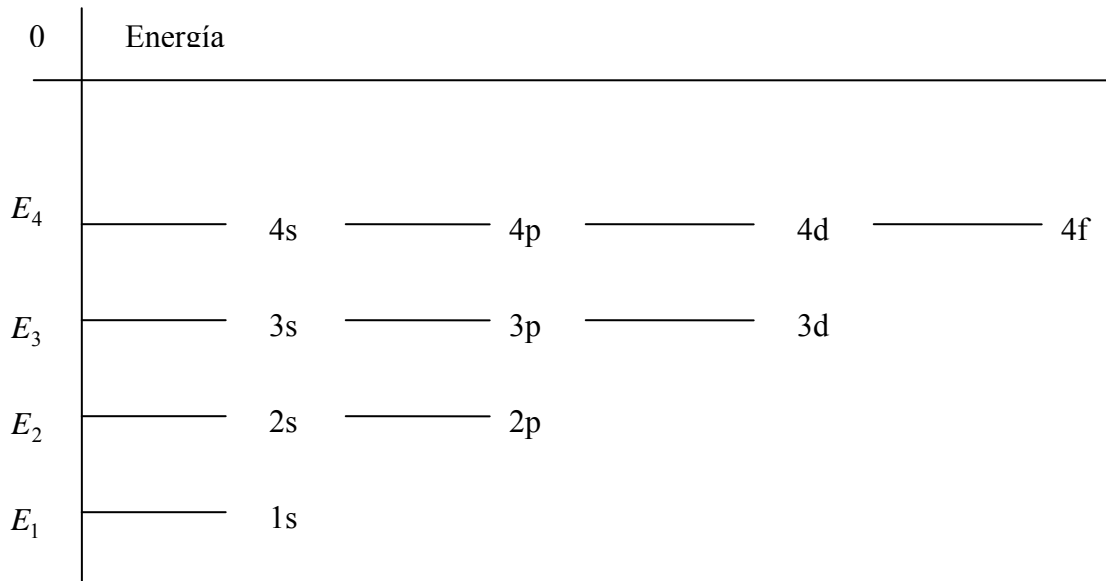
Número cuántico principal	$n,$	$n = 1, 2, 3, \dots$
Número cuántico orbital	$l,$	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$
Número cuántico magnético	$m_l,$	$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$

Estos son los números cuánticos que aparecen en la mecánica cuántica de partículas atrapadas en una región del espacio.

Tabla 8.3 Estados del electrón en el átomo de hidrógeno. (Mostrada anteriormente en la estrategia de enseñanza).

Energía		$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$	$l = 5$
E_1	$n = 1$	1s					
E_2	$n = 2$	2s	2p				
E_3	$n = 3$	3s	3p	3d			
E_4	$n = 4$	4s	4p	4d	4f		
E_5	$n = 5$	5s	5p	5d	5f	5g	
E_6	$n = 6$	6s	6p	6d	6f	6g	6h

Figura 8.1 Estados energéticos del electrón en el átomo de hidrógeno. (Mostrada anteriormente en la estrategia de enseñanza).



Además el trabajo de Schrödinger logró explicar también el origen de los espectros, esto es; un fotón es emitido cuando un electrón brinca de un nivel de energía a otro más bajo, recordemos que al resolver la ecuación de Schrödinger se obtiene la expresión obtenida por Bohr:

$$E_n = -\frac{me^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) = \frac{E_1}{n^2} \quad n = 1,2,3,\dots$$

Las energías especificadas en la expresión anterior corresponden a los llamados niveles de energía en el átomo de hidrógeno (figura 8.1), todos estos niveles son negativos, lo que significa que el electrón no tiene la suficiente energía para

escapar del núcleo, el electrón puede tener sólo estas energías y no otras, el nivel más bajo de energía E_1 es llamado estado base del átomo y los niveles más altos E_2, E_3, E_4, \dots son llamados estados excitados. Conforme el número cuántico n se incrementa la energía E_n se va acercando a 0, en el límite $n = \infty$ la energía es $E_\infty = 0$ y por tanto el electrón no se encuentra bajo la influencia del núcleo. Una energía positiva significa que el electrón es libre. Un aspecto importante de la ecuación de Schrödinger es que fue confrontada con los experimentos, este fue el caso de los espectros atómicos, de modo que las observaciones de las líneas espectrales siguen este modelo. Es decir la presencia de niveles de energía discretos en el átomo de hidrógeno sugiere la conexión con estas líneas. Se supone que cuando un electrón en un estado excitado pasa a un estado fundamental o base, la pérdida de energía se muestra con la emisión de un fotón. El brinco de un electrón de un nivel a otro, con la diferencia de energía entre los niveles, muestra la presencia en todos los casos de fotones. Las secuencias de los niveles de energía son características de todos los átomos y no solo para el hidrógeno, por ello la existencia de los niveles de energía son pruebas de la cuantización.

En nuestro mundo ordinario, la materia, la carga eléctrica y la energía por mencionar algunos, resultan ser continuas (ondas estacionarias). Sin embargo en el mundo atómico en contraste, la materia esta compuesta por partículas elementales que tienen definida su masa, la carga se da en múltiplos de $+e$ o $-e$, ondas electromagnéticas de frecuencia ν las cuales aparecen como un torrente de fotones de energía $h\nu$ y sistemas estables de partículas, como son los átomos, pueden poseer solo ciertas energías.

De este modo la serie de Balmer se asocia con la transición de los electrones que van de un nivel de energía mayor que E_n a un nivel de energía menor, es decir $E_{n>2} \rightarrow E_2$, los electrones que vuelven del nivel energético E_3 al nivel E_2 emite la línea H_α (rojo). Los que van del nivel E_4 al nivel E_2 emiten la línea H_β (azul-verde), etc. En la serie de Lyman, el grupo de líneas es emitido por los electrones que retornan de cierto estado excitado al estado fundamental E_1 , es decir $E_{n>1} \rightarrow E_1$. La ecuación de Schrödinger logra explicar la estabilidad del átomo, las intensidades de las líneas del espectro del átomo de hidrógeno así como el origen de todas las otras líneas espectrales y el efecto Zeemann normal (no tratado en este trabajo). Sin embargo esta ecuación por sí sola, no logra explicar la estructura electrónica de átomos con más de un electrón y la estructura fina del átomo de hidrógeno (líneas dobles que se observan cuando se cuenta con aparatos de mayor precisión), pero junto con los dos postulados vitales en la mecánica cuántica, postulados que se abordaran mas adelante, se logra explicar estos fenómenos. Es decir, si bien la mecánica cuántica explica con precisión ciertas propiedades del átomo de hidrógeno, no logra una descripción completa de este y de otros átomos. Y aunque el movimiento de los electrones está regido por la ecuación de Schrödinger, hallar soluciones a esta ecuación requiere de mucho trabajo matemático.

8.2.5 Densidad de Probabilidad. Interpretación de Ψ

En 1926 Max Born (1882-1970) fue el primero en usar el término Ψ , Born propuso que la función de onda Ψ de una partícula se relaciona con la probabilidad de encontrarla en un cierto lugar. La función de onda Ψ en sí misma no tiene significado físico y no se puede interpretar en términos de un experimento.

La probabilidad de que el electrón este en un cierto lugar en un tiempo dado debe estar entre 0 (el electrón no está definitivamente en cierto lugar) y 1 (el electrón está definitivamente en cierto lugar). Una probabilidad intermedia, por ejemplo 0.2, significa que hay 20 % de posibilidad de encontrar al electrón en ese lugar. Ψ puede tomar cualquier valor puede ser

positiva como negativa, no obstante una probabilidad negativa por ejemplo no tiene significado. Esto no se aplica a $|\Psi|^2$, el cuadrado de valor absoluto de la función de onda, la cual es conocida como **densidad de probabilidad**:



Figura 8.6 Max Born (1882-1970) físico británico de origen alemán. Premio Nobel 1954.

La probabilidad experimental de encontrar la partícula descrita por la función de onda Ψ en un punto x, y, z , en un tiempo t es proporcional al valor de $|\Psi|^2$ en un tiempo t

Un gran valor de $|\Psi|^2$ significa una fuerte probabilidad de que el electrón este presente, mientras que un pequeño valor de $|\Psi|^2$ significa una ligera probabilidad de su presencia.

Una condición a la frontera corriente en la solución de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno es que la función de onda debe tender a cero cuando el electrón se aleja del núcleo, es más probable encontrar la partícula en aquellas regiones en las que $|\Psi|^2$ es grande. Además, a partir de Ψ podemos calcular todas las propiedades físicas del sistema. Esto tiene que ver con que no esperábamos encontrar al electrón muy lejos del núcleo y, como veremos el cuadrado de la función se asocia a la probabilidad de encontrar una partícula.

Así es como la función de onda se relaciona con la probabilidad de encontrar al electrón en cada una de las distintas regiones alrededor del núcleo del átomo

8.2.6 Espín del electrón

La teoría del átomo de Schrödinger no logra explicar ciertas observaciones experimentales. Como es el hecho de que muchas líneas espectrales realmente se observen como la unión de dos líneas, ejemplo de esto es lo que se conoce como **estructura fina** que se observa en la primera línea de la serie de Balmer. En busca de explicar la estructura fina en las líneas espectrales, dos estudiantes alemanes, Samuel Goudsmith y George Uhlenbeck propusieron en 1925 que:

*Todo electrón tiene intrínseco un momento angular, llamado **espín**, cuya magnitud es igual para todos los electrones y que a este momento angular se le asocia un momento magnético.*

Esto es; se introduce otro número cuántico m_s que caracteriza junto con n , l , m_l los estados que pueden ocupar los electrones en átomos con más de un electrón.

La introducción del espín del electrón en la teoría del átomo nos lleva a considerar que los cuatro números cuánticos son necesarios para describir cada uno de los estados posibles del electrón en un átomo, ver tabla 8.4.

Tabla 8.4 Los Números cuánticos del electrón en el átomo. (Mostrada anteriormente en la estrategia de enseñanza).

Nombre	Símbolo	Posible valores	Cantidad determinada
Principal	n	1, 2, 3, 4,.....	Energía del electrón
Orbital	l	0, 1, 2, 3, 4,....., $n-1$	Magnitud del momento angular orbital
Magnético	m_l	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	Dirección del momento angular orbital
Espín	m_s	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	Dirección del espín del electrón

Los resultados experimentales han indicado que el electrón tiene una propiedad intrínseca que distingue dos diferentes estados de energía cuando interacciona con un campo magnético externo. El espín es la primera propiedad cuántica del electrón que no tiene contraparte clásica.

Si se imaginan las funciones de onda como nubes que rodean al núcleo, puede pensarse en diminutas flechas distribuidas por la nube, apuntando todas en la misma dirección, o todas hacia $+z$ o todas hacia $-z$, sólo cuando se aplica un

campo magnético \vec{B} , claro esta que esta imagen no ha de tomarse demasiado en serio; no existe esperanza de poder ver realmente una estructura atómica, pues es miles de veces más pequeña que las longitudes de onda de la luz. De cualquier manera el concepto de espín del electrón está bien establecido por diversas comprobaciones experimentales.

Resumiendo decimos que para especificar completamente el estado del electrón del átomo, se necesita ahora un cuarto número cuántico m_s que especifica la orientación del espín del electrón, m_s puede tomar los valores de $-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$, y la componente del momento angular de espín está dada por $S_z = \pm \frac{1}{2} \hbar$

8.2.7 El principio de Exclusión



Figura 8.7 Wolfgang Pauli (1900-1958), físico estadounidense y suizo de origen austriaco. Premio Nobel 1945.

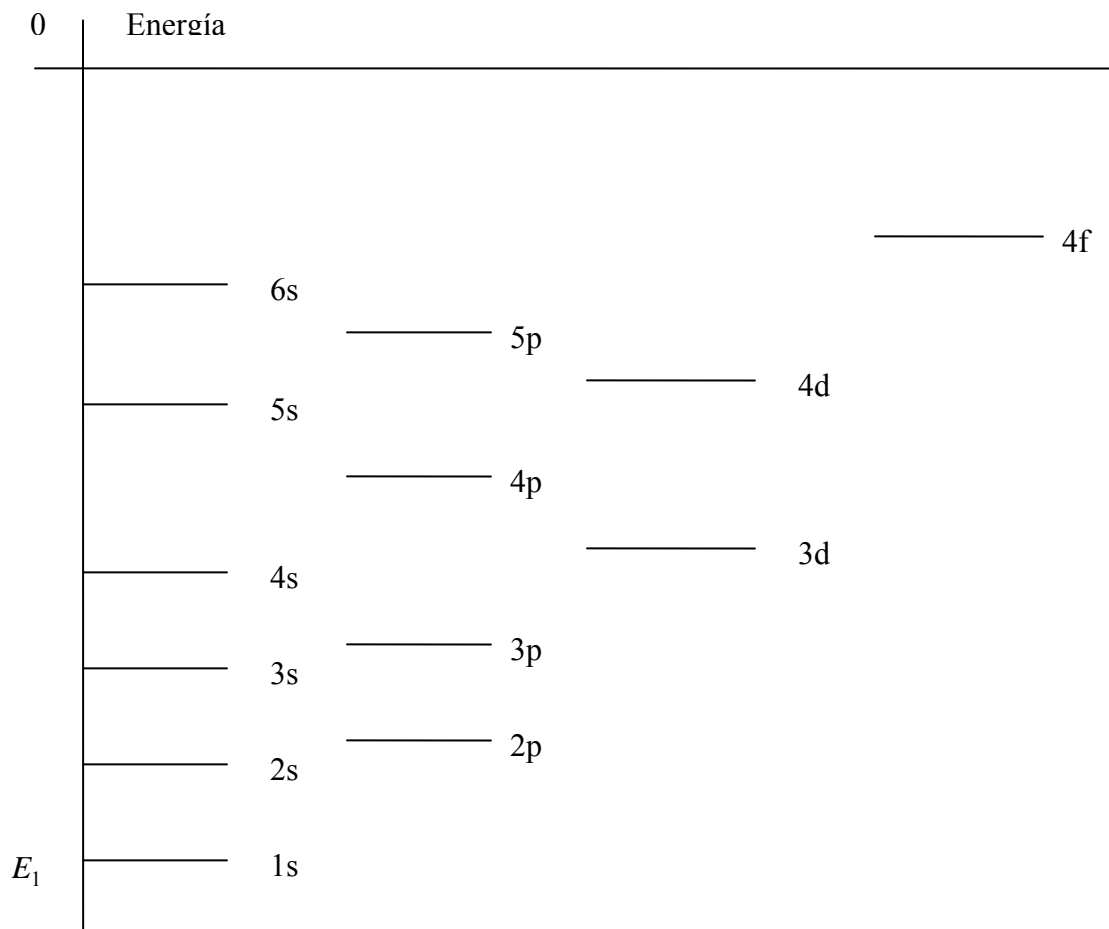
Si en condiciones normales, el electrón en el átomo de hidrógeno se encuentra en el estado cuántico de mínima energía ($1s$). ¿Qué sucedería entonces con átomos con un mayor número de electrones? ¿Estarían todos los electrones del átomo de Uranio en el mismo estado cuántico, estarían todos concentrados en una sola nube de probabilidad?, si así fuera, al estudiar el comportamiento de los átomos con números de electrones cada vez mayores, se encontrarían cambios graduales en las propiedades físicas y químicas de los elementos a medida que aumenta el número de electrones en los átomos. Sin embargo una gran cantidad de experimentos demuestran que esto no sucede en absoluto. Por ejemplo, los elementos flúor, neón y sodio tienen respectivamente 9, 10 y 11 electrones por átomo. El flúor es un halógeno y muestra una fuerte tendencia a formar compuestos en los que cada átomo adquiere un electrón extra; el sodio, un metal alcalino, forma compuestos en los que pierde un electrón y el neón, un gas inerte, no forma compuestos. Estas y otras observaciones demuestran que, en el estado fundamental de un átomo complejo $1s$, no pueden estar todos los electrones en el estado de energía más bajo. La clave a este problema fue descubierto en 1925 por el físico suizo Wolfgang Pauli (1900-1958) y se le conoce como Principio de Exclusión de Pauli, el cual es fundamental para entender la configuración electrónica de átomos con más de un electrón. Este principio establece que:

Dos electrones en un átomo no pueden existir en el mismo estado cuántico. Es decir, no hay dos electrones en un átomo que puedan tener un mismo juego de números cuánticos n, l, m_l, m_s

Este principio surge cuando Pauli estudiaba los espectros atómicos, él consideraba que los diversos estados en un átomo pueden ser determinados a partir de su espectro y por tanto los números cuánticos de estos estados pueden inferirse. Como diferentes estados corresponden a distribuciones espaciales distintas, incluidas diferentes distancias al núcleo, esto significa que en un átomo complejo, no hay sitio para todos los electrones en estados próximos al núcleo;

algunos son forzados a estados más alejados y tienen, por tanto energías más altas. Para aplicar el principio de Exclusión de Pauli a la estructura atómica, revisaremos primero algunos resultados. El estado cuántico del electrón del átomo de hidrógeno está identificado por los cuatro números cuánticos n, l, m_l, m_s que determinan la energía, el momento angular y las componentes de los momentos angulares orbital y de espín en una dirección determinada. Este esquema puede utilizarse también cuando el electrón se mueve, no en el campo eléctrico de una carga puntual, como en el átomo de hidrógeno, sino en el campo eléctrico de cualquier distribución de carga de simetría esférica, como aproximación del campo central. Para átomos con más de un electrón, la simetría no es completamente esférica, por lo tanto la energía correspondiente, depende tanto de n como de l , y suele aumentar cuando lo hace l para un valor dado de n . Debido a esta dependencia en l los subniveles se desplazan como se muestra en la figura 8.8, estos desplazamientos explican las características de los diferentes elementos en la tabla periódica, por ejemplo el subnivel $4s$ tiene asociada una energía menor que el $3d$

Figura 8.8 Estados energéticos de los electrones en átomos complejos



8.2.8 Estructura atómica Electrones en niveles y subniveles

Los principios básicos que proporcionan la estructura electrónica de átomos con más de un electrón son:

1. Un sistema de partículas es estable cuando su energía total es mínima
2. En cualquier átomo, sólo un electrón puede existir en cualquier estado cuántico

Antes de aplicar estas reglas a átomos con más de un electrón, revisemos la variación de la energía del electrón en los diferentes estados cuánticos, ver figura anterior 8.8. En un átomo con muchos electrones al que hemos llamado átomo “complejo”, los electrones interactúan unos con otros, su estructura atómica puede entenderse fácilmente, si se considera que cada uno de los electrones se encuentra inmerso en un campo eléctrico constante, de modo tal que este campo eléctrico es equivalente a la carga nuclear Ze .

Los electrones que tienen el mismo número cuántico principal n , se encuentran aproximadamente a una misma distancia del núcleo, entonces las fuertes interacciones entre electrones se realizan dentro de un mismo campo eléctrico y por tanto estos tienen energías similares, convencionalmente se establece que todos los electrones con el mismo número cuántico n ocupan el mismo nivel. Los niveles se identifican por el siguiente esquema.

$$\begin{array}{cccccc} n = & 1 & 2 & 3 & 4 & 5.. \\ & K & L & M & N & O.. \end{array}$$

Además se puede hacer una lista de los conjuntos posibles de números cuánticos y, por consiguiente, de los posibles estados de los electrones en un átomo. Esta lista se aprecia en la tabla 8.6. Los niveles K corresponden a $n = 1$, el nivel L corresponde a $n = 2$, etc. Debido a que la distancia media del electrón al núcleo aumenta con n , cada valor de n corresponde, aproximadamente, a una región en torno al núcleo en forma de capa esférica. Los estados que tienen el mismo n pero diferente l , se dice que forman subniveles, como por ejemplo los subniveles, $3s$ y $3p$, veamos cómo es esto;

En este tipo de átomos la energía del electrón en cada nivel depende también del número cuántico orbital l y la distribución de la densidad de probabilidad esta dada por los electrones en esos niveles, un valor pequeño de l indica que un electrón se encuentra más cerca del núcleo. El electrón en cada nivel, incrementa la energía con el incremento de l . Los electrones que comparten cierto valor de l en un nivel se dice que ocupan el mismo subnivel. Todos los electrones en un subnivel tienen casí energías idénticas. Ahora bien para ocupar los subniveles en un átomo con más de un electrón se usa la misma notación que para los estados cuánticos del átomo de hidrógeno, cada subnivel está identificado por su número cuántico principal n seguido por la letra correspondiente a su número cuántico

orbital l , ver tabla 8.6. El número de electrones de un átomo se denomina número atómico y se representa por Z . El núcleo contiene Z protones y algunos neutrones. Las cargas del protón y el electrón tienen igual valor absoluto, pero signo opuesto, por lo que en el átomo la carga eléctrica neta es nula.

El átomo más ligero (H), tiene $Z = 1$, el siguiente, helio (He), tiene $Z = 2$, el siguiente, litio (Li), tiene $Z = 3$; y así sucesivamente. Como los electrones son atraídos hacia el núcleo, cabe esperar que los estados cuánticos correspondientes a regiones próximas al núcleo tengan la menor energía. Podemos imaginar que partimos de un núcleo desnudo con Z protones, y que vamos añadiendo electrones de uno a uno hasta completar los Z electrones de un átomo neutro.

Tabla 8.6 Número máximo de electrones en cada nivel y subnivel.

n	l	m_l	m_s	Electrones en el subnivel	Electrones totales en el nivel energético
1 (K)	0 (s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2	8
	1 (p)	-1, 0, +1		6	
3 (M)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2	18
	1 (p)	-1, 0, +1		6	
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2		10	
4 (N)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2	32
	1 (p)	-1, 0, +1		6	
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2		10	
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3		14	
5 (O)	0 (s)	0	$\pm \frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	2	50
	1 (p)	-1, 0, +1		6	
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2		10	
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3		14	
	4 (g)	-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4		18	

Los estados de energía más baja, en general aquellos con los valores más pequeños de n y l , se llenan en primer lugar, utilizando estados sucesivamente más altos hasta acomodar todos los electrones. Las propiedades químicas y físicas de un elemento vienen determinadas por el número y

distribución de los electrones en el átomo, principalmente por interacciones en las que intervienen los electrones más externos, por lo que es de especial interés conocer la estructura electrónica. Por ejemplo, cuando un átomo tiene un electrón mucho más alejado (en promedio) del núcleo que los demás, dicho electrón estará menos ligado; el átomo tenderá a perder este electrón y formar lo que los químicos denominan un enlace electrovalente o iónico, de valencia +1. Este comportamiento es característico de los metales alcalinos litio, sodio, potasio, etc. Los átomos que pierden o ganan uno o más electrones están eléctricamente cargados y se llaman iones

Vamos a proceder ahora, a describir las configuraciones electrónicas del estado base de unos cuantos átomos (en orden creciente de Z).

El estado fundamental del hidrógeno es $1s^1$; el único electrón se encuentra en el estado $n=1, l=0, m_l=0$ y $m_s = \pm \frac{1}{2}$. En el átomo de helio $Z=2$ ambos

electrones se encuentran en estados $1s$, con espines opuestos; este estado se designa por $1s^2$. En el helio, la capa K está completamente llena y las demás vacías, de ahí que este elemento al igual que el neón, argón, kriptón, xenón y radón sean inertes. El litio $Z=3$ tiene tres electrones; en el estado fundamental, dos están en el estado $1s$ y uno en un estado $2s$. Designaremos este estado por $1s^2 2s$. En promedio, el electrón $2s$ está mucho más lejos del núcleo que los electrones $1s$, Así según la ley de Gauss, la carga neta que actúa sobre el electrón $2s$ es $+e$, en vez de $3e$ que es la que actuaría si no estuvieran presentes los electrones $1s$. Por tanto, el electrón $2s$ está poco ligado, como sugiere el comportamiento químico del litio. Un metal alcalino forma compuestos iónicos con valencia +1, en los que cada átomo pierde un electrón

El siguiente elemento es el Berilio $Z=4$; la configuración de su estado fundamental es $1s^2 2s^2$, con dos electrones en la capa L. El berilio es el primero de los elementos alcalinotérreos que forman compuestos iónicos con valencia +2. En la tabla II se proporcionan las configuraciones electrónicas de los veinte primeros elementos. Puede comprobarse, siguiendo las reglas de la sección precedente, que la capa L puede tener un total de ocho electrones; para $Z=10$, las capas K y L están llenas y no hay electrones en la capa M. Esta estructura de capas llenas más un electrón es parecida a la del litio, y ambos son metales alcalinos. El elemento anterior al neón es el flúor, con $Z=9$. Tiene una vacante en la capa L y cabe esperar que tenga afinidad por un electrón, formando compuestos iónicos con valencia -1. Este comportamiento es característico de los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo, astato), todos los cuales tienen configuraciones de capas llenas menos un electrón.

Con un análisis similar, basado en las configuraciones electrónicas, pueden comprenderse la regularidad del comportamiento químico que presenta el sistema periódico de los elementos.

En las capas M y N hay una ligera complicación, porque las subcapas $3d$ y $4s$ ($(n=3, l=2, \text{ y } n=4, l=0, \text{ respectivamente})$) tienen un traslape de energía. Así el argón $Z=18$ tiene llenos todos los estados $1s, 2s, 2p, 3s$ y $3p$, pero en el

potasio $Z = 19$ el electrón adicional está en un nivel 4s en vez de en uno 3d. Los elementos siguientes tienen uno o dos electrones en los estados 4s y un número creciente en los estados 3d. Todos estos elementos son metales con propiedades bastante similares y constituyen la primera serie de transición, que comienza con el escandio $Z = 21$ y acaba con el zinc $Z = 30$ hasta llenar el nivel 3d. Así la semejanza de los elementos de cada grupo de la tabla periódica es un reflejo de la semejanza de su configuración electrónica. Todos los gases inertes (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen configuraciones de capas llenas. Todos los metales alcalinos (litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio) tienen configuraciones de capas llenas más un electrón. Todos los metales alcalinotérreos (berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio) tienen



configuraciones de capas llenas más dos electrones y todos los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo y ástato) tienen estructuras de capas llenas menos un electrón, etc., ver tabla 5

Esta teoría explica las diferencias entre los elementos de un grupo y los diversos aspectos del comportamiento químico. La tabla periódica que propuso Dimitri Mendeléiev en 1871, tuvo su explicación en la física cuántica y no antes.

Figura 8.7 Dimitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907), químico ruso.

Tabla 8.7 Configuración electrónica en estado fundamental

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Configuración electrónica
Hidrógeno	H	1	$1s^1$
Helio	He	2	$1s^2$
Litio	Li	3	$1s^2 2s$
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$
Boro	B	5	$1s^2 2s^2 2p$
Carbono	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
Nitrógeno	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Oxígeno	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
Fluór	F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Neón	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Sodio	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s$
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Aluminio	Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p$
Silicio	Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Fósforo	P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Azufre	S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cloro	Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Argón	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Potasio	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s$
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Escandio	Sc	21	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

CAPÍTULO 9. RESULTADOS

Introducción

En este capítulo se muestran los resultados obtenidos al aplicar las estrategias de enseñanza propuestas en esta tesis con alumnos de bachillerato, así como los resultados de sus correspondientes instrumentos de enseñanza-aprendizaje.

El planteamiento de estas estrategias se basó principalmente en las ideas del constructivismo (ver marco teórico), el cual se consideró como el **medio** viable que permitió la planeación didáctica de los temas y que bajo ésta misma perspectiva se valorará la pertinencia de cada una de las estrategias propuestas.

Se inicia entonces, mostrando los resultados obtenidos del “*cuestionario de actitudes hacia la ciencia*” así como sus correspondientes reflexiones. Posteriormente se proporciona el formato del examen diagnóstico aplicado a estudiantes del CCH y los correspondientes resultados al mismo. A continuación se exponen los resultados obtenidos al aplicar cada una de las estrategias de enseñanza, mismas que fueron aplicadas en la práctica docente durante los estudios de maestría. Los resultados de las estrategias a los temas tales como *Antecedentes Históricos de la Atomicidad, Modelo atómico de Thomson, Espectros Atómicos, Modelo Atómico de Rutherford y el Modelo Atómico de Bohr* van acompañadas también de los resultados de las evaluaciones formativas aplicadas y del material de apoyo didáctico. La única estrategia que no fue aplicada, fue la del *Modelo Atómico Cuántico*.

9.2 RESULTADOS, CUESTIONARIO ACTITUDES HACIA LA CIENCIA

Recordemos que este “*cuestionario de actitudes hacia la ciencia*” se propuso con la intención de conocer las actitudes que tienen los alumnos ante la física y la química. Los resultados obtenidos y las reflexiones a este, se detallan más adelante. La intención de este cuestionario fue el tener un referente que permitiera el diseño de las estrategias de enseñanza y no el realizar un análisis estadístico de las respuestas de los alumnos. Se tiene cinco categorías y aunque se piense que estas categorías pueden reducirse a cuatro, sin la categoría *indeciso*. Esta categoría permite justamente conocer el porcentaje de alumnos que no tienen claridad en sus intereses, ideas y pensamientos. El cuestionario se aplicó a dos grupos de alumnos del Colegio de Ciencias y Humanidades, Plantel Sur, uno de Física integrado por 20 alumnos; 3 hombres y 17 mujeres y otro de Química, formado por 24 alumnos; 10 hombres y 14 mujeres. El cuestionario se muestra a continuación, en el se indica el porcentaje por categorías de alumnos que respondieron a cada pregunta, las categorías fueron:

	Categoría
Totalmente de acuerdo	(5)
Parcialmente de acuerdo	(4)
Indeciso	(3)
Parcialmente en desacuerdo	(2)
Totalmente en desacuerdo	(1)

9.2.1 Resultados del Cuestionario de Actitudes hacia la Física

Resultados (porcentajes)						
	Indicador / Categoría	5	4	3	2	1
1	Los videos educativos me aburren horriblemente	0	35	30	25	10
2	Es una lata consultar libros de Física de la biblioteca	5	25	20	25	25
3	Odio tener que anotar en el cuaderno los experimentos de Física	30	45	20	5	0
4	Ojalá la clase de Física durará mas tiempo	5	5	10	20	60
5	Odio la clase de Física	25	20	15	15	25
6	Aprender hechos científicos es una lata	0	0	30	45	25
7	Trabajar en equipo en las prácticas de Física hace que me sienta más importante	0	5	5	15	75
8	Me gustaría formar parte de un club de ciencia que se reuniera después de la clase	10	5	30	5	50
9	Conocer los hechos científicos es algo que me produce satisfacción	25	35	20	15	5
10	No me importa hacer un experimento varias veces para comprobar el resultado	20	25	35	0	20
11	Me suelo aburrir y distraer en la clase de Física	30	10	20	30	10
12	Compartir los hechos científicos que conozco hace que me sienta bien	10	50	30	5	5
13	Es estupendo hablar de ciencias con mis padres	5	20	35	15	25
14	Me gusta aplicar las matemáticas a los experimentos de Física	15	25	20	35	5
15	Suelo estar impaciente por que llegue la clase de ciencias	5	15	25	15	40
16	Ojalá no tuviera la clase de química tan frecuentemente	20	15	20	20	25
17	Hacer proyectos de ciencia en casa es una tontería	0	15	20	30	35
18	“Física” es una de mis clases preferidas	5	15	25	15	40
19	No se me ocurriría hablar de Física fuera de clase con mis amigos	10	20	30	30	10

9.2.2 Resultados del Cuestionario de Actitudes hacia la Química

Resultados (porcentajes)						
	Indicador / Categoría	5	4	3	2	1
1	Los videos educativos me aburren horriblemente	26	13	22	30	9
2	Es una lata consultar libros de Química de la biblioteca	8	13	25	46	8
3	Odio tener que anotar en el cuaderno los experimentos de Química	8	0	13	25	54
4	Ojalá la clase de Química durará mas tiempo	0	16	38	13	33
5	Odio la clase de Química	0	4	16	13	67
6	Aprender hechos científicos es una lata	8	12	21	12	47
7	Trabajar en equipo en las prácticas de Química hace que me sienta más importante	8	21	25	16	30
8	Me gustaría formar parte de un club de ciencia que se reuniera después de la clase	0	8	29	17	46
9	Conocer los hechos científicos es algo que me produce satisfacción	21	25	34	12	8
10	No me importa hacer un experimento varias veces para comprobar el resultado	42	17	17	12	12
11	Me suelo aburrir y distraer en la clase de Química	0	26	22	22	30
12	Compartir los hechos científicos que conozco hace que me sienta bien	38	25	29	8	0
13	Es estupendo hablar de ciencias con mis padres	13	25	29	16.5	16.5
14	Me gusta aplicar las matemáticas a los experimentos de Química	8	25	12	22	33
15	Suelo estar impaciente por que llegue la clase de ciencias	4	13	25	33	25
16	Ojalá no tuviera la clase de Química tan frecuentemente	4	8	25	21	42
17	Hacer proyectos de ciencia en casa es una tontería	12	4	17	17	50
18	“Química” es una de mis clases preferidas	8	46	21	4	21
19	No se me ocurriría hablar de Química fuera de clase con mis amigos	29	8	13	33	17

9.2.3 Algunas reflexiones sobre los resultados de los cuestionarios

Para realizar estas reflexiones se consideró necesario, formar tan solo tres categorías en lugar de cinco, que son de acuerdo, indeciso y en desacuerdo. Esto lleva a agrupar la categoría cinco y cuatro (totalmente y parcialmente de acuerdo respectivamente) a una sola categoría. De igual modo sucede con las categorías dos y uno (parcialmente y totalmente en desacuerdo). En la siguiente reflexión tenemos que para física el porcentaje corresponde a la suma de los porcentajes de la categoría 5 y 4 ($0\%+35\%=35\%$), al igual que para la química ($26\%+13\%=39\%$). Entonces considerando los indicadores 1 y 2 para ambas asignaturas, se recomienda: que el profesor realice la selección del material didáctico de manera adecuada, conforme a los objetivos de aprendizaje y a la población hacia quién va dirigido, bajo ninguna circunstancia se debe emplear material que no haya sido antes valorado y revisado por el profesor responsable, ver tabla 9.1.

Tabla 9.1

Indicador	Descripción	Física (%)	Química (%)
1	Los videos educativos me aburren horriblemente.	35	39
2	Les desagrada consultar libros de física en la biblioteca	30	21

De acuerdo al indicador 4, este nos muestra que es muy alto el porcentaje de alumnos que están en desacuerdo en emplear más tiempo del establecido, lo cuál si podría interpretar que a estos estudiantes no les agrada la clase de física o química. Esto nos lleva a buscar dinámicas en las que los alumnos participen activamente durante las clases, ver tabla 9.2, Este porcentaje de desagrado se ve respaldado por el indicador 5 para la asignatura de física.

Tabla 9.2

Indicador	Descripción	Física (%)	Química (%)
4	Ojalá la clase de Física / Química durará mas tiempo (en desacuerdo)	80	46
5	Odio la clase de Física / Química (de acuerdo)	45	4

Considerando los indicadores 4, 5, 6, 9 y 12, ver tabla 9.2 y 9.3 de este cuestionario, recomendamos que el docente, se comprometa con su función y evite aquellas acciones que llevan a los alumnos a no apreciar la importancia y trascendencia de la física en sus vidas y que en muchos casos los llevan a odiar la asignatura. Este odio no es gratuito. La odian por múltiples razones. Algunas de ellas son porque no la entienden, no se sienten capaces, no les es importante, no les resulta útil ni interesante, etc. Se sugiere por tanto que el profesor aplique estrategias de enseñanza en las cuales el alumno participe activamente, asimismo se recomienda que las clases sean amenas, atractivas y planeadas.

Tabla 9.3

Indicador	Descripción	Física (%)	Química (%)
6	Aprender hechos científicos es una lata (<i>de acuerdo</i>)	0	20
9	Conocer los hechos científicos es algo que me produce satisfacción (<i>de acuerdo</i>).	60	46
12	Compartir los hechos científicos que conozco hace que me sienta bien (<i>de acuerdo</i>).	60	63

A pesar de que los resultados en el indicador 14 (tabla 9.4) para física no hay diferencia en porcentaje entre los que les gusta y los que no. Consideramos que el profesor debería hacer uso de las matemáticas de manera objetiva y apegada a las necesidades de la asignatura. La clase de Física y Química no deberá transformarse en la clase de matemáticas. Esta idea es apoyada con los resultados obtenidos en el grupo de química (55%).

Tabla 9.4

Indicador	Descripción	Física (%)	Química (%)
14	No me gusta aplicar las matemáticas a los experimentos de química o física	40	55
14	Si les agrada aplicar las matemáticas a los experimentos de química o física	40	33
14	Se mantienen indiferentes	20	12

Existe un alto porcentaje de estudiantes que no les atrae la física, es por ello necesario que nuestra labor docente este encaminada a una enseñanza equilibrada, una enseñanza en donde el conocimiento sea transmitido, en un marco de clases amenas, planeadas, bien diseñadas y nunca se debe olvidar hacia quién esta dirigida nuestra enseñanza; es decir adolescentes, ver tabla 9.5

Tabla 9.5

Indicador	Descripción	Física (%)	Química (%)
5	Odio la clase de Química o Física	45	4
8	No les interesa formar parte de un club de ciencias	55	63
10	No les incomoda repetir experimentos varias veces para comprobar el resultado	45	59
17	No les agrada hacer proyectos de ciencia en casa	15	16
18	“Química” o “Física” es una de mis clases preferidas	20	54

En la tabla 9.5, se puede apreciar una enorme diferencia en los porcentajes en los indicadores 5 y 18 para las dos asignaturas. Considero que la causa de esta diferencia se debe principalmente a la didáctica del profesor, al menos eso es lo que pude observar durante la práctica docente; es decir, el profesor que impartía la clase de química permitía una mayor interacción entre alumno-alumno y alumno-profesor, establecía objetivos claros, aplicaba una estrategia definida y cumplía con los objetivos de enseñanza.

9.3 RESULTADOS DEL CUESTIONARIO DIAGNÓSTICO INICIAL

El examen diagnóstico que se diseñó y aplicó, contiene únicamente reactivos, que permiten la revisión de los conocimientos previos que poseen los alumnos con relación por supuesto a los temas que se desean impartir (modelos atómicos), sin embargo usted puede elaborar un examen diagnóstico, que le permita conocer otro tipo de conocimientos, habilidades y destrezas en el estudiante.

Este examen se aplicó a 20 estudiantes (3 hombres y 17 mujeres) de Física II, asignatura que se imparte en el cuarto semestre del CCH y en el cual se han abordado algunos aspectos de la estructura de la materia y modelos atómicos, vistos con anterioridad en las asignaturas de Química I y II impartidas en primer y segundo semestre. Este cuestionario así como los diversos instrumentos de enseñanza y evaluación fueron aplicados durante la Práctica Docente II de la MADEMS¹, misma que fue realizada en el CCH, plantel sur, turno matutino

El cuestionario constó de 16 preguntas, el cual considera las ideas principales que tenían Aristóteles, Demócrito, Roberto Boyle, John Dalton, Avogadro, Thomson, Rutherford, Bohr y Schöedinger sobre la estructura de la materia.

Además es importante comentar que este examen diagnóstico no debe ser aplicado a estudiantes de la ENP, dado que esta temática en las asignaturas de Física III y Fisicoquímica, son de recién incorporación, en cuanto a las asignaturas de Física IV, Química III y IV tampoco se recomienda aplicarlo debido a que la cantidad de conocimientos previos que poseen los alumnos con respecto a estos temas son mínimos. Por ello se invita a que el profesor formule abiertamente al grupo una serie de preguntas encaminadas a conocer estos conocimientos. El examen diagnóstico aplicado se muestra más adelante.

¹ Maestría en Docencia en Educación Media Superior

9.3.1 Formato del cuestionario diagnóstico inicial

Escuela Nacional Preparatoria 7 “Ezequiel A. Chávez” Estructura de la Materia y Modelos Atómicos

Nombre: _____

Edad: _____

Fecha: _____

Instrucciones: En el espacio en blanco, complete correctamente las oraciones.

1. El modelo atómico de Thomson en 1898, por su apariencia fue llamado modelo del _____
2. Mencione algunas de las características del núcleo atómico según el modelo atómico de Rutherford _____
3. El experimento de Geiger y Marsden el cual consistía en el bombardeo de una fina lámina de oro con partículas alfa, llevaron a Rutherford a calcular las dimensiones aproximadas del _____
4. El modelo atómico de _____ contribuyó a explicar el origen de todos los espectros atómicos y describió claramente el espectro del átomo de hidrógeno
5. Cuando un elemento absorbe suficiente energía (de una flama o un arco eléctrico; por ejemplo) emite energía radiante, a este fenómeno se le conoce como _____

Instrucciones: Relaciona ambas columnas, colocando en el paréntesis la letra correspondiente. Observe que hay un mayor número respuestas que de afirmaciones

Columna A

- A. Roberto Boyle
- B. John Dalton
- C. Demócrito
- D. Avogadro
- E. Aristóteles
- F. Mendeleiv

Columna B

- () Afirmaba que el universo estaba constituido por cuatro elementos: fuego, aire, agua y tierra. Además estableció la existencia de dos fuerzas levedad o ligereza y gravedad
- () Propuso que lo único que existía era el vacío y los átomos, componentes últimos de la materia, constituidos por diminutos cuerpos indivisibles, compactos e incompresibles
- () Estableció en su obra *“The Sceptical Chymist”* (1661), el concepto moderno de elemento como la sustancia más sencilla que integra un compuesto
- () Explicó que los compuestos se forman cuando los átomos se unen entre sí, en una relación constante y sencilla. Suponía que la relación numérica entre los átomos era la más sencilla posible, asigno al agua la fórmula HO
- () Postuló la existencia de diferentes tipos de molécula: moléculas elementales o átomos, molécula constituyente o molécula de un elemento; y molécula integral o simplemente molécula.

Instrucciones: Selecciona y encierra en un círculo el inciso que corresponda a la respuesta correcta

11. Científico qué descubrió el electrón:

- a) Ernest Rutherford
- b) Niels Bohr
- c) J.J. Thomson
- d) Millikan

12. De acuerdo al Modelo Atómico de Thomson los electrones:

- a) Se mueven dentro de una esfera sólida cargada positivamente, de tal modo que el conjunto es eléctricamente neutro
- b) Giran alrededor del núcleo en órbitas fijas (parecido a un sistema planetario)
- c) Se encuentran en órbitas circulares alrededor de un denso núcleo cargado positivamente
- d) En las órbitas de un átomo pueden ocupar cierto número de niveles energéticos $n = 1,2,3,4,\dots$

13. ¿Cuál fue la explicación de Rutherford ante el paso de la mayor parte de las partículas alfa a través de la lámina de oro, en el experimento de dispersión?

- a) Que el núcleo del átomo es de gran tamaño en comparación con el
- b) Que los átomos son compactos
- c) Que entre el núcleo y los electrones existe un gran espacio vacío
- d) Que las partículas alfa son altamente energéticas

14. El modelo atómico de Bohr logró explicar el espectro del átomo de:

- a) Litio (Li)
- b) Calcio (Ca)
- c) Hidrógeno (H)
- d) Neón (Ne)

15. ¿Cuál fue el modelo atómico que postuló que un electrón en un átomo puede girar en determinadas órbitas estables, sin emitir radiación y además asocio a cada una de estas órbitas una energía definida?

- a) Modelo de Rutherford
- b) Modelo de Thomson
- c) Modelo de Bohr
- d) Modelo Cuántico

16. ¿Cuál fue el modelo que describe al electrón por una función de onda ψ , y que considera al cuadrado del valor absoluto de la función de onda del electrón $|\psi|^2$ como la probabilidad de encontrar el electrón en alguna región del espacio?

- a) Thomson
- b) Rutherford
- c) Cuántico
- d) Bohr

El resultado del examen diagnóstico mostró que ningún alumno lo aprueba, aún a pesar de que estos temas ya fueron vistos en los cursos de Química I y II. La máxima calificación obtenida fue de 5.6 y la mínima de 1.2, ver tabla 9.6.

Tabla 9.6 Resultados del examen diagnóstico

Calificación	5.6	5.0	4.4	3.8	3.1	2.5	1.9	1.2
Total de alumnos	2	2	1	3	5	3	2	2
Porcentaje	10%	10%	5%	15%	25%	15%	10%	10%

Ante este resultado fue necesario proponer una estrategia de enseñanza que considerara esta deficiencia. La propuesta consistía fundamentalmente en hacer participar más a los alumnos, para lo cual se elaboró seis lecturas² sobre la concepción de la materia y conforme a las ideas y trabajos de Aristóteles, Demócrito, R. Boyle, Lavoisier, Proust, Dalton y Avogadro.

² Adaptadas por Virgen Huerta Romero, a partir del material elaborado por María de los Ángeles Ortiz

9.4 RESULTADOS. ESTRATEGIAS DE ENSEÑANZA- APRENDIZAJE

Las propuestas de enseñanza para los temas de antecedentes históricos, modelo atómico de Thomson, espectros atómicos, modelo atómico de Rutherford, Bohr y cuántico se consideran estrategias viables y atractivas porque proporciona el espacio para que los estudiantes analicen y reflexionen sobre alguna experiencia en particular como lo fueron las experiencias con los diferentes tubos de rayos catódicos y con los tubos espectrales de diferentes elementos o simplemente para que resuelvan alguna tarea encomendada. Las estrategias permitieron la interacción entre iguales, el intercambio de ideas y conocimientos así como libertad de expresión. Los grupos de trabajo estuvieron formados por 4 a 6 alumnos, los cuales trabajaron de manera seria y responsable y en donde el diálogo entre iguales se desarrolló en un ambiente cordial y de libertad, los estudiantes trabajaron de acuerdo a sus capacidades y con plena conciencia de la importancia de su papel dentro del equipo de trabajo.

La interacción con los estudiantes y el desarrollo de las actividades propuestas nos permiten decir que el material didáctico usado en las estrategias, el cual fue elaborado y adaptado conforme a las necesidades de los alumnos, fue aceptado por los estudiantes y contribuyó a cumplir con los objetivos establecidos en cada estrategia. Además las actividades experimentales propuestas, resultaron de gran interés y ayuda para concretar los conocimientos adquiridos en la enseñanza.

En la siguiente sección se mostrarán los resultados de aplicar las estrategias de enseñanza para cada uno de los temas antes mencionados así como el de los correspondientes instrumentos de enseñanza e instrumentos de evaluación.

9.4.1 RESULTADOS DE LA ESTRATEGIA DE ANTECEDENTES HISTÓRICOS DEL CONCEPTO DE ATOMISMO

Conforme a los objetivos establecidos en la estrategia: fomentar en el alumno el trabajo en equipo para la organización, preparación y presentación de un tema; que el estudiante aprecie la manera en como evolucionaron las ideas sobre la estructura de la materia y que reconozca la importancia de los trabajos realizados por científicos de diversas épocas en el avance de la ciencia. El primer objetivo se cumple ya que los alumnos a través de la enseñanza directa, se organizan y preparan un tema, de tal modo que se comunican e interactúan con sus demás compañeros bajo la guía y dirección del profesor. Los estudiantes bajo esta forma de enseñanza exponen libre y entusiastamente su tema, favoreciendo las habilidades de expresión tales como hablar en público, expresarse con claridad, precisión y orden, desarrolla la creatividad y favorece la comprensión de contenidos. Las presentaciones de cada uno de los equipos permiten que los alumnos aprecien la importancia de los trabajos de estos hombres, mismos que han contribuido al avance sobre la estructura de la materia a lo largo del tiempo, además estos dos últimos objetivos se ven reforzados por el llenado de la tabla de características. Las vídeo grabaciones durante la práctica docente y la participación entusiasta de los alumnos, mostró que esta dinámica les agradó.

Se recomienda que la aplicación de esta tabla se realice durante las presentaciones de los estudiantes, para ello se sugiere proporcionar a cada alumno una copia de la tabla, sin embargo esto dependerá de la disposición de tiempo del profesor inclusive puede dejarse como actividad extra clase.

9.4.1.1 Evaluación formativa

La evaluación formativa aplicada en esta estrategia busca justamente evaluar si se cumplen los objetivos establecidos en la estrategia de enseñanza, es decir verificar que el alumno haya apreciado la manera en como evolucionaron las ideas sobre la estructura de la materia y que haya reconocido la importancia de los trabajos realizados por los diferentes científicos en diversas épocas. Con esta evaluación se busca también que los alumnos reconozcan sus propios aprendizajes. Este instrumento se aplicó a 24 alumnos de la materia de Física I del CCH, la cual se imparte en el tercer semestre.

El formato de este instrumento, permite ubicar al alumno en el tiempo, ya que este formato proporciona nombre y época en la que se realiza la contribución a la atomicidad. No se requiere que el alumno los memorice, lo más importante de este instrumento es evaluar entonces si los alumnos logran concebir este avance conceptual a lo largo de la historia.

Los resultados indican que el 21% de los alumnos no logra establecer con claridad este avance, existe confusión con términos, conceptos y contribuciones. Esta evaluación nos muestra también que el mayor porcentaje de los alumnos logran tener una clara idea del avance que se ha tenido en la concepción de la materia a través de la historia y además logran ubicar cronológicamente la contribución y los conceptos involucrados adecuadamente, por ejemplo describen al inicio los cuatro elementos, continúan con la idea de átomo después con elemento y finalmente con el de molécula, además ubican a Aristóteles al inicio de este desarrollo y terminan ya sea con Avogadro o Thomson, en conclusión el 79 % de los estudiantes evaluados adquieren una clara idea del avance de este concepto en la historia aún a pesar de que no logran asociar la aportación con el propio científico, los cuales fueron: Aristóteles, Demócrito, Boyle, Dalton, Lavoisier, Proust, Avogadro- Cannizzaro y Thomson. Este instrumento nos permite asegurar que los objetivos se satisfacen y que algunos alumnos logran asociarlos correctamente, científico con contribución. Los resultados que a continuación se proporcionan muestran los porcentajes en los que los alumnos logran esta asociación.

En la tabla 9.7 se muestra el porcentaje de alumnos que logran establecer este avance, también en ella se indican los científicos mencionados acertadamente. En la tabla 9.8 se muestra a mayor detalle el porcentaje de asociación para cada personaje. Justamente los científicos que tienen mayor porcentaje corresponden a aquellos en los que se proporcionó material adicional para su presentación y aunque no podemos asegurar que esta sea la única razón por la que se obtiene este incremento, si podemos decir que el uso de material didáctico contribuyen al aprendizaje en los alumnos.

Tabla 9.7

Descripción	
Porcentaje de alumnos que no logran el objetivo	21
Porcentaje de alumnos que si logran el objetivo	79
Científicos mencionados con mayor frecuencia	Demócrito, Aristóteles, Boyle, Lavoisier y Thomson

Tabla 9.8

Aristóteles	Demócrito	R. Boyle	Lavoisier	Dalton	Proust	Avogadro	Thomson
58 %	42 %	32 %	47 %	16 %	21 %	21 %	42 %

9.4.1.2 Formato del instrumento de evaluación formativa

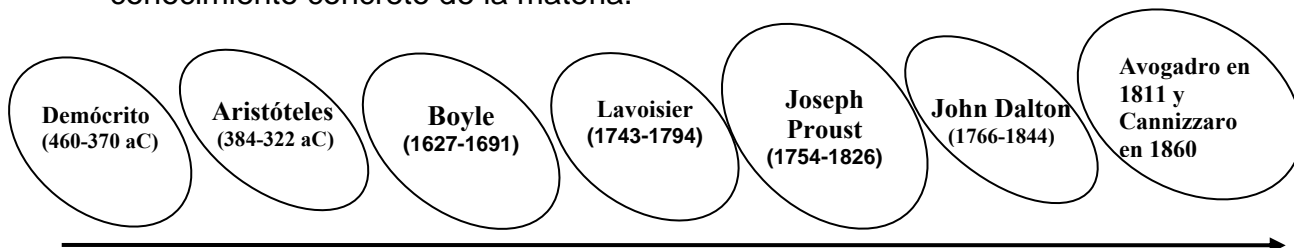
**Evaluación Formativa. Concepción de la materia.
Escuela Nacional Preparatoria**

Nombre del alumno: _____
 Apellido Paterno Materno Nombre (s)
Grupo: _____

Objetivo: Este instrumento de evaluación pretende regular el proceso de enseñanza - aprendizaje para adaptar o ajustar las condiciones pedagógicas en servicio del aprendizaje de los alumnos.

Instrucciones:

En cada rectángulo escribe cronológicamente la información relevante que consideras contribuyó, a especificar la ideas sobre el átomo y la materia, desde los griegos (640 a.C.) hasta 1860 con S. Cannizzaro, utiliza para ello, las referencias que se te proporcionan en cada alveolo. Si no recuerdas claramente la contribución de cada uno de ellos, no te preocupes, concéntrate entonces en poner en orden cronológico las ideas principales que contribuyeron al conocimiento concreto de la materia.



--	--	--	--	--	--	--

9.4.2 RESULTADOS DE LA ESTRATEGIA APLICADA AL TEMA MODELO ATÓMICO DE THOMSON

La experiencia en clase con los diferentes tubos de rayos catódicos resultó realmente interesante y aún más interesantes las respuestas de los alumnos, las observaciones que estos realizan son tan valiosas que no hay justificación alguna para que el profesor sustituya esta enriquecedora experiencia con una descripción verbal, a menos claro está, que no se cuente con el material y equipo necesario para la demostración.

Las respuestas de los alumnos a las dos primeras preguntas (*¿Los gases conducen la electricidad? y ¿Cómo puede observar o estudiar la conducción de los gases?*) fueron acertadas y sus explicaciones fueron claras y precisas, cinco de seis equipos responden afirmativamente, además explican que los gases conducen la electricidad y que este fenómeno se aprecia en las tormentas eléctricas y en las lámparas de neón, en palabras de los estudiantes *“En el interior de los tubos hay gas, este se ioniza cuando es sometido a un alto voltaje”*, reconocen a las lámparas de iluminación fluorescente como medios que permiten observar la conducción de los gases, en palabras de los alumnos *“En el interior de los tubos hay gas y este conduce la electricidad”*.

En cuanto a los comentarios de los estudiantes a las observaciones con los tubos de rayos catódicos, estos resultaron pertinentes. Usan de manera natural el término rayo de igual modo a como fue empleado hace muchos años para describir lo que sucede en el interior de los tubos. Veamos ahora algunas de las descripciones que hacen los estudiantes a los diferentes tubos, considerando el tubo de la figura A de la estrategia, note que las descripciones y explicaciones de los alumnos son adecuadas ya que corresponden a la realidad, por lo tanto no es necesario que el profesor limitó al estudiante con su propio discurso del fenómeno.

- α *El uso de la pantalla es para que se vean los rayos.*
- α *La abertura permite que se vea un haz de luz.*
- α *Se observa la emisión de rayos solo en un lado de los tubos.*
- α *Las líneas del campo magnético atraen a las partículas cargadas negativamente.*
- α *El campo magnético atrae a los electrones.*
- α *Son electrones por que son desviados por un imán.*
- α *El imán atrae a las partículas.*
- α *El imán mueve a los iones.*
- α *Hay una fuerza magnética externa que mueve el rayo.*

Considerando el segundo tubo (figura B) el cual tiene una cruz de malta en uno de los extremos, los comentarios fueron:

- α *En el interior del tubo hay gas.*
- α *La emisión es luz y se demuestra cuando se ve la sombra de la cruz.*
- α *La corriente eléctrica genera un haz de luz.*
- α *La densidad del gas en el interior de los tubos es baja y cuando se hace pasar un alto voltaje estos se iluminan.*

Y aunque nosotros sabemos que en los tubos de rayos catódicos no hay gas o que el aire contenido en él es prácticamente inexistente (baja presión) y que la probabilidad de que estos gases o aire interactúen con los electrones es prácticamente nulo, observe como algunos estudiantes coinciden (último comentario) con esto al mencionar que la densidad del gas en el interior de los tubos es baja.

Las reflexiones al tercer tubo, el cual contiene la hélice (figura C de la estrategia) fueron:

- α *Las partículas del gas se mueven en todas direcciones y estas mueven el rehilete.*
- α *Algunos alumnos asocian este tipo de tubos con los empleados en las televisiones.*

Algunos de los comentarios al tubo de la figura D, correspondiente a la actividad opcional fueron:

- α *Se trata de diferentes materiales por eso se ven diferentes colores (tubo en el que se muestra la fluorescencia).*
- α *Comentan que el color de luz indica el tipo de elemento que esta contenido en el tubo, inclusive lo relacionan con el gas Neón de las lámparas.*

Las respuestas de los alumnos a esta actividad muestra que los objetivos se cumplen, es decir se fomenta la observación y el análisis de fenómenos físicos, además se promueve el trabajo en equipo de una manera cordial, responsable, libre y creativa. Esto se ve afirmado por los resultados de la evaluación formativa aplicada.

9.4.2.1 Resultados de la evaluación formativa

La evaluación formativa al *Modelo atómico de Thomson* se aplicó a un total de 25 estudiantes de física del tercer semestre del Colegio de Ciencias y Humanidades Plantel Sur. Esta evaluación muestra que el 28% de los alumnos contestan acertadamente a 2 de las 3 preguntas de las cuales consta el instrumento. En la tabla 9.9 se indica el porcentaje de alumnos que responden acertadamente a cada pregunta. Posteriormente se reproducen textualmente algunas de las respuestas de los alumnos a cada pregunta.

Tabla 9.9

Pregunta número	Porcentaje de alumnos que respondieron acertadamente	Pregunta
1	48 %	¿Qué fue lo más importante en los experimentos de Thomson?
2	16%	¿Cómo interpretaría usted el hecho de que al utilizar diferentes gases en el tubo de rayos catódicos, la relación (e/m) siguiera siendo la misma?
3	28 %	A raíz de sus experimentos, Thomson propuso un modelo atómico en el que consideraba al átomo como una esfera de masa y densidad de carga uniforme, siendo los electrones como pasas en un panqué. ¿Estarías de acuerdo en que este modelo se ajusta a la información que poseía Thomson?

Respuestas de los alumnos a la pregunta 1. ¿Qué fue lo más importante en los experimentos de Thomson?

- α *El descubrimiento de que los átomos eran divisibles, que existían electrones y que eran de carga negativa.*
- α *Que los experimentos que propuso le dio información acerca de los componentes del átomo.*
- α *El descubrimiento de los electrones.*
- α *Su modelo del átomo y la interpretación de sus resultados.*
- α *Qué descubrió que los electrones tienen masa, peso, volumen, velocidad y carga eléctrica.*

El error más frecuente es:

- α *Considerar que Thomson descubrió los rayos catódicos.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 2. ¿Cómo interpretaría usted el hecho de que al utilizar diferentes gases en el tubo de rayos catódicos, la relación (e/m) siguiera siendo la misma?

- ∞ *Porque los átomos de los gases estaban sometidos a las mismas condiciones.*
- ∞ *Que los rayos catódicos reaccionan igual aunque sean distintos gases.*
- ∞ *Los gases transmiten la electricidad.*
- ∞ *En que son la misma materia.*
- ∞ *Porque todos los gases se hallaban en una misma proporción y expuestos a las mismas condiciones.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 3.

A raíz de sus experimentos, Thomson propuso un modelo atómico en el que consideraba al átomo como una esfera de masa y densidad de carga uniforme, siendo los electrones como pasas en un panqué. ¿Estarías de acuerdo en que este modelo se ajusta a la información que poseía Thomson?

La mayoría de los alumnos están de acuerdo. Una de las respuestas fue:

- ∞ *Si, porque él consideraba al electrón la partícula más pequeña de la materia*

9.4.3 RESULTADOS DE LA ESTRATEGIA APLICADA AL MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Deseo resaltar que aún a pesar de que esta estrategia no presenta actividades experimentales semejantes a las anteriores estrategias, sí consideró dos actividades sobre mediciones indirectas, mismas que permiten valorar el trabajo de Rutherford sobre los métodos indirectos de medición y reconocer la trascendencia de su experimento, el cual abrió el camino a los aceleradores de partículas y a la experimentación a través del bombardeo con partículas subatómicas.

Consideramos que la estrategia aplicada es adecuada, ya que los alumnos durante las sesiones interactúan entre ellos de una manera respetuosa y cordial, cada integrante del equipo expresa libremente sus ideas, escucha las ideas y puntos de vista de los demás. Llegan a un acuerdo y finalmente expresan sus respuestas. Las respuestas de los estudiantes son material extremadamente valioso, con ellas él profesor revisa y aclara dudas, identifica ideas erróneas y conocimientos previos. Inclusive en función de estas, la estrategia de enseñanza aprendizaje es susceptible a cambios. Algunas de las explicaciones de los alumnos son:

Pregunta: ¿Por qué las partículas alfa son desviadas?

- α *Por la densidad del oro influye en esta desviación.*
- α *La energía es reflejada.*
- α *Las partículas alfa están chocando con algo y estas rebotan como si fueran bolas de billar.*
- α *Porque existen fuerzas magnéticas externas que las desvían.*
- α *El grado de desviación de las partículas alfa depende de la velocidad de las partículas.*

¿Por qué la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro?

- α *La lámina de oro es como si fuera una rejilla y las partículas alfa pasan por ella.*
- α *El átomo tiene espacios.*
- α *Por la velocidad misma de las partículas alfa.*
- α *La placa de oro tiene espacios vacíos y por ahí pasan las partículas alfa y las que rebotan es porque chocan con algo de la placa y no pasan.*
- α *Las partículas alfa de carga positiva chocan con una zona muy densa y no pasan y las que pasan es porque atraviesan una zona no muy densa.*
- α *Por la velocidad y densidad de las partículas alfa.*
- α *La trayectoria de las partículas alfa es recta y la fuerza que estas tienen hacen que atraviesen el espesor de la lámina de oro.*

Se aprecia que las respuestas de los alumnos son por demás interesantes y realmente no muy alejadas de la realidad. Es importante comentar y valorar que los alumnos emiten estas explicaciones, con el conocimiento de que para tal actividad cuentan con tiempo limitado, es decir ellos tienen que organizarse, expresarse y participar de modo tal que proporcionen una explicación clara y aprobada por la mayoría. Las respuestas de los alumnos también nos indican que la descripción del experimento de Rutherford, Geiger y Marsden por parte del profesor es clara y es comprendida por la mayoría de los estudiantes.

Recordemos que la estrategia considera que después de la puesta en común por cada uno de los equipos, el profesor a través de la presentación en *power-point* responde a las preguntas formuladas a los alumnos de manera indirecta, ordenada y congruente, proporcionando información correspondiente a las conclusiones y reflexiones a las que llegó E. Rutherford así como al conocimiento del método empleado para el cálculo del tamaño del núcleo atómico.

9.4.3.1 Resultados de las actividades experimentales.

En cuanto a las actividades experimentales: *medición del radio de una canica y del radio de un círculo en forma indirecta*, estas resultaron ser excelentes analogías que permitieron acercar al estudiante hacia métodos de medición indirectos, Estos métodos son análogos a los empleados por Rutherford para determinar las dimensiones del núcleo atómico.

Resultados con el grupo de Física: El grupo se dividió en seis equipos, los cuales trabajaron con la practica "*medición del radio de una canica*", los alumnos se organizaron y siguieron las indicaciones establecidas en la práctica, cinco de los seis equipos obtuvieron una diferencia de centésimas entre el diámetro calculado y el medido (utilizando el Vernier), el sexto equipo logro identificar las razones por las cuales sus resultados diferían con respecto al valor medido, es decir no siguieron las indicaciones en la práctica.

Resultados con el grupo de Química: El grupo se dividió en seis equipos, la mitad del grupo, trabajo con la practica "*medición del radio de una canica*" y la otra mitad con la practica "*medición del radio de un círculo*" en ambas practicas, los alumnos se organizaron y trabajaron cooperativamente, sin embargo no todos siguieron las indicaciones establecidas en las practicas y esto provocó que la mitad del grupo no obtuvieran mediciones congruentes entre los diámetros medidos y los calculados.

9.4.3.2 Resultados de la evaluación formativa

El resultado de la evaluación formativa al tema *Modelo atómico de Rutherford* indica que el 36 % de los estudiantes responden acertadamente a dos de las tres preguntas de las que consta el instrumento, esto nos indica que la estrategia de enseñanza propuesta es adecuada y que habría que sugerir actividades adicionales para lograr que el 36 % de estos estudiantes *reafirmen* sus conocimientos y además se *incrementen* sustancialmente este porcentaje, en la tabla 9.10 se indica el porcentaje de alumnos que respondieron correctamente a cada una de las tres preguntas, el instrumento empleado se muestra al final de esta sección. Al final de esta tabla se reproducen textualmente algunas de las respuestas que los alumnos dieron a cada una de las preguntas

Tabla 9.10

Pregunta número	Porcentaje de alumnos que respondieron acertadamente	Pregunta
1	48 %	A su juicio ¿Qué fue lo más importante en los experimentos de Rutherford?
2	40%	¿Cómo interpretaría usted el hecho encontrado por Rutherford de que la mayoría de las partículas alfa atravesarán la lámina de oro sin desviarse?
3	48%	A partir de sus experimentos, Rutherford formuló un nuevo modelo atómico, describa este modelo.

Respuestas de los alumnos a la pregunta 1: A su juicio ¿Qué fue lo más importante en los experimentos de Rutherford?

- α *Descubrir que los electrones del átomo no se encuentran adheridos a este.*
- α *El paso y desviación de las partículas alfa con la lámina de oro.*
- α *El averiguar por qué algunas partículas se desviaban mucho y otras no tanto.*
- α *El rebote de las partículas alfa con la lámina de oro, mientras que otra pasan a través de ellas.*
- α *El descubrimiento del núcleo atómico.*
- α *Que modificó el modelo de Thomson.*
- α *Que descubre el núcleo atómico y define algunas de las características de los átomos, como es el espacio vacío, todo esto con el apoyo de la ley de Coulomb.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 2: ¿Cómo interpretaría usted el hecho encontrado por Rutherford de que la mayoría de las partículas alfa atravesarán la lámina de oro sin desviarse?

- α *Por la energía de las partículas alfa.*
- α *Las que lograban atravesarla era porque pasaban por el espacio vacío del átomo y las que eran rechazadas eran aquellas que se dirigían hacia el núcleo y antes de llegar a él eran lanzadas fuertemente en sentido opuesto.*
- α *Porque no tenían algún encuentro con el núcleo atómico y las que salían desviadas era porque se encontraban con el núcleo atómico.*
- α *Que el interior del átomo es hueco y que el núcleo del átomo es muy pequeño.*
- α *Porque la mayoría era espacio vacío y por ello la mayoría de las partículas alfa pasan libremente por la placa de oro.*
- α *Pasaron por el espacio libre.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 3: A partir de sus experimentos Rutherford formuló un nuevo modelo atómico, describa este modelo.

- α *Un núcleo positivo y alrededor de él los electrones con carga negativa.*
- α *Átomo de carga neutra con un núcleo de carga positiva y girando alrededor los electrones de carga negativa. Como un pequeño sistema solar.*
- α *Que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo y no pegados a él.*
- α *El átomo tiene un núcleo que contenía protones por lo tanto era positivo y alrededor del núcleo se encontraban los electrones con una carga negativa.*
- α *El átomo tenía un núcleo y a su alrededor tenía girando a través de él a los electrones, el espacio que había del núcleo al electrón era espacio vacío.*
- α *Carga positiva en el núcleo y la negativa afuera de él en orbitales girando alrededor.*
- α *Era como un pequeño sistema solar, en donde el sol era el núcleo del átomo y los planetas eran los electrones y giraban en las órbitas con eso se neutralizaba.*

A través de las respuestas de los alumnos usted apreciará que las respuestas de los estudiantes no están muy alejadas de la realidad y de la respuesta correcta; esto nos permite valorar la importancia y trascendencia de fomentar en los estudiantes el espíritu de análisis y reflexión a ciertos fenómenos físicos y aunque la redacción y estructura de sus respuestas manifiestan algunos errores, podemos considerarlas correctas y que es necesario brindarles el espacio para que los

estudiantes practiquen el análisis, la reflexión, discusión, intercambio de ideas y trabajo en equipo.

9.4.4 RESULTADOS DE LA ESTRATEGIA DEL TEMA MODELO ATÓMICO DE BOHR

La revisión de los *informes experimentales* de las actividades *Espectroscopia I* y *Espectroscopia II*, así como el trabajo en laboratorio, nos permiten decir que los objetivos establecidos en la estrategia de enseñanza se cumplen totalmente y que inclusive van más allá del cumplimiento de estos, ya que los alumnos relacionan los conocimientos adquiridos con su entorno, reflexionan sobre el fenómeno observado y además les permite aplicar estos conocimientos, Algunos de los comentarios de los alumnos son:

- α *¿Por qué si la lámpara de neón a simple vista es de color rojo, las lámparas que nosotros conocemos y que utilizamos en nuestros hogares son de otro color?*
- α *¿Por qué algunas líneas se ven dobles cuando utilizamos la rejilla de difracción y no las vemos con el tubo de difracción?*
- α *¿Los tubos espectrales son también tubos de rayos catódicos?*

Las dos prácticas realizadas: *Espectroscopia I*, la cual consistió en observar la coloración a la flama y los espectros de emisión que tienen algunos elementos metálicos, *Espectroscopia II*, en la que se observan a simple vista y a través de un espectroscopio los espectros de emisión de diversos elementos gaseosos, logran que los alumnos reconozcan que cada elemento tiene un espectro único, como si fuera su huella digital. Ya que ellos a partir de la observación y reproducción del espectro de emisión comprueban por sí mismos que cada elemento presentan una serie de líneas, que tienen una ubicación única, independientemente de si el elemento es sólido, líquido o gaseoso. Los alumnos logran identificar los espectros de emisión de cada uno de estos elementos a partir de la observación, reproducción y entrega de la tabla denominada "*Reproducción de los espectros de emisión*", que forma parte del informe de la práctica. Además esta actividad permite a los estudiantes diferenciar claramente los espectros continuos de los espectros discretos.

Ambas actividades aún a pesar de su simplicidad resultaron atractivas, llamativas y didácticas. Algunos de los comentarios de los estudiantes.

- α *Ahora entiendo porque, cuando se quema papel impreso a color, la flama emite diversos colores.*
- α *Las pinturas seguramente tienen elementos metálicos.*
- α *¿Esto significa que dependiendo del elemento es el tipo de luz que se observa por ejemplo en las lámparas de iluminación fluorescente?*

Asimismo estas prácticas favorecieron el trabajo en equipo ya que cada equipo de trabajo se organizó para realizar exitosamente la actividad, en un ambiente de responsabilidad, orden y armonía.

Por todo lo antes dicho, consideramos que la estrategia propuesta es pertinente y adecuada ya que las preguntas, comentarios e inquietudes de los alumnos así lo muestran, además el desempeño de los estudiantes en y durante las experiencias fueron matizadas por un amplio sentido de orden, responsabilidad y armonía.

El reporte de la actividad experimental fue entregado en tiempo y forma por cada uno de los equipos de trabajo, lo que permitió que los alumnos reforzaran los conocimientos adquiridos. El contacto de los estudiantes con este tipo de experiencias permiten de algún modo cambiar la perspectiva que estos tienen de la física y que reconozcan la importancia de ésta en su diario andar.

Las presentaciones en *power-point (ppt): espectros atómicos y el modelo atómico de Bohr*, permitieron explicar a detalle los espectros atómicos, los postulados de Bohr, el espectro del átomo de hidrógeno, el modelo atómico para el átomo de hidrógeno y mencionar la importancia y limitaciones del modelo atómico de Bohr. Al finalizar las presentaciones se aplicó evaluación formativa para ajustar la estrategia de enseñanza y en consecuencia los aprendizajes. Esta evaluación reveló que el 25% de los estudiantes contestan acertadamente tres de las cinco preguntas abiertas de las cuales consta el instrumento, Algunas de las respuestas que dieron los alumnos así como el porcentaje de estudiantes que respondieron acertadamente a cada una de ellas se muestran en la tabla 9.11.

Respuestas de los alumnos a la pregunta 1. ¿Cuáles son los aspectos teóricos y experimentales relevantes en el que el modelo de Bohr se basó?

- α *Se baso en el modelo atómico de Rutherford, la cuantización de la energía y los espectros atómicos.*
- α *En el experimento Rutherford (modelo del átomo) y en el de Planck (cuantización de la energía).*
- α *En el Modelo atómico de Rutherford.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 2. ¿El primer postulado de Bohr se refiere a las características del núcleo y del átomo mismo, puedes profundizar al respecto?

- α *El núcleo es positivo y entre este y los electrones existe una fuerza Coulombiana.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 3. Explica lo que sucede cuando en un átomo el electrón se mueve de un nivel de mínima energía a uno de mayor energía y viceversa

- α *El átomo es excitado.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 4. ¿Es cierto que el modelo de Bohr explicó perfectamente el espectro completo del átomo de hidrógeno al igual que el de los demás átomos?

- α *No, su explicación sólo era útil para el átomo de H.*
- α *Funcionó solamente para el átomo de hidrógeno, pero no pudo explicar los demás.*
- α *No, nada más explico el del hidrógeno.*

Respuestas de los alumnos a la pregunta 5. ¿Qué relación existe entre los niveles de energía, los electrones y las líneas espectrales?

- α *Que las líneas espectrales se observan cuando los electrones pasan de un nivel de energía a otro.*
- α *Las líneas espectrales se ven cuando los electrones cambian de nivel.*
- α *Las líneas espectrales corresponden a los niveles de energía en que se hallan los electrones dentro del átomo.*

Esta evaluación nos muestra que aproximadamente la mitad de los estudiantes logran cumplir con algunos de los objetivos planteados en la estrategia, es decir comprender la importancia y trascendencia del trabajo de Bohr al explicar el origen de las líneas en los espectros atómicos. Observe que el 80 % de los estudiantes contestan acertadamente a la primer pregunta esto, además permite reforzar los conocimientos del modelo atómico de Rutherford. Casi la mitad del grupo asocia de manera adecuada a los electrones en los diferentes niveles de energía con las líneas espectrales.

Sin embargo, los resultados también nos dicen que los postulados de Bohr no fueron entendidos con claridad, por lo que a fin de incrementar este porcentaje, se toman las siguientes acciones, se revisa y modifica la presentación en *power-point* de manera en que está sea más clara y atractiva, además se propone el uso de material didáctico que permita comprender los postulados, se puede elaborar en tela o papel, el modelo del átomo de hidrógeno a gran escala de manera que se aprecie, el núcleo (positivo con un protón) los siete niveles de energía alrededor del núcleo y el electrón, el cual y para fines prácticos será movable (esfera de unicel). Este modelo permitirá “ubicar” al electrón en los diferentes niveles de energía, utilizando para ello la serie de Balmer. Además se recomienda auxiliarse de la lectura biográfica de Niels Henrik Bohr y del *applet* mencionado en la estrategia.

Tabla 9.11

Pregunta número	Alumnos que respondieron acertadamente	Pregunta
1	80 %	¿Cuáles son los aspectos teóricos y experimentales relevantes en el que el modelo de Bohr se basó?
2	10%	¿El primer postulado de Bohr se refiere a las características del núcleo y del átomo mismo, puedes profundizar al respecto?
3	5%	Explica lo que sucede cuando en un átomo el electrón se mueve de un nivel de mínima energía a uno de mayor energía y viceversa
4	45%	¿Es cierto que el modelo de Bohr explicó perfectamente el espectro completo del átomo de hidrógeno al igual que el de los demás átomos?
5	45%	¿Qué relación existe entre los niveles de energía, los electrones y las líneas espectrales?

9.5 RESULTADOS DE LAS EVALUACIONES FINALES

9.5.1 Prueba objetiva aplicada al grupo de física

Se aplicó prueba objetiva a 20 alumnos de la materia de Física II, consistió en 18 reactivos (opción múltiple, completamiento, correspondencia, preguntas abiertas y esquemas), el tiempo para su resolución fue de una hora. Es necesario comentar que a los estudiantes se les informó sobre este examen con un día de anticipación. Al final de esta sección encontrará la prueba objetiva aplicada. Los resultados muestran que el 50% de los jóvenes la aprueban, En la tabla 9.12 se proporcionan las calificaciones obtenidas. Sin embargo estos resultados también exponen que aún a pesar de que se aplican diversas estrategias de enseñanza, el 50% de los alumnos no logran adquirir los conocimientos considerados en la prueba. Es necesario revisar aquellos elementos de la estrategia en la que se lograrían mayores aprendizajes, es preciso considerar otros aspectos tales como las actitudes de los estudiantes ante el aprendizaje así como las actitudes del docente ante la enseñanza.

Esta prueba no evalúa aspectos tales como: trabajo en equipo, análisis, reflexión, disposición al trabajo experimental, actitudes en clase, etc. Lo que se buscó fundamentalmente era conocer si los alumnos adquirieron los conocimientos que les ayudarán a comprender otros temas relacionados con los ya evaluados. Uno de los propósitos de la evaluación, es llegar a conclusiones que nos permitan valorar la eficacia de las experiencias y estrategias propuestas, sin embargo, esta prueba objetiva puede aún ser mejorada y contribuir sustancialmente a mejorar las estrategias y actividades. Además sabiendo que no es correcto notificar a los alumnos sobre la prueba objetiva con un día de anticipación, es posible decir que prácticamente esta evaluación podría considerarse también formativa, dado a que ésta formó parte de la evaluación sumativa que la profesora practicante debía emitir. Lo importante de todo esto, es reconocer que las evaluaciones o pruebas objetivas son hasta el momento uno de los medios más efectivos para conocer los aprendizajes de los estudiantes y por tanto realizar los ajustes necesarios para fortalecer e incrementar los aprendizajes.

Tabla 9.12

Calificación aprobatoria	8.3	7.2	6.9	6.7	6.6	6.4	6.1
Total de alumnos	1	1	2	1	2	2	1
Calificación reprobatoria	5.8	5	4.7	4.4	4.2		
Total de alumnos	5	1	1	2	1		

9.5.2 Resultados de la evaluación sumativa del grupo de física

Tanto al grupo de física como al de química la estrategia de enseñanza propuesta para el modelo cuántico no fue aplicada. Por ello estas evaluaciones no lo consideraron, sin embargo era necesario emitir una nota o calificación al finalizar la estrategia de enseñanza para el modelo atómico de Bohr y la proyección del video el átomo, así que los criterios considerados fueron la prueba objetiva, las participaciones, las tareas y las actividades experimentales, las notas otorgadas se muestran en la tabla 9.13, la mínima calificación obtenida fue de 6.0 y la máxima de 9.5, 21 alumnos aprobaron la temática y un solo alumno obtuvo NP (no presente).

Tabla 9.13

Calificación	6.0-6.5	6.6-7.0	7.1-7.5	7.6-8.0	8.1-8.5	8.6-9.0	9.1-9.5	NP
Total de alumnos	7	1	5	2	4	1	1	1
Porcentaje	32	4.5	23	9	18	4.5	4.5	4.5

9.5.3 Resultados de la evaluación sumativa del grupo de química

A petición del profesor responsable del grupo y a fin de no alterar la forma de trabajo que éste tenía con sus alumnos, la forma de evaluación fue diferente que para el grupo de física. Se establecieron valores a cada una de las actividades realizadas, de tal manera que al término de la clase el alumno tan solo suma los puntos adquiridos durante la clase y el maestro los registra al pasar lista.

Veamos un ejemplo: Estefanía Rovira obtiene 4 puntos en total en la sesión, 2 por la actividad realizada en la demostración con los rayos catódicos y dos por participaciones. Las actividades consideradas se muestran en la siguiente tabla

Actividad realizada	Valor máximo asignado en puntos
Presentaciones frente a grupo (recorrido histórico)	10
Tarea: tabla comparativa recorrido histórico	2
Demostración rayos catódicos	2
Presentación modelo de Rutherford	5
Reporte modelo de Rutherford	5
Práctica de Espectroscopia en clase	5
Reporte espectroscopia I y II	5
Tarea cuantización de la energía	2
Actividad modelo de Bohr	5
Por cada participación en clase se asigna	1

El criterio para incrementar puntos es a través de las participaciones en clase, las cuales son otorgadas exclusivamente por el maestro, de modo tal y a fin de estimular las participaciones de los demás alumnos. Los estudiantes podrán participar las veces que quieran durante las clases, pero solamente en dos de ellas tendrán dar valor numérico.

A petición del profesor de la asignatura, la evaluación sumativa consistió únicamente en suma de los puntos acumulados durante todas las actividades, no se aplicó prueba objetiva. Sin embargo, si se desea emitir una nota, entonces se procede a tomar como referencia al alumno con mayor número de puntos, el cual tendrá asignado la máxima calificación diez (10). Las notas asignadas las encontrará en la tabla 9.14

Tabla 9.14

Calificación aprobatoria	10	8.9	8.7	8.5	8.3	8.0	7.8	7.4	7.2	6.5	6.3
Total de alumnos	1	2	4	3	1	2	3	2	1	2	1

Calificación reprobatoria	4.6	5	5.9
Total de alumnos	1	1	1

9.5.4 Formato del instrumento de evaluación objetiva

Evaluación del tema: estructura de la materia y modelos atómicos

Nombre: _____ Edad: _____ Fecha: _____

A. Paterno A. Materno Nombre

Instrucciones: En el espacio marcado, escribe el modelo atómico que corresponda al enunciado. Valor de cada reactivo 1 punto

1. El átomo se representa en su mayor parte como espacio vacío, en su centro esta el pequeño y extremadamente denso núcleo que contiene toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo, los electrones están distribuidos alrededor de él, como planetas en un sistema solar _____
2. El modelo atómico de _____ contribuyó a explicar la distribución de los electrones en el átomo, sugirió que cuando los electrones excitados retornan a los niveles de menor energía se emite una cierta cantidad de energía radiante y la cantidad de esta determina la longitud de onda de la radiación
3. El modelo atómico de _____ consideraba que los electrones se localizaban en una esfera sólida de carga positiva, dicho modelo explica la neutralidad observada en los átomos.
4. _____ visualizaba al universo conformado por partículas primarias indivisibles, estas partículas se hallaban en movimiento constante y podían vibrar

Instrucciones: Selecciona y encierra en un círculo el inciso que corresponda a la respuesta correcta

5. Científico que descubrió el electrón:
 - a) Ernest Rutherford b) Niels Bohr c) J.J. Thomson d) Millikan
6. Los experimentos de J. J. Thomson aclararon que los rayos catódicos en realidad estaban constituidos por partículas que poseían carga:
 - a) Neutra b) Positiva c) Positiva y negativa d) Negativa
7. ¿En el experimento de la lámina de oro, el paso de la mayoría de las partículas alfa fue explicado del siguiente modo?
 - e) El núcleo del átomo es de gran tamaño en comparación con él
 - f) Los átomos son compactos
 - g) Entre el núcleo y los electrones existe un gran espacio vacío
 - h) Las partículas alfa son altamente energéticas

8. El modelo atómico de Bohr logró explicar de forma clara y precisa el espectro del átomo de:
a) Estroncio b) Todos c) Hidrógeno d) Neón
9. Científico que basó su modelo atómico en los trabajos de Max Planck sobre la cuantización de la energía; la cual describe a la energía radiante en forma de unidades de energía o *cuantos*
a) E. Rutherford b) J.J. Thomson c) Bohr d) J. Balmer
10. Cuál fue el modelo que postulo que en un nivel principal de energía debían existir subniveles que explicarían las longitudes de onda de energía radiante emitidas por los átomos excitados.
a) J.J. Thomson b) E. Rutherford c) Modelo Cuántico d) Niels Bohr
11. Al fenómeno en el cual un elemento absorbe suficiente energía (de una flama o un arco eléctrico, por ejemplo) y posteriormente emite una cierta cantidad de energía radiante, se le llama:
a) Ionización b) Espectro c) Combustión d) Compuesto
12. ¿Cuál fue el pensador de la antigüedad que le asignaba a la materia una naturaleza continua e infinita?
a) Aristóteles b) Bernoulli c) Newton d) Demócrito e) Cicerón
13. El modelo moderno explica al átomo como:
a. Un núcleo y alrededor girando electrones
b. Los electrones girando elípticamente alrededor del núcleo
c. Un modelo netamente químico
d. Una ecuación de una función de onda
e. Un átomo divisible

Instrucciones: Relaciona ambas columnas, colocando en el paréntesis el número correspondiente. Observe que hay un mayor número de respuestas que de afirmaciones

Columna A

1. John Dalton
2. Avogadro
3. Aristóteles
4. Roberto Boyle
5. Gay Lussac

Columna B

- () Describió a los elementos como sustancias que no podían descomponerse, por un simple cambio químico, en otras dos o más sustancias. Estos elementos constituyen a otros cuerpos llamados *compuestos*
- () Afirmaba que el universo estaba constituido por cuatro elementos: fuego, aire, agua y tierra. Además estableció la existencia de dos fuerzas levedad o ligereza y gravedad
- () Explicó que los compuestos se forman cuando los átomos se unen entre sí, en una relación constante y sencilla. Suponía que la relación numérica entre los átomos era la más sencilla posible
- () Postuló la existencia de diferentes tipos de moléculas

Instrucciones: En los recuadros siguientes representa mediante un esquema los diferentes modelos del átomo considerando la perspectiva de: Demócrito (1), J. J. Thomson (2), E. Rutherford (3), N. Bohr (4) y Modelo Cuántico (5)

1	2	3	4	5

10. CONCLUSIONES

10.1 Conclusiones

Considero que esta propuesta de enseñanza para abordar los temas concernientes a los modelos atómicos, permitirá a los docentes tratarlos de manera integral, ya que el material aquí presentado fue planeado, desarrollado, probado¹ y corregido de modo tal que se cumplieran con los objetivos de aprendizaje establecidos en cada una de las estrategias propuestas. La aplicación de las estrategias durante la práctica docente permitió modificar y mejorar todos los instrumentos de enseñanza así como las propias estrategias.

Este trabajo está enriquecido con material tanto para el maestro como para los alumnos. Material que fue pensado, diseñado y probado conforme a las necesidades de los estudiantes y profesores de bachillerato, estas propuestas permiten la interacción entre maestro-alumno, alumno-alumno, alumno-conocimiento. Las actividades experimentales propuestas si bien, no son extraordinarias si son viables y resultan accesibles e interesantes a los estudiantes; veamos un ejemplo: aunque las actividades denominadas "*mediciones indirectas*" en el modelo atómico de Rutherford, son actividades ya conocidas por algunos profesores, estas fueron retomadas, revisadas y adaptadas a manera de resaltar la importancia y trascendencia del trabajo de Rutherford sobre las dimensiones del núcleo atómico, es decir de las mediciones indirectas. Los estudiantes se sorprenden al constatar que los métodos indirectos son bastantes confiables y aprecian y reconocen el trabajo realizado por Rutherford.

Por otro lado, a través de estas estrategias los alumnos concluyen que los modelos son un medio que explica parcial o totalmente un fenómeno. Es más, este trabajo les permite ir más allá de un "*modelo teórico*", es decir hacia "*modelos humanos*", mismos que orientan su actuar hacia la adquisición de conocimiento científico y de valores que les permitan desempeñarse satisfactoriamente. Los adolescentes buscan modelos con los cuales se identifiquen, modelos que los guíen mucho más allá del aprendizaje curricular.

Las evaluaciones formativas cuyos resultados se encuentran en la sección correspondiente, muestran que aún a pesar del incremento en el aprendizaje de los alumnos, a un mayor dominio y control de los temas por parte del maestro, así como a una mejora sustancial en la planeación de las clases y materiales didácticos, *aparentemente el "aprendizaje"* de los estudiantes no fue el deseado. Aproximadamente el 50 % de ellos no logran adquirir los conocimientos básicos y *relevantes*. Sin embargo al revisar la estructura de estas evaluaciones, observamos que estas no fueron adecuadas, por tanto se requiere modificarlas y enriquecerlas para así tener una evaluación integral que considere conocimientos, habilidades, destrezas, actitudes, valores, etc.. Los objetivos de enseñanza, son un buen instrumento para diseñar los instrumentos de evaluación. Además no hay que olvidar que en el aprendizaje intervienen múltiples factores como son el social, familiar, emocional, personal, etc.. Este trabajo no pretende dar solución a todos ellos, sin embargo se cree que esta

¹ Excepto el modelo cuántico

tesis contribuye a incrementar de manera significativa los aprendizajes de los estudiantes así como proporcionar los elementos necesarios para un buen desempeño docente.

El contacto de los estudiantes con este tipo de experiencias (tubos de rayos catódicos, tubos espectrales, coloración a la flama, mediciones indirectas, etc.) favorece el cambiar la perspectiva que estos tienen sobre la física y que reconozcan su importancia en su vida diaria.

Sí cada sector involucrado en la educación, se comprometiera a hacer lo que le corresponde, se lograría un mayor aprendizaje, quizás un aprendizaje cercano al 100 %. Es decir si cada sector realizara su función² con responsabilidad, diligencia y sobretodo asumiendo el compromiso adquirido, los frutos serían otros. *Por los frutos os conoceréis*³.

Toda clase impartida debe estar acompañada siempre de una cuidadosa planeación, ya que con ella se lograrían frutos dignos de aprendizaje. Así mismo el aprendizaje de los alumnos debería permitir sentirse satisfechos. Esto se lograría en la medida en que son satisfechas sus necesidades y expectativas. Lo ideal es que toda enseñanza ayude a los alumnos a resolver los problemas que a diario se les presentan; no limitar la participación, ni coartar la libre expresión de dudas, preocupaciones e inquietudes. También nuestra enseñanza debe desarrollar y probar su capacidad para encontrar soluciones.

En estas estrategias los alumnos contaron con el espacio necesario, para interactuar con sus iguales a través de la expresión de ideas, pensamientos, así como su organización. Recordemos que en la enseñanza tradicional los alumnos se mantienen únicamente como receptores de información, lo cual no sucede aquí, es decir hay una mayor participación de los alumnos, esto se aprecia en todas sus respuestas. Aunque sus respuestas no son lo suficientemente claras, precisas y acertadas, no podemos negar el enorme valor que tienen, es decir que son producto de las reflexiones propias de los alumnos. Recuerde que ellos no poseen el conocimiento, práctica y experiencia que posee el docente y es justamente ahí en donde radica su enorme valor.

Es muy importante que los profesores estemos conscientes que la física no es la única asignatura que los estudiantes cursan. Nuestras peticiones de trabajo extra clase deben ser equilibradas con las otras asignaturas. Mi experiencia docente me permite asegurar que cuando un maestro se extralimita en sus peticiones, causa en ellos una enorme frustración, desánimo y un cúmulo de ansiedades. Es recomendable que tanto en el aula como en el laboratorio sean los espacios ideales para la enseñanza y el óptimo aprendizaje, el trabajo extra clase reafirme el aprendizaje en el aula.

Igualmente importante es considerar otras actividades de apoyo a la estrategia que permitan el acercamiento fuera del aula con el conocimiento. Por ejemplo visitas a museos, lecturas científicas (de la colección la ciencia para todos del fondo de cultura económica), experiencias de cátedra, experimentos, etc.

²Me gusta la gente que vibra, que no hay que empujarla, que no hay que decirle que haga las cosas, sino que sabe lo que hay que hacer y que lo hace... Mario Benedetti. Parte del poema La gente que me gusta

³ Cita bíblica

En cuanto a los resultados de mi labor docente durante la maestría, permítame expresar que esta contribuyó a incrementar mi conocimiento y sensibilidad en el trato con adolescentes, así como el tener mayor conciencia sobre el papel que jugamos los profesores en la educación y sobre todo de la influencia que tenemos en la vida de los jóvenes bachilleres. Para mí quedó perfectamente claro que los maestros contribuimos a la transformación de vidas, dejamos huella, los maestros transmitimos mucho más que conocimientos, nuestras actitudes, acciones y preparación influye de manera significativa en cada uno de nuestros alumnos. Ignoro al autor de la frase “*Los maestros tocan vidas para siempre*”, sin embargo coincido totalmente con esta

Las actividades experimentales, tareas e inclusive el examen mismo deberán buscar reforzar, incrementar conocimientos y además resolver dudas.

El aprendizaje de contenidos es multifactorial y no depende tan solo de una determinada estrategia, sino de diversos factores.

Las pruebas objetivas deben ser aquellas que permitan entender los diferentes niveles de comprensión en los reactivos, además es necesario aprender a elaborar reactivos conforme a los objetivos de enseñanza

Realmente creo que este trabajo forma parte de las herramientas de las que dispone el docente para mejorar su enseñanza e incrementar el aprendizaje de los alumnos.

La iniciación a la ciencia no se efectúa en un escritorio de escuela; se realiza en el laboratorio, en el campo, a partir de lecciones sencillas acerca de los fenómenos físicos de nuestra vida cotidiana, las cuales se convierten en lecciones grandiosas sobre la física. Cada actividad experimental lleva una revelación al estudiante, por ello es conveniente fomentar la observación y la reflexión, aprender a observar, reflexionar y responder contribuye enormemente a la formación integral del estudiante.

10.2 Algunas reflexiones para motivar a los estudiantes de física a aprender

Es necesario que el profesor realice acciones que motiven a los alumnos a aprender y de ninguna manera tome actitudes que los lleven a aborrecer la física. En la mayoría de las ocasiones, la motivación conductista estímulo-respuesta no funciona cuando se trabaja con adolescentes, por ello se recomienda aprovechar justamente ésta etapa de formación de los estudiantes y sembrar en ellos la semilla de la motivación a partir de:

1. Crear conciencia en los estudiantes sobre su vida presente y futura, es decir despertar en ellos ese deseo de superación personal en todos aspectos.
2. Que encuentren un enlace entre su entorno y el conocimiento, es decir que logren explicarse diversos fenómenos físicos que ocurren en su diario vivir.

3. Que perciban a la física como integrante de la ciencia y tecnología, mismas que les permite disfrutar sus frutos: celulares, láser, hornos de microondas, Ipod, DVD, etc.
4. Despertar el deseo de investigación, por ejemplo el profesor explica que muchos de los fenómenos que ocurren en la naturaleza, existen aún a pesar de que no se tenga un modelo matemático, físico o químico, por tanto uno de los objetivos de la ciencia es encontrar el por qué de las cosas y fenómenos.

El maestro debe motivar continuamente a los estudiantes de manera individual, por equipo y grupal. La realidad es que cada alumno espera una palabra de motivación de parte de su maestro. Y como la motivación va unida al entusiasmo, el maestro tiene que ser un gran motivador y entusiasta. El maestro no puede presentarse como derrotado, deprimido ni relatar a sus alumnos todos los problemas por los que esta viviendo, cargándoles con sus problemas. Los alumnos necesitan a alguien que los anime y mantenga siempre su entusiasmo en alto. Todo maestro de respeto (líder), para poder permanecer dentro del liderazgo de la enseñanza, debe cultivar el secreto de la motivación de una manera permanente con sus alumnos. Alguien dijo:

“La ley del maestro enseña: “Si usted cesa de crecer hoy, cesa de enseñar mañana”. El aprendizaje es el alimento que necesitamos a diario para así alimentar a nuestros alumnos”

Algunas frases y pensamientos⁴ que podemos utilizar con ellos son:

- ∞ *“Todos corren en el estadio, pero uno sólo se lleva el premio”.*
- ∞ El éxito es el resultado de nuestro compromiso con nuestro sueño
- ∞ Todos quieren aprender pero nadie quiere pagar el precio.
- ∞ *“El éxito no es nunca una donación, es una conquista”.* O.S. Marvin

10.3 Recomendaciones al docente

Algunas de las recomendaciones para optimizar el uso de estas propuestas son las siguientes:

1. El trabajo de los alumnos en equipo, deberá ser monitoreado por el docente a fin que en las actividades que se realizan, participen todos los alumnos óptimamente conforme a sus capacidades y al mismo tiempo se estimulen otras habilidades.
2. Propiciar la interacción de preferencia cooperativa y no competitiva en el grupo.

⁴ Se ignora quienes son los autores de estos bellos y reflexivos pensamientos, sin embargo esto no impide apreciarlos y utilizarlos.

3. Las actividades experimentales propuestas deberán ser revisadas cuidadosamente a fin de aplicarlas eficientemente o en su defecto adecuarlas a las necesidades didácticas y/o a la infraestructura de la institución educativa.
4. Estimular continuamente la motivación intrínseca y extrínseca, para favorecer un mayor aprendizaje.
5. Generalmente los medios audiovisuales entran en el proceso educativo como material de apoyo didáctico, en ningún caso el profesor lo debe considerar como sustituto de la clase y de la labor docente.
6. Se recomienda la revisión del material didáctico (lecturas, videos, diapositivas y/o acetatos) antes de impartir el tema.
7. Antes de iniciar la presentación de un tema en clase, proyección de un video, prácticas y otros instrumentos de enseñanza- aprendizaje, se debe explicar a los alumnos cuál es, el objetivo de dicha actividad.
8. Mencionar a los alumnos que es más importante poner atención a las presentaciones en ppt., o clases que el tomar apuntes.
9. Aplicar evaluaciones formativas de manera frecuente, ya que estas son elementos importantes en la regulación de la enseñanza y del aprendizaje.
10. El maestro deberá practicar la paciencia, tolerancia y firmeza ante el trato con alumnos adolescentes, ya que muchos de ellos tienen baja autoestima, inseguridad, problemas emocionales, familiares, etc., factores que influyen negativamente en el aprendizaje y en las actitudes de los estudiantes ante él.
11. El maestro en ningún caso deberá comportarse altivo, soberbio y orgulloso.
12. Es fundamental que el maestro sea una persona sencilla, a fin de que sus alumnos puedan acudir a él con plena confianza. Es mucho más fácil abrirse a alguien con esta característica que a alguien arrogante, con quien uno siente como una barrera que impide expresarse libremente. El aprendizaje se fundamenta en la confianza, la cual se da cuando los alumnos no ponen reparo en preguntar y mostrarse tal cual.
13. No se debe tomar con ligereza la enseñanza, ésta es el resultado de la pasión por transmitir, formar, trascender y contribuir al engrandecimiento de los alumnos. Debemos entender que no llegamos a la docencia por accidente, sino porque fuimos seleccionados y debemos tener el deseo de hacer las cosas para los alumnos y por los alumnos.
14. El discurso del profesor deberá ser claro, preciso y conciso.
15. Propiciar un ambiente de trabajo libre de tensiones.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Disciplinarios

1. Alba Andrade Fernando. (1995). *El desarrollo de la tecnología. La aportación de la física*. La Ciencia desde México, tomo 23. Ciudad de México. México: Fondo de Cultura Económica.
2. Aguilar Sahagún Guillermo, Cruz Jiménez Salvador y Flores Valdés Jorge. (1986). *Una ojeada a la materia*. Colección La ciencia desde México, tomo 3. México. Fondo de Cultura Económica
3. Aguilera Damaris, Maza Arelys, Liendo Gustavo y Niaz Mansoor. (2000). Modelos conceptuales de los estudiantes universitarios sobre la estructura atómica basados en los experimentos de Thomson, Rutherford y Bohr. *Revista de educación en ciencias. Journal of Science Education. Vol.1, No.2*.
4. Ander Paul y Sonnessa Anthony J. (1982). *Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos*. México. Editorial Limusa.
5. Beiser Arthur. (2003). *Concepts of Modern Physics*. International Edition. McGraw-Hill.
6. Chamizo José Antonio. (1992). *El maestro de lo eternamente pequeño John Dalton*. México. Consejo Nacional para la Cultura y las Artes, Pangea editores.
7. Earle R. Williams (November. 2001) Sprites, elves and glow discharge tubes. *Physics Today*, November, 41-47.
8. Fouad, Abd El-Khalick (January. 2002) Rutherford's enlarged: a content-embedded activity to teach about nature of science. *Physics Education*, January, 64-69.
9. García Fernández Horacio. (2000). *Las huellas del átomo*. Colección viaje al centro de la ciencia. México. ADN Editores.
10. García Fernández Horacio. De la botánica a la física atómica. *Revista de divulgación de la ciencia de la Universidad Nacional Autónoma de México, ¿Cómo ves?* Año 7. No. 78
11. García Ramón, Pelayo y Gross. (2003). *Diccionario enciclopédico ilustrado*. México: Ediciones Larousse.
12. García-Colín S Leopoldo., Mazari Menzer Marcos, Moshinsky Marcos, et al. (1986). *Niels Bohr: Científico, filósofo, humanista*. La ciencia desde México, tomo 14. Ciudad de México. Fondo de Cultura Económica.
13. Gertrudis Uruchurtu. El largo viaje de la alquimia a la química. *Revista de divulgación de la ciencia de la Universidad Nacional Autónoma de México, ¿Cómo ves?* Año 7. No. 77
14. Giancoli Douglas C. (1988). *Física General*, volumen II. México. Prentice Hall Hispanoamericana.
15. Hecht Eugene. (1987). *"Física en Perspectiva"*. EUA: Addison Wesley Iberoamericana, versión en español de Pedro Felix González Díaz.

16. Ibáñez Walter Fernando. (2001). *Aproximación a la teoría atómica. Módulo de ciencias naturales*. República de Chile. Ministerio de educación. Editores María Victoria Gómez V. y Jorge Galaz N.
17. Jay E. Greene. (1981). *100 Grandes científicos*. México: Editorial Diana
18. Jones Edwin y Childrens Richard. (2001). *Física Contemporánea*. México: McGraw-Hill.
19. Keenan Charles W y Word Jesse H. (1976). *Química General Universitaria*. México. C.E.C.S.A. México.
20. López Rujperez Francisco (redacción). (1993). Edición mexicana: Angelina Álvarez. Coordinación de edición mexicana: Antonio Moreno Paniagua. *Guía Escolar Vox. Física II y Química*. Ciudad de México. México. Editorial Patria.
21. Máximo Antonio y Alvarenga Beatriz. (2003). *Física General, con experimentos sencillos*. México. Oxford University Press
22. Mc. Gerverey John D. (1975). *Introducción a la física moderna*. México. Editorial Trillas.
23. Pérez Montiel Héctor. (2002). *Física General*. México. Publicaciones Cultural.
24. Petrucci Ralph H. (1977). *Química General*. México. Fondo educativo interamericano, versión en español de Meter Fiedler
25. Robinson Paul y Hewitt Paul G. (1998). *Manual de laboratorio de Física*. México. Person Educación, Addison Wesley Longman
26. Serway R. A. (1987). *Física*, tomo 2. México. Nueva editorial interamericana.
27. Talavera Laura y Farías Mario. (1995). *El vacío y sus aplicaciones*. La ciencia desde México, tomo 131. México. Fondo de Cultura Económica.
28. White Harvey E. (2003). *Física Moderna*, vol. II. México. Limusa Noriega Editores
29. Whitten K. W. y Gailey K.D. (1990). *Química General*. México. McGraw-Hill.
30. Wilson Jerry D. (1996). *Física*. México. Person Educación.
31. Zamorano A. Enrique. *Apuntes: temas de física moderna (tema 6.1)* Colegio de Ciencias y Humanidades plantel Naucalpan, México.

Psicopedagógico didáctico

1. Alba Meraz Alejandro R. (2006). *Comunidades, libertad y discurso: Análisis de la actividad y la interacción en el aula en la enseñanza de la ética*. México. Facultad de filosofía y letras. Universidad Nacional Autónoma de México.
2. Aguirre, B. A. (1994). *Psicología y adolescencia*, Barcelona, alfa. Capítulo 10. Identidad del adolescente. pp.173-194
3. Barojas Weber Jorge (compilador). (2006). *Interpretación y conocimiento. Antologías MADEMS*, volumen I. México. Universidad Nacional Autónoma de México.
4. Carretero, Mario (1997). ¿Qué es el constructivismo? *Desarrollo cognitivo y aprendizaje. Constructivismo y educación*. Recuperado 13 noviembre del 2006 en http://www.uls.edu.mx/~estrategias/constructivismo_educacion.doc
5. Castañeda Lila Margarita y Figueroa Campos Milagros. (1993). *Maestría en tecnología educativa, Módulo: Fundamentos del desarrollo de la tecnología educativa*. México. Edición del Instituto Latinoamericano de la Comunicación Educativa (ILCE)
6. Coll César. (1999). *Psicología y currículum. Una aproximación Psicopedagógica a la elaboración del currículum escolar*. México. Paidós
7. Coll César (coord). (1999). *Psicología de la instrucción: La enseñanza y el aprendizaje en la educación secundaria*. Barcelona. Editorial Horsori.
8. Díaz Barriga Frida y Hernández Rojas Gerardo. (2002). *Estrategias Docentes para un aprendizaje significativo. Una interpretación constructivista*. México. McGraw-Hill Interamericana.
9. Eggen Paul D. y Kauchak Donald P. (2005). *Estrategias Docentes. Enseñanza de contenidos curriculares y desarrollo de habilidades del pensamiento*. México. Fondo de Cultura Económica
10. Guevara Niebla Gilberto (2003). *Lecturas para maestros*. México. Cal y arena
11. Guzmán Jesús Carlos. (2003). *Manual para evaluar los aprendizajes escolares*. Facultad de Psicología. UNAM. México. Programa de Material Didáctico.
12. Jonson, D., Jonson, R y Holubec, E. (1999). *El aprendizaje cooperativo en el aula*. Buenos Aires. Paidós
13. Jiménez María del Pilar (coord), Caamaño Aureli, Oñorbe Ana, Pedrinaci Emilio y De Pro Antonio. (2003). *“Enseñar Ciencias”* Barcelona. Editorial GRAO
14. Joyce Bruce, Weil Marsha y Calhoun Emily. (2002). *Modelos de enseñanza*. España. Editorial Gedisa.
15. Mayer Richard E. (2002). *Psicología de la educación. El aprendizaje en las áreas del conocimiento*. Madrid, España. Prentice Hall
16. Merino Gamiño Carmen. (1993). *Identidad y plan de vida en la adolescencia media y tardía*. Perfiles educativos, núm. 60.

17. Pozo J. I. Gómez Crespo M. A. (2004). *Aprender y enseñar ciencia*. Madrid. Ediciones Morata
18. Zarzar Charur Carlos. (1998). *Habilidades básicas para la docencia*. México. Editorial Patria.

REFERENCIAS ELECTRÓNICAS

Se recomienda que los alumnos usen el Internet para investigar sobre los temas tratados en los modelos, así mismo se recomienda que los alumnos realicen actividades de tipo interactivo. Se proponen las siguientes direcciones

- ∞ Enciclopedia Microsoft Encarta 2001
- ∞ <http://www.unam.mx/resultados.html>
- ∞ <http://www.mip.berkeley.edu/physics/F+20+0.html>
- ∞ <http://www.math.ubc.ca/people/faculty/cass/rutherford/rutherford675.html>
- ∞ <http://www.rutherford.org.nz/>
- ∞ <http://www.pbs.org/wgbh/nova/einstein>
- ∞ <http://www.maloka.org/f2000>
- ∞ http://www.didactika.com/fisica/fisica_moderna
- ∞ www.sc.ehu.es/sbweb/física/electromagnet/movimiento/bohr
- ∞ www.her.items.mx/academia/profesional/curso/fisica_2000/electromagnet/movimiento/bohr.htm
- ∞ <http://www.wikipedia.com>
- ∞ www.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford
- ∞ www.genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/T3bTEORÍA%20CUÁNTICA.cfm
- ∞ <http://www.altavista.com>
- ∞ <http://www.eluniversof.com.mx/graficos/animados/videos/videosya.html>
- ∞ <http://www.elrincondelvago.com>
- ∞ <http://www.lafacu.com/apuntes/fisica>
- ∞ <http://dgenp.unam.mx/identidadenp/index.html>
- ∞ http://www.campus_oei.org/salaotsi/acevedo13.html
- ∞ <http://contexto-educativo.com.ar/2004/2/nota-08.htm>
- ∞ http://www.uls.edu.mx/~estrategias/constructivismo_educacion.doc

- α <http://daugerresearch.com/orbitals/index.shtml>
- α <http://www.monografias.com/trabajos15/constructivismo/constructivismo.shtml>
- α <http://www.chemkeys.com>

- <http://www.youtube.com/>
- <http://www.textoscientificos.com/>
- <http://www.stellarium.org/>
- <http://newton.cnice.mecd.es/index2.html>
- <http://www.particleadventure.org/spanish/index.html>
- <http://www.pa.uky.edu/~phy211/index.html>
- <http://www.physicsdemos.com/index.php>
- <http://www.acienciasgalilei.com/indice.htm>
- <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/default.htm>
- <http://saecsaenergiasolar.com/regaderas/residencial.html>
- http://www.sdmiramar.edu/faculty/fgarces/zCourse/Fall05/Ch100_MM/
- [aMy_FileLec/04_LecNotes_Ch100/04_ModelAtom/401_AtomicEvolution/401_AtomicEvolution.htm](#)
- <http://colegioheidelberg.com/deps/fisicaquimica/2bachiller/appletsflash2bach.htm>
- <http://www.answers.com/>
- <http://www.genciencia.com/>

ANEXOS-1

Lecturas 1. Antecedentes históricos

Instrucciones: Después de leer la información contenida en este documento comenta al respecto con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros, a fin de verificar si el tema expuesto fue comprendido

Los Griegos¹



Aristóteles (384-322 A. C.)

En el año 640 A.C. en una ciudad de la costa occidental de Asia Menor llamada Mileto, que en aquel tiempo pertenecía a Grecia, nació **Tales**, uno de los hombres más notables en la historia de la ciencia, una de sus contribuciones radica en el planteamiento de una sencilla pero profunda pregunta: **¿De qué está hecho el Universo?** A partir de que Tales la planteo, los hombres han tratado de contestarla durante miles de años y ha impulsado gran parte del desarrollo científico.

Entre las primeras teorías encontramos, en la antigua Grecia, la teoría de **Empédocles de Agrigento** (492-432 A.C.) de los cuatro elementos: fuego, aire, agua y tierra. Esta teoría fue apoyada por **Aristóteles**, quién además de considerar a la **materia continua**, afirmaba que el universo estaba constituido por los cuatro elementos anteriores, de tal manera que los diferentes materiales difieren únicamente en el contenido de cada uno de ellos. Aristóteles estableció también la existencia de dos fuerzas: *levedad o ligereza* y *gravedad*; estas fuerzas deben ser las responsables de las tendencias de la tierra y el agua a caer y del aire a subir.

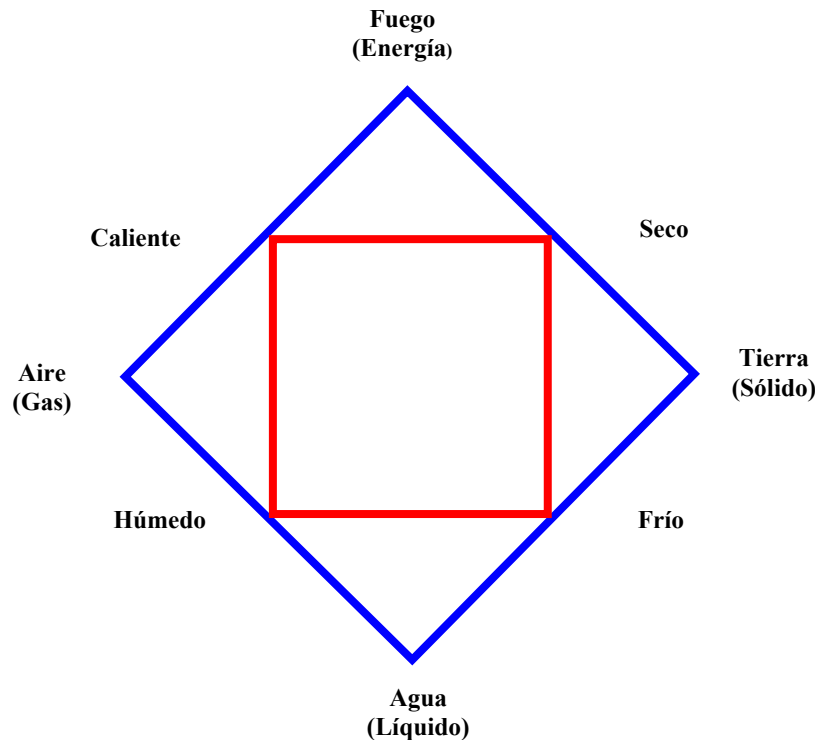
La teoría de Aristóteles de los cuatro elementos se mantuvo durante muchos años, hasta que se empezó a rescatar la idea de “átomo” y de una estructura **discontinua de la materia**. El atomismo provenía de **Demócrito de Abderra** (460-370 A.C.), filósofo anterior a Aristóteles, quién aseguraba que si la materia se dividía indefinidamente, se llegaría a una partícula fundamental que ya no podía ser dividida, a la que llamó “átomo” (que significa no divisible). **Demócrito**, sostenía que el universo no era otra cosa que átomos y vacío. Estos eran inalterables y se encontraban en perpetuo movimiento. No sólo eran indivisibles, como su nombre lo indica, si no que además eran uniformes, sólidos duros y su sustancia era indestructible, de tal forma que los cambios en el Universo se debían a sus movimientos y distribuciones. Demócrito concebía a los átomos en un violento estado de agitación en el vacío, en donde chocaban unos con otros. Los átomos más grandes tienden a agruparse, ya que los impactos con otros átomos no los desplazan muy lejos, como les ocurre a los más pequeños. En esta forma,

¹ Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

la concentración de los átomos más grandes produce las sustancias terrestres más pesadas, las cuales se encuentran en el centro del mundo.

Fuera de esta masa, que se encuentra en movimiento circular como resultado de las colisiones, están los átomos más pequeños y los de forma menos adaptada a la cohesión; con ellos se forma primero el agua, después el aire y finalmente el fuego, que esta integrado por los átomos más pequeños de todos. Sin embargo, en la periferia también se encuentran algunos átomos grandes, los cuales forman cúmulos terrosos y húmedos similares a la tierra.

Sin embargo estas hipótesis no pasaron de ser meras especulaciones filosóficas, muy discutibles por cierto, pues no hay nada que nos haga pensar en tal naturaleza discreta o discontinua al estudiar las propiedades macroscópicas de sólidos y líquidos.



Teoría de los cuatro elementos de Aristóteles. La teoría de los cuatro elementos no carecía de un fundamento lógico. La tierra era un elemento asociado con las propiedades de los sólidos; el agua, con la de los líquidos, y el aire con la de los gases. El fuego representaba energía, la que podía convertir un sólido frío (hielo) en un líquido húmedo (agua) y en un gas caliente (vapor)



Lectura 2. Robert Boyle (1627-1691)²

Instrucciones: Después de leer la información contenida en este documento comenta al respecto con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros, a fin de verificar si el tema expuesto fue comprendido

Robert Boyle demolió la noción griega la cual consideraba como ya se dijo que la materia estaba compuesta por cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua, definió en su lugar el concepto de **elemento**, los reemplazó en su obra *The Sceptical Chymist*, publicada en Londres en 1661, en donde propuso que se construyera la química a partir de la *identificación y el conocimiento de cada sustancia que no pudiera separarse en diferentes componentes por medio de métodos conocidos*.

Esta fue la definición de elemento que aceptaron los químicos a finales del siglo XVIII. Robert Boyle contribuyó al uso de la balanza en el laboratorio para obtener resultados objetivos además de la aplicación de técnicas cuantitativas en el manejo de materiales.

El estudio de los gases. Una de las contribuciones más importantes de Robert Boyle fue su descubrimiento de la relación entre la **presión y el volumen** de una cantidad fija de aire. Puesto que esta relación era aplicable a todos los gases, fue tomando cuerpo la idea de que todos los gases son en realidad una forma de aire y que ellos no participan en reacciones químicas.

Newton (1642-1727) ya aceptaba la existencia de los átomos y basado en su existencia explicó la **Ley de Boyle**, que afirma que el volumen de un gas varía inversamente con la presión. Newton suponía que los átomos del gas estaban más o menos estacionarios, repeliéndose mutuamente con una fuerza que variaba con el inverso de la distancia.

La relación entre elemento y átomo, que actualmente nos resulta familiar, se fue estableciendo a lo largo del desarrollo de la teoría atómica y la formalización de la química, para lo cual era indispensable que se rompiera con los últimos nexos con la alquimia.

² Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

Lectura 3. Antoine Lavoisier (1743-1794)³

Instrucciones: Después de leer la información contenida en esta documento comenta al respecto con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros a manera de saber si el tema expuesto ha sido comprendido



Nace la química. Casi al final del siglo XVIII, dos científicos ingleses hicieron descubrimientos muy importantes. Al quemar un polvo rojo (óxido de mercurio), **Priestley** observó el desprendimiento de un gas. Describió cómo éste avivaba las combustiones y lo identificó como el gas vital para la respiración de los seres vivos. Lo llamó “aire desflogistizado” (oxígeno). Por su parte **Cavendish** obtuvo un gas explosivo que se desprendía cuando un metal reaccionaba con un ácido. Lo llamó “aire inflamable” (hidrógeno). Cuando se ponía en contacto el “aire desflogistizado” y el “inflamable”, reaccionaba violentamente y el resultado era ¡agua!

Esto comprobaba que el agua era un compuesto y no un elemento simple. En la figura 2 se observa el aparato usado por Lavoisier, para realizar la experiencia cuantitativa sobre la combustión del hidrogeno y la formación de agua. Antoine Lavoisier fue contemporáneo de Priestley y Cavendish. Él no descubrió ningún elemento nuevo, repitió experimentos que otros habían hecho, pero la diferencia estuvo en su forma meticulosa de registrar el peso de las sustancias y en la interpretación de los resultados.



Figura 2. Aparato usado en la formación de agua

Se puede afirmar que en 1789 nació la química, con la publicación de Antoine Lavoisier **“Los elementos de química”**, en donde puso énfasis en la importancia de los **métodos cuantitativos** en la investigación. Es por eso que a Lavoisier se le considera **el padre de la química**, sostuvo que la combustión es esencialmente un proceso en el cual el oxígeno se combina con otra sustancia, adicionalmente demostró en forma experimental que la materia puede cambiar de forma, pero su peso total sigue siendo el mismo después de cualquier proceso. Lavoisier aseguraba que cuando había transformaciones en la materia, nada *“aparecía ni desaparecía”* que la materia al transformarse conservaba su masa y que la suma de la masa de los reactivos iniciales era idéntica a la de los productos finales. Esto se conoce actualmente como la **Ley de la conservación de la masa**.

³ Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

La ley de la conservación de la materia de Lavoisier dice: *“La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él, la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción”*.

La meticulosa experimentación que lo llevó a estas deducciones, dio inicio a la química moderna. Es importante mencionar que ya Demócrito había propuesto *La Doctrina de la permanencia de la materia*, por medio del axioma: *Nada se crea ni nada desaparece en la nada*

Lectura 4. Las leyes de la química⁴

Instrucciones: Después de leer la información contenida en este documento comenta al respecto con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros a manera de saber si el tema expuesto ha sido comprendido

El nuevo punto de vista de Lavoisier condujo a la elaboración de diversas leyes empíricas. Se contó con la colaboración de un gran número de investigadores que trabajaron a finales del siglo XVIII y a lo largo del XIX. Entre ellos destacan, además de Lavoisier, **Joseph Proust** (1754-1826) y **John Dalton** (1766-1844)

La ley de las proporciones Constantes

La teoría atómica no incursionó en la química sino hasta finales del siglo XVIII y durante el XIX, cuando múltiples descubrimientos y la justificación de diversos procesos químicos llevó a los científicos de la época a considerar indispensable la existencia de los átomos.



En 1797 Proust descubrió que los elementos siempre se combinan en proporciones definidas de acuerdo con su peso. Por ejemplo en el carbonato de cobre, la proporción de peso será siempre de 5 partes de cobre, de oxígeno y 1 de carbono. Si se mezclan 16 gramos de oxígeno con 2.016 gramos de hidrógeno se formará agua, pero si se trata de combinar 16 gramos de oxígeno con, por ejemplo, 3 gramos de hidrógeno, solamente 2.016 gramos de hidrógeno se combinarán; la relación entre masas de hidrógeno y oxígeno siempre es de 2.016/16. En general, para un compuesto formado por n diferentes elementos: A, B, C, la ley de Proust proporciona n-1 relaciones entre las masas de estos elementos:

$$M(A)/M(B) = r_1$$

$$M(A)/M(C) = r_2$$

La ley de las proporciones constantes es importante debido a que proporciona relaciones entre las medidas macroscópicas de las masas de diferentes elementos. Se puede afirmar que la ley de las proporciones definidas o constantes de Proust fue la primera confirmación de la idea atómica.

⁴ Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

Lectura 5. Dalton y la ley de las proporciones Múltiples⁵

Instrucciones: Después de leer la información contenida en esta documento comenta al respecto con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros a manera de saber si el tema expuesto ha sido comprendido

En 1808, John Dalton (1766-1844) escribió el libro *Nueva Filosofía de la química*, cuyo contenido obligaba a recuperar la idea del átomo. Aplicó la teoría atómica a la química, para explicar la ley de las proporciones definidas y establecer la ley de las proporciones múltiples (1804). Se basó en los siguientes supuestos principales:



1. Cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. En todos los procesos químicos los átomos de un elemento permanece sin cambio.
2. Todos los átomos de un elemento dado tienen pesos y propiedades iguales, pero son distintos de los átomos de todos los demás elementos.
3. En los compuestos químicos los átomos de elementos diferentes están unidos entre sí en proporciones numéricas simples; por ejemplo, un átomo de A con uno de B, uno de A con dos de B, etc.

Dalton adopta el concepto de elemento y afirma que la materia está constituida por átomos, de tal forma que todos aquellos cuyas características son idénticas corresponden a un elemento; mientras que se consideran elementos distintos a aquellos formados por diferentes átomos. Como Dalton no conocía el concepto de *molécula*, pensaba que las sustancias en general estaban formadas por átomos de diferentes elementos y átomos compuestos, que son el producto de la unión de los elementos. Es decir, un *compuesto químico* está formado por partículas que a su vez contienen dos o más átomos de diferentes elementos. Otra conclusión que Dalton obtuvo de sus datos es que átomos de diferentes elementos tienen pesos diferentes, por lo tanto es muy importante obtener los pesos relativos, que sirven como guía para obtener la composición de otras sustancias, para este fin eligió arbitrariamente al hidrógeno (H) como patrón, asignando el valor de 1 a su peso relativo. Así al pesar un volumen determinado de cualquier elemento X, igual a otro volumen de H, se obtendría que el elemento X pesaba n veces más que el H. Dalton concluyó que los átomos de X tenían un peso de n en relación con el peso de H: el peso atómico de X es n el símbolo químico no solo identifica a un elemento, también determina el valor de su masa.

La ley de las proporciones múltiples establece: Dos elementos pueden formar diferentes compuestos químicos de acuerdo con proporciones relativas y condiciones de reacción. Si una sustancia A se combina con una sustancia B en

⁵ Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

dos o más formas, para producir las sustancias C y D, entonces si se deja fija la masa de A, las masas de B correspondientes a varios productos estarán relacionadas en proporciones que son cocientes de números pequeños.

Por ejemplo, el oxígeno (O) y nitrógeno (N) forma 5 diferentes compuestos pero en todos los casos las diferentes masas de O, que se combinan con una masa fija de N, están relacionadas por fracciones simples.

Compuestos	Fórmula Química	Masas de oxígeno por 100 g de Nitrógeno
Óxido Nitroso	NO	57.1 g
Óxido Nítrico	NO ₂	114.3 g
Trióxido de di nitrógeno	N ₂ O ₃	171.3 g
Tetraóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₄	228.4 g
Pentóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₅	285.5 g

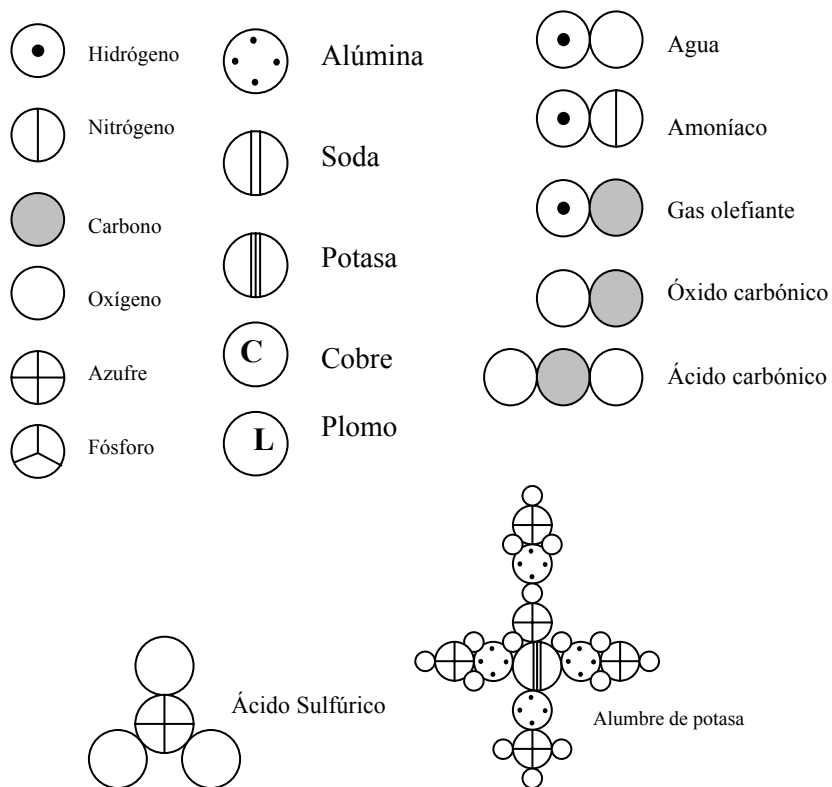


Figura 6. Símbolos y fórmulas de Dalton

Lectura 6. Amadeo Avogadro (1776-1856) y Stanislao Cannizzaro (1826-1910)⁶

Instrucciones: Después de leer la información contenida en este documento coméntalo con tus compañeros de equipo, resuelve tus dudas con el profesor, organízate y prepara la presentación de la lectura frente a grupo. Asegúrate de formular de manera clara y precisa tres preguntas para tus compañeros a manera de saber si el tema expuesto ha sido comprendido

En 1811, Avogadro propuso la existencia de diferentes órdenes en los bloques elementales de la materia. A diferencia de Dalton, Avogadro imaginaba que los átomos de los elementos se unían sin cambiar su estructura, formando conjuntos



Amadeo Avogadro

a los que llamo **moléculas**. Él consideró que el término molécula era aplicable a la última unidad de una sustancia, que al desintegrarse pierde propiedades que la caracterizan, por ejemplo una molécula de azúcar o de agua puede dividirse en átomos constituyentes, pero deja de ser azúcar o agua. Postuló la existencia de diferentes tipos de moléculas: *moléculas* elementales o átomos como las partículas más pequeñas que pueden combinarse para formar compuestos; **moléculas constituyentes** o *molécula* de un elemento; Y **molécula integral** o simplemente molécula, como la menor partícula de un cuerpo que puede existir en estado libre.

Avogadro propuso que, los átomos de un gas pueden combinarse formando moléculas de dos o más átomos del mismo elemento. Al reaccionar con otro gas, estas moléculas integrales pueden volver a separarse en átomos, para formar nuevas moléculas integrales compuestas de átomos de diferentes elementos. Las propiedades macroscópicas que se observan en las sustancias que nos rodean no corresponden a las propiedades de los átomos que las componen, estas se deben a la forma en que dichos átomos se han unido. *Avogadro estableció también una ley que expresa que volúmenes iguales de todos los gases, sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas*. Esta ley permite determinar correctamente el número de átomos de cada especie que se encuentra en cada molécula. Desafortunadamente las ideas de Avogadro no recibieron mucha atención de los investigadores de la época, generándose múltiples contradicciones que se resolvieron 40 años después, cuando estas ideas se desenterraron. En 1850 reinaba el caos entre los químicos, como ejemplo podemos mencionar que existían 19 fórmulas para el ácido acético. Con el fin de discutir y aclarar este caos en 1860 se organizó un congreso internacional de química en Kekulé. Ahí **Stanislao Cannizzaro** convenció a los asistentes de que el origen de los resultados inconsistentes obtenidos en diferentes experimentos se debía a que no se distinguía claramente entre átomos y moléculas.

Como consecuencia existía una gran confusión entre pesos atómicos, pesos relativos y pesos moleculares. Cannizzaro revive el concepto de molécula de Avogadro que permite a la química racionalizar sus resultados.

⁶ Elaborado: M. A. Ortiz y C. Hernández, 22 Noviembre 2002. Adaptado: Virgen G. Huerta Romero

Tabla Comparativa. Estructura de la materia

Antecedentes Históricos

Características / Personaje	Griegos (Aristóteles, Demócrito)	Roberto Boyle	Antoine Lavoisier	Joseph Proust	John Dalton	A. Avogadro y S. Cannizzaro
Época	640 a. C.	1661	1789	1797	1804-1808	1811- 1856-1858
Profesión del personaje	Filósofos	Físico y Químico	Químico y erudito	Químico	Químico y físico	Químicos
Nacionalidad	Griegos (Macedonia-Abderra)	Irlandés	Francés	Francés	Británico	Italianos
Aportación a la estructura de la materia	cuatro elementos (fuego, aire, tierra y agua)- concepto de átomo	Introdujo la noción moderna de elemento	Ley de Conservación de la masa	Ley de las proporciones Definidas	Ley de las proporciones múltiples	Noción de molécula-Introdujo la noción de número de Avogadro
Obra científica que muestra su contribución	Física y metafísica	"Sceptical Chymist"	"Los elementos de la química"		"Nueva filosofía de la química"	
Importancia de su trabajo		Enunció la ley de compresibilidad de los gases	Métodos cuantitativos	Fundador de los análisis químico	Mediciones cuantitativas	
Comentarios y Observaciones	Consideraron a la materia Aristóteles continua y Demócrito discontinua o discreta		El agua es un compuesto y no un elemento. Fue llamado el padre de la química		Adopta el concepto de elemento y no conocía el término molécula	

Lectura 7. Rayos Catódicos

Importancia del vacío en los tubos de rayos catódicos

Para responder a esto, vamos a recordar que los tubos de rayos catódicos, están al vacío y contienen un circuito eléctrico para la emisión de **electrones**. El circuito consta de un cátodo, un ánodo y un filamento conectados a una fuente de voltaje. Una de las razones prácticas por las que es conveniente hacer vacío en los tubos es para remover los constituyentes de la atmósfera que pudieran causar una reacción física o química como puede ser la oxidación y para aumentar la distancia que un átomo, molécula o electrón debe viajar antes de chocar con otro, lo cual ayuda a que en un cierto proceso las partículas se muevan sin colisión entre la fuente y el blanco, como sucede por ejemplo en los aceleradores de partículas, cinescopios de televisión, monitores de computadoras, tubos de descarga eléctrica, tubos de rayos catódicos, foto celdas, foto multiplicadores, tubo de rayos x, etc., es necesario por tanto generar lo que se llama “*un camino libre medio grande*”. En algunos casos, en lugar de vacío se emplea un gas a baja presión.

Cómo es que se producen estos electrones

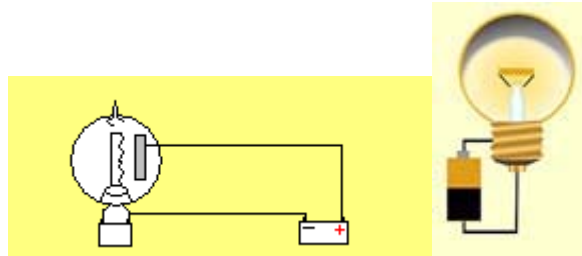
Los electrones en los tubos de rayos catódicos se producen por **emisión termoiónica** de un cátodo. En este proceso se calienta un metal (cátodo) a altas temperaturas, lo cual provoca que los electrones de dicho metal, adquieran la energía necesaria para escapar de la superficie metálica. La dirección que toma el haz de electrones se controla con el ánodo. Este fenómeno se conoce como efecto termoiónico. En el **efecto termoiónico**, los electrones libres existentes en un cuerpo metálico poseen, a cualquier temperatura, un movimiento desordenado en virtud de su agitación térmica (de manera similar a lo que sucede a las moléculas de un gas).

Los electrones en esta agitación constante llegan hasta la superficie del metal, son atraídos por los iones positivos de la red cristalina, y a la temperatura ambiente, permanecen en el seno del metal. Pero si la temperatura del cuerpo se incrementa, la energía cinética de los electrones aumentará y muchos de ellos podrán escapar de la atracción de los iones positivos. Estos electrones que escapan del material pasan a formar una nube electrónica cerca de la superficie del cuerpo

Este fenómeno de emisión de electrones por la superficie de un metal caliente fue observada por primera vez por el inventor estadounidense Thomas Alva Edison. Por este motivo, la emisión termoiónica suele denominarse también efecto Edison.

En la figura se muestra el montaje con el cual Edison detectó el fenómeno de la emisión termoiónica. Una placa metálica fue introducida por la parte superior de una lámpara eléctrica común, colocándola frente al filamento metálico, como muestra la figura. La placa se conecta al polo positivo de una batería y el filamento al polo negativo de dicha batería. Como sabemos en la actualidad, este filamento

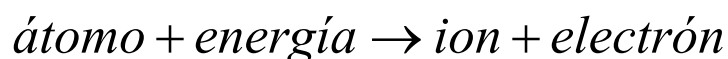
al ser calentado por la batería (efecto Joule), emitía una gran cantidad de electrones que eran atraídos por la placa, debido a esto Edison observó que en el circuito de la batería se establecía una corriente eléctrica, indicado por el amperímetro A. En aquella época ni Edison ni otros científicos pudieron explicar el hecho observado, sin embargo es digno de recordar que el 21 de octubre de 1879 Edison realizó la primera demostración pública de la bombilla incandescente ante 3 mil personas reunidas en Menlo Park y en 1882 inauguró, en la ciudad de New York, la primera central eléctrica del mundo para alumbrado público, con la que iluminó la calle Wall Street, en Manhattan



Montaje con el cual Edison detecto el efecto termoiónico.

Lectura 8. Qué sucede con el gas que se encuentra a muy baja presión en un tubo de rayos catódicos

Para responder a esto tenemos que hablar de Energías de Ionización de los átomos. Franck y Hertz midieron la energía, en electrón volts⁷, de los rayos catódicos requeridos para desprender electrones de los átomos y formar iones. Un **electrón-volt (eV)** es la energía adquirida por una partícula cargada cuando cae a través de un potencial de 1 volt. Supóngase que en un tubo de rayos catódicos se introduce una muestra de un elemento gaseoso a muy baja presión. La energía del rayo catódico, medida en eV, requerida para desprender el electrón menos firmemente unido de un átomo de gas se llama energía de primera ionización del elemento:



Para átomos con bastantes electrones se puede desprender otro electrón con un mayor potencial, un tercero con un potencial mayor aún, y así sucesivamente.

En la tabla se anotan algunas energías de ionización de los primeros 22 elementos. El estudio cuidadoso de esta información ha ayudado al físico a formarse la idea correcta de la distribución de electrones en el átomo. Por ejemplo:

1. Potasio (K), sodio (Na) y Litio (Li), están formados por átomos con bajas energías de primera ionización; esto indica que cada uno tiene un electrón fácilmente desprendible. El que la energía de segunda ionización para estos átomos sea mayor, indica que los demás electrones están más firmemente unidos. Estos hechos indican que los átomos de potasio, sodio y litio tienen cada uno un electrón que está muy lejos del núcleo atómico y que no está muy firmemente unido.
2. Magnesio (Mg) y Calcio (Ca), tienen energía de primera y segunda ionización bastantes bajas; esto indica que cada uno tiene 2 electrones que se desprenden fácilmente. Nótese que estos elementos tienen dos de las energías de segunda ionización más bajas que existen. Esta información implica que los átomos de magnesio y calcio tienen cada uno 2 electrones que están alejados del núcleo y unidos con poca fuerza. Los restantes están en niveles energéticos más cercanos al núcleo y más firmemente unidos.
3. Helio (He), Neón (Ne) y Argón (Ar), tienen átomos con altas energías de primera ionización. Esto significa que los átomos mantienen todos sus electrones muy firmemente. (Estos elementos, llamados gases nobles o

⁷ El electrón volt (eV) es una unidad de energía apropiada cuando se estudian los movimientos de los electrones e iones en campos eléctricos, ya que la variación de la energía potencial entre dos puntos de la trayectoria de una partícula de carga e cuando se expresa en electrón volts, es numéricamente igual a la diferencia de potencial, en volts entre los puntos. $1 \text{ eV} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}$,

inertes, son químicamente poco activos; es decir casi nunca reaccionan con otras sustancias)

Tabla de Energías de ionización, eV

Número atómico	Símbolo	1er e-	2º.e-	3er e-	4º.e-	5º.e-
1	H	13.595				
2	He	24.580	54.40			
3	Li	5.390	75.6193	122.42		
4	Be	9.320	18.206	153.85	217.657	
5	B	8.296	25.149	37.920	259.298	340.127
6	C	11.264	24.376	47.864	64.476	391.986
7	N	14.54	29.605	47.426	77.45	97.863
8	O	13.614	35.146	54.934	77.394	113.873
9	F	17.42	34.98	62.646	87.23	114.214
10	Ne	21.559	41.07	64	97.16	126.4
11	Na	5.138	47.29	71.65	98.88	138.6
12	Mg	7.644	15.03	80.12	109.29	141.23
13	Al	5.984	18.823	28.44	119.96	153.77
14	Si	8.149	16.34	33.46	45.13	166.73
15	P	11.0	19.65	30.156	51.354	65.007
16	S	10.357	23.4	35.0	47.29	72.5
17	Cl	13.01	23.80	39.9	53.5	67.8
18	Ar	15.755	27.62	40.9	59.79	75
19	K	4.339	31.81	46	60.9	
20	Ca	6.111	11.87	51.21	67	84.39
21	Sc	6.56	12.89	24.75	73.9	92
22	Ti	6.83	13.63	28.14	43.24	99.8

Lectura 9. Aplicaciones de los tubos de rayos catódicos

El tubo de rayos catódicos es de gran utilidad en la industria y sus aplicaciones son muy variadas. Con él se ha creado la televisión, que sirve para amplificar señales débiles de radio o audio, generando oscilaciones eléctricas para radiofrecuencias o tonos de audio, también se usan en los osciloscopios, etc. Agregando un gas al tubo de rayos catódicos podemos obtener lámparas incandescentes, las lámparas de neón por ejemplo.

Televisión

La pantalla de televisión se encuentra en la parte interna de uno de los extremos del tubo de rayos catódicos (sección transversal mayor), y está compuesta de dos materiales fluorescentes, los cuales brillan con luz amarilla o azul por el choque de electrones sobre la pantalla. Dichos electrones provienen del extremo delgado del tubo. Para un viaje más eficiente de los electrones desde su fuente a la pantalla se necesita que el ambiente se encuentre a presiones mucho menores que la atmosférica, de otra forma chocan con las moléculas de gas y se desvían. El mismo principio se emplea en pantallas de computadora, y de una forma un poco más compleja, en la televisión a colores

Lámparas incandescentes

Cuando se le agrega un gas a un envase después de haber estado al vacío, es conveniente conocer la especie del gas de que se trata para aprovechar las características específicas del gas. Al aplicar una corriente eléctrica al filamento localizado dentro del envase, se puede crear en él una pequeña corriente de electrones que al chocar con el gas contenido en el envase produce iones. Los iones producidos viajan en dirección del cátodo (que se mantiene a temperatura alta por el calentador), y el impacto de los iones con el cátodo nos produce la emisión de electrones termoiónicos que al chocar con las partículas del gas producen nuevamente iones. Cuando la cantidad de electrones termoiónicos es suficiente para producir los iones necesarios que generarán a su vez electrones suficientes para sostener el proceso, el gas en el tubo comienza a brillar obteniéndose así la descarga incandescente.

Aceleradores de partículas

Un acelerador de partículas es un sistema que produce un haz de rápido movimiento, eléctricamente cargado, con partículas atómicas y subatómicas. La efectividad de un acelerador se caracteriza por la energía cinética con que se mueven las partículas. La unidad de energía que se emplea es el electrón voltio (eV), trabajando con energías desde 1.2 MeV (millones de eV) hasta 1.2 GeV (miles de millones de eV), según el acelerador. Una característica importante de

Las partículas aceleradas es que son de masa muy pequeña, por lo que la energía cinética en este rango corresponde a velocidades muy altas. Por ejemplo la velocidad de un haz pequeño de iones acelerados es de aproximadamente 8000 kilómetros por segundo. Las partículas que son aceleradas son los electrones, protones, positrones. Los aceleradores de partículas se utilizan en la investigación de la estructura del núcleo, la naturaleza de las fuerzas nucleares y las propiedades del núcleo que no se encuentran en elementos naturales, como los presentes en elementos inestables. En medicina los aceleradores se usan en la producción de radioisótopos, terapias contra el cáncer, esterilización de materiales biológicos, mientras que en la industria se aplican en la obtención de radiografías industriales y polimerización de plásticos. Se tienen, por sus diferentes usos, aceleradores de distintas características, como el betatrón, ciclotrón, acelerador lineal de electrones o protones, microtrón, etcétera.

Un acelerador de partículas tiene tres componentes esenciales: una fuente de las partículas que serán aceleradas, una cámara de vacío donde se aceleraran y una fuente de campo eléctrico necesaria para el efecto de aceleración.

Lectura 10. Fluorescencia



Existen diversos materiales que emiten luz visible (fluorescencia) cuando se bombardean con partículas de alta velocidad. Un detector muy usado es la película fotográfica, la cual es afectada por las partículas de alta velocidad en la misma forma que cuando se expone a la luz. Si se coloca un pedazo de película en el haz de partículas es posible detectar las áreas en las cuales un cierto número de ellas han chocado con ese material. La película revelada quedará oscura en los puntos de colisión de las partículas; el área y el grado de oscurecimiento están en relación directa con el número de partículas bombardeadas. Debido a que las partículas atómicas no pueden verse y la energía radiante no siempre es detectable por el ojo humano, se han tenido que

desarrollar diversos métodos indirectos para su estudio, esta técnica está basada en el efecto producido en los átomos por las emisiones.

Ordinariamente la **emisión fluorescente** cesa en cuanto se remueve la radiación incidente. Sin embargo, en ocasiones la fluorescencia puede persistir algo más y entonces tenemos **fosforescencia**. Tanto ésta como la fluorescencia tienen el mismo origen, pero la diferencia entre ambas radica en que la primera emisión tiene lugar con más lentitud.

En las lámparas fluorescentes, el vapor de mercurio excitado eléctricamente emite radiación ultravioleta. El material blanco que recubre el interior del tubo absorbe la radiación ultravioleta y emite luz visible. Usted puede haber notado en la tienda de abarrotes que muchos productos como los detergentes para lavandería, están empacados en cajas de colores brillantes.

En algunos casos, la tinta es fluorescente, y aparece de colores más vivos bajo las lámparas fluorescentes de la tienda para llamar su atención

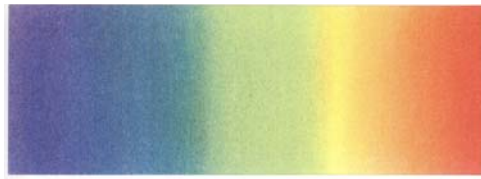
ANEXOS-2

3. LECTURAS MODELO ATÓMICO DE BOHR

Lectura 11. Espectros Atómicos

Espectro Continuo

La forma de espectro más sencilla, es el llamado **espectro continuo**, este tipo de espectro se puede observar cuando un cuerpo sólido o líquido es llevado hasta altas temperaturas. El espectro continuo, contiene luz de todas las longitudes de onda figura A.1.



la luz blanca

Figura A.1 Espectro continuo. El arco iris es un espectro que contiene todos los colores: violeta, índigo, azul, verde, amarillo, anaranjado y rojo, que forman

Un ejemplo de espectro continuo fue el que observó Newton, recordemos que uno de los aportes más significativos para explicar el fenómeno de la luz fue realizado por Newton en 1666 mediante una experiencia conocida por todos, él utilizó un prisma de cristal para dispersar la luz solar en un espectro de colores visibles, la luz blanca del sol al refractarse¹, permite observar la presencia de varios colores como los del arco iris, ver figura A.2; ahora se sabe que la luz blanca (espectro visible) es en realidad una mezcla de luces monocromáticas con diferentes longitudes de onda. Los espectros continuos no presentan líneas porque contienen luz de todos los colores, que se suceden como en un arco iris.

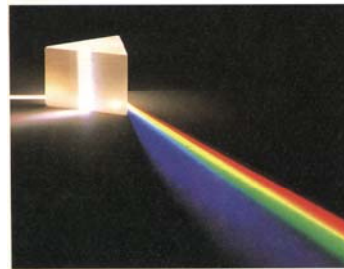
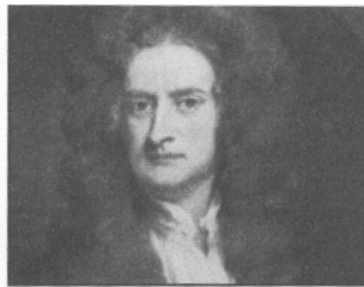


Figura A.2 Isaac Newton (1642-1727) hizo pasar un rayo de luz solar por un prisma de cristal y logró de esta forma descomponer la luz en sus

¹ La refracción se refiere al cambio de dirección de una onda en una frontera en la que pasa de un medio a otro. Cuando la luz que viaja en el aire incide en un material transparente por ejemplo un prisma, una parte del rayo es reflejada y la otra parte es refractada (transmitida) en la superficie vidrio-aire. La dirección de propagación de la luz transmitida es diferente de la dirección de la luz incidente y se dice que la luz se ha refractado, o desviado

componentes primarios, en otras palabras logró realizar el primer espectro de la luz solar el cual se supuso era continuo

Espectro de Líneas o Espectro Discreto

Cuando un elemento químico en forma gaseosa recibe energía, ya sea por calentamiento a alta temperatura o por una descarga eléctrica de alto voltaje (10000 a 15000 volt), emite éste una luz característica, de la misma manera sucede con una sal volátil, cuando está es introducida a la llama de un mechero, la sal emite también una coloración característica, es decir predomina un único color, como el amarillo de las lámparas de vapor de sodio, el rojo de las lámparas de neón o el azul verdoso de las lámparas de vapor de mercurio. Sin embargo cuando esta luz o flama es observada a través de un espectroscopio, el espectro que se produce tiene un aspecto totalmente diferente al continuo, en lugar de una banda coloreada continua, sólo aparecen unos cuantos colores en forma de líneas paralelas aisladas. Un espectro de esta clase se denomina **espectro de líneas o espectro discreto** ver figura A.3.

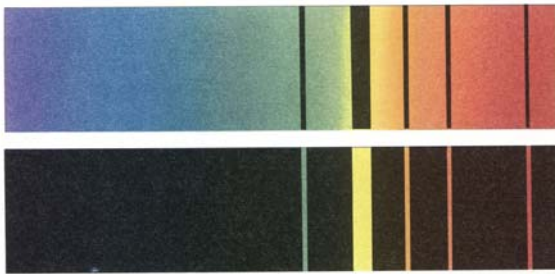


Figura A.3 Espectro de líneas o espectro discreto, el esquema de la parte superior corresponde al espectro de absorción y el inferior al de emisión del vapor de sodio

A comienzos del siglo XX se habían recopilado un gran número de datos sobre la emisión luminosa de los átomos de un gas excitado por una descarga eléctrica y se consideraba que el espaciado y la intensidad de las líneas eran características de cada elemento, en otras palabras, las longitudes de onda de las líneas son característica del elemento que emite la luz. Esto es, el hidrógeno da siempre una serie de rayas en la misma posición, el sodio otra serie, el hierro otra, etc. La luz que se emite puede ser analizada mediante un **espectroscopio** ver figuras A. 4 y A.5, el cual es un aparato destinado a observar los espectros luminosos. La estructura de líneas del espectro se extiende también a las regiones infrarrojas y ultravioletas, en las que se requiere de métodos fotográficos o de otro tipo para su detección.

Espectroscopios

En 1859, los científicos alemanes Gustav Robert Kirchhoff (Königsberg 1824-Berlín 1887) y Robert Wilhelm Bunsen (Gotinga 1811-Heidelberg 1899) fueron los primeros en darse cuenta de que cada elemento **emite y absorbe** luz de colores característicos. *Kirchhoff² observó que al colocar una sal o mineral en una flama intensa, la sustancia emite luz que, al ser analizada con un espectroscopio producía un espectro formado por numerosas líneas de colores. De esta experiencia dedujo que cada elemento químico, cuando se le calienta hasta hacerlo incandescente, emite un espectro de líneas de colores característicos. Esto es que si un experto mira esa combinación de líneas puede decir de inmediato de que elemento se trata, como si viera la huella digital o firma del elemento.* Kirchhoff y Bunsen desarrollaron el **espectroscopio de prisma**; instrumento que está formado por una rendija, un conjunto de lentes, un prisma y un ocular. La luz que va a ser analizada, la cual puede ser una simple llama o la luz generada por un tubo espectral, se coloca frente a la rendija de una de las lentes, la luz pasa por la lente, la cual permite obtener un haz de rayos luminosos paralelos, y a continuación pasa por el prisma. Con el ocular se enfoca la imagen de la rendija, lo que se ve son una serie de imágenes de la rendija, conocidas como **líneas espectrales**, cada una con un color diferente, porque el prisma separa la luz en los colores que la componen, figura A.4. De esta manera el análisis preciso del color de una flama puede llevarse a cabo con mayor precisión.

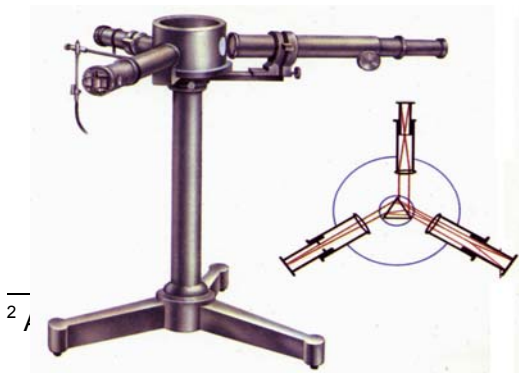


Figura A.4 Los espectrómetros son instrumentos que generan, analizan y registran espectros. Las lentes del instrumento enfocan la luz, mientras que un prisma central la divide en el espectro de los colores que la constituyen. Los colores que aparecen en la pantalla

tecnología. La aportación de la física. La Ciencia
México : Fondo de Cultura Económica.

representan las longitudes de onda no absorbidas por la muestra.

Un segundo tipo de espectroscopio usado habitualmente es el **espectroscopio de red**, empleado por primera vez a comienzos del siglo XIX por el físico alemán **Joseph Von Fraunhofer** (Straubing, Baviera, 1787-Múnich 1826). En estos instrumentos, la luz se dispersa mediante una red de difracción en lugar de un prisma. Una red de difracción (ver figura A.5) es una superficie especular de metal o vidrio sobre la que se ha trazado con un diamante un elevado número de líneas paralelas. Una buena red tiene una gran potencia dispersiva, por lo que permite mostrar detalles mucho más finos en los espectros.



Figura A.5 En esta figura usted apreciará tres tipos de espectroscopios de red

Espectros de Emisión y Absorción

Espectros de emisión. Cuando un elemento absorbe suficiente energía, de una flama o un arco eléctrico, por ejemplo, emite energía radiante. La radiación emitida puede estar o no en la región de la luz visible. Cuando esta radiación se pasa a través de un prisma de un espectroscopio se separa en sus longitudes de onda individuales para formar una imagen llamada espectro de emisión, el cual consiste en una imagen de líneas características brillantes de longitudes de onda determinadas, separadas por regiones de oscuridad total ver figuras A.3 y A.7. En el caso del vapor de sodio figura A.3, el color amarillo es producido por dos líneas cuya longitud de onda aproximada es de 589.0 y 589.6 nm. Los espectros de emisión han tenido un importante papel, pues el espectro de un elemento es tan característico como lo son las huellas digitales.

Espectro de Flama. Aunque cualquier elemento puede calentarse hasta la incandescencia, algunos sólo tienen que calentarse en la llama de un mechero Bunsen para lograr que emitan una luz coloreada característica. Algunos de estos elementos son el potasio, el sodio, el calcio y el estroncio por ejemplo. Uno de los métodos más convenientes e indirectos para identificar estos elementos consiste

en disolver una muestra de sal que contenga tal elemento; por ejemplo, cloruro de sodio (NaCl), cloruro de litio (LiCl), cloruro cúprico (CuCl₂), etc.) en agua y calentarlos directamente a la flama utilizando ya sea un alambre de platino o cromo-níquel, el cual fue previamente humedecido en esta solución, la flama tomará entonces el color característico del elemento presente (sodio, litio, cobre, etc.). También se puede utilizar un atomizador en lugar del alambre, esto consiste en accionar el atomizador frente a la flama del mechero y así observar el espectro de flama característico. Un determinado elemento puede identificarse por observación visual a la flama utilizando una referencia como la siguiente:

Elemento	Color de la flama	Elemento	Color de la flama
Litio (Li)	Rojo	Cesio (Cs)	Azul
Sodio (Na)	Amarillo	Calcio (Ca)	Rojo-naranja
Potasio (K)	Violeta	Estroncio (Sr)	Rojo ladrillo
Rubidio (Rb)	Rojo	Bario (Ba)	Verde

Sin embargo aún a pesar del agradable espectáculo de color de estas llamas, resulta insuficiente este método para lograr una identificación precisa, por ejemplo muchas personas podrían confundir las flamas del estroncio y del litio. Se requiere entonces de métodos más confiables y precisos, se requiere del uso de los espectroscopios y espectrómetros.

Espectros de absorción

A temperaturas muy elevadas, la mayoría de los sólidos se ponen al “rojo-blanco”, emitiendo radiación de todas las longitudes de onda visibles. Dichas radiaciones se dice que dan un espectro de emisión continuo debido a que no se puede detectar ninguna ausencia de color cuando la luz se analiza con un espectroscopio. Para obtener espectros continuos se pueden usar elementos con altos puntos de fusión. El Wolframio comúnmente usado para fabricar los filamentos de lámparas incandescentes, es un ejemplo de dichos elementos. Cuando la luz blanca o visible pasa a través de una sustancia, ésta absorbe ciertas longitudes de onda. Esta longitud de onda es característica de la sustancia que absorbe la radiación y las líneas oscuras que resultan se llaman **espectro de absorción**. Los espectros de absorción aparecen como una serie de líneas oscuras, mismas que corresponden exactamente a la longitud de onda de las líneas brillantes del espectro de emisión. Cada línea representa una longitud de onda particular de la radiación absorbida de un espectro continuo de luz, ver figura A.6, foto 2. Parte del espectro continuo emitido por el sol es absorbido por los gases de su propia atmósfera. Debido a esto, existen líneas oscuras delgadas, llamadas **líneas Fraunhofer** en honor de su descubridor, por otra parte el espectro continuo que nos llega y la posición de estas zonas oscuras permite identificar los gases que absorbieron esta luz ver figura A.6.

El estudio de los espectros de absorción de los gases ha llevado al desarrollo de métodos para identificar sustancias, independientemente del hecho de que estas sean gaseosas, líquidas o sólidas. Es importante comentar que aún a pesar de contar con un amplio registro de espectros de emisión, de absorción y de coloración a la flama de diversos elementos, como los que aquí se muestran: hidrógeno, sodio, calcio, neón, litio, bario y mercurio, no existía explicación alguna sobre el origen y causas de estas líneas espectrales, sin embargo todo este registro, observación y análisis espectral indicaba que cada una de estas líneas en los espectros se relacionaban de manera **única y exclusiva** con cada elemento, es decir a cada elemento le correspondía un único espectro. Regresemos al ejemplo del espectro del vapor de sodio figura A.3, en este caso el color amarillo es producido por dos líneas cuyas longitudes de onda aproximada es de 589.0 y 589.6 nm y aunque el ojo humano no puede detectar la diferencia de color entre ambas líneas, si es posible separarlas y distinguir las, con un buen espectroscopio. Estas dos líneas se denominan D_2 y D_1 , y sus longitudes de onda pueden medirse con mayor precisión; por ejemplo, la línea D_2 tiene una longitud de onda de 588.9977 nm, y aunque la mayor parte de la energía del espectro del vapor de sodio se concentra en las dos líneas D, el espectro contiene muchas otras líneas débiles. A temperaturas más altas, como las de un arco voltaico, o una chispa eléctrica, el espectro del sodio contiene un gran número de líneas adicionales.

Reflexionando en la información que hasta el momento se tenía, no resultaba descabellado intuir que las líneas en esos **espectros atómicos** eran una de las claves para conocer los secretos de la materia, es decir la relación entre espectro y elemento iba mucho más allá, esta relación se daba con la misma **estructura atómica** de cada uno de ellos. Si todo átomo o molécula emite su propio espectro de luz característico y si ningún par de espectros son iguales, entonces cada espectro se podía considerar la huella digital de la materia, por tanto investigar sobre el origen de estos, nos llevaría a conocer la estructura de la materia, los espectros eran la clave para descubrir y conocer entonces este mundo grandioso y oculto hasta el momento: la **estructura atómica**.

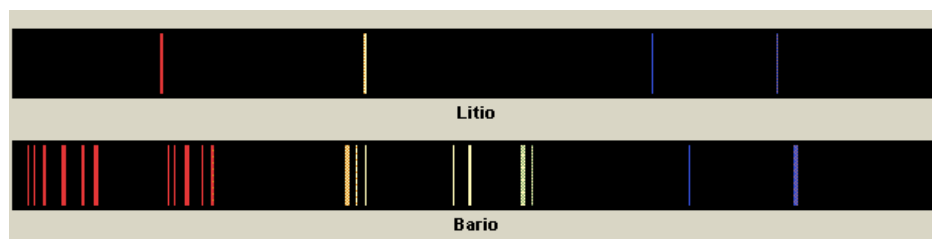


Figura A.7 Espectros atómicos. Cada elemento químico tiene un espectro característico, Los espectros de emisión, como los ejemplos que se muestran, están formados por varias líneas de longitud de onda determinada separadas por zonas oscuras

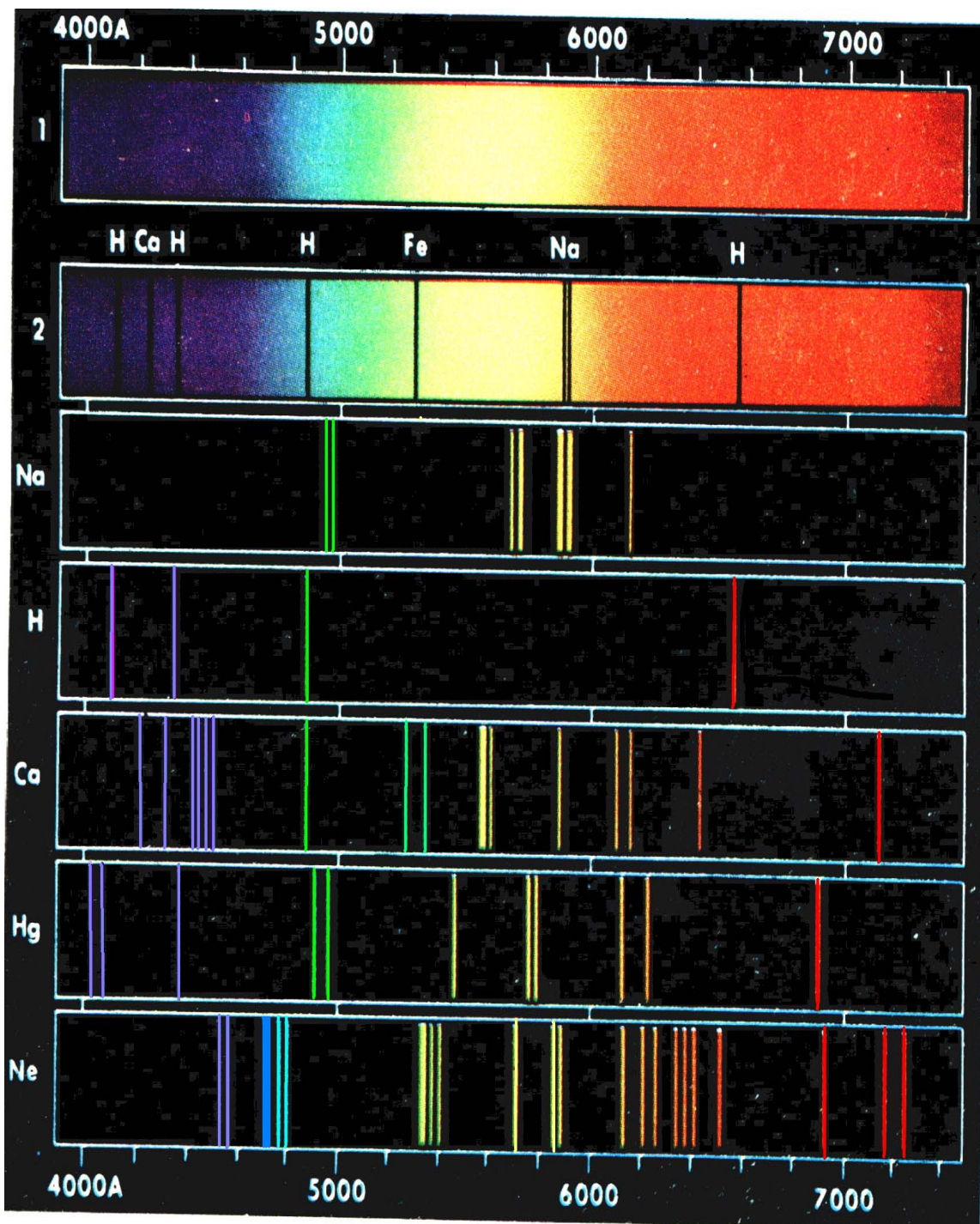


Figura A.6 Espectro continuo de un sólido incandescente (1), obtenido con una rejilla de difracción. El espectro del sol (2), mostrando varias líneas oscuras (Fraunhofer). También se muestran los espectros de emisión discontinuos del sodio, hidrógeno, calcio, mercurio y neón

Espectro del Átomo de Hidrógeno

El primer espectro que se describió satisfactoriamente fue el del hidrógeno, que es el átomo más sencillo y produce también el espectro más sencillo. En 1885 el matemático suizo **Johann Jacob Balmer** (1825-1898) obtuvo una expresión matemática sencilla que permitió describir las cuatro líneas con longitudes de onda (λ) de 656.3, 486.1, 434.0 y 410.2 nm para el espectro del átomo de hidrógeno en la región del visible.

En condiciones apropiadas de excitación, el hidrógeno atómico puede ser forzado a emitir la secuencia de líneas representada en la figura A.8. Esta secuencia se denomina una serie. Hay, evidentemente, cierto orden en este espectro, la línea de **longitud de onda** máxima o de **frecuencia** mínima, que está en el rojo, se denomina $H\alpha$, la siguiente, en el azul-verde $H\beta$, la tercera, $H\gamma$, etc. Balmer encontró que las longitudes de onda de estas líneas estaban dadas con mucha precisión por la empírica y sencilla expresión.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Estas cuatro longitudes de onda forman la llamada serie de Balmer, donde n es un entero que toma valores

$$n = 3, 4, 5, 6 \quad \text{y}$$

$$R = 1.096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \quad \text{llamada constante de Rydberg}$$

La primera línea de la serie de Balmer está en 656.3 nm, corresponde a $n = 3$ en la ecuación anterior,

$$\begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= 1.096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) \\ &= 1.524 \times 10^6 \text{ m}^{-1}, \\ \lambda &= 656.3 \text{ nm} \end{aligned}$$

La línea de 486.1 nm corresponde a $n = 4$. Poco después, el astrónomo británico William Huggins descubrió en la región ultravioleta unas líneas espectrales adicionales producidas por el hidrógeno, y cuyas longitudes de onda obedecían a la misma fórmula, con valores de n cada vez mayores. Al aumentar n , las líneas se juntan, para $n = \infty$, se obtiene el límite de la serie, que corresponde a $\lambda = 364.6 \text{ nm}$ y no se distinguen una línea de otra

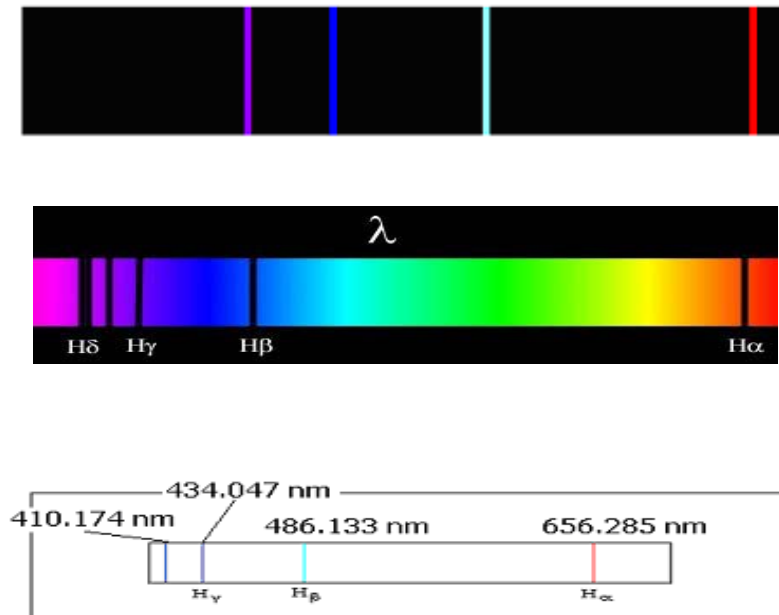


Figura 9. Espectro del átomo de Hidrógeno. De arriba hacia abajo se muestra el espectro de emisión, el espectro de absorción y la ubicación de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno

Lectura 12. Aplicaciones del análisis espectral

Los dos usos principales del análisis espectral se dan en la química y en la astrofísica. El espectro de un elemento determinado es absolutamente característico de ese elemento. Cuando se excita una sustancia desconocida mediante una llama, un arco voltaico, una chispa u otro método apropiado, un análisis rápido con un espectrógrafo suele bastar para determinar la presencia o ausencia de un elemento determinado. Los espectros de absorción son muchas veces útiles para identificar compuestos químicos. La distancia a la que puede situarse un espectroscopio de la fuente de luz es ilimitada. Esto hace que el estudio espectroscópico de la luz solar permita un análisis químico preciso de la composición del Sol. El helio se descubrió en el Sol, y de él recibió su nombre mucho antes de que se detectara su presencia en nuestro planeta.

Kirchhoff³ notó que los vapores de sodio producidos al quemar sal común (cloruro de sodio) en una flama viva, producen una línea muy notable por ser doble, amarilla y muy intensa. Al observar la luz solar vio que esa misma raya doble existía en la región amarilla del espectro, pero como línea oscura. Ésta ya había sido observada por Fraunhofer, quién la llamo línea D. La explicación de Kirchhoff para explicar las líneas oscuras, que confirmo con experimentos, fue que al pasar la luz por el vapor del elemento, este absorbe intensamente los colores característicos de las líneas espectrales que emite. Así del espectro continuo que el sol emite como cuerpo incandescente, al pasar por la atmósfera solar formada por vapores de diversos elementos se absorben los colores característicos de dichos elementos, produciéndose las rayas oscuras. El método desarrollado por Kirchhoff es una de las armas poderosas que existen actualmente para averiguar los elementos que contiene cualquier sustancia tanto en la Tierra como en las estrellas y otros objetos del Universo.

Con su método destruyó la afirmación categórica de Augusto Comte, quién pocos años antes había dicho que la constitución de las estrellas era un ejemplo de la clase de información que la ciencia era incapaz de obtener.

El banquero de Kirchhoff, al conocer este trabajo, comentó: “De que nos sirve saber que en el Sol hay oro, sino lo podemos traer a la Tierra.” Cuando Kirchhoff fue premiado por su trabajo con cierta cantidad de monedas de oro, se las enseñó a su banquero y le dijo: “Éste es oro del Sol”.

El método de Kirchhoff permitió encontrar nuevos elementos tanto en el Sol como en la Tierra. Por ejemplo, el gas helio (del griego helios, Sol) fue descubierto en 1868 en la atmósfera solar. El cesio, el rubidio y el indio, fueron descubiertos en minerales terrestres.

³Alba Andrade F. (1995). El desarrollo de la tecnología. La aportación de la física. La Ciencia desde México / 23. Ciudad de México. México: Fondo de Cultura Económica.

Así es como el estudio espectroscópico de las estrellas ha proporcionado a los científicos importantes conocimientos, y en la actualidad sigue siendo así, porque las estrellas constituyen “laboratorios” en los que se mantienen las condiciones inalcanzables en la Tierra, como temperaturas extremadamente elevadas y presiones muy altas o muy bajas.

El espectroscopio también es muy útil para estudiar objetos del Sistema Solar. Así, el análisis espectral de los anillos que rodean el planeta Saturno ha indicado que están formados en gran parte por amoníaco helado.

Nuestro conocimiento de la composición de la atmósfera de los planetas y satélites se deriva en gran medida de las observaciones espectroscópicas.

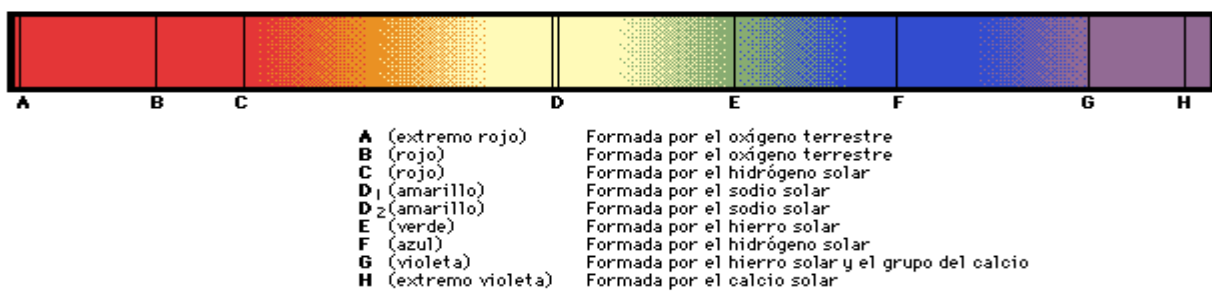


Figura A.10 Espectro solar. La radiación solar puede fotografiarse y analizarse con un espectrógrafo. Las líneas oscuras del espectro se denominan líneas de absorción, y se deben a la absorción de la radiación por elementos de la atmósfera solar. Estudiando dichas líneas se pueden identificar los elementos que existen en el Sol. La línea intensa en un extremo del rojo del espectro es una de las líneas del hidrógeno, y las líneas del amarillo indican la presencia de sodio.

Cuando la fuente de radiación se acerca al observador o se aleja de él, se produce un desplazamiento de la posición de las líneas espectrales. Este desplazamiento de las longitudes de onda, conocido como efecto Doppler, permite medir con bastante precisión la velocidad relativa de cualquier fuente de radiación. En general, si todas las líneas del espectro de una estrella se desplazan hacia el rojo, la estrella se está alejando de la Tierra, y la velocidad de alejamiento puede calcularse a partir de la magnitud del desplazamiento de las líneas. Por el contrario, si la estrella se está acercando a la Tierra, su espectro se desplaza hacia el violeta. El desplazamiento hacia el rojo observado en los espectros de las galaxias indica que el Universo se está expandiendo.

4. LECTURAS MODELO ATÓMICO CUANTICO.

Lectura 13. Describiendo una Onda. Una fórmula para las ondas

Deseamos aclarar que el trabajo que a continuación se presenta es tan solo una manera de presentar este tema al profesor de bachillerato, por ello, aquí se muestran algunos de los fundamentos teóricos que se relacionan con el trabajo de Schrödinger, se iniciará describiendo matemáticamente una onda y posteriormente se llegará a la ecuación de onda propuesta por él, sin embargo si usted desea mayor información al respecto le recomendamos consultar la referencia ⁴ correspondiente.

Cómo se describe matemáticamente una onda. Por simplicidad consideremos una cuerda extendida a lo largo del eje x , cuyas vibraciones están en el eje y , ver figura 1, es decir se trata de un movimiento armónico simple. Si se elige $t = 0$, cuando el desplazamiento y de la cuerda a $x = 0$ es un máximo, este desplazamiento a cualquier tiempo t en el mismo lugar esta dado por la fórmula

$$y = A \cos 2\pi f t \quad (1)$$

En donde A es la amplitud de la vibración y f su frecuencia. La ecuación 1 nos muestra que el desplazamiento de un solo punto sobre la cuerda es función del tiempo t . Una descripción completa del movimiento de una onda en una cuerda extendida, nos debe de decir cual es el valor de y en cualquier punto de la cuerda y en cualquier tiempo, por tanto se busca una expresión que muestre a y como función tanto de x como de t .

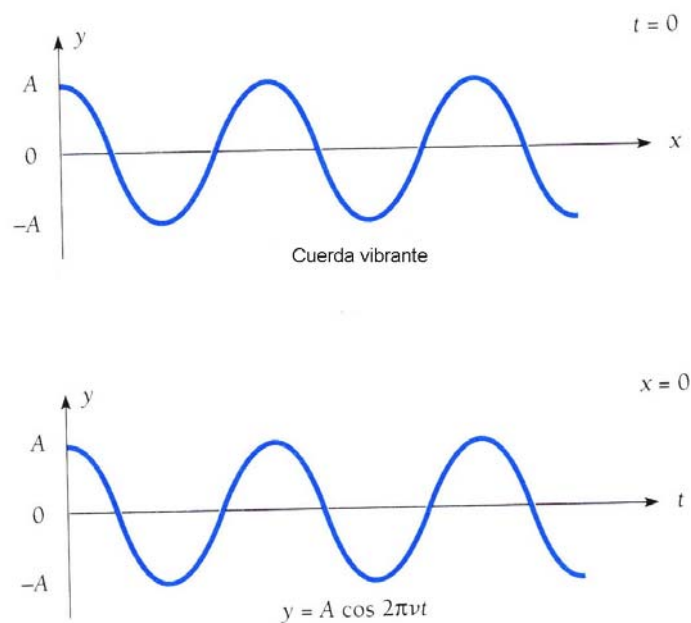


Figura 1 (a) Apariencia de una onda extendida a un cierto tiempo. (b) Como el desplazamiento de un punto de la cuerda varía con el tiempo

Para obtener tal expresión, imaginemos que agitamos una

⁴Beiser Arthur, (2003) *Concepts of Modern Physics*. Singapore: Sixth edition. Mc Graw Hill

cuerda desde $x = 0$ cuando $t = 0$, de tal modo que la onda empieza a viajar en la dirección x ver figura 2.

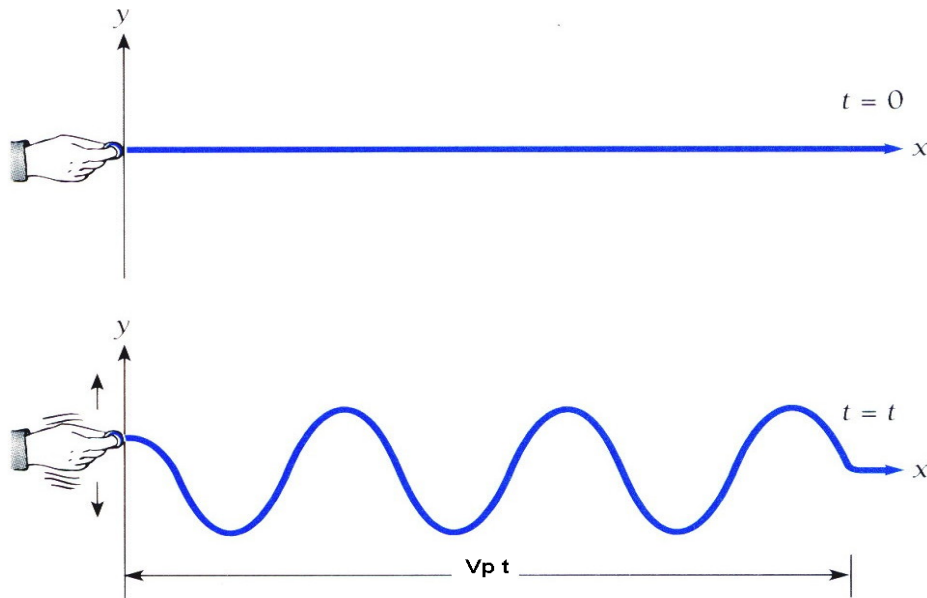


Figura 2. Propagación de la onda

Esta onda tiene una velocidad que llamaremos v_p la cual depende de las propiedades de la cuerda. La onda viaja la distancia $x = v_p t$ en el tiempo t , así que el intervalo entre la formación de la onda a $x = 0$ y cualquier punto, es de x/v_p . El desplazamiento de la cuerda x a cualquier tiempo es:

$$y = A \cos 2\pi f \left(t - \frac{x}{v_p} \right) \quad (2)$$

La ecuación 2 puede describirse

$$y = A \cos 2\pi \left(f t - \frac{f x}{v_p} \right)$$

Si la velocidad de la onda es v_p con $v_p = f \lambda$ entonces se tiene que la ecuación de la onda es

$$y = A \cos 2\pi \left(f t - \frac{x}{\lambda} \right)$$

La frecuencia angular ω y el número de la onda k están definidas por

$$\omega = 2\pi f, \quad k = \frac{2\pi}{\lambda} = \frac{\omega}{v_p}$$

Las unidades de ω (asociado al movimiento circular), es el radián por segundo y k radian por metro, si expresamos la ecuación anterior en términos de ω y k , se obtiene

$$y = A \cos(\omega t - kx) \quad (3)$$

Sin embargo la expresión 3 también puede escribirse en la forma senoidal $y = A \sin(\omega t - kx)$ o en la forma exponencial $y = A e^{-i\omega(t-x/v)}$

Ahora bien las soluciones a una ecuación de onda pueden ser de diferente tipo: un simple pulso, un tren de ondas de amplitud y longitud de constantes, un tren de ondas superpuestas de la misma amplitud y longitud de onda, un tren de ondas superpuestas de diferentes amplitudes y longitudes.

Si se considera que la onda asociada a una partícula libre (partícula que no esta bajo la influencia de ninguna fuerza) sigue un patrón de velocidad constante, esto es su frecuencia angular ω es constante. Entonces una onda armónica monocromática que se mueve en la dirección $+x$, se describe por:

$$\Psi = A e^{-i\omega(t-x/v)}$$

El símbolo utilizado normalmente para designar a esta **función de onda es** Ψ y es en general, una función de todas las coordenadas espaciales y del tiempo.

De igual modo que la función $y(x,t)$ de las ondas mecánicas en una cuerda proporciona una descripción completa del movimiento, la función de onda $\Psi(x,y,z,t)$ para una partícula contiene toda la información posible sobre la misma.

Por esta razón nosotros asumimos que Ψ para una partícula libre moviéndose en la dirección $+x$ esta especificada por

$$\Psi = A e^{-i\omega(t-x/v)}$$

Si reemplazamos ω (frecuencia angular) por $2\pi f$ y v por λf obtenemos

$$\Psi = A e^{-2\pi i(f t - x/\lambda)}$$

Ahora es posible introducir f y λ a partir de las hipótesis de Planck $E = hf$ y

De Broglie $\lambda = \frac{h}{p}$ en donde p es el momento de la partícula. Entonces, para una

partícula libre de energía $E = hf = 2\pi \hbar f$ y longitud de onda $\lambda = \frac{h}{p} = \frac{2\pi \hbar}{p}$ se

tiene:

$$\Psi = Ae^{-(i/\hbar)(Et - px)} \quad (4)$$

Esta ecuación describe como una onda a una partícula libre con energía total E y momento p moviéndose en la dirección x .

A partir de esta ecuación, se muestra un camino que nos permite comprender como es que surge la ecuación propuesta por Schrödinger, si diferenciamos dos veces Ψ con respecto a x , se obtiene

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} = -\frac{p^2}{\hbar^2} \psi$$

$$p^2 \psi = -\hbar^2 \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} \quad (5)$$

Diferenciando la ecuación una vez con respecto a t obtenemos

$$\frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{iE}{\hbar} \psi$$

$$E \psi = -\frac{\hbar}{i} \frac{\partial \psi}{\partial t} \quad (6)$$

Aplicando la ley de la conservación de la energía, la energía total E de una partícula es la suma de la energía cinética $\frac{p^2}{2m}$ y su energía potencial U en donde U es generalmente función de la posición y del tiempo t :

$$E = \frac{p^2}{2m} + U(x, t) \quad (7)$$

La expresión 7 es una ecuación general que describe el comportamiento de cualquier partícula en cualquier potencial U , la función U representa la influencia del resto del universo sobre la partícula, por supuesto sólo una pequeña parte del universo interactúa con la partícula, en el caso del electrón en el átomo de hidrógeno, sólo el campo eléctrico que ejerce el núcleo es el que se toma en cuenta. Si arbitrariamente se multiplica ambos lados de la ecuación 7 por la función de onda Ψ se obtiene

$$E \psi = \frac{p^2 \psi}{2m} + U \psi$$

Si ahora sustituimos $E\psi$ y $p^2\psi$ de las ecuaciones 5 y 6 se obtiene la ecuación de Schrödinger dependiente del tiempo. La ecuación de Schrödinger dependiente del tiempo en una dimensión es:

$$i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + U\psi \quad (8)$$

La ecuación de Schrödinger dependiente del tiempo en tres dimensiones es:

$$i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + U\psi \quad (9)$$

La energía potencial de la partícula es función de x, y, z y t . Una vez que U es conocida, la ecuación de Schrödinger puede resolverse

La función de onda $\Psi(x, y, z, t)$ para una partícula contiene toda la información posible sobre la misma. Con x, y, z, t se indican las coordenadas de posición de la partícula en el tiempo " t ". Esta ecuación es válida también para varias partículas y sistemas físicos, las soluciones a esta ecuación han permitido compararla con los datos experimentales; se ha encontrado que todos los experimentos atómicos que hasta el momento se han realizado coinciden con tales soluciones, de ahí la importancia y trascendencia del trabajo de E. Schrödinger

LECTURA 14. TEORÍA CUÁNTICA DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO. LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Nuestro interés se centra ahora en el movimiento de partículas sujetas a varias restricciones, por ejemplo el electrón sujeto al átomo a través de la fuerza eléctrica que ejerce el núcleo. Una de las aplicaciones a la ecuación de onda de Schrödinger se realizó con el átomo de hidrógeno. Esta ecuación de onda permitió obtener de manera natural la cuantización en la mecánica ondulatoria, sin embargo para que esta ecuación tenga significado se requiere necesariamente que la función de onda sea finita y univaluada (al igual que sucede en mecánica clásica).

Veremos entonces en esta sección cómo la teoría cuántica de Schrödinger aplicada al átomo de hidrógeno permite obtener resultados que son interpretados en términos de conceptos familiares y constatados en laboratorio.

El átomo de hidrógeno consiste de un protón de carga eléctrica $+e$ y un electrón de carga eléctrica $-e$, el cual es 1836 veces más ligero que el protón, debido a esto, se puede considerar al protón fijo y el electrón moviéndose a su alrededor bajo la influencia por supuesto del campo eléctrico que genera el protón tal y como lo establece la teoría de Bohr.

La ecuación de Schrödinger para el electrón en tres dimensiones para el átomo de hidrógeno es,

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{2m}{\hbar^2} (E - U) \psi = 0 \quad (1)$$

La ecuación de Schrödinger no es una ecuación sencilla y contiene como incógnita la función de onda en vez de una simple variable y el valor de dicha función depende de los valores de las coordenadas de la partícula que compone el sistema. Además ésta es válida para estados estacionarios en donde la energía se mantiene constante

La energía potencial U es; en este caso la energía potencial eléctrica de una carga $-e$ cuando esta se encuentra a una distancia r de otra carga $+e$, es decir:

$$U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (2)$$

Como U es función de r y por tanto de x, y, z , al sustituir la ecuación 2 directamente en la 1, se obtiene una expresión tal que puede ser resuelta de dos maneras, una es expresar U en términos de coordenadas cartesianas x, y, z y sustituirla por r

$$\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$$

La otra alternativa es; que dado la simetría del problema, que es esférica, conviene expresar la ecuación de Schrödinger en términos de coordenadas esféricas r, θ, ϕ ver figura 1

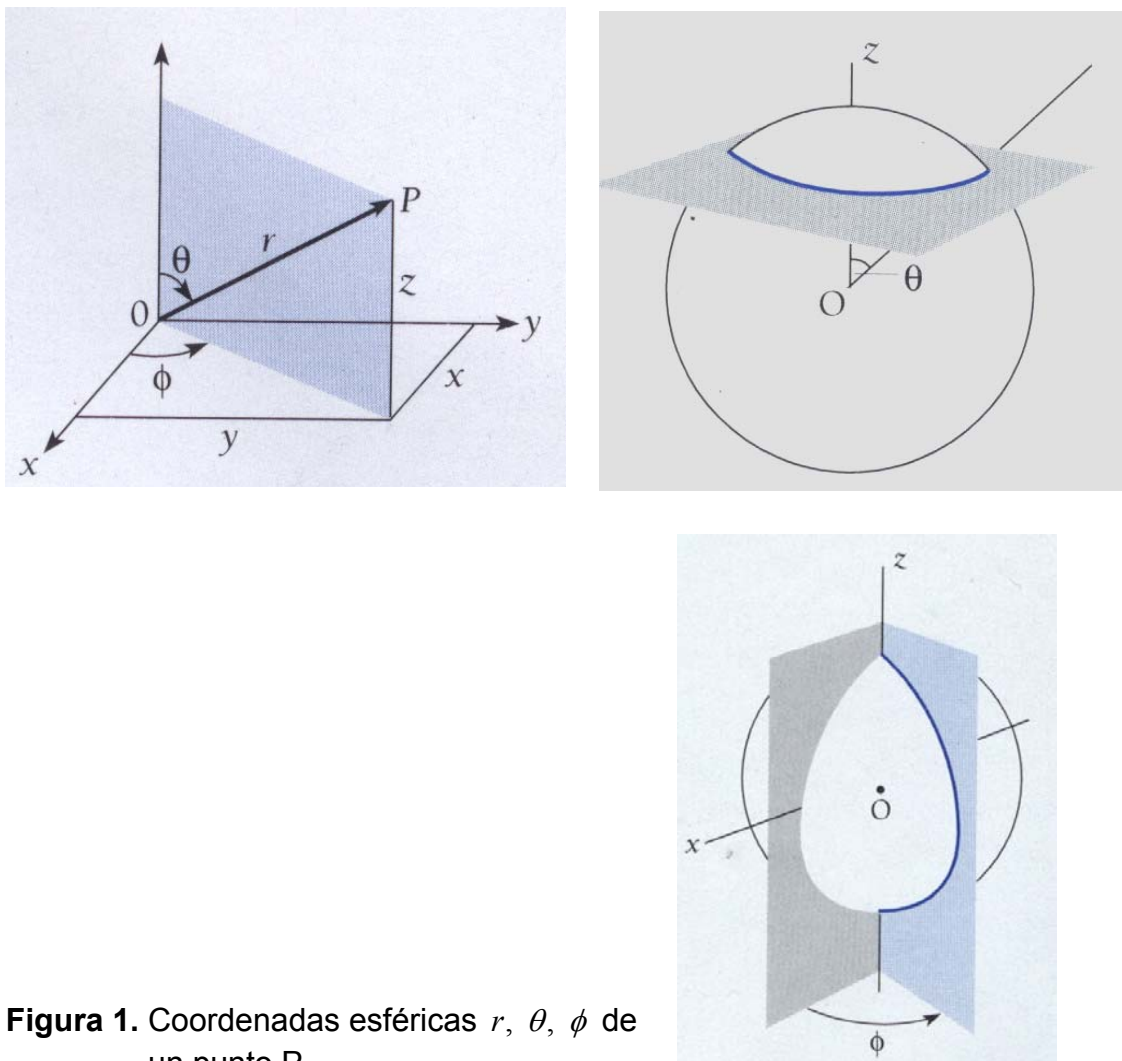


Figura 1. Coordenadas esféricas r, θ, ϕ de un punto P

Las coordenadas esféricas r, θ, ϕ de un punto P ver figura 1 se tienen las siguientes definiciones

r = longitud del radio vector desde el origen O hasta el punto P

$$= \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$$

θ = ángulo entre el radio vector y el eje z

= ángulo zenit

$$= \cos^{-1} \frac{z}{\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}}$$

$$= \cos^{-1} \frac{z}{r}$$

ϕ = ángulo entre la proyección del radio vector en el plano xy y el eje $+x$ medido en la dirección que se presenta

= ángulo azimutal

$$= \tan^{-1} \frac{y}{x}$$

En coordenadas esféricas la ecuación de Schrödinger es escrita así:

$$\frac{1}{r^2} \frac{\partial}{\partial r} \left(r^2 \frac{\partial \psi}{\partial r} \right) + \frac{1}{r^2 \sin \theta} \frac{\partial}{\partial \theta} \left(\sin \theta \frac{\partial \psi}{\partial \theta} \right) + \frac{1}{r^2 \sin^2 \theta} \frac{\partial^2 \psi}{\partial \phi^2} + \frac{2m}{\hbar^2} (E - U) \psi = 0 \quad (3)$$

sustituyendo la energía potencial U por la ecuación 2 y multiplicando toda la ecuación por $r^2 \sin^2 \theta$ se obtiene para el átomo de hidrógeno:

$$\sin^2 \theta \frac{\partial}{\partial r} \left(r^2 \frac{\partial \psi}{\partial r} \right) + \sin \theta \frac{\partial}{\partial \theta} \left(\sin \theta \frac{\partial \psi}{\partial \theta} \right) + \frac{\partial^2 \psi}{\partial \phi^2} + \frac{2mr^2 \sin^2 \theta}{\hbar^2} \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + E \right) \psi = 0 \quad (4)$$

La expresión 4 es una ecuación diferencial parcial para la función de onda Ψ del electrón en el átomo de hidrógeno, varias condiciones deben cumplirse para Ψ , esta debe ser continua y univaluada y sus derivadas deben ser también continuas y univaluadas en cada punto r, θ, ϕ , esta ecuación describe el comportamiento del electrón, para describir este comportamiento de manera precisa, se debe resolver la ecuación 4, su solución proporciona de manera natural tres números cuánticos los cuales describen al electrón en el átomo de hidrógeno, en lugar de un único número cuántico de acuerdo a la teoría de Bohr. En el modelo de Bohr el movimiento del electrón es básicamente en una sola dimensión, en una órbita perfectamente definida, por tanto un número cuántico es suficiente para describir

el estado de una partícula en una dimensión. Pero una partícula en tres dimensiones necesita de tres números cuánticos para describirla, ya que en tres dimensiones la partícula tiene tres grados de libertad. En el átomo de hidrógeno el movimiento del electrón está limitado por el campo eléctrico que ejerce el núcleo, el electrón posee libertad de movimiento en estas tres dimensiones, no es de sorprenderse entonces que los tres números cuánticos restrinjan también a la función de onda. De este modo los números cuánticos surgen al resolver la ecuación de Schrödinger y aplicando las condiciones a la frontera.

Al escribir la ecuación de Schrödinger en coordenadas esféricas para el átomo de hidrógeno es posible separarla en tres ecuaciones independientes, cada una involucra una sola coordenada, la separación es posible porque la función de onda $\psi(r, \theta, \phi)$ se puede escribir como el producto de tres diferentes funciones: $R(r)$ la cual depende solamente de r , $\Theta(\theta)$ la cual solo depende de θ y $\Phi(\phi)$, la cual solo depende de ϕ . La función de onda para el átomo de hidrógeno es ⁵

$$\psi(r, \theta, \phi) = R(r)\Theta(\theta)\Phi(\phi)$$

La función $R(r)$ describe como la función de onda Ψ del electrón varía a lo largo del radio vector desde el núcleo con θ y ϕ constantes. La función $\Theta(\theta)$ describe como Ψ varía con el ángulo cenit θ a lo largo del meridiano sobre una esfera con centro en el núcleo, con r y ϕ constantes. La función $\Phi(\phi)$ describe como Ψ varía con el ángulo azimutal ϕ a lo largo del paralelo sobre una esfera centrada en el núcleo, con r y θ constantes.

Cuando asumimos que cada una de las funciones R , Θ y Φ depende solamente de su respectiva variable r , θ y ϕ , se obtienen tres ecuaciones diferenciales parciales para una sola función y su variable, estas son

$$\text{Ecuación para } \Phi \quad \frac{d^2\Phi}{d\phi^2} + m_l^2\Phi = 0 \quad (5)$$

$$\text{Ecuación para } \Theta \quad \frac{1}{\sin\theta} \frac{d}{d\theta} \left(\sin\theta \frac{d\Theta}{d\theta} \right) + \left[l(l+1) - \frac{m_l^2}{\sin^2\theta} \right] \Theta \quad (6)$$

$$\text{Ecuación para } R \quad \frac{1}{r^2} \frac{d}{dr} \left(r^2 \frac{dR}{dr} \right) + \left[\frac{2m}{\hbar^2} \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + E \right) - \frac{l(l+1)}{r^2} \right] R \quad (7)$$

Donde las constantes m_l y l surgen de la separación de variables

⁵ Para mayor información referirse a Beiser Arthur. (2003). *Concepts of Modern Physics*. sixth edition. International edition. Mc. Graw. Hill

LECTURA 15. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Tres dimensiones tres números cuánticos, al resolver la expresión 4 de la lectura anterior, se obtiene

$$\Phi(\phi) = Ae^{im_l\phi}$$

Una de las condiciones para la función de onda es, cuando Φ , (la cual es una componente de la función de onda total Ψ), tiene un solo valor en un punto del espacio, tal como se muestra en la figura 1 (lectura anterior), resulta claro que ϕ y $\phi + 2\pi$, corresponden al mismo punto y para que esto se cumpla debe suceder que

$$Ae^{im_l\phi} = Ae^{im_l(\phi+2\pi)} \quad (8)$$

Lo cual es posible solo cuando m_l es cero o un entero positivo o negativo ($\pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots$)

La constante m_l es conocida como el número cuántico magnético del átomo de hidrógeno

Análogamente, la ecuación diferencial (2) para $\Theta(\theta)$, proporciona una solución en donde la constante l es un número entero igual o mayor que el valor absoluto $|m_l|$ de m_l , esto puede expresarse como una condición sobre m_l en la forma

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l \quad (9)$$

La constante l es conocida como número cuántico orbital

La solución de la ecuación (3) para la parte radial $R(r)$ del átomo de hidrógeno también requiere de una cierta condición. Cuando el valor de la energía E es positiva, significa que el electrón se encuentra libre y fuera de la influencia del átomo, cuando la E toma valores negativos significa que el electrón está ligado al átomo y por tanto el electrón sólo puede tener ciertos valores que corresponden a los posibles estados electrónicos, especificados por E_n

$$E_n = -\frac{me^4}{32\pi^2\epsilon_0\hbar^2} \left(\frac{1}{n^2}\right) = \frac{E_1}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (10)$$

Se reconoce que la expresión para la energía E_n es exactamente la misma que había obtenido Bohr⁶ para los niveles de energía del átomo de hidrógeno, por tanto la cuantización de la energía surge en forma natural de la ecuación de Schrödinger es decir, el sistema no puede adoptar cualquier valor de energía, sino sólo ciertos valores discretos o cuantizados.

Otra condición que debe ser considerada para así resolver la ecuación (3) es que n conocido como el **número cuántico principal**, sea igual o mayor que $l+1$, los **niveles de energía** se designan con el **número cuántico principal n** . Este requerimiento puede ser expresado como una condición sobre l en la forma

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1) \quad (11)$$

Resumiendo, los tres números cuánticos n , l y m_l , junto con sus respectivos valores son:

Número cuántico principal	n ,	$n = 1, 2, 3, \dots$
Número cuántico orbital	l ,	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$
Número cuántico magnético	m_l ,	$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$

Estos son los números cuánticos que aparecen en la mecánica cuántica de partículas atrapadas en una región del espacio. Para mostrar la dependencia de R , Θ y Φ en los números cuánticos n , l , m_l , se escribirá la función de onda para el electrón en el átomo de hidrógeno de la siguiente manera:

$$\psi = R_n \Theta_l \Phi_{m_l} \quad (12)$$

Las funciones de onda R , Θ y Φ junto con ψ se muestra en la tabla 1 para $n = 1, 2$ y 3 . Observe que para cada nivel de energía E_n existen varios estados diferentes con la misma energía pero distintos valores de l y m_l , siendo la única excepción el estado fundamental $n = 1$ para el que sólo es posible $l = 0$, $m_l = 0$. Por tanto, de la ecuación de onda obtenemos como solución no una función sino que un número infinito de ellas. Es importante comentar que cada una de estas funciones de onda está caracterizada por un conjunto de diferentes valores de los llamados números cuánticos, por ejemplo, si ψ_{n,l,m_l} , entonces tenemos $\psi_{1,0,0}$, $\psi_{2,0,0}$, $\psi_{2,1,0}$, $\psi_{2,1,1}$, $\psi_{2,1,-1}$, El conjunto de valores menores para dichos números corresponden al estado de menor energía o estado fundamental del sistema.

⁶ Referirse a la sección: La energía total del electrón en las orbitas permitidas en el modelo de Bohr

Número Cuántico principal. Cuantización de la energía

Es interesante considerar que en el átomo de hidrógeno, el movimiento del electrón es semejante al movimiento de un planeta en el sistema solar excepto que en lugar de la fuerza gravitacional actúa una fuerza electrostática entre el electrón y el núcleo. Dos cantidades mantienen un valor constante en todo tiempo: estas son la energía total y el momento angular del planeta.

Clásicamente la energía total puede tomar cualquier valor, pero este será negativo si el planeta se encuentra atrapado permanentemente en el sistema solar. En la teoría cuántica del átomo de hidrógeno, la energía del electrón es también una constante, cuando la energía tiene cualquier valor positivo indica que el átomo está ionizado y los valores negativos del electrón están especificados por la

fórmula $E_n = \frac{E_1}{n^2}$.

Tabla 1. Valores de la función de onda del átomo de hidrógeno para $n = 1,2,3$

n	l	m_l	$\Phi(\phi)$	$\Theta(\theta)$	$R(r)$	$\psi(r, \theta, \phi)$
1	0	0	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	$\frac{1}{\sqrt{2}}$	$\frac{2}{a_0^{3/2}} e^{-r/a_0}$	$\frac{1}{\sqrt{\pi} a_0^{3/2}} e^{-r/a_0}$
2	0	0	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	$\frac{1}{\sqrt{2}}$	$\frac{1}{2\sqrt{2} a_0^{3/2}} \left(2 - \frac{r}{a_0}\right) e^{-r/2a_0}$	$\frac{1}{4\sqrt{2\pi} a_0^{3/2}} \left(2 - \frac{r}{a_0}\right) e^{-r/2a_0}$
2	1	0	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	$\frac{\sqrt{6}}{2} \cos \theta$	$\frac{1}{2\sqrt{6} a_0^{3/2}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0}$	$\frac{1}{4\sqrt{2\pi} a_0^{3/2}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0} \cos \theta$
2	1	± 1	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}} e^{\pm i \phi}$	$\frac{\sqrt{3}}{2} \sin \theta$	$\frac{1}{2\sqrt{6} a_0^{3/2}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0}$	$\frac{1}{8\sqrt{\pi} a_0^{3/2}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0} \sin \theta e^{\pm i \phi}$
3	0	0	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	$\frac{1}{\sqrt{2}}$	$\frac{2}{81\sqrt{3} a_0^{3/2}} \left(27 - 18 \frac{r}{a_0} + 2 \frac{r^2}{a_0^2}\right) e^{-r/3a_0}$	$\frac{1}{81\sqrt{3\pi} a_0^{3/2}} \left(27 - 18 \frac{r}{a_0} + 2 \frac{r^2}{a_0^2}\right) e^{-r/3a_0}$
3	1	0	$\frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	$\frac{\sqrt{6}}{2} \cos \theta$	$\frac{4}{81\sqrt{6} a_0^{3/2}} \left(6 - \frac{r}{a_0}\right) \frac{r}{a_0} e^{-r/3a_0}$	$\frac{\sqrt{2}}{81\sqrt{\pi} a_0^{3/2}} \left(6 - \frac{r}{a_0}\right) \frac{r}{a_0} e^{-r/3a_0} \cos \theta$

La cuantización de la energía del electrón en el átomo de hidrógeno es descrita por el número cuántico principal n

La teoría del movimiento planetario puede describirse clásicamente y cuánticamente y ambos producir una restricción en la energía. Sin embargo en el caso de los planetas esta resulta inmensa además de que la separación entre los niveles de energía es muy pequeña, por esta razón la física clásica proporciona una adecuada descripción del movimiento planetario pero falla en el interior del átomo.

Número cuántico orbital. Cuantización del momento angular

La interpretación del número cuántico orbital l es menos obvia. Recordemos la ecuación diferencial para la parte radial $R(r)$ de la función de onda ψ .

$$\frac{1}{r^2} \frac{d}{dr} \left(r^2 \frac{dR}{dr} \right) + \left[\frac{2m}{\hbar^2} \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + E \right) - \frac{l(l+1)}{r^2} \right] R = 0 \quad (13)$$

Esta ecuación se asocia con el aspecto radial del movimiento del electrón, esto es, el movimiento del electrón a partir del núcleo. Sin embargo en esta ecuación se observa la presencia de la energía total E del electrón, resulta que la energía total E incluye la energía cinética del movimiento orbital, la cual no tiene nada que ver con el movimiento radial. Esta contradicción puede superarse a partir del siguiente argumento: La energía cinética KE del electrón tiene dos partes, la parte radial KE_{radial} debido a su movimiento a partir del núcleo y la energía cinética orbital $KE_{orbital}$ debido a su movimiento alrededor del núcleo.

Si la energía potencial del electrón U es

$$U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Y si la energía total del electrón es

$$E = KE_{radial} + KE_{orbital} + U = KE_{radial} + KE_{orbital} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Si esta expresión la sustituimos en la ecuación 13, se obtiene

$$\frac{1}{r^2} \frac{d}{dr} \left(r^2 \frac{dR}{dr} \right) + \frac{2m}{\hbar^2} \left[KE_{radial} + KE_{orbital} - \frac{\hbar^2 l(l+1)}{2mr^2} \right] R = 0 \quad (14)$$

Si los dos últimos términos del paréntesis cuadrado de esta ecuación, se cancelan uno a otro de manera que se obtenga una ecuación diferencial para $R(r)$ que involucre exclusivamente el vector radial, se requiere por tanto que

$$KE_{orbital} = \frac{\hbar^2 l(l+1)}{2mr^2} \quad (15)$$

La energía cinética del electrón y la magnitud de su momento angular son respectivamente

$$KE_{\text{orbital}} = \frac{1}{2} m v_{\text{orbital}}^2 \quad L = m v_{\text{orbital}} r$$

Nosotros podemos escribir la energía cinética orbital como

$$KE_{\text{orbital}} = \frac{L^2}{2mr^2}$$

Al igualar esta ecuación con la ecuación 15 se tiene

$$\frac{\hbar^2 l(l+1)}{2mr^2} = \frac{L^2}{2mr^2}$$

Resulta entonces que la magnitud del **momento angular del electrón debe ser**

$$L = \sqrt{l(l+1)} \hbar \quad (16)$$

El número cuántico l se restringe a los valores

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

El electrón puede tomar solo valores del momento angular especificado por la ecuación 13, así que la energía y el momento angular están cuantizados.

La cantidad $\hbar = \frac{h}{2\pi} = 1.054 \times 10^{-34} J_s$ determina por tanto las unidades del momento angular. En el movimiento planetario macroscópico, como en el caso de la energía el número cuántico, describe un momento angular que es tan grande que la separación del momento angular entre los diferentes estados no puede observarse experimentalmente. Por ejemplo: un electrón cuyo número cuántico orbital es 2 tiene el momento angular

$$\begin{aligned} L &= \sqrt{2(2+1)} \hbar = \sqrt{6} \hbar \\ &= 2.6 \times 10^{-34} J_s \end{aligned}$$

En contraste con el momento angular orbital de la tierra el cual es $2.7 \times 10^{40} J_s$

Designación de los estados del momento angular

El número cuántico l , describe la forma geométrica de la región espacial ocupada por el electrón. Dentro de cada nivel energético (definido por el valor de n), l puede tomar valores enteros desde cero hasta $n-1$.

Se acostumbra especificar los estados del momento angular del electrón por medio de letras, con la letra s se especifica a $l=0$, con p se especifica $l=1$ y así sucesivamente, según el siguiente esquema:

$l = 0$ estado s

$l = 1$ estado p

$l = 2$ estado d

$l = 3$ estado f

$l = 4$ estado g

.

.

.

Este peculiar código se originó de la clasificación empírica de los espectros, antes de que la teoría del átomo fuera desarrollada, a los cuales se les llamó s (sharp), p (principal), d (diffuse) y f (fine structure). Esto es, un estado s indica que no hay momento angular, es decir se tiene simetría esférica, para p el momento angular es $\sqrt{2} \hbar$ y así sucesivamente.

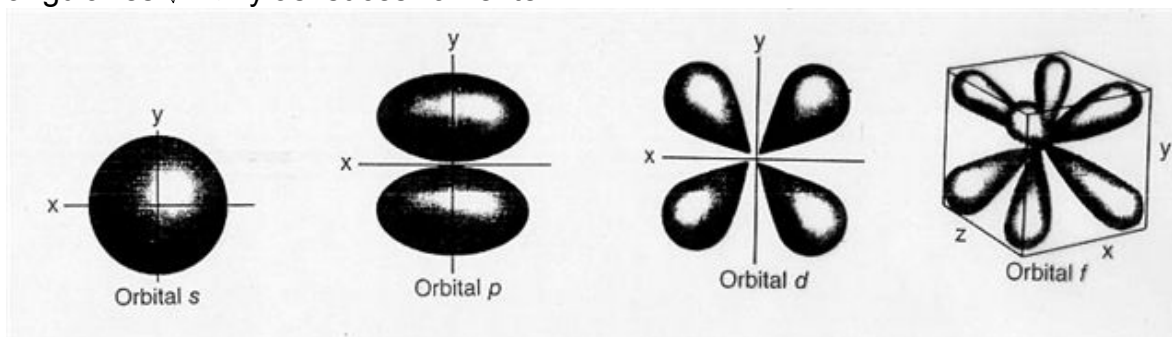


Figura 2. Forma de los diferentes orbitales atómicos

La combinación del total de los números cuánticos proporciona una manera conveniente de notación para los estados del electrón. Una notación en la cual $n=2$ y $l=0$ se denomina un estado $2s$, por ejemplo para uno en el cual $n=4$ y $l=2$ es un estado $4d$ y así sucesivamente tal como se indica en la tabla 2, la cual muestra la designación de los diferentes estados del electrón en el átomo de hidrógeno; hasta $n=6$ y $l=5$

Tabla 2. Estados del electrón en el átomo de hidrógeno

Energía		$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$	$l = 5$
E_1	$n = 1$	1s					
E_2	$n = 2$	2s	2p				
E_3	$n = 3$	3s	3p	3d			
E_4	$n = 4$	4s	4p	4d	4f		
E_5	$n = 5$	5s	5p	5d	5f	5g	
E_6	$n = 6$	6s	6p	6d	6f	6g	6h

Número cuántico magnético. Cuantización de la dirección del momento angular

El número cuántico orbital determina la magnitud de L del momento angular del electrón, sin embargo el momento angular es un vector y para describirlo completamente, se requiere que su dirección sea especificada al igual que su magnitud. El vector L es perpendicular al plano en el cual el movimiento de rotación toma lugar, en este sentido se aplica la regla de la mano derecha; cuando los dedos de la mano derecha apuntan en la dirección del movimiento el dedo pulgar esta en la dirección de L. Esta regla se ilustra en la figura 2.

¿Qué significado posible tiene entonces la dirección del momento angular en el espacio, para el átomo de hidrógeno? la respuesta es: cuando el electrón gira en alguna región alrededor del núcleo, bajo los efectos de un campo magnético exterior, este actúa como si fuera un dipolo magnético, veamos:

Cuando un electrón, posee un momento angular

interactúa con un campo magnético externo. \vec{B} El número cuántico magnético m_l especifica la dirección de L, por medio de la determinación de la componente L en la dirección del campo magnético. Este fenómeno frecuentemente se refiere a la **cuantización del espacio.**

Si la dirección del campo magnético se escoge paralelo al eje z, entonces la componente de L en esta dirección es

$$L_z = m_l \hbar \quad m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$

Los posibles valores de m_l para un dado valor de l

van desde $+l$, cero hasta $-l$, así que el número de orientaciones posibles del vector del momento angular L en un campo magnético es $2l + 1$. Cuando $l = 0$, L_z puede tomar sólo el valor de cero, cuando $l = 1$, L_z puede ser $\hbar, 0$, o $-\hbar$, cuando $l = 2$, L_z puede ser $2\hbar, \hbar$, o $-\hbar, -2\hbar$ y así sucesivamente. La cuantización del espacio en el átomo de hidrógeno se muestra en la figura 4.



Figura 3. Regla de la mano derecha

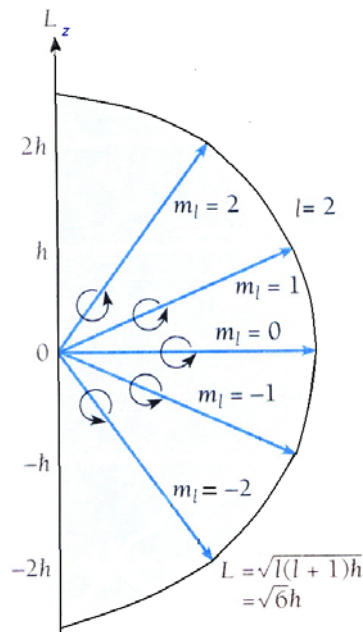


Figura 4. Cuantización del espacio del momento angular. Si el número cuántico orbital es $l = 2$, entonces tenemos $2l + 1 = 5$ posibles valores para el número cuántico magnético m_l cada valor corresponde a una diferente orientación con respecto al eje z

Resulta pues que al resolver la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno se obtienen como soluciones, diversas funciones de onda, por ejemplo:

Para E_1 tenemos ψ_{100}

Para E_2 tenemos $\psi_{200}, \psi_{210}, \psi_{211}, \psi_{21-1}$

Para E_3 tenemos $\psi_{300}, \psi_{310}, \psi_{311}, \psi_{31-1}, \psi_{320}, \psi_{321}, \psi_{32-1}, \psi_{322}, \psi_{32-2}$

Para E_4 tenemos $\psi_{400}, \psi_{410}, \psi_{411}, \psi_{41-1}, \psi_{420}, \psi_{421}, \psi_{42-1}, \psi_{422}, \psi_{42-2},$

$\psi_{430}, \psi_{431}, \psi_{43-1}, \psi_{432}, \psi_{43-2}, \psi_{433}, \psi_{43-3}$

...

.....

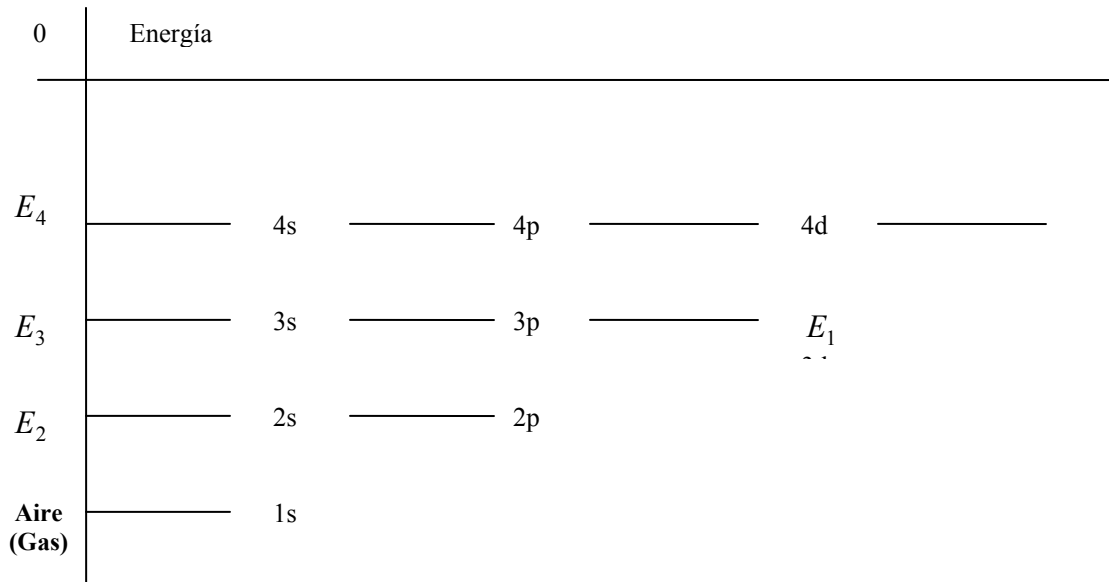
...

.....

De este modo se tiene que para un sistema se obtienen funciones de onda, a cada una de las cuales hay asociado un valor de la energía, misma que define los posibles estados del sistema. De la ecuación de Schrödinger surge entonces en forma natural la cuantización de la energía, es decir, el sistema no puede adoptar cualquier valor de la energía, sino sólo ciertos valores discretos o cuantizados, observe la figura 5. Así la energía sólo depende del número cuántico principal n . La idea de trayectoria en el electrón desaparece, siendo sustituida por una nueva concepción la de la *probabilidad* experimental de encontrar al electrón, descrito

por la función de onda Ψ en un punto x, y, z , en un tiempo t es proporcional al valor de $|\Psi|^2$ en un tiempo t

Figura 5. Estados energéticos del electrón en el átomo de hidrógeno



Esto significa que el electrón del átomo de hidrógeno puede estar en cualquiera de los niveles de energía indicados en la tabla 2 y en la figura 5

El trabajo de Schrödinger logró explicar también el origen de los espectros, esto es; un fotón es emitido cuando un electrón brinca de un nivel de energía a otro más bajo, recordemos que al resolver la ecuación de Schrödinger se obtiene la expresión obtenida por Bohr:

$$E_n = -\frac{me^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) = \frac{E_1}{n^2} \quad n = 1,2,3,\dots$$

Las energías especificadas en la expresión anterior corresponden a los llamados niveles de energía en el átomo de hidrógeno ver figura 5, todos estos niveles son negativos, lo que significa que el electrón no tiene la suficiente energía para escapar del núcleo, el electrón puede tener sólo estas energías y no otras, el nivel más bajo de energía E_1 es llamado estado base del átomo y los niveles más altos E_2, E_3, E_4, \dots son llamados estados excitados. Conforme el número cuántico n se incrementa la energía E_n se va acercando a 0, en el límite $n = \infty$ la energía es $E_\infty = 0$ y por tanto el electrón no se encuentra bajo la influencia del núcleo. Una energía positiva significa que el electrón es libre. Un aspecto realmente importante fue el hecho, de que estas ecuaciones fueron confrontadas con los experimentos, este fue el caso de los espectros atómicos, de modo que las observaciones de las

líneas espectrales siguen este modelo. Es decir la presencia de niveles de energía discretos en el átomo de hidrógeno sugiere la conexión con estas líneas. Se supone que cuando un electrón en un estado excitado pasa a un estado fundamental o base, la pérdida de energía se muestra con la emisión de un fotón. El brinco de un electrón de un nivel a otro, con la diferencia de energía entre los niveles, muestra la presencia en todos los casos de fotones. Ahora bien las secuencias de los niveles de energía son características de todos los átomos y no solo para el hidrógeno, por ello la existencia de los niveles de energía son pruebas de la cuantización.

En nuestro mundo ordinario, la materia, la carga eléctrica y la energía por mencionar algunos, resultan ser continuas (ondas estacionarias). Sin embargo en el mundo atómico en contraste, la materia esta compuesta por partículas elementales que tienen definida su masa, la carga se da en múltiplos de $+e$ o $-e$, ondas electromagnéticas de frecuencia ν las cuales aparecen como un torrente de fotones de energía $h\nu$ y sistemas estables de partículas, como son los átomos, pueden poseer solo ciertas energías.

De este modo la serie de Balmer se asocia con la transición de los electrones que van de un nivel de energía mayor que E_n a un nivel de energía menor, es decir E_2 , esto es $E_{n>2} \rightarrow E_2$, los electrones que vuelven del nivel energético E_3 al nivel E_2 emite la línea H_α (rojo). Los que van del nivel E_4 al nivel E_2 emiten la línea H_β (azul-verde), etc. En la serie de Lyman, el grupo de líneas es emitido por los electrones que retornan de cierto estado excitado al estado fundamental E_1 , es decir $E_{n>1} \rightarrow E_1$.

Así la ecuación de Schrödinger logra explicar la estabilidad del átomo, las intensidades de las líneas del átomo de hidrógeno así como el origen de todas las otras líneas espectrales, además explica el efecto Zeemann normal (no tratado en este trabajo), y aún a pesar que por sí sola esta ecuación no logra explicar la estructura electrónica de átomos con más de un electrón y la estructura fina del átomo de hidrógeno, es decir lo que corresponde a las líneas dobles que se observan cuando se cuenta con aparatos de mayor precisión, si se logra a través de dos postulados vitales en la mecánica cuántica. Si bien la mecánica cuántica explica con precisión ciertas propiedades del átomo de hidrógeno, no logra una descripción completa de este y de otros átomos. Y aunque el movimiento de los electrones está regido por la ecuación de Schrödinger, hallar soluciones a esta ecuación nos lleva a realizar mucho trabajo matemático.

LECTURA 16. EL ESPÍN DEL ELECTRÓN

La teoría del átomo de Schrödinger no logra explicar ciertas observaciones experimentales. Como es el hecho de que muchas líneas espectrales realmente se observen como la unión de dos líneas “separadas”, ejemplo de esto es lo que se conoce como **estructura fina** que se observa en la primera línea de la serie de Balmer, en busca de explicar la estructura fina en las líneas espectrales, dos estudiantes alemanes, Samuel Goudsmith y George Uhlenbeck propusieron en 1925 que:

*Todo electrón tiene intrínseco un momento angular, llamado **espín**, cuya magnitud es igual para todos los electrones y que a este momento angular se le asocia un momento magnético.*

Veamos ahora como Goudsmith y Uhlenbeck conciben esta idea, para ilustrarla, consideremos al electrón como una esfera cargada girando sobre su eje, similar al movimiento de rotación del planeta tierra. La rotación involucra un momento angular y dado que el electrón tiene carga negativa, este movimiento origina corrientes y un momento magnético, este momento magnético μ_s es opuesto en dirección al vector S del momento angular.

La noción del espín del electrón proporciona una explicación exitosa de la estructura fina y además de una gran variedad de efectos atómicos. Un ejemplo de esto es: El momento magnético del espín del electrón interactúa cuando el átomo se sitúa en un campo magnético, asociada a esta interacción hay una energía potencial que origina desplazamientos de los niveles de energía del átomo y, por consiguiente, de las longitudes de onda de las líneas del espectro. Tales desplazamientos han sido observados en análisis espectroscópicos de precisión; éstos y otros resultados experimentales observados han puesto de manifiesto de forma concluyente que el electrón tiene un momento magnético que no está relacionado con el movimiento orbital, sino que es intrínseco a la propia partícula. Igual que el momento angular orbital.

Sin embargo a pesar de justificar la existencia del espín del electrón, la imagen de un electrón esférico cargado y girando presenta algunos inconvenientes. También sucede, que al asociar el momento angular con el espín del electrón, como un objeto que tiene una rotación con una velocidad ecuatorial mucho mayor que la velocidad de la luz, aún a pesar de esta falla, la concepción del espín del electrón es válida. Por fortuna en 1929 surge el espín del electrón de manera natural en los trabajos del físico inglés **Paul Dirac** a través de su teoría cuántica relativista, en esta teoría se interpretan muchos fenómenos que no tienen explicación en la teoría de Schrödinger.

Él encontró que una partícula de masa y carga como es el electrón debe tener intrínseco un momento angular y un momento magnético tal como lo propusieron Goudsmith y Uhlenbeck.

El número cuántico s describe el momento angular intrínseco o espín del electrón \vec{s} . El único valor que s puede tomar es $s = \frac{1}{2}$. La magnitud de $|\vec{S}|$ del espín del electrón se expresa en termino del número cuántico espín s dado por

$$S = \sqrt{s(s+1)} \hbar = \frac{\sqrt{3}}{2} \hbar$$

Observe que esta es la misma expresión obtenida para la magnitud L del momento angular en términos del momento cuántico orbital l , $L = \sqrt{l(l+1)} \hbar$.

La cuantización espacial del espín del electrón es descrito por el número cuántico magnético del espín m_s , el vector del momento angular del espín puede tener $2s + 1 = 2$, orientaciones especificadas por

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ (espín arriba) y } m_s = -\frac{1}{2} \text{ (espín abajo)}$$

La componente S_z del momento angular del espín del electrón a lo largo de un campo magnético en la dirección z esta determinado por el número cuántico magnético, así que la componente z del espín es

$$S_z = m_s \hbar = \pm \frac{1}{2} \hbar$$

La introducción del espín del electrón en la teoría del átomo nos lleva a considerar que los cuatro números cuánticos son necesarios para describir cada uno de los estados posibles del electrón en un átomo, ver tabla 3

Tabla 3. Los Números cuánticos del electrón en el átomo

Nombre	Símbolo	Posible valores	Cantidad determinada
Principal	n	1, 2, 3, 4,.....	Energía del electrón
Orbital	l	0, 1, 2, 3, 4,....., $n-1$	Magnitud del momento angular orbital
Magnético	m_l	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	Dirección del momento angular orbital
Espín	m_s	$-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	Dirección del espín del electrón

Los resultados experimentales han indicado que el electrón tiene una propiedad intrínseca que distingue dos diferentes estados de energía cuando interacciona con un campo magnético externo. El espín es la primera propiedad cuántica del electrón que no tiene contraparte clásica.

Si se imaginan las funciones de onda como nubes que rodean al núcleo, puede pensarse en diminutas flechas distribuidas por la nube, apuntando todas en la misma dirección, o todas hacia $+z$ o todas hacia $-z$, sólo cuando se aplica un

campo magnético \vec{B} , claro está que esta imagen no ha de tomarse demasiado en serio; no existe esperanza de poder ver realmente una estructura atómica, pues es miles de veces más pequeña que las longitudes de onda de la luz. De cualquier manera el concepto de espín del electrón está bien establecido por diversas comprobaciones experimentales.

Resumiendo decimos que para especificar completamente el estado del electrón del átomo, se necesita ahora un cuarto número cuántico m_s que especifica la

orientación del espín del electrón, m_s puede tomar los valores de $-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$, y la

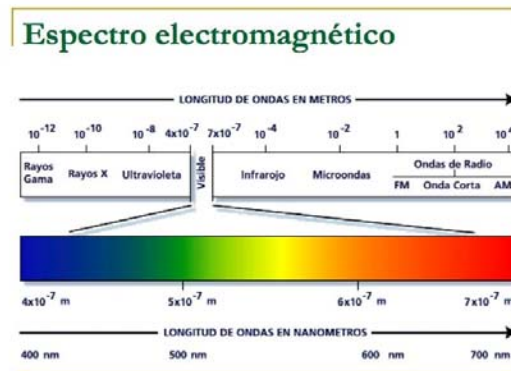
componente del momento angular de espín está dada por $S_z = \pm \frac{1}{2} \hbar$

5. Presentación en power point (ppt.) del modelo atómico de Bohr (espectroscopia)

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
Escuela Nacional Preparatoria 7
"Ezequiel A. Chávez"

Espectroscopia

1



2

La ecuación de onda

Expresión general

$$c = \lambda v \quad v = \frac{c}{\lambda}$$

donde

c: Velocidad de la onda
λ: Longitud de onda
v: Frecuencia

Para la luz la velocidad es (300 000 km/s)

3

Antecedentes históricos

- Newton utilizó un prisma para dispersar la luz solar en un espectro de colores visibles.
- En 1859, G. Robert Kirchhoff y Robert W. Bunsen fueron los primeros en darse cuenta que cada elemento emite y absorbe luz de colores característicos.

4

Tipos de espectros

- Los espectros se forman por la descomposición de la luz. Hay espectros continuos y discretos, entre los discretos están los de absorción y los de emisión.
- Se descubrió que la luz que emite una sustancia no forma un espectro continuo de colores, sino solamente aparecen algunos de estos colores, es decir se forma un espectro discreto.

5

Espectro continuo

- El llamado *espectro continuo*, es emitido por un cuerpo sólido o líquido que puede ser llevado hasta altas temperaturas. Estos espectros no presentan líneas porque contienen luz de todos los colores, que se suceden como en un arco iris.

6

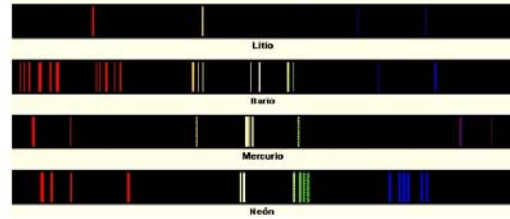
Espectros de emisión

El *espectro de emisión*, consiste en una imagen de líneas características brillantes de longitudes de onda determinadas, separadas por regiones de oscuridad total.

Los espectros de emisión han tenido un importante papel, pues son como las huellas digitales de los elementos.

7

Espectros de emisión de algunos elementos



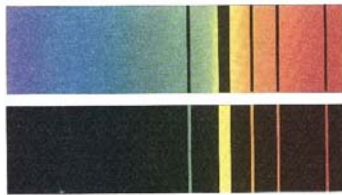
Son como las huellas digitales para cada átomo, se usan para identificar diversos elementos que existen en compuestos desconocidos.

El helio fue descubierto en el sol mediante el análisis espectral antes de que se encontrara en la tierra.

8

Espectros de emisión y absorción

- La comparación entre los espectros de absorción y de emisión de vapores de sodio pone de manifiesto que todas las líneas oscuras del espectro de absorción están presentes en la forma de líneas brillantes en el espectro de emisión



9

Espectro del átomo de hidrógeno

- El primer espectro que se describió fue el del hidrógeno.
- En 1885 el matemático suizo Johann Jacob Balmer obtuvo una expresión empírica que describe las 4 líneas espectrales con longitudes de onda (λ) de 656.3, 486.1, 434.0 y 410.2 nm en la región del visible



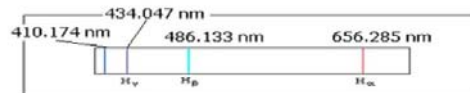
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, \dots$$

$R = 1.096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ llamada constante de Rydberg

10

Serie de Balmer

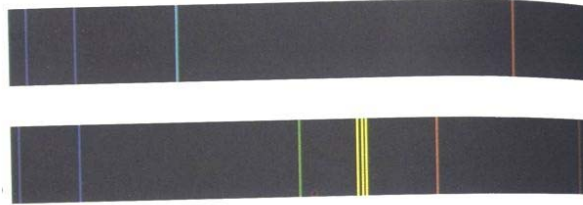
- En condiciones apropiadas de excitación, el hidrógeno atómico puede ser forzado a emitir la secuencia de líneas, ahora llamada serie de Balmer.
- La longitud de onda máxima o de frecuencia mínima, que esta en el rojo, se denomina H α , la siguiente, en el azul-verde H β , la tercera, H γ , etc.



11

¿Cuál es la explicación de las líneas espectrales?

- Se ignoraba la explicación del por qué una línea debía situarse en un sitio determinado en lugar de en otro. Así, por ejemplo, en el hidrógeno (imagen superior) destacan 4 líneas y en el mercurio destacan seis líneas (imagen inferior)



12

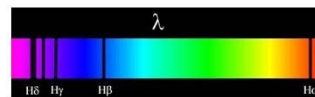
Arduo trabajo

- Todos estos registros, observaciones y análisis de los espectros indicaba que cada una de las líneas se relacionaban de manera *única y exclusiva* con cada elemento, es decir a cada elemento le correspondía un único espectro.

13

Un primer avance

Se podría sospechar lógicamente que los espectros proporcionaban información importante sobre la estructura de los átomos pero ¿Cuál era ella? El físico danés Niels Bohr dio un primer avance importante a esta interrogante, al elaborar un primer modelo para explicar el espectro del átomo de hidrogeno



14

6. Evaluación Formativa. Modelo atómico de Thomson⁷

Nombre: _____ Edad: _____ Fecha: _____
A. Paterno A. Materno Nombre

Objetivo. Este instrumento de evaluación pretende regular el proceso de enseñanza - aprendizaje para adaptar o ajustar únicamente las condiciones pedagógicas en servicio del aprendizaje de los alumnos.

Instrucciones. Contesta las siguientes preguntas de manera clara y concisa

1. A su juicio ¿Qué fue lo más importante en los experimentos de Thomson?
2. ¿Cómo interpretaría usted el hecho de que al utilizar diferentes gases en el tubo de rayos catódicos, la relación (e/m) siguiera siendo la misma?
3. A raíz de sus experimentos, Thomson propuso un modelo atómico en el que consideraba al átomo como una esfera de masa y densidad de carga uniforme, siendo los electrones como pasas en el pudín. ¿Estarías de acuerdo en que este modelo se ajusta a la información que poseía Thomson?

⁷ Revista de educación en ciencias. Journal of Science Education. Vol.1, No.2, año 2000. Modelos conceptuales de los estudiantes universitarios sobre la estructura atómica basados en los experimentos de Thomson, Rutherford y Bohr. Damaris Aguilera, Arelys Maza, Gustavo Liendo, Mansoor Niaz.

8. Evaluación Formativa. Modelo de Bohr

Nombre del alumno: _____ Grupo: _____
Apellido Paterno Materno Nombre (s)

Objetivo. Este instrumento de evaluación pretende regular el proceso de enseñanza - aprendizaje para adaptar o ajustar las condiciones pedagógicas en servicio del aprendizaje de los alumnos.

Instrucciones. Responde de manera clara y concisa a las siguientes preguntas.

1. ¿Cuáles son los aspectos teóricos y experimentales relevantes en los que el modelo de Bohr se basó?
2. El primer postulado de Bohr, se refiere a las características del núcleo y del átomo mismo, puedes profundizar al respecto
3. Explica lo que sucede cuando en un átomo el electrón se mueve de un nivel de mínima energía a uno de mayor energía y viceversa
4. ¿Es cierto que el modelo de Bohr explicó perfectamente el espectro completo del átomo de hidrógeno al igual que el de los demás átomos?
5. ¿Qué relación existe entre los niveles de energía, los electrones y las líneas espectrales?

