



Universidad de Valladolid

TRABAJO FIN DE MÁSTER

Máster en Profesor de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato, Formación Profesional y Enseñanzas de Idiomas

ANÁLISIS DE LA DOCENCIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS EN SECUNDARIA Y BACHILLERATO. PROPUESTA DE MEJORA

Autor: David Moldes Plaza

Tutor: Manuel Ángel González González

Curso 2020-2021

La explicación
es un error bien vestido.

Julio Cortázar, Rayuela

Agradecimientos

En primer lugar, quiero agradecer a mi familia, en especial a mis padres y mi hermana, por “aguantarme” este año, que ha sido extenuante para mí. Al final, pese a todo, he conseguido hacer lo que me había propuesto. Gracias también a Jesús Sesé Sánchez, porque es una de las personas más inteligentes que conozco y sus aportaciones y comentarios sobre algunos aspectos de este trabajo han sido tremendamente valiosos.

Por supuesto, agradecer a Manuel Ángel González, mi tutor del TFM, por dejarme elegir con total libertad el tema de este trabajo. Además de un excelente profesor, es una gran persona, siendo sus correcciones a mi trabajo siempre pertinentes, y nuestras conversaciones muy enriquecedoras.

Un agradecimiento muy especial va dirigido a los cuatro profesores que, sin lugar a dudas, más me han marcado y gracias a los cuales estoy aquí. En orden cronológico, Emilio, mi maestro de 5^o y 6^o de primaria. Uno de los mejores docentes que he tenido, y del que aprendí la curiosidad por saber y de preguntarme por todo lo que pasaba a mi alrededor. En la etapa de Secundaria y Bachillerato, las profesoras que más han influido en mí son Seni del Valle, Elena Sáiz, y Maria Jesús Rodríguez. A Seni le debo haber escogido el bachillerato científico, de no ser por su entusiasmo y pasión por la Biología y Geología en 4^o ESO, hoy estaría en un campo muy alejado de la ciencia, gracias. Por su parte, Elena (profesora de Lengua y Literatura) me inculcó un gusto especial por eso de *la palabra*, pero sobre todo me enseñó cómo una asignatura en apariencia “aburrida” y “poco útil”, puede ser una de las más entretenidas y valiosas que puede haber en la etapa de Secundaria. Por último, no me olvido de Maria Jesús, profesora de Física y Química, responsable de encender mi chispa de pasión y motivación por la asignatura de Física y Química, que hasta ese momento era para mí una de las materias menos atractivas (por utilizar un eufemismo). Gracias a ella empecé a entender cómo funcionaba la naturaleza, y como consecuencia estudié Química. Siempre me ha gustado la docencia, pero querría ser, al menos, la mitad de buen profesor que los aquí mencionados, así que, gracias.

Por finalizar, no quiero dejar de mencionar a mis amigos: los de la carrera, los del erasmus, los del instituto, los de piano... gracias a todos por hacerme la vida más llevadera y darme ánimos en los momentos más duros.

Resumen

El tema de los modelos atómicos es común en casi todas las asignaturas de Física y Química de ESO y Bachillerato. No por darse en múltiples ocasiones es un tema sencillo para el alumnado, todo lo contrario: contiene conceptos abstractos, su enseñanza es muy difícil contextualizar, y es complicado de trasladar a un laboratorio, requiriendo conocimientos matemáticos y físicos avanzados. Sin embargo, enfocado de una manera correcta, puede servir a los docentes como pilar para sentar las bases de cómo funciona la ciencia y el método científico, y dar una perspectiva histórica a las controversias que tuvieron los investigadores, mostrando por qué el desarrollo de los modelos atómicos fue el desencadenante de una de las teorías más famosas y precisas de la Física: la Mecánica Cuántica.

En este trabajo investigaremos cómo se están enseñando los modelos atómicos, cómo se refleja eso en el currículo y, en última instancia, cómo se presentan en los libros de texto a través de una profunda revisión bibliográfica. Para determinar experimentalmente cómo de eficaz es el aprendizaje de esta materia en la actualidad, se ha realizado un análisis estadístico para detectar si el nivel académico influye significativamente en los conocimientos de la materia. Por último, recogiendo la evidencia de los capítulos anteriores, se ha diseñado una distribución original de los contenidos por nivel académico (de acuerdo a la legislación vigente), junto con diversas propuestas que buscan hacer más atractivo el tema, proveyendo de herramientas y recursos útiles para la preparación de unidades didácticas, ya que en la mayoría de ocasiones se enseña de una manera demasiado árida y memorística.

Abstract

The topic of atomic models is shared for almost every Physics and Chemistry course in high school. Not because it is taught multiple times is an easy subject for the alumni, it is the opposite: it deals with abstract concepts, its teaching is difficult to contextualize, and it is complicated to transfer to a laboratory, requiring advanced mathematical and physical knowledge. However, despite its difficulty, when approached correctly, it can serve as a pillar for teachers to lay the foundations of how science and the scientific method work, give a historical perspective to the controversies researchers dealt with, and understand why the development of the atomic models was the trigger for one of the most famous and accurate theories in Modern Physics: Quantum Mechanics.

In this work, we will investigate how atomic models are being taught, how that is reflected in the curriculum and, ultimately, how these contents are shown in textbooks through an in-depth literature review. To experimentally determine how effective is the learning of this subject at present, a statistical analysis has been performed to detect if the academic level significantly influences the knowledge of the issue. Finally, collecting the evidence from the previous chapters, an original content distribution by academic rank will be presented (in agreement with current legislation), along with multiple activity proposals that seek to make the topic more attractive, providing valuable tools and resources for the preparation of didactic units, since in most cases it is taught in a rote manner.

Índice general

1. Introducción y justificación	1
1.1. ¿Qué son los modelos en ciencia?	1
1.2. Contexto educativo	3
1.3. Tendencias en didáctica de las ciencias	4
1.4. Finalidad y relevancia de este TFM	5
2. Objetivos y plan de trabajo	6
3. Revisión bibliográfica y contenidos curriculares	7
3.1. Estado del arte y problemática	7
3.2. Revisión bibliográfica	9
3.2.1. El papel de los docentes	11
3.2.2. Dificultades de los alumnos	12
3.3. Contenidos, criterios y estándares de aprendizaje	14
3.3.1. Análisis crítico de los contenidos del currículo	18
3.4. Tratamiento en los libros de texto	19
3.4.1. Modelos atómicos que se enseñan. Características	19
3.4.2. Análisis de los modelos atómicos en los libros de textos	25

3.4.3.	Conclusiones del tratamiento de los libros de texto	28
3.4.4.	Reflexión personal sobre los libros de texto	29
4.	Análisis de los conocimientos del alumnado	30
4.1.	Justificación de la metodología estadística elegida	35
4.2.	Análisis de los resultados	38
4.2.1.	Detalle de los resultados por pregunta	42
5.	Propuesta de enseñanza	47
5.1.	Distribución de contenidos según nivel académico	47
5.1.1.	Segundo y Tercero de la ESO	47
5.1.2.	Cuarto de la ESO	49
5.1.3.	Primero de Bachillerato	49
5.1.4.	Segundo de Bachillerato	49
5.2.	Actividades y enfoques innovadores	49
5.2.1.	Segundo y Tercero de la ESO	50
5.2.2.	Cuarto de la ESO	51
5.2.3.	Segundo de Bachillerato	55
5.3.	Reflexión de la organización y de las actividades propuestas	59
6.	Conclusiones finales	60
A.	Apéndices	62
A.1.	Información estadística extra	62
A.1.1.	Combinatoria	62

A.1.2. ANOVA y LSD	62
A.2. Preguntas cuestionario	65
A.3. Resultados encuesta	75
A.4. Ampliación justificación pregunta 17	82
A.5. Enlaces URL de los hipervínculos del texto	85
Bibliografía	93

1 | Introducción y justificación

1.1. ¿Qué son los modelos en ciencia?

La ciencia en general, y la Física y Química en particular, tienen como objetivo principal comprender el mundo que nos rodea. Cada disciplina científica lo hace desde un prisma diferente, o valiéndose de herramientas específicas, pero todas tienen algo en común: el desarrollo de teorías y, consecuentemente de modelos. Ésto no sólo conduce a un mayor saber epistemológico de los fenómenos teniendo una explicación más acertada, sino que permite predecir fenómenos.

La diferencia entre un modelo y una teoría, es que el primero no pretende responder a la pregunta de *por qué* ocurre algo, mientras que la teoría sí (aunque aquí hay todavía controversia en el campo de la Filosofía de la ciencia). Un modelo es únicamente una conceptualización humana y, como tal, no es la realidad: es una visión incompleta e inexacta de la misma [1].

La modelización no es más que una relación entre las teorías y los fenómenos u objetos que se estén estudiando. Un modelo, por tanto, es una construcción inventada de un fenómeno/objeto que reemplaza un aspecto de la realidad para realizar un estudio teórico a través de teorías y leyes. Los sistemas reales son por lo general demasiado complejos, y un estudio riguroso sobre los mismos se torna muy complicado (incluso en algunos casos, imposible matemáticamente). Así, el sistema real es reemplazado por un modelo más sencillo de manejar. Eso sí, aunque los resultados que se obtengan serán aproximados, las diferencias con la realidad deben ser pequeñas si el modelo está bien fundamentado [2].

Gracias a modelos (y a pesar de que son una mera aproximación) el hombre ha pisado la Luna, hemos mandado robots a millones de kilómetros de distancia, se han descubierto fármacos y vacunas que salvan millones de vidas, y un largo etcétera. Por tanto, se puede concluir que en la mayoría de los casos las aproximaciones son suficientemente buenas. Por ejemplo, en Cinemática es conveniente *modelar* que los cuerpos son masas puntuales, o la Tierra una esfera, pues es mucho más sencillo operar matemáticamente y obtener resultados. Eso sí, nunca debemos olvidar que en el fondo los modelos no son más que

invenciones arbitrarias, en palabras de Miller, “*debe verse siempre un modelo críticamente y recordar que una analogía significa no más que: bajo ciertas condiciones especiales, el sistema físico estudiado se comporta como si*” [3].

Donde de verdad reside la importancia y el valor de la ciencia es en su capacidad predictiva. Gracias a los modelos que se construyen, podemos predecir cuánto combustible, con qué fuerza, ángulo, o masa debemos de mandar un cohete para que llegue a un punto determinado. O qué reactivos necesitamos para que se produzca una reacción química que provea de un compuesto antitumoral. Además, en la propia esencia de la ciencia se encuentra que está constantemente puesta en entredicho, sus teorías no son inmutables y, si experimentalmente se demuestra que una teoría (o un modelo) no describen correctamente la realidad y fallan, se deben desechar, o al menos trabajar con ellos sabiendo sus limitaciones [4].

En términos generales, todo modelo debe ser visualizable y comprensible conceptualmente, así como permitir un tratamiento matemático riguroso. Como es evidente, sólo algunas particularidades del sistema de estudio estarán presentes en el modelo, y no es raro encontrar varios aplicados a un mismo fenómeno, pues describen diferentes propiedades del sistema. El ejemplo por antonomasia es la luz, que hace 100 años para ciertos experimentos se modelizaba como onda (teoría electromagnética), y en otros como partícula (fotones), aunque hoy en día sabemos que no es ni una cosa ni otra, sino que tiene una naturaleza abstracta para el que no tenemos un modelo clásico [2].

En la educación Secundaria y Bachillerato, no se suele hacer la sutil diferencia entre teoría y modelo, explicándose en la mayoría de los casos de forma indisoluble. Asimismo, el estudio de ambos conlleva una ardua tarea memorística, reduciendo la intrahistoria y el por qué de ese modelo a una serie de “ítems” que aprenderse. No se provee de una correcta visión de la ciencia como esa parte del conocimiento que modeliza la realidad para predecir los fenómenos que en ella tienen lugar, y esto debe cambiar radicalmente.

Este TFM estudiará el que quizás sea el mejor ejemplo de cómo funciona la ciencia, atendiendo a los diferentes modelos atómicos que se han ido sucediendo a lo largo de la historia, y particularmente los últimos 100 años. Modelizar qué es un átomo, como veremos, no es nada fácil, e hizo falta que grandes mentes se pusieran a diseñar teorías, modelizar la realidad y, en última instancia, reportar sus hallazgos a la comunidad internacional. Sólo así se explica lo que se ha avanzado en esta materia y el por qué de su éxito. Además, esta modelización ha traído unas consecuencias tecnológicas impensables sin las cuales no gozaríamos de la calidad de vida actual, como por ejemplo son las técnicas espectrofotométricas, de rayos X, resonancia magnética nuclear, nuevas rutas de síntesis de fármacos, aplicaciones en el mundo de las telecomunicaciones... Eso sin contar con que, gracias a la creación de teorías que permitieran explicar adecuadamente los extraños fenómenos que ocurrían a nivel atómico, surgió la Mecánica Cuántica, una rama de la Física relativamente “joven” con infinitas aplicaciones, y hasta ahora, una de las más robustas, sin la que hoy otros campos de la Física quedarían huérfanos (Física de la materia condensada, Óptica, Termodinámica Estadística, etc).

1.2. Contexto educativo

El contexto educativo actual español es complejo, y su abordaje es difícil porque hay diferencias muy grandes incluso entre centros de la misma zona geográfica. Como docentes, debemos estar atentos a los factores socio-económicos de nuestros estudiantes, dado que sabemos que éstos juegan un papel clave en su rendimiento académico: son responsables de hasta un 70 % de la nota [5, 6]. Ahora bien, siendo conscientes de esos factores principales, también se deben tener otros aspectos en cuenta.

Por ejemplo, varios estudios demuestran que el desempeño académico de los estudiantes está relacionado con la concepción que ellos tengan del aprendizaje. Es decir, si es una obligación que tienen o si, por el contrario, creen que aprender les será de ayuda para tener mejores oportunidades en un futuro [7]. Esta problemática no es responsabilidad exclusiva de los alumnos, pues se ha visto que a medida que pasan los cursos, el alumnado pierde motivación de ir a la escuela a aprender por aprender [8, 9].

Lo que sí dejan claro algunos autores es que, aunque se haya demostrado esa relación, cómo lidiar y cambiar esas concepciones adversas al aprendizaje de la ciencia para que los alumnos desarrollen habilidades superiores de pensamiento, es una cuestión todavía por resolver [7].

Desde la década de los 80, las ciencias de la educación empezaron a estudiar el mecanismo de razonamiento que usaban los estudiantes para enfrentarse a las materias científicas, y ya desde entonces se detectaba que faltaba una comprensión en mayúsculas, tanto en alumnos de instituto como en los de universidad [10]. Aquí empieza a ganar notoriedad la teoría del aprendizaje significativo de Ausubel [11, 12, 13], y se comienza a procurar que haya una organización estructurada que relacione conceptos entre sí, para proveer de un aprendizaje más duradero y efectivo.

Como consecuencia de este contexto, la labor docente debe enfocarse en motivar al alumnado para que adquiera de una forma más eficiente los conocimientos, sea capaz de relacionarlos entre sí, y vea aplicaciones en su día a día [14]. Por ejemplo, el tema de los modelos atómicos suele ser uno de los más abstractos, pues se trabajan con conceptos que no tienen un análogo clásico sencillo, alejándose mucho de la experiencia cotidiana del alumno.

A este respecto, debemos tener a nuestra disposición una serie de herramientas que nos permitan abordar este tema de la mejor forma posible, atrayendo la atención de los alumnos, y alentando su curiosidad para que, en última instancia, se produzca un aprendizaje significativo. En nuestro caso, las dificultades más habituales en lo que respecta al tema de la estructura atómica se recogerán en el Capítulo 3 y 4, mientras que las estrategias que se plantean para tratar de solucionarlos se tratarán en el Capítulo 5.

1.3. Tendencias en didáctica de las ciencias

Cuando se analizan los resultados de las pruebas PISA, se comprueba que los países con peores resultados son aquellos cuyo currículo de educación científica tiene una visión excesivamente enciclopédica, que hace que los alumnos aprendan de memoria muchos datos y leyes, pero que no son capaces de unir y relacionar entre sí. De hecho, de aquí surge el enfoque por competencias, que viene reflejado en la legislación española y europea desde hace unas décadas [15].

Además, uno de los graves problemas que tiene nuestro sistema educativo es que los alumnos pierden interés y generan actitudes negativas a la ciencia cuando pasan de Primaria a Secundaria [16, 17]. Sólo al final de esta etapa (y dependiendo del tema) los estudiantes tienen reacciones positivas sobre la ciencia y sus contenidos [18]. Una de las causas que puede provocar estas reacciones negativas se asocia con la dificultad, uso excesivo de conceptos teóricos, y con la poca aplicabilidad con la que se les muestran [19].

Hoy en día, la investigación educativa propone que una solución a este problema pasa por centrar la atención en la naturaleza de la ciencia (Nature of Science, NOS), el proceso de la ciencia, y en el pensamiento científico. Además, varios autores apuntan a no sólo enseñar las ciencias desde el punto de vista pragmático, sino que creen importante inculcar que el conocimiento científico es valioso *per sé* [20].

Asimismo, múltiples autores han detectado que enseñar la historia de la ciencia juega un papel muy importante en la consecución de dichos objetivos, y permite tener un mejor conocimiento y comprensión de la naturaleza de la ciencia [21, 22]. En concreto, son las controversias que produjeron avance científico lo que proporciona conocimientos a los estudiantes, indispensables para su correcto entendimiento [23]. Precisamente, los libros de texto han carecido de este enfoque, y la gran mayoría no hace referencia a cómo funciona la ciencia a través de los debates que ha habido. Hoy en día tenemos cierta seguridad de que cambiando este enfoque mencionado en los párrafos anteriores, se puede lograr una mayor motivación e interés por parte de los alumnos, y en particular referido al tema de los modelos atómicos [24].

Teniendo esta evidencia, no se entiende por qué la mayoría de libros de textos no muestran estos debates científicos históricos. De hecho, en un análisis comparado entre libros de texto de diferentes países, no se observaron diferencias significativas en el tratamiento (ambos ignorando la perspectiva NOS e histórica) [25]. A este respecto, Kwon et al. [26] analizan minuciosamente ejemplos concretos de cómo hacer las clases expositivas más ricas usando las controversias destacadas en el tema de la estructura atómica.

Cabe resaltar que Marchán et al. [27] observaron que los nuevos profesores tienden a ejercer su profesión según lo que aprendieron de sus profesores, y no tanto por su formación pedagógica. Este hecho debe poner en alerta al cuerpo de profesores de cien-

cias, porque debido a los prejuicios y la tradición, es posible que se esté descuidando los aspectos básicos anteriormente descritos. Al fin y al cabo, el libro de texto ayuda a perpetuar ese inmovilismo y la forma de explicar las unidades didácticas, pues es una herramienta que lleva presente desde tiempos inmemoriales.

Por último, varias investigaciones apuntan a que la enseñanza de las ciencias debe ser emocional, entendida como un motor que “alimenta” a los alumnos. En vez de mostrar que es una disciplina con verdades inmutables, debe aparecer como algo dinámico, abierto y en continuo cambio [19].

1.4. Finalidad y relevancia de este TFM

En virtud de lo expuesto en los apartados anteriores, este TFM tiene el cometido de profundizar específicamente en cómo ha sido (y es) la enseñanza de los modelos atómicos a nivel de Secundaria y Bachillerato, basándose sobre todo en la bibliografía existente y de los libros de texto más utilizados. Veremos si las recomendaciones actuales en didáctica de las ciencias, como el enfoque NOS se están aplicando, o se deben formular nuevas metodologías que lo incluyan.

Creemos que dada la dificultad cognitiva de este tema, el número de publicaciones al respecto no es muy numerosa, y más que eso, parece que no es un problema porque los libros de texto mantienen su forma de explicar esta temática. Además, no sólo nos limitaremos a llevar a cabo un análisis exhaustivo de la problemática señalada a nivel académico, también se ha diseñado un experimento para recoger el conocimiento actual de los modelos atómicos de la población general, para así comprobar cómo de significativo es el aprendizaje, y detectar problemas de comprensión o errores típicos que nos ayuden a plantear una nueva propuesta.

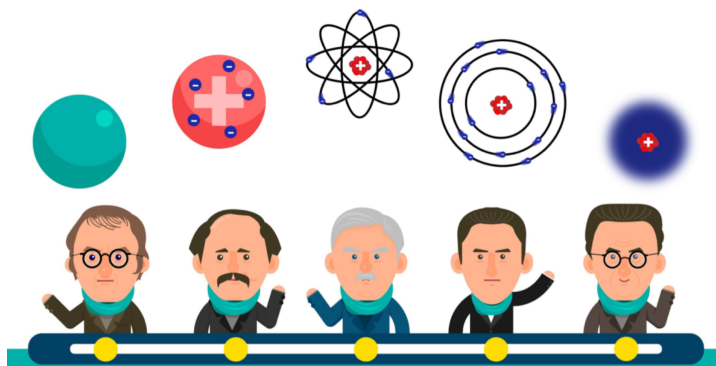


Figura 1.1: Modelos principales y los científicos que los propusieron ([A Timeline Of Atomic Models](#)). Todos los textos en morado indican que es un enlace a una página URL, para versiones en papel se encuentra el enlace completo en el Apéndice A.5.

2 | Objetivos y plan de trabajo

Habiendo introducido la temática de este TFM y planteados los conceptos básicos, se presentan los objetivos que se pretende conseguir con este trabajo:

- I. Realización de un análisis de cómo se está enseñando los contenidos de los modelos atómicos (a nivel internacional y nacional).
- II. Con ese conocimiento, pasaremos a ver cómo están reflejados los contenidos de la estructura atómica en la legislación, particularmente en el BOE y en el BOCYL.
- III. Este TFM no es una propuesta didáctica llevada al aula, ni es un diseño de la misma para una futura implementación. No obstante, debido a las experiencias del Prácticum, durante el que pude ver cómo se daba este tema en tercero de la ESO, con el fin de llevar a cabo una investigación cuantitativa se ha diseñado un test para evaluar los conocimientos de esta materia en personas de más de 12 años. Así, se podrá dilucidar si el enfoque actual es eficiente y los estudiantes retienen la información más importante de la materia, si hay diferencias entre grupos, o lo más probable, si entre varios grupos de población las diferencias en conocimientos no son reseñables.
- IV. Posteriormente, pasaremos a discutir los resultados extraídos del cuestionario, relacionándolos con la revisión sistemática realizada en los apartados anteriores.
- V. De manera somera, se propondrá una serie de consejos originales de cómo habría que abordar estos contenidos en los diferentes cursos escolares, en base a la revisión bibliográfica y los resultados obtenidos tras el análisis estadístico, aportando una serie de recursos interesantes para usar en el aula.
- VI. Por último, se acabará con un capítulo de conclusiones, donde se recogerán las enseñanzas más relevantes de este trabajo fin de máster.

3 | Revisión bibliográfica y contenidos curriculares

3.1. Estado del arte y problemática

Los átomos son objetos físicos ajenos a la experiencia cotidiana. Es por ello que desde edad temprana se nos introducen multitud de modelos para así tener una conceptualización con la que poder trabajar de forma operativa. Que haya muchos modelos no es un problema, porque para explicar otros fenómenos en ciencia se requieren también varios; cada uno de ellos describe convenientemente, al menos, una parte del fenómeno real (pasa con la electricidad, con la tectónica de placas, y también con los átomos). Eso sí, desde un punto de vista epistemológico, ningún modelo por sí mismo describe un objeto o proceso real, de hacerlo sería un ejemplo y no un modelo [28].

A pesar de que estudiamos entre cuatro y cinco modelos diferentes en las etapas de Secundaria, Bachillerato y universitaria, si a una persona al azar le preguntasen por cómo es un átomo, lo más probable es que de forma automática se lo imagine como una bola. Esta modelización tan básica y simple, es en muchas ocasiones muy útil; por ejemplo, en Química Inorgánica, Orgánica o Bioquímica permite visualizar moléculas y mecanismos de reacción de una manera fácil e intuitiva (Figura 3.1).

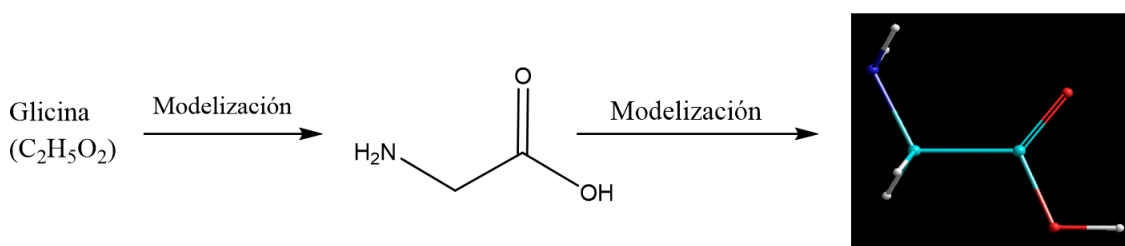


Figura 3.1: Diferentes grados de modelización de una molécula.

Este ejemplo pone de manifiesto la importancia que ya destacamos en el Apartado 1.1 que tienen los modelos en ciencia, ya que con esta aproximación tan sencilla (átomos

como bolas esféricas de diferente tamaño y enlaces como palos) se pueden construir varias ramas de conocimiento, aunque una molécula (o un átomo) no se parezcan a esos modelos en la realidad. Sin embargo, guardan similitudes, y para trabajar con ellos se simplifican mucho las cosas, pudiendo ser dibujadas en un papel o permitiéndonos predecir reacciones con ellos, por lo que son muy valiosos.

Ésto nos lleva a una pregunta recurrente en el ámbito de la filosofía de la ciencia: ¿es conveniente enseñar teorías “falsas”? Para intentar aportar algo de luz a esta cuestión, Bhakthavatsalam [29] disemina en un artículo reciente qué ventajas tiene usar una metodología que contemple estas teorías falsas, así como en qué contextos cree adecuado su aplicación. El autor plantea que hoy en día se enseñan muchas teorías “falsas”, como la mecánica newtoniana, el Lamarckismo, o algunos modelos atómicos, pero que no hay nada de malo en enseñarlas por varias razones, que se pueden resumir en dos:

- a) Proveen de un mejor entendimiento del mundo y aprovechar para inculcar la naturaleza de las ciencias (NOS).
- b) Transmiten que la ciencia trabaja siempre con modelos que pueden ser falsables, y ser conscientes de cómo funciona la ciencia para que estén alerta en su día a día, siendo críticos con la información que reciben.

Bhakthavatsalam remarca que no siempre es útil basar la metodología en una teoría falsa, dependerá del objetivo docente que se quiera alcanzar. No obstante, aplicadas a, por ejemplo, el tema de la estructura atómica, puede ayudar a que el aprendizaje sea más significativo, porque de esta forma se contextualiza la ciencia y se conecta su pensamiento individual con el desarrollo histórico que condujo a esas ideas. Un ejemplo que desarrolla es la utilidad del modelo de Rutherford, teórica y empíricamente incorrecto, pero precisamente debido a esa incorrección se puede extraer la idea de un imposible físico: el electrón no puede dar vueltas alrededor del núcleo porque de ser así, la materia no existiría. De esta forma, se gana un aprendizaje más robusto.

Además, no sólo tiene esos beneficios, sino que aunque sea una teoría “falsa”, el modelo de Rutherford es más acertado que el modelo anterior de Thomson (existencia de cargas positivas concentradas en el núcleo y rodeadas de electrones), y sirve como base para el modelo posterior (el de Bohr). Ésto deja claro y patente la importancia que debe tener en el proceso de enseñanza-aprendizaje el entendimiento gradual, y lo relevante que es ir enseñando poco a poco las diversas teorías, por incorrectas o imprecisas que éstas sean (en esto nos basaremos para la realización del Capítulo 5).

También se debe destacar que el cometido de la educación científica no debe ser en exclusiva que el alumnado *aprenda*, también tienen que *interiorizar* qué es ciencia y qué no lo es [30]. Enseñar la ciencia a través de la historia (Apartado 1.3) favorece precisamente el entendimiento de cómo la ciencia se ha hecho y se hace.

Así pues, a lo largo de este capítulo se analizará cómo se han estado enseñando tradicionalmente los modelos atómicos, problemas detectados por varios autores sobre su docencia, así como el estado del arte y propuestas actuales en el contexto de Secundaria/Bachillerato. Para ampliar la mira, se han recopilado tanto estudios españoles como internacionales, dado que en el fondo no hay muchas diferencias metodológicas significativas [31].

Cabe destacar que el conocimiento de la teoría atómica es relativamente novedoso (80-90 años), nada comparado, por ejemplo, con otras ramas como la Termodinámica, la Cinemática, la Dinámica o las leyes ponderales de la Química, que tienen más de 200 años de antigüedad. Además, esas disciplinas nunca fueron tan cuestionadas ni hubo tanto debate científico como lo ha estado (y está) la teoría atómica, que se deduce de la Mecánica Cuántica y la Relatividad Especial, teorías que tambalearon los cimientos de la Física Clásica y supusieron un revulsivo en el mundo científico de principios del s. XX.

Es por ello que la docencia de esta parte del temario siempre ha sido controvertida, y hacerlo de una manera correcta en etapas de educación básica es complicado debido a la complejidad de los conceptos y conocimientos previos que se requieren.

3.2. Revisión bibliográfica

Tradicionalmente, los modelos que se estudian en el instituto van desde el que propuso Dalton, pasando por el de Rutherford, y culminando en el modelo cuántico. Ahora bien, no parece una tarea sencilla transmitir conocimientos que costó mucha experimentación poder demostrar, y que ponía a prueba incluso a los propios científicos que lo estudiaban. Una cita célebre del físico Richard Feynmann que ha pasado a los anales de la historia sobre la comprensión de la teoría cuántica ejemplifica esto [32]:

“I can safely say that nobody understands quantum mechanics”.

Por tanto, aunque los modelos más sencillos (y más antiguos) como el de Dalton o el de Thomson pueden ser fáciles de entender y se pueden emplear analogías muy visuales para su enseñanza, a partir del modelo de Rutherford y sobre todo con el de Bohr y el cuántico, enseñar ciertos conceptos de forma inteligible se convierte en una tarea complicada [33].

No obstante, en el tema de la estructura de la materia, no sólo se trabajan los modelos atómicos, sino que también se introducen los conceptos de partículas subatómicas, el número másico (A) y atómico (Z), los cálculos de configuraciones electrónicas y su relación con la tabla periódica de los elementos (a rasgos generales, en cada curso debería profundizarse de manera diferente, aunque como veremos, no siempre es así) [34].

Antes de comenzar con una revisión sistemática de cada uno de los actores que juegan un papel clave en la enseñanza de las ciencias, a saber: los docentes, los alumnos, y el currículo en que se enmarcan los contenidos teóricos; es perentorio plantearse cuándo debería ser introducida la teoría atómica, según la literatura científica.

Wiser y Smith [35] se hacen esta misma pregunta, y contestan aludiendo a que el problema no es tanto si estos contenidos aparecen más pronto o más tarde en el currículo, sino qué cambios conceptuales se deben trabajar en el aula para que los estudiantes no tengan las dificultades que, a día de hoy, presentan al estudiar este tema (Apartado 3.2.2).

De hecho, ellos mismos argumentan que es importante que los alumnos tengan unas ciertas nociones básicas de la teoría atómica porque ayuda a entender fenómenos de la materia a nivel macroscópico (por ejemplo, el modelo de Dalton o Thomson en 2º ESO es útil para cuando después se estudie la teoría cinético-molecular). Lo que hay que determinar es cuándo los conceptos sobre los átomos ayudan a comprender otros fenómenos, y cuándo por su dificultad y el escaso desarrollo cognitivo de los alumnos, pueden actuar como un impedimento reseñable. De esta forma, Wiser y Smith no proponen relegar los modelos atómicos a niveles académicos altos, sino empezar con un modelo atómico para explicar la materia en los cursos inferiores, e ir refinándolo y añadiendo modelos nuevos más complejos -que describan mejor la realidad- a medida que se avanza de nivel. Una propuesta parecida se hará en este TFM más adelante, en el Capítulo 5, concretamente en el Apartado 5.1.

Este enfoque es lo que se denomina en Didáctica “espiral de enseñanza-aprendizaje”. Las espirales de enseñanza-aprendizaje no son más que una manera comprensiva y progresiva de representar la educación (en nuestro caso, científica). En el fondo, es una estrategia didáctica que tiene como fin facilitar el proceso de enseñanza-aprendizaje, haciendo que se produzca un verdadero aprendizaje significativo. Esta teoría se basa en tres pilares teóricos: el pluralismo epistemológico, la educación sociocultural y el diálogo intercultural crítico. Poniéndola en práctica, cada contexto tendrá una serie de condiciones iniciales, lo que dará lugar a un proceso educativo diferente en cada caso, aunque eso no impide que se puedan extraer ciertas generalidades comunes. [15].

Es una vía que no depende de una retahíla de conocimientos memorizados sin más, sino que promueve un escenario donde los diversos contenidos se puedan interrelacionar, y que poco a poco se vaya construyendo conocimiento, desde lo más sencillo hasta lo más complejo, habiendo una clara progresión que tenga que reflejarse en el currículo y en los libros de texto.

Esta aproximación es actualmente la predilecta en didáctica de las ciencias, pues no hace un uso desmedido de la memoria y busca conectar y relacionar conocimientos entre sí, que es lo que ha demostrado ser eficaz para lograr un aprendizaje significativo [36].

3.2.1. El papel de los docentes

Ahora que sabemos que es conveniente introducir en niveles inferiores modelos más sencillos viene otra complicación ¿cómo se logra un aprendizaje significativo?

Marchán-Carvajal y Sanmartí [27] proponen un enfoque centrado en la contextualización de la ciencia. Uno de los actores que más influencia tiene en este proceso son, sin duda, los docentes.

Está fuera de toda duda que los docentes son una parte necesaria (pero no suficiente) para que se produzca un aprendizaje, pero es paradójico que no haya muchos estudios sobre las concepciones de los profesores en ciertos aspectos controvertidos del currículo, como lo es el de los modelos atómicos [37]. De hecho, los profesores se encuentran con problemas cuando dan este tema, incluso perpetuando concepciones erróneas. Dos estudios recientes muestran que los docentes longevos no son conscientes de la mayoría de dificultades que tienen sus alumnos, y no se preocupan porque su forma de representar los modelos perjudique en los alumnos [38, 39].

Basándose en los estudios anteriores, Wiener [37] diseñó un análisis más ambicioso, con una muestra mayor y a nivel internacional. Aquí se confirma que la mayoría de profesores opta por dibujar el modelo de Rutherford o el de Bohr con más frecuencia para representar un átomo, y sólo después de que se les preguntase en una entrevista explícitamente qué modelo es el que tienen en la cabeza, la mayoría dijo los modelos cuánticos (en su forma de orbital o de probabilidad, que en el estudio los diferencia pero en el fondo son análogos). En un estudio posterior, se preguntó a una nueva muestra de profesores qué modelo tenían ellos para un átomo, y menos de un 40 % escogió el modelo orbital/probabilístico, y aproximadamente un 80 % reconoció que su modelo favorito para enseñar a los alumnos sobre los átomos era el de Rutherford o el de Bohr. Ésto permite intuir que, debido a las concepciones propias y de los alumnos que tienen los profesores, la docencia la enfocarán principalmente en esos dos modelos atómicos, a pesar de que no en todos los niveles académicos deben tener la misma importancia.

Por lo general, la docencia de esta parte del temario ha dependido enormemente de lo que aparecía en el libro de texto, y pocos son los profesores que enfocan esta materia de una forma alternativa a cómo suele mostrarse en las editoriales convencionales. Los libros de texto han contribuido a perpetuar una idea de lo que es la ciencia errónea, presentando un conocimiento acabado, elaborado exclusivamente de forma empírico-inductiva y sin errores, omitiendo la vital función de la comunidad científica, trufando esas explicaciones deficientes con una retahíla de ejercicios y problemas meramente de cálculo, sin buscar una comprensión o conflicto cognitivo [40, 41].

Además, la información que se encuentra en los libros de texto no está elaborada para que su comprensión sea fácil, y los alumnos tienen dificultades para adentrarse en los párrafos y extraer la información relevante [42].

Respecto a la docencia tradicional en el ámbito de las ciencias, Hodson [43] ya señaló hace más de 20 años que ésta se había centrado excesivamente en la adquisición de contenidos, sin pedir que hubiera un entendimiento de la naturaleza de las ciencias o un desarrollo y conciencia de las actitudes científicas. Esta aproximación tan ineficiente, ligado a la dificultad intrínseca de la estructura atómica, ha hecho que sea uno de los temas más complicados de abordar y de entender por el alumno. Los profesores deben ser quienes cambien en primer lugar su modo de proceder, reconociendo la importancia de la práctica y contextualización del saber científico [27, 32].

Así, Marchán et al. [27] proponen presentar a los alumnos situaciones de la vida cotidiana con las que estén familiarizados, y aprender ideas y conceptos científicos a raíz del análisis de dichas situaciones contextualizadas. Una vez que el alumnado haya *contextualizado*, se debe focalizar en algunos aspectos de ese contexto que pueda aplicar a otros fenómenos (si puede ser, también cotidianos), lo que se denomina en didáctica *descontextualizar*. Por último estaría la etapa de *recontextualización*, que consistiría en abstraer las ideas claves extraídas de los contextos anteriores y hacer uso de modelos para entender nuevos contextos o fenómenos. Todo este proceso, aunque depende del alumno, necesita de un buen docente que le guíe y le oriente, para que no se sienta abrumado o perdido en ninguno de los pasos.

3.2.2. Dificultades de los alumnos

Es imposible dar cuenta de todas y cada una de los problemas y obstáculos que tienen los alumnos cuando se enfrentan a estos contenidos. No obstante, a continuación se recogen algunas causas del por qué de su dificultad, junto con el análisis de varios autores que han estudiado el tema.

En términos generales, la literatura coincide en que el alumnado joven no suele estar atraído por la ciencia en la escuela [44, 45]. Principalmente se debe a la dificultad de los modelos mentales, el aparato matemático, y el lenguaje específico que la ciencia requiere. Además, tradicionalmente se ha venido dando una importancia desmedida a las clases magistrales, dejando de lado otras metodologías como los proyectos, laboratorios, o tutoriales, que podrían ser más interesantes desde un punto de vista didáctico para atraer su atención y motivarles [46].

Centrándonos en los problemas particulares de los contenidos, debido a la extraña y abstracta naturaleza del mundo microscópico, el tema de la estructura atómica conlleva varias dificultades y errores conceptuales en los estudiantes. El problema es más acuciante en los estudiantes jóvenes, ya que tienen un peor razonamiento abstracto [47]. Tras un análisis descriptivo y entrevistas con alumnos, los autores de este estudio aconsejan que el profesor dedique el tiempo necesario para que los estudiantes con más dificultades desarrollen las habilidades que permitan entender esos modelos, pues son transversales y no sólo les serán útiles para afrontar también retos de otras materias.

Park et al. [48] señalan que los estudiantes desarrollan conceptos erróneos entorno a la estructura atómica debido a que tienen en su cabeza un modelo muy simplificado, en vez de las versiones más modernas, a pesar de que éstas están presentes en los libros de texto desde el primer contacto que tienen con la materia. Es más, preguntados por cómo dibujarían el aspecto que tendría un átomo si pudiésemos verlo, el 60 % dibujó el modelo de Rutherford y un 20 % ni contestó [49], ésto se puede deber a la semejanza entre este modelo y el que se enseña del sistema solar desde etapas tempranas. Por su parte, Griffiths et al. [50] en un estudio de 1992, señalaron varios errores comunes de alumnos canadienses de entre 17-18 años sobre el tema de la estructura atómica (se enumeran algunas de ellas a continuación, según el contenido al que pertenezca la equivocación):

- | | |
|-----------------------------|--|
| Forma de los átomos | <ol style="list-style-type: none"> 1. Un átomo es una esfera con componentes dentro. 2. Un átomo es una esfera sólida. 3. Un átomo se asemeja a varios puntos o círculos. 4. Los átomos son planos. La materia existe entre átomos. |
| Tamaño de los átomos | <ol style="list-style-type: none"> 1. Los átomos se pueden ver con un microscopio óptico. 2. Los átomos son más grandes que las moléculas. 3. Todos los átomos tienen el mismo tamaño. 4. El calor puede provocar un cambio en el tamaño del átomo. 5. Los choques pueden modificar el tamaño del átomo. 6. Todos los átomos tienen la misma masa. |

Este listado sólo recoge algunos de los errores detectados por Griffiths, pero evidentemente hay más; aún así, los resultados son preocupantes dada la edad de los alumnos encuestados. Fitriza et al. [51] enumeran también errores nuevos y algo más actuales pero, en el fondo, son similares. Además, un reciente análisis llevado a cabo en un instituto de Indonesia, concluyó que el 62 % del alumnado tiene unos conocimientos inferiores al mínimo exigido [34], lo que ya nos alerta de que existen multitud de dificultades. Una de las posibles causas es que los alumnos asimilan las analogías usadas por sus profesores como una característica real del objeto a estudiar (en este caso, los átomos) [47].

También se ha visto que los estudiantes tienen distintos modelos atómicos “mentales” dependiendo de factores como la edad, el currículo, su contexto, etc. Eso sí, el modelo por excelencia es el de Bohr, e incluso alumnos sobresalientes describen preferentemente de esta manera los átomos, sin referirse al modelo probabilístico [52]. Este mismo artículo [52] apunta a que muchas veces, se utilizan características de otros modelos de forma indistinta (por ejemplo, nube o capa electrónica). Asimismo, hace una reflexión muy interesante cuando menciona que, en este tema en concreto, los conocimientos previos no son los que el alumno obtenga de su experiencia diaria (como puede ocurrir con otras partes de la Física como la cinemática o la dinámica). En este caso, los conocimientos que tienen vienen condicionados por el propio currículo y los profesores que les han impartido clase, lo que dificulta aún más el problema.

Estos impedimentos se unen a la falta de experimentación que tiene esta parte del currículo. Varios estudios han visto que el uso del laboratorio como recurso didáctico integrado en las explicaciones teóricas, mejora significativamente la adquisición de conocimientos y está relacionado con un mejor desempeño académico [53]. Sin embargo, en el tema que nos ocupa parece difícil incorporar experiencias de laboratorio porque estamos tratando con entidades subatómicas y conceptos abstractos que no tienen entidad física como tal y se basan en la probabilidad. No obstante, veremos más adelante que sí se puede hacer alguna que otra actividad que supla de alguna forma al laboratorio (Apartado 5.2).

Teniendo en cuenta lo anterior, y sabiendo que la mayoría de la enseñanza no tiene una perspectiva de la historia y filosofía de la ciencia (Apartado 1.3), Niaz et al. [54] llevaron a cabo una experiencia con 160 estudiantes de entre 14-15 años, y vio que a través de discusiones sobre los diferentes modelos atómicos (siguiendo un modelo heurístico) se facilitaba el entendimiento conceptual de los modelos atómicos, y los alumnos eran capaces de argumentar y entender los modelos más allá de recitar una retahíla de datos de los mismos.

Cobra especial relevancia todo lo que tiene que ver con la motivación de los alumnos para con su aprendizaje. En esta misma dirección también apunta Marchán et al. [27]; Bidarra et al. [46] proponen un aprendizaje combinado (*blended learning*), en el que se incorporen herramientas como la experimentación, las comunicaciones móviles o la realidad aumentada. De esta forma, verían la ciencia como algo mucho más fluido y en constante cambio, consiguiendo una mayor participación (se activa su motivación extrínseca, confiando en que eso desemboque en una motivación intrínseca a medio plazo). A este respecto, alude a la gamificación como un recurso didáctico muy útil para lograr este objetivo.

Por último, me parece clave señalar que la motivación intrínseca aparece cuando los alumnos ven que pueden explicar y entender por ellos mismos fenómenos de su día a día (inclusive si lo han aprendido significativamente, hasta predecir sucesos no tratados explícitamente en clase). No obstante, para que este aprendizaje se dé, deben superarse las dificultades e impedimentos señalados a lo largo de este apartado [27].

3.3. Contenidos, criterios y estándares de aprendizaje

Una vez que hemos visto las dificultades y abordajes desde el punto de vista de los profesores y el de los alumnos, a continuación pasaremos a ver qué contenidos se recogen en la legislación española (BOE), así como las especificaciones que posteriormente llevó a cabo la comunidad autónoma donde resido, Castilla y León (BOCYL). Por tanto, la información aquí expuesta está extraída de la ORDEN EDU/362/2015 y EDU/363/2015, de 4 de mayo, por la que se regulan los currículos de ESO y Bachillerato, respectivamente.

La teoría atómica es uno de los contenidos transversales presentes en casi todos los niveles de Física y Química. Con el afán de ser conciso, en las siguientes tablas sólo se encontrarán aquellas partes de la legislación que hagan referencia a los contenidos de los modelos atómicos. Así, aunque el Bloque en cuestión tenga más apartados, aquí se prescindirá de los mismos. Además, se señala en cada nivel académico a qué bloque corresponde (Tablas 3.1-3.5).

Tabla 3.1: Contenidos, Criterios y Estándares, 2º ESO (*Bloque 2: La materia*).

Contenidos	Criterios de Evaluación	Estándares Aprendizaje
1. Estructura atómica. Partículas subatómicas. Isótopos. Cationes y aniones. Número atómico (Z) y másico (A) Modelos atómicos sencillos.	1.1. Reconocer que los modelos atómicos son instrumentos interpretativos de las distintas teorías y la necesidad de su utilización para la interpretación y comprensión de la estructura interna de la materia.	1.1. Representa el átomo, a partir del número atómico y el número másico, utilizando el modelo planetario. 1.2. Describe las características de las partículas subatómicas básicas y su localización en el átomo. 1.3. Relaciona la notación A_ZX con el número atómico, el número másico determinando el número de cada uno de los tipos de partículas subatómicas básicas.

Tabla 3.2: Contenidos, Criterios y Estándares, 4º ESO (*Bloque 4: La materia*).

Contenidos	Criterios de Evaluación	Estándares Aprendizaje
1. Modelos atómicos.	1.1. Reconocer la necesidad de usar modelos para interpretar la estructura de la materia utilizando aplicaciones virtuales interactivas para su representación e identificación.	1.1. Compara los diferentes modelos atómicos propuestos a lo largo de la historia para interpretar la naturaleza íntima de la materia, interpretando las evidencias que hicieron necesaria la evolución de los mismos.

Tabla 3.3: Contenidos, Criterios y Estándares, 1º Bachillerato (*Bloque 2: Aspectos cuantitativos de la Química*).

Contenidos	Criterios de Evaluación	Estándares Aprendizaje
1. Revisión de la teoría atómica de Dalton.	1.1. Conocer la teoría atómica de Dalton así como las leyes básicas asociadas a su establecimiento.	1.1. Justifica la teoría atómica de Dalton y la discontinuidad de la materia a partir de las leyes fundamentales de la Química ejemplificándolo con reacciones.

Tabla 3.4: Contenidos, Criterios y Estándares, Física 2º Bachillerato (*Bloque 6: Física del siglo XX*).

Contenidos	Criterios de Evaluación	Estándares Aprendizaje
1. La interpretación de los espectros atómicos discontinuos mediante el modelo atómico de Bohr.	1.1. Aplicar la cuantización de la energía al estudio de los espectros atómicos e inferir la necesidad del modelo atómico de Bohr.	1.1. Interpreta espectros sencillos, relacionándolos con la composición de la materia.
2. La hipótesis de De Broglie y las relaciones de indeterminación. Valoración del desarrollo posterior de la Física Cuántica.	2.1. Presentar la dualidad onda-corpúsculo como una de las grandes paradojas de la física cuántica. 2.2. Reconocer el carácter probabilístico de la mecánica cuántica en contraposición con el carácter determinista de la mecánica clásica.	2.1. Determina las longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento a diferentes escalas, extrayendo conclusiones acerca de los efectos cuánticos a escalas macroscópicas. 2.2. Formula de manera sencilla el principio de incertidumbre Heisenberg y lo aplica a casos concretos como los orbitales atómicos.

Tabla 3.5: Contenidos, Criterios y Estándares, Química 2º Bachillerato (*Bloque 2: Origen y evolución de los componentes del Universo*).

Contenidos	Criterios de Evaluación	Estándares Aprendizaje
1. Estructura de la materia. Modelo atómico de Thomson. Modelos de Rutherford. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Modelo atómico de Bohr. Explicación de los espectros atómicos. Modelo de Sommerfeld.	1.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.	1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. 1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos. 1.3. Describe e interpreta los cambios de estado de la materia utilizando el modelo cinético-molecular, interpretando fenómenos cotidianos.
2. Mecánica Cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg. Modelo de Schrödinger. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Configuraciones electrónicas. Niveles y subniveles de energía en el átomo. El espín.	2.1. Reconocer la importancia de la teoría mecano-cuántica para el conocimiento del átomo y diferenciarla de teorías anteriores. 2.2. Explicar los conceptos básicos de la Mecánica Cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre. 2.3. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.	2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecano-cuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital. 2.2. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones. 2.3. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de indeterminación de Heisenberg.

3.3.1. Análisis crítico de los contenidos del currículo

Como se ha visto en esta sección, excepto en las asignaturas de 2º de Bachillerato (y la teoría de Dalton en 1º de Bachillerato), en el resto de cursos no se especifica en ningún momento qué modelos hay que enseñar ni en qué profundidad, aunque en 2º ESO sí que se menciona vagamente el modelo planetario. En el resto, simplemente se alude a los modelos de forma genérica. Por ejemplo, 4º ESO:

“Compara los diferentes modelos atómicos propuestos a lo largo de la historia para interpretar la naturaleza íntima de la materia, interpretando las evidencias que hicieron necesaria la evolución de los mismos.”

Así, queda en manos del docente qué contenidos son adecuados para cada curso. Sin embargo, debido a que este tema suele darse de una forma bastante memorística (Apartados 1.3 y 3.2), se depende mucho de los libros de texto, los cuales como no hay criterios definidos por la legislación, eligen qué y cómo se da en cada curso.

El ejemplo por excelencia es tercero de la ESO. Con la LOGSE, en ese nivel aparecía la primera asignatura de Física y Química (dos horas semanales, igual que ahora). Con la LOMCE, el plan de estudios cambió y se reorganizó, pasando ciertos contenidos de 3º a 2º de la ESO, donde aparece una hora extra a la semana. Luego, quedó a decisión de cada comunidad autónoma escoger los contenidos, y en Castilla y León (BOCYL) se eliminó el Bloque de la materia en 3º ESO. En su lugar introdujeron otros nuevos de Física como el estudio de las fuerzas y el magnetismo (aunque en otras comunidades, como en Andalucía, sí está contemplado en el BOJA el estudio de los modelos atómicos).

La realidad es que la asignatura de 3º ESO que se imparte actualmente en Castilla y León, es igual a la que marcaba la LOGSE, siguiendo la misma estructura e incluso abordando los mismos contenidos, volviendo a explicar los modelos atómicos que los alumnos ya han visto en 2º ESO. Ésto es paradigmático, pues en la ley no hay rastro de este bloque (se dan directamente las reacciones químicas). Si el desarrollo cognitivo de los alumnos no ha experimentado un gran cambio, no tiene sentido que se vuelva a repetir, y sería más eficiente dedicar el escaso tiempo que hay en 3º ESO en otros temas que todavía no se han visto, como nociones de magnetismo o energía (fundamental, ya que éste es el último curso de Física y Química obligatoria).

Una de las posibles causas que encuentro puede ser que el profesorado, por inercia de la ley anterior haya pensado que no es conveniente eliminar esos contenidos del currículo. Sin embargo, yo me decanto más porque, como en los libros de texto siguen apareciendo, éstos han trasladado la idea (errónea) de que los modelos atómicos siguen estando en el currículo. Como los libros de texto a veces se hacen a nivel nacional, pueden recoger el temario más amplio para que luego en cada comunidad autónoma, según lo que marque su legislación, se den unas temas u otros. Sería interesante comprobar qué se daría si no aparecieran esos contenidos en el libro de texto.

3.4. Tratamiento en los libros de texto

¿Cómo se traducen esos contenidos regulados por la ley en los libros de texto? Y, ¿Cómo se abordan las carencias y dificultades de los alumnos que se vieron en el Apartado 3.2.2? Trataremos de dar respuesta a estas preguntas a lo largo de este apartado, basándonos en los libros de texto y la literatura existente sobre el tema (centrándonos en el caso de España). El análisis que se hará no será exhaustivo ni pormenorizado, pero será suficiente para tener una visión de conjunto en lo que respecta a los libros de texto actuales y extraer ideas clave.

En términos generales, los modelos atómicos suelen presentarse en los libros de texto con errores conceptuales, una organización desestructurada de los contenidos, y sin aludir a los problemas que los originaron; es decir se centran en los hechos experimentales, pero sin hacer énfasis en la historia y epistemología de la ciencia, y eso puede ser una de las causas de la dificultad que presentan los alumnos al estudiarlo [55]. Por ejemplo, estudios anteriores al año 2010 han señalado que el modelo de Rutherford se explica sin alusión alguna a su construcción histórica ni a la importancia que tuvo la comunidad científica en su desarrollo [56], lo que podría calificarse de mala práctica.

3.4.1. Modelos atómicos que se enseñan. Características

En su tesis, entre otras cosas Farías [57] analiza el currículo de ciencias en España desde 1900, y muestra cómo se pasó de dar importancia a la componente experimental, hasta que quedó relegada por un enfoque mucho más teórico (sobre todo después de que la teoría atómica se consolidase).

En el Secundaria y Bachillerato podemos decir que se dan cinco modelos atómicos distintos (aunque históricamente haya más, Figura 3.2):

- ★ Dalton.
- ★ Thomson.
- ★ Rutherford.
- ★ Bohr.
- ★ El modelo Cuántico.

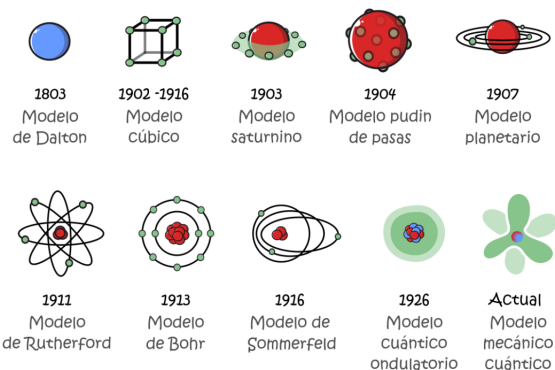


Figura 3.2: Diversos modelos atómicos a lo largo de la historia. Fuente molasaber.org.

Ahora bien, el de Dalton se suele mencionar muy brevemente (tanto en 2º ESO como en 1º Bachillerato), para acto seguido plantear el modelo de Thomson. De hecho, es más común que se hable del modelo de Dalton en Filosofía, cuando se estudian a los presocráticos (pues Demócrito de Abdera fue el que propuso el término de *átomo* en primera instancia). Es por eso que aquí no vamos a hacer un estudio pormenorizado de su modelo.

Veamos las características y cualidades de los cuatro modelos más importantes, para luego comparar con lo que aparece en los libros de texto.

Modelo de Thomson

A finales del siglo XIX, J.J. Thomson descubrió que la materia contenía electrones (experimento de los rayos catódicos), y posteriormente Mulliken determinó experimentalmente su relación $\frac{q_e}{m_e}$. Con esta evidencia experimental y basándose en el modelo de Dalton, Thomson propone su modelo inicial de pudding de pasas en 1899 (Figura 3.3, electrones de masa muchísimo más pequeña que el átomo, y como son negativos pero la materia es neutra, deben estar embebidos en una masa de carga positiva) [58]. El modelo pretendía ser cuantitativo y explicar hechos como la radiactividad de algunas sustancias, las propiedades periódicas, las valencias, la formación de moléculas y los espectros [59].

Posteriormente, Thomson refina su modelo en 1904, asegurando que el átomo es una esfera sin fricción cargada positivamente, y en su interior se encontraban los electrones [60]. Eso sí, Thomson aseguraba que casi todo el peso atómico se debía a los electrones (lo que ocasionaba que su átomo debía tener unos 1000 electrones), y no consiguió justificar las líneas que aparecían en los espectros. Además, para él los electrones podían estar en movimiento, siempre y cuando se diera un cierto equilibrio mecánico y alrededor de los anillos.

Aunque se equivocara en lo anterior, sí que acertó en relacionar las valencias de los elementos con la pérdida o ganancia de electrones, e intuyó que los enlaces entre átomos debían tener una naturaleza electrostática [59].

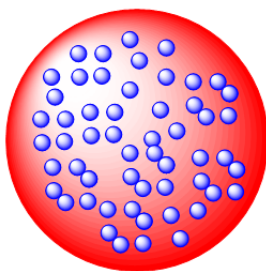


Figura 3.3: Modelo de Thomson (de 1904).

Modelo de Rutherford

Unos años después, en 1906, fue el mismo Thomson quien empezó a reconocer que el número de electrones en los átomos era mucho más pequeño que el que había propuesto inicialmente, por lo que todo su modelo se venía abajo [60]. Asimismo, el experimento de dispersión de las partículas alfa tampoco se podía explicar con el modelo de Thomson (según el cual, las partículas alfa atravesarían los átomos con muy poca desviación respecto a su trayectoria inicial). Dicho experimento lo realizaron Hans Geiger y Ernest Marsden, pupilos de Rutherford.

Rutherford era un científico inglés que estaba interesado en la naturaleza y comportamiento de las partículas alfa, su motivación no era dilucidar un nuevo modelo atómico. No obstante, al darse cuenta de lo antintuitivo de los resultados (había unas pocas partículas alfa que eran reflejadas, lo que no tenía sentido porque la lámina era muy delgada) empezó a buscarle una explicación. Si el átomo tuviera más de 1000 electrones, esas desviaciones podían ser plausibles (pues provocaría muchas pequeñas desviaciones), pero cuando se hicieron los experimentos (1909) Thomson mismo ya admitía que el número de electrones debía ser mucho más pequeño [59].

En 1911, Rutherford publica su modelo [61], pero hasta el año 1913 pasa inadvertido para la comunidad científica. Es en ese artículo donde afirma que el átomo contiene una carga positiva en el centro (núcleo) con carga $\pm Nq_e$, rodeada de una “esfera” electrificada de distribución uniforme, de carga $\pm Nq_e$. Dijo lo mismo para las partículas alfa. Y suponiendo que el número de electrones de un átomo es la mitad que su peso atómico, calculó la cantidad de partículas alfa que se desviarían (coincidiendo bastante con lo experimentalmente obtenido por Geiger y Marsden). Sin embargo, en su artículo no dice nada sobre cómo están los electrones, a pesar de que sí conocía el modelo planetario (pues él mismo demostró que el sistema era inestable debido a una gran fuerza atractiva central). No justificó esa inestabilidad debido al efecto sincrotrón (radiación electromagnética), sino por razones mecánicas. Sólo dos años después de su publicación de 1911 comienza a afirmar que los electrones girasen entorno a una carga positiva [59].

Por último, Rutherford dice que las deducciones que ha hecho son válidas independientemente del signo de la carga central (pues si fuera negativa, el núcleo de las partículas alfa también lo sería). Aun así, señala algunas ventajas de que fuera positiva la carga, y en 1912 afirma rotundamente que la carga central era positiva.

Bastante después (1920), con el descubrimiento del protón, Rutherford se percató de que hay un desacuerdo entre la masa del núcleo predicha suponiendo que sólo hay protones respecto a la medida experimentalmente. Además, cree que debe existir esa partícula para que la repulsión entre protones en el núcleo sea compensada por otra fuerza. Así, postula la existencia de una partícula neutra de masa similar al protón. Posteriormente en 1934, la partícula que recibiría el nombre de neutrón, fue descubierta por Chadwick.

Modelo de Bohr

Bohr descubrió el modelo de Rutherford nada más que se publicó, y fue haciendo aportaciones al mismo (le indicó que al introducir electrones el átomo no sería estable, y fue determinante para que aceptara que la carga central era positiva). En 1912, tras ser rechazado por Thomson en su grupo, pasó a formar parte del grupo de Rutherford.

Allí comienza a estudiar sobre radiactividad, y continuando el estudio de los modelos atómicos. En ese tiempo, demostró que los electrones girando alrededor del núcleo emitirían energía continua (perdiéndola) hasta que el núcleo colapsara. Ésto no concordaba con lo experimental, pues además de no implosionar, a medida que los electrones se fuesen acercando al núcleo éstos reducirían sus dimensiones (cosa que no ocurre). De esta forma, asegura que la electrodinámica clásica no permite describir los sistemas atómicos, y hace uso de los trabajos de la constante de Planck para plantear su propio modelo [62].

Bohr propone que los átomos consisten en un núcleo positivo, que tiene electrones moviéndose en órbitas estacionarias circulares cerradas a gran velocidad y alejadas del núcleo [63]. El modelo tenía sustento matemático y se basaba en tres postulados, siendo rompedor el referido al momento angular de los electrones, el cual debía estar cuantizado un número proporcional a la constante de Planck, h . Desarrollando convenientemente, Bohr obtiene una ecuación que predice las líneas del hidrógeno observadas por Balmer, y que es similar a la expresión experimental obtenida por este último.

Posteriormente, Sommerfeld refina el modelo introduciendo consideraciones de la teoría de la relatividad de Einstein y consigue explicar la estructura fina del espectro del átomo de hidrógeno, obteniendo órbitas elípticas y no circulares. Sin embargo, el modelo no explicaba el efecto Zeeman¹, ni servía para elementos más pesados [62].

En definitiva, este modelo se puede decir que es bastante acertado, teniendo aspectos “clásicos” (electrones giran) y afirmaciones controvertidas (que lo hagan sin emitir energía contradice las leyes de la electrodinámica clásica), siendo capaz de predecir el espectro del hidrógeno. Introdujo ideas que serían base de la teoría cuántica, pues incorporaba la constante de Planck y la idea de cuantización de la energía extraída por Einstein [64].

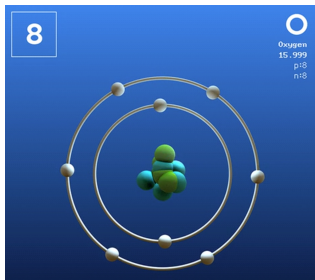


Figura 3.4: Modelo de Bohr para el átomo de oxígeno (extraído de giphy.com).

¹Espectro atómico se ve influido por un campo magnético estático (las líneas se dividen).

Modelo Cuántico

A principios del siglo XX, los físicos se empiezan a encontrar con problemas para los que la mecánica clásica no tiene solución: radiación del cuerpo negro, efecto fotoeléctrico, capacidades caloríficas, espectros atómicos, etc. Es en este contexto donde Planck propone la constante que lleva su nombre, Einstein utiliza aplica el concepto de cuanto de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico... los físicos se dan cuenta que la física clásica no es suficiente. Sin embargo, no es hasta 1920 cuando la teoría cuántica empieza a tener empaque y fundamento matemático, debido a los trabajos realizados por Born, Heisenberg, Pauli Schrödinger, Dirac... De esta forma cooperativa, surgió una nueva teoría física que permitía explicar multitud de fenómenos fisicoquímicos, entre los que se encontraba la estructura atómica. Se basa, entre otros, en el principio de indeterminación de Heisenberg, en la hipótesis de Planck, en la hipótesis de De Broglie, y en el principio de correspondencia de Bohr (los resultados de la teoría cuántica a escala macroscópica deben tender a los de la teoría clásica), que se condensan en los cinco postulados principales de la Mecánica Cuántica [65].

De forma resumida, en contraposición con la teoría clásica para la que un sistema venía caracterizado por varias magnitudes (posición, energía...), en la teoría cuántica todo sistema se describe mediante una función de onda o de estado, $\Psi(x, y, z, t)$, que contiene toda la información del sistema. Debido al principio de indeterminación, no tiene sentido hablar de trayectorias en el sentido clásico, y hay que pasar al mundo de la probabilidad, que va a estar relacionada con el cuadrado de la función de onda $|\Psi|^2$, e integrando en la región del espacio que estemos interesados, obtendremos la probabilidad de encontrar a la partícula (en el fondo, $|\Psi|^2$ es una función de densidad de probabilidad).

Para encontrar esa función de onda, se debe resolver una ecuación diferencial que recibe el nombre de ecuación de Schrödinger (Ecuación 3.1), en la cual debemos plantear un hamiltoniano con las expresiones cuánticas de las magnitudes clásicas que intervengan (es el análogo a la ley de Newton en la mecánica clásica). Al resolver esta ecuación, surgen unos ciertos números como condiciones de la misma: los números cuánticos n , l y m (o m_l), que ya habían sido propuestos por Bohr y Sommerfeld, pero que aquí se deducen operando matemáticamente, de forma inmediata (Ecuación 3.1).

$$\hat{H}\Psi = E\Psi \tag{3.1}$$

$$\hat{H}\Psi = E\Psi \longrightarrow \Psi(x, y, z, t) \longrightarrow n, l, m_l$$

El modelo cuántico describe la materia con ecuaciones diferenciales similares a las que se usaban en la teoría ondulatoria (dualidad de De Broglie), y sus resultados teóricos coinciden muy bien con los experimentales.

Sólo faltaba por explicar el efecto Zeeman, problema que tendría solución cuando Dirac [66] introdujese términos de la relatividad especial de Einstein en la ecuación de Schrödinger, resultando en el cuarto y último número cuántico (el de espín, m_s). Así, se obtienen los cuatro números cuánticos de los que todo estudiante de 2º Bachillerato de ciencias ha oído hablar, y que nos informan del estado cuántico del electrón en el átomo (energía, forma de la región indeterminada donde es más probable encontrarlo, etc).

En definitiva, el modelo propone un gran cambio conceptual, desterrando la idea de electrones girando alrededor del núcleo, sustituyendo el concepto de órbita (algo clásico) con un orbital (término cuántico para describir esa región del espacio en la que es más probable encontrar al electrón), que no es más que la función de onda.

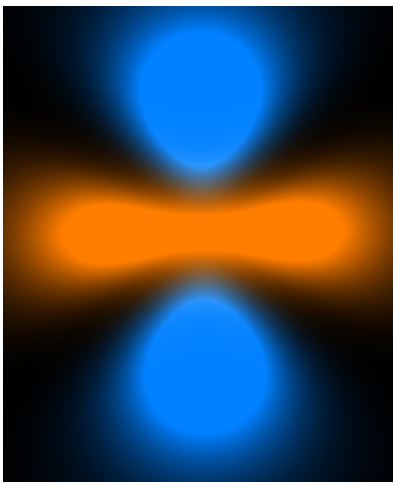


Figura 3.5: Ejemplo del modelo cuántico (representación de un orbital atómico 3d). Fuente Falstad.com.

Este modelo es el que está aceptado por la comunidad científica actualmente, pues tiene una robusta base matemática y, hasta el momento, concuerda casi a la perfección con lo experimental. La diferencia clave es que aunque los modelos anteriores surgieron gracias a la comunicación entre científicos, al final uno de ellos contribuyó decisivamente a su puesta a punto.

Por el contrario, el modelo cuántico es un trabajo cooperativo en el sentido más amplio de la palabra, para el que hizo falta la inteligencia y perspicacia de muchos grandes científicos para que fuera tan infalible como lo es hoy en día. Eso sí, si en algún momento se realiza un experimento que no concuerda con lo que predice el modelo, se deberá revisar la teoría y si no se consigue dar una explicación, habrá que buscar una nueva que explique el nuevo fenómeno. Así funciona la ciencia, y así debería trasladarse la idea a los alumnos.

Conclusiones de las características de los modelos atómicos

Como veremos en el Apartado 3.4.2, la descripción y explicación somera de los modelos que se ha realizado dista bastante de lo que aparece en los libros de texto. Sobre todo lo que concierne a los modelos de Thomson y Rutherford, pues el primero simplemente se alude a la primera versión (del año 1904) y con errores, mientras que el modelo de Rutherford está fuertemente ligado con el símil planetario, siendo así, cuanto menos, erróneo, y se debería limitar a un modelo estrictamente nuclear.

3.4.2. Análisis de los modelos atómicos en los libros de textos

Para este apartado, nos basaremos en varios trabajos, los cuales analizan los contenidos de la estructura atómica en los libros de texto de 1928-1979 [67], cómo se encuentran en particular los modelos de Thomson y Rutherford [59], y un análisis más general donde se estudian 16 libros de texto diferentes y cómo se encuentran allí los contenidos de la estructura atómica actualmente [31].

Empezando con cómo han cambiado los contenidos curriculares a lo largo del siglo XX, es destacable que el estudio analiza libros de texto de nivel preuniversitario y de un curso inicial de la universidad (40 y 28, respectivamente). Los propios autores admiten que no hay mucha literatura sobre la evaluación de los contenidos de los libros de texto, y ponen en valor la importancia de conocer la historia de la enseñanza para proponer nuevas metodologías. Entre las conclusiones que extraen tras su análisis se encuentra que:

- No hay un salto cualitativo en los contenidos en el paso de los estudios de Secundaria y preuniversitarios, aunque no están seguros de si esto es una característica propia del tema, o se da también en otros.
- A pesar de que la teoría cuántica va ganando relevancia según avanza el siglo, no se aprecia un mayor peso en sus explicaciones, y los modelos de Bohr o Sommerfeld no son sustituidos por las nuevas ideas cuánticas, que en ocasiones sólo se dan como añadido.
- No aparece ninguna idea cuántica posterior a la década de los 30. Es decir, no se habla de orbitales frontera o el modelo VSEPR (propuesto en 1957 por Gillespie y Nyholm). Los autores atribuyen este desfase como consecuencia del retraso entre la investigación puntera y la enseñanza, pero no entienden por qué las ideas cuánticas fueron tan rápidamente incorporadas en los textos, y luego no ha habido evolución.
- En general, los autores detectan que los contenidos de los libros de texto se van distanciando de la realidad científica más actual, y hay resistencia en abandonar algunas de las ideas que cuajaron muy bien en un inicio.

Sobre cómo se introducen los modelos de Thomson y Bohr, Blanco et al. [59] realizaron un análisis definiendo ciertos criterios para determinar si los libros de texto hacían un tratamiento correcto y adecuado con la realidad, o no. Así, concluyen que el modelo de Thomson que aparece en los libros es el que propuso en primer lugar (1904), y en ningún caso se hace referencia al movimiento de los electrones o que atribuyó la masa del átomo a la de los electrones. Es más, en muchos libros incluso se afirma algo completamente falso, y es que la masa se debía a la esfera de carga positiva. Tampoco se comenta que su modelo perfila las propiedades periódicas, y tan sólo cuatro de los libros estudiados recogen que el modelo permitía explicar las valencias de los átomos. No se hace referencia el resto de fenómenos que el modelo pretendía explicar (radiactividad, espectros, enlaces, etc).

El modelo de Rutherford no sale tampoco bien parado. En ningún texto se hace referencia al afán de Rutherford por comprender qué eran las partículas alfa, o que los resultados de la lámina de oro se podían explicar considerando un núcleo con carga negativa. Los libros de texto erran en dar una imagen del modelo con electrones y núcleo, cuando esta palabra no sería utilizada hasta años más tarde, y cuando Rutherford ni siquiera dijo nada sobre cómo estaban los electrones (lo único que hizo fue afirmar la existencia de una pequeña región con mucha masa). Además, muchos textos incluso introducen en el núcleo los neutrones, partícula que no se descubriría hasta casi veinte años después de que Rutherford propusiera su modelo.

Por tanto, podemos afirmar que los libros de texto ofrecen una visión muy simplista y contradictoria con los modelos históricos que quieren explicar, así como de las causas que llevaron a los científicos a plantearlos y cómo fue el proceso (Rutherford tardó dos años en interpretar el experimento de las partículas alfa de Geiger y Marsden), incluyendo errores históricos que no se atribuyen a los modelos estudiados; seguramente con afán de facilitar la materia, pero podría ser por desconocimiento de los trabajos originales de Thomson y Rutherford.

Los autores del artículo señalan que, de esta forma, parece que la ciencia avanza de forma continua y no hay lugar a errores ni dudas. Asimismo, mientras que con el modelo de Thomson la mayoría de textos lo explican en un par de líneas, al de Rutherford le dedican mucho más espacio pero introducen errores graves que se exceden de la propuesta que hizo originalmente.

Análisis de 16 libros de texto actuales

Cid et al. [31] se preguntan si la implantación del modelo educativo basado en el aprendizaje significativo, se ve reflejado en los libros de texto. Su hipótesis es que los libros actuales abordan el tema desde un punto de vista meramente memorístico, cometiendo errores conceptuales graves que, a la larga, perjudican a los alumnos, y en los cuales no se produce un adecuado tratamiento en espiral (es decir, no hay un salto

cualitativo entre niveles académicos). Varias de estas hipótesis ya se han confirmado con los estudios anteriores, pero veamos qué observaron Cid et al.

Para testear su hipótesis, escogieron dieciséis libros de texto de los cuatro niveles en los que se daba el tema² (3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato y Química de 2º de Bachillerato). Aunque como vimos en el Apartado 3.3, en la actualidad este tema ha desaparecido del currículo de 3º ESO y 1º Bachillerato (donde se menciona un poco el de Dalton), en realidad en 3º ESO todos los libros y los profesores siguen dando los modelos atómicos de una forma análoga a la que disponía la LOGSE, o más bien, el BOCYL correspondiente a esa ley. Es por eso que el análisis y las conclusiones que extraen me parecen relevantes y con vigencia.

Para determinar si los libros de texto cumplen o no con los principios básicos del aprendizaje significativo y el enfoque en espiral, los autores definen unos *criterios de análisis*, los cuales pueden contener a su vez ítems, y los niveles de desempeño no tienen por qué ser iguales (en algunos es comprobar un *Sí/No*, mientras que en otros puede tratarse de ver si es *Excesivo/Adecuado/Insuficiente*).

Se podría decir que la investigación es de tipo cuantitativo (hay una serie de preguntas cerradas a valorar). Sin embargo, como acabamos de comentar, las respuestas no son numéricas sino categóricas, y el análisis estadístico no es tan sencillo. Asimismo, en el artículo se reflexiona sobre la propia práctica docente, por lo que hasta cierto punto se podría considerar esa parte como una investigación cualitativa de tipo investigación-acción. En resumen, aunque el estudio se basa en una metodología cuantitativa (las conclusiones se extraen de acuerdo a los resultados de los criterios de análisis), tiene ciertas partes que recuerdan a los cualitativos pues antes de plantear dichos ítems se realizó un estudio de la situación, por lo que se podría decir que sigue un método explorativo secuencial mixto.

Las conclusiones a las que llegan se pueden resumir en los siguientes puntos:

- El tratamiento de los modelos de Thomson y Rutherford se presentan prácticamente igual independientemente de la etapa educativa.
- El modelo de Bohr es el que mejor parado sale, y se destaca que no siempre se enfoca desde un punto de vista memorístico, poniendo en valor que intentó dar una explicación a ciertas incógnitas científicas (*ej*: justificación de los espectros atómicos).
- El modelo cuántico se desarrolla en la mayoría de niveles con demasiado detalle, y limitándolo a la aplicación de unas reglas como el llenado de orbitales para poner la configuración electrónica, sin incidir en lo conceptual y las consecuencias que implica.

²Las editoriales escogidas fueron Santillana, Anaya, Edebé-Rodeira, y SM; los IBAN se encuentran en los apéndices del artículo referenciado, [31].

3.4.3. Conclusiones del tratamiento de los libros de texto

Con toda la evidencia que se ha ido acumulando, a continuación se hará una reflexión de cómo es actualmente el abordaje de los modelos atómicos por parte de los libros de texto.

En general, los modelos atómicos se van presentando careciendo de ese enfoque en espiral que se buscaba con el aprendizaje significativo. Además, aparecen de un modo completamente descontextualizado, y sin explicitar cómo y por qué fueron evolucionando los diferentes modelos: qué llevó a los científicos a diseñar ciertos experimentos, y cómo los resultados de los mismos cristalizaron en los modelos que propusieron.

La implicación más directa es que se debe cambiar radicalmente la metodología y los contenidos de los modelos atómicos, sobre todo en los niveles de la ESO. Lo que se debe promover es un estudio de los modelos más secuencial y conceptual, profundizando en los modelos de Thomson y Rutherford en niveles inferiores, y más en los de Bohr y el Cuántico en el Bachillerato, no como ahora que reciben un tratamiento muy similar sin atender al nivel académico (y, en consecuencia, nivel cognitivo del alumnado). No tiene sentido, por ejemplo, que en 3^o ESO se introduzca el modelo cuántico, cuando los alumnos tienen dificultades para definir qué es una “probabilidad” en matemáticas, y que sólo se enseñe a hacer cuentas para llenar orbitales, lo que no les aporta nada a nivel cognitivo. Una propuesta a este respecto se hará en el Apartado 5.1.

Por tanto, a pesar de que los modelos atómicos deberían ser el ejemplo por excelencia de cómo funciona el método científico, y cómo una cosa que parece “la verdad” puede modificarse si los experimentos la contradicen, la orientación actual es completamente memorística, otorgando una importancia inusitada a los modelos clásicos y dando a entender que esos modelos son la realidad, que la Física es algo ya acabado, y sin suscitar dudas o propiciar argumentaciones a los estudiantes, que tienen que aceptar de forma acrítica lo que aparezca en el texto. Las preguntas típicas de examen o en los libros se limitan a ejercicios mecánicos, que tienen más que ver con el cálculo y la memoria, que con la comprensión de lo que subyace de cada modelo, lo que inhibe y perjudica a que se produzca un verdadero aprendizaje significativo y contextualizado, como comentamos al principio de este capítulo.



Figura 3.6: Ejemplo de un libro de texto.

3.4.4. Reflexión personal sobre los libros de texto

Es evidente que los libros de texto juegan un papel muy importante en nuestro sistema educativo. Hasta hace 15-10 años su uso podía estar justificado, pues era casi la única herramienta que tenía el alumno de asegurarse unos contenidos para poder estudiar la asignatura, independientemente del profesor que tuviera. Ahora bien, hoy en día creo que no favorece ningún tipo de aprendizaje, y que en el mejor de los escenarios, perjudica.

Por una parte, y en una asignatura científica, que los temas se plasmen en un libro de texto como hechos objetivos e inmutables transmite una impresión errónea de la ciencia, y no la ven como algo falsable. Los alumnos dan por hecho que todo lo que está en el libro de texto es verdad (cuando muchos tienen incluso errores graves que confunden al alumnado).

Además, por lo general los libros no están escritos para ser comprendidos por un alumno de instituto. Más bien, parecen estar hechos para el profesor, como señalan Aguilar et al. [68]. Y cuando el estudiante va a hacer un examen, leer el libro de texto es una de las operaciones más tediosas y desmotivadoras que puede hacer. Sin mencionar que muchos profesores se parapetan en el libro de texto, basando sus clases exclusivamente en leer (él o sus alumnos) los diversos párrafos que ahí aparecen. Asimismo, los libros de texto favorecen el individualismo (estudiar y memorizar mucho frente al resto), yendo en contra de un aprendizaje cooperativo que se busca con cada ley educativa, y que ayuda a debatir, llegar a puntos en común, e incluso aprender del otro.

Por tanto, desde mi punto de vista y con la revisión bibliográfica llevada a cabo, me parece que el libro de texto debería quedar relegado al uso exclusivo del profesor, como material de apoyo para preparar las clases, como fuente de problemas o ejercicios, etc. En ningún caso la docencia de la Física y Química debería basarse estrictamente en el libro de texto, ya que el profesor debe transmitir unos conocimientos abstractos para los cuales el libro no es la mejor herramienta para abordarlos, a la par que intentar motivar a los alumnos (Apartado 3.2.2).

Máxime que hoy en día disponemos de una amplia variedad de recursos, como la gran cantidad de divulgadores de calidad que hay en Youtube (tanto españoles como internacionales, que se mencionarán en el Apartado 5.2), aplicaciones web como [Desmos](#) o [Geogebra](#), aplicaciones y simuladores que se pueden encontrar en internet (para más información, ver Capítulo 5), o la cantidad ingente de material de libre acceso creado por otros docentes, mis favoritos por su calidad son [FisQuiweb](#) y [Fisiquimicamente](#).

4 | Análisis de los conocimientos del alumnado

En este capítulo se tratarán los recursos empleados para estudiar cómo de asentados están los contenidos de los modelos atómicos tanto a nivel de Secundaria/Bachillerato, como a nivel universitario y post-universitario. Para ello, la metodología seguida se expone a continuación: se ha confeccionado un test de 21 preguntas, 20 de contenidos teóricos, a través de las cuales se ha intentado extraer cómo ha sido y como es la enseñanza de los modelos atómicos en España. Las preguntas del cuestionario se pueden encontrar en el Apartado [A.2](#), aunque [también se puede acceder a la versión online del cuestionario para cumplimentarlo](#).

Después de dejar unas semanas para la recogida de datos, se llevó a cabo un tratamiento estadístico de los resultados, y consecuentemente se analizaron y extrajeron las conclusiones pertinentes (Apartado [4.2](#)). Se determinaron ocho grupos de población diferente, de acuerdo al nivel académico en que se encontraran: 2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, 2º Bachillerato, Universidad (rama ligada a ciencias), Universidad (rama ligada a letras) y Graduado/Licenciado en Física o Química. En caso de que algún participante no se encontrara en ninguna de esas categorías, debía elegir el último curso que estudió en el instituto.

En principio, tenemos ocho grupos bien diferenciados (que a priori, formarían parte de subpoblaciones dentro de la población global) y, por tanto, deberían ser diferentes entre sí. De acuerdo a la revisión bibliográfica que se ha llevado a cabo sobre todo en el Capítulo [3](#), se plantearon las siguientes hipótesis generales:

- I. No va a haber diferencias significativas entre niveles educativos bajos (2º - 3º ESO) con personas que tienen formación universitaria ligada al ámbito de letras o de Ciencias Sociales.
- II. Sí habrá diferencia entre los alumnos de 2º de Bachillerato y de universidad de ramas científicas, respecto al resto de grupos.

Parece que son unas hipótesis triviales, pero nada más lejos de la realidad, pues en la ESO se dan prácticamente los mismos contenidos y aunque se den curso tras curso, está por comprobar si los conocimientos son significativamente mejores o no, lo que puede indicarnos que el aprendizaje no está siendo efectivo, o bien que los contenidos no han aumentado la dificultad de forma apreciable.

Por otro lado, será interesante comprobar si los conocimientos de los modelos atómicos perduran en aquellas personas que han seguido una formación no estrictamente ligada a este campo de estudio, a diferencia de los graduados/licenciados en Física o Química, que harán de grupo de control (sabemos que tienen que sacar los mejores resultados en promedio).

El diseño del cuestionario se basó en que se pudiera diferenciar aquellas personas con conocimientos afianzados, del resto. En la Tabla 4.1, se muestra una relación completa de los contenidos teóricos que se pretenden evaluar en cada una de las cuestiones, así como el nivel académico que debería no debería saber responder bien, de acuerdo a lo que viene dispuesto por la ley (Apartado 3.3, Tablas 3.3 - 3.5), pero también con la información que se ha extraído en el Apartado 3.4.1; por ejemplo, aunque la pregunta de Thomson debería saberla todo el mundo (aunque la ley no lo especifique, *de facto* se da en todos los niveles), lo más probable es que la falle bastante gente, pues el modelo se explica de forma incorrecta desde el punto de vista histórico-científico, como ya hemos comentado.

En la columna de nivel académico, si no se indica nada (—), significa que la pregunta tendría que ser contestada correctamente por todos de los grupos. En definitiva, el nivel académico es una estimación propia de lo que serán los grupos que más probablemente fallen la pregunta, basándome en las evidencias recogidas.

Tabla 4.1: Relación de cada una de las preguntas con los contenido/s que evalúa, así como el nivel académico en el que se da o se debería saber dichos contenido/s. En el cuestionario están clasificadas por el modelo atómico que corresponda.

Nº Pregunta	Contenidos	Nivel académico
2	Reconocer que un átomo del mismo elemento es igual independientemente del material en el que se encuentre (Modelo de Dalton).	—
3	Recordar que Dalton, basándose en los filósofos presocráticos, acuñó el término de “átomo” para referirse a esas partículas que formaban la materia.	—

Nº Pregunta	Contenidos teóricos	Nivel académico
4	Saber que Thomson descubrió los electrones (experimento de rayos catódicos), lo que le llevó a plantear su modelo. Sin embargo, él nunca habló de protones, sólo de una masa con carga positiva.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras), Universidad (Ciencias).
5	Comprender con una analogía sencilla cómo fue el experimento de Rutherford, y cuál fueron sus resultados.	2º ESO, Universidad (Letras).
6	Interpretar los resultados del experimento de Rutherford, poniendo como ejemplo la aparente paradoja de que los átomos sean mayormente espacio vacío, a pesar de que a nivel macroscópico no da esa impresión.	—
7	Valorar cómo se explica el modelo de Rutherford actualmente, y si eso concuerda con lo que pasó en realidad (sólo propuso que debía haber un núcleo con protones y una partícula desconocida de masa parecida).	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras).
8	Determinar si se tiene interiorizado la carga eléctrica de las diferentes partículas que forman el núcleo atómico.	2º ESO, Universidad (Letras).
9	Ver si el alumnado sabe cuál es la diferencia entre átomos de diferentes elementos.	2º ESO, Universidad (Letras).
10	Saber por qué los números másicos no son enteros, sino que tienen muchas cifras decimales.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras).
11	Reconocer que la diferencia fundamental entre el modelo de Bohr y el de Rutherford es que el primero propone que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en órbitas cuantizadas.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras).

Nº Pregunta	Contenidos teóricos	Nivel académico
12	Interpretar correctamente un espectro, identificando que el que se muestra en la figura es de absorción.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras).
13	Comprobar si el alumnado entiende el significado del número cuántico n , y su relación con la energía de las órbitas de Bohr.	2º ESO, 3º ESO, Universidad (Letras).
14	Cuestionar por qué el modelo de Bohr no es viable desde el punto de vista de la Física clásica.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Letras).
15	Relacionar la discontinuidad de los espectros atómicos con la cuantización de la energía.	2º ESO, 3º ESO, Universidad (Letras).
16	Determinar cuál es el salto conceptual que hizo Schrödinger respecto de Bohr.	2º ESO, Universidad (Letras).
17	Evaluar la comprensión de la naturaleza cuántica de las partículas elementales, superando las concepciones clásicas.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, 2º Bachillerato, Universidad (Ciencias), Universidad (Letras).
18	Saber qué es un orbital y lo que implica.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Ciencias), Universidad (Letras).
19	Comprobar si el alumnado sabe, en primer lugar, qué son los números cuánticos. Y seguidamente, ver si se los han dado todos a la vez, o les han hecho el apunte de que el espín sólo surge matemáticamente con Dirac.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, 2º Bachillerato, Universidad (Ciencias), Universidad (Letras).
20	Ver si saben qué significan los números cuánticos y qué implican.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, 1º Bachillerato, Universidad (Ciencias), Universidad (Letras).
21	Reconocer cuál es el modelo atómico que mejor describe los átomos, según la evidencia que tenemos actualmente.	2º ESO, 3º ESO, 4º ESO, Universidad (Letras).

A partir de la tabla anterior, se han clasificado las preguntas en cuatro niveles de dificultad:

- Tres preguntas “muy fáciles” (2, 3 y 6).
- Cinco preguntas “fáciles” (4, 5, 8, 9, 16).
- Seis preguntas de “dificultad media” (11, 12, 13, 15, 20, 21).
- Seis preguntas “difíciles” (7, 10, 14, 17, 18, 19).

Finalmente, atendiendo en exclusiva a los contenidos curriculares estipulados por la legislación (y asumiendo que en 3º ESO no deberían darse estos contenidos), un rango de notas esperables para cada grupo podría ser el siguiente, sobre 20 puntos que es el máximo.

Los rangos se han estimado en función de la dificultad de las preguntas, así como los contenidos de cada pregunta planteados en la Tabla 4.1.

- ☛ 2º - 3º ESO (**3 - 8 puntos**).
- ☛ 4º ESO - 1º Bachillerato - Universidad (Letras) (**6 - 12 puntos**).
- ☛ 2º de Bachillerato (**10 - 16 puntos**).
- ☛ Universidad (Ciencias) (**6 - 15 puntos**), aquí el rango puede ser muy variable porque en este grupo entran personas desde las carreras de Biología, hasta gente de Ingeniería que puede no haber tenido siquiera una asignatura de Química en la universidad, que es donde se suelen estudiar los modelos atómicos.
- ☛ Licenciatura/Grado en Física o Química (**14 - 20 puntos**).

Por tanto, el experimento consiste en distribuir el test para que todo tipo de personas contesten como mejor sepan a esas veinte preguntas. Obtendrán una nota sobre veinte, y compararemos los resultados predichos con los experimentales, además de realizar un análisis estadístico para ver si hay diferencias significativas entre grupos.

De esta forma, podremos extraer conclusiones sobre el grado de conocimiento que tiene la población general hoy en día, si el nivel académico es un factor significativo, y las diferencias entre grupos (o no), así como su posible explicación.

4.1. Justificación de la metodología estadística elegida

Se quiere determinar si hay diferencias significativas entre los distintos niveles educativos. La muestra escogida pertenece a una misma población: en este caso lo han hecho personas residentes en España, mayoritariamente de la comunidad autónoma de Castilla y León (pero ese dato no se recogió, así que es posible que contestaran de otras comunidades). Sin embargo, *a priori* cada persona pertenece a una aparente subpoblación, de acuerdo con su nivel académico.

Lo que queremos dilucidar es si esas ocho subpoblaciones son diferentes, o si por el contrario varias pertenecen a una misma población. Si, por ejemplo, no se observan diferencias entre las notas obtenidas por dos grupos, entonces podremos concluir que ambos pertenecen a una misma población y tienen unos conocimientos similares en lo que respecta a los modelos atómicos. Por el contrario, existe la posibilidad de que se pueda afirmar que, significativamente, sí hay niveles educativos diferenciados y que, por tanto, no pertenecen a una población común. Ahora bien, ¿cómo se determina esa diferencia entre grupos? Una alternativa pasaría por calcular la media de cada uno de los grupos, si ésta es parecida podremos establecer que no hay diferencias. Sin embargo, si nos encontramos con un caso en que son valores cercanos pero algo más alejados, ¿hasta qué punto consideramos que algo es diferente o igual? ¿qué criterio se debe seguir? Para dar solución a esta problemática, acudimos a la Estadística, y en particular a una de sus herramientas más potentes: los test de hipótesis, que requiere de tres etapas fundamentales:

- I. Elegir la variable que se va a medir; en este caso será la nota obtenida en el test.
- II. Definir una hipótesis nula (H_0) y una hipótesis alternativa (H_1).
- III. Mediante procedimientos estadísticos, dirimir cuál es la que debemos aceptar.

Dado que tenemos ocho grupos diferentes, deberíamos hacer 28 test de hipótesis (Apéndice A.1.1). Aunque es laborioso, se podría hacer, pero a costa de introducir un error considerable. Para eludir esos inconvenientes, se desarrolló el Análisis de Varianza (ANalysis Of VAriance, ANOVA). En resumidas cuentas, lo que hace es comparar la variabilidad de los datos, para lo cual en Estadística se utiliza la varianza (σ^2 , Ecuación 4.1)¹ o la desviación típica (σ).

$$\sigma^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \mu)^2}{n} \quad (4.1)$$

¹Notar que la Ecuación 4.1 corresponde a la varianza poblacional. La varianza muestral (que es la que se suele calcular) tiene una expresión análoga, pero estará dividida entre $n - 1$, los grados de libertad de la misma. Además, habría que cambiar el valor verdadero, μ , por el promedio experimental, \bar{x} .

En nuestro caso, x_i son los diferentes valores de las notas de, μ sería el valor medio de la distribución, y n el número de participantes de ese grupo.

Ahora bien, en ANOVA se tienen en consideración dos tipos de varianzas. Por un lado estaría la varianza del propio grupo (es decir, la variabilidad que hay, por ejemplo, entre las notas obtenidas por todos los participantes de 4º ESO), que la denotaremos como σ_{Within}^2 ; se obtendría calculando la nota media de todas las respuestas recogidas de 4º ESO, y a cada valor individual se le restaría y dividiría adecuadamente.

Por otro lado, como se quiere ver si hay diferencias significativas entre los grupos, se calculará la varianza entre grupos respecto a la media de la población, denominada como $\sigma_{Between}^2$; por ejemplo, siguiendo con 4º ESO, se calcularía de forma análoga a σ_{Within}^2 , pero ahora el valor promedio es la gran media, es decir la media de toda la muestra, no sólo la del grupo de 4º ESO.

No obstante, habíamos dicho que el ANOVA es un test de hipótesis, así una vez definida la magnitud a medir, debemos plantear de forma rigurosa las hipótesis del test, de tal forma que se pueda tomar una decisión de manera sencilla y rápida. Aplicado a nuestro caso, las hipótesis serían las siguientes:

- H_0 : No hay diferencias significativas entre medias $\bar{x}_{2^\circ \text{ ESO}} = \bar{x}_{3^\circ \text{ ESO}} = \dots = \bar{x}_j$
- H_1 : Como mínimo, hay una media que es distinta (aunque puede haber más).

Donde \bar{x}_j es el valor promedio del grupo j , los puntos suspensivos indican que deben ser similares los ocho entre sí para que se confirme la hipótesis nula.

La forma de determinar con qué hipótesis nos quedamos, es mediante el cálculo del estadístico F_{calc} , magnitud que se usa para comparar varianzas y que se calcula como el cociente entre las dos varianzas que hemos definido previamente (Ecuación 4.2).

$$F_{calc} = \frac{\sigma_{Between}^2}{\sigma_{Within}^2} \quad (4.2)$$

Lo que queremos saber es si un grupo determinado tiene un efecto en la respuesta (es decir, la puntuación obtenida), y para evaluarlo F_{calc} es perfecto, ya que es el cociente entre el efecto causado por el grupo más el del puro error aleatorio ($\sigma_{Between}^2$), respecto al puro error del grupo, inherente a la experimentación (σ_{Within}^2). Si F_{calc} es grande, indicará que el efecto de (al menos) uno de los factores, sí es significativo, por lo que tendremos que rechazar H_0 . Si por el contrario el F_{calc} es pequeño, aceptaremos la hipótesis nula (no hay diferencias significativas), porque el efecto es de una magnitud comparable a la del error aleatorio y estadísticamente no es relevante porque no se pueden diferenciar.

Por último, para saber a partir de qué valor del estadístico F aceptamos o rechazamos las hipótesis, hay que definir lo que se conoce como nivel de significación, α , que suele tomar el valor de 0,05. Junto con los grados de libertad de la muestra, se calculará un F_{crit} (Ecuación 4.3), y se usará de referencia para tomar una decisión, comparándolo con el valor del F_{calc} . Donde $k - 1$ y $n - k$ representan los grados de libertad entre los grupos y dentro de los propios grupos, respectivamente, siendo n el número total de muestra y k el número total de grupos.

$$F_{crit}(\alpha, k - 1, n - k) \quad (4.3)$$

Si $F_{calc} < F_{crit}$, la diferencia entre grupos no es significativa debido a que los valores individuales de cada grupo son muy cercanos entre sí (o que las distribuciones se superponen). Por el contrario, si $F_{calc} > F_{crit}$, significa que (como mínimo) hay un grupo que es diferente al resto, pues su $\sigma_{Between}^2$ es lo suficientemente grande y no hay mucha variabilidad (σ_{Within}^2 pequeña). La opción más extendida es, con el F_{crit} , calcular el p-valor y compararlo con α (Apéndice A.1.2).

Para poder plantear estas hipótesis, se debe comprobar la homocedasticidad de varianzas, es decir, que no hay grupos con una variabilidad enorme y otros que la tienen muy pequeña. Para ello, hay que aplicar otro test de hipótesis mediante el cálculo del estadístico C de Cochran (previo al anterior test de hipótesis):

- H_0 : Varianzas entre los grupos son comparables.
- H_1 : Varianzas entre grupos no son comparables.

Una vez asegurada la homocedasticidad de varianzas, se calculan σ_{Within}^2 y $\sigma_{Between}^2$. Hacerlo no es difícil, y lo habitual es utilizar paquetes estadísticos. Para este TFM, se ha escogido Statgraphics, en el que sólo hay que introducir los datos de manera adecuada y obtener los resultados.

Ahora bien, aunque determinemos si hay o no diferencias significativas, ¿la diferencia se da entre dos pares de los grupos estudiados? ¿o es entre varios? Y en ese caso... ¿entre quiénes? La respuesta a esa pregunta no la da ANOVA (de dónde sólo concluiremos si hay al menos un grupo diferente), sino que habrá que acudir el test LSD (Least Significant Differences), que consiste en localizar qué grupo es diferente comparando todas las diferencias absolutas entre columnas. Para dilucidarlo, se calcula el estadístico LSD, y se determinan qué diferencias son significativas².

²No se especifica el cálculo de esta última magnitud porque se sale del objeto de este TFM y el programa estadístico nos lo proporciona directamente. Sin embargo, en el Apéndice A.1.2 se explica brevemente las bases teóricas de la metodología estadística seguida. Para una información más detallada se recomienda acudir al libro de Miller and Miller, donde se tratan el ANOVA y el Diseño de Experimentos y sus fundamentos [69].

4.2. Análisis de los resultados

El cuestionario se distribuyó a partir de la primera semana de mayo, y aunque sigue abierto, el análisis estadístico aquí realizado se ha hecho con 394 respuestas (a día 1 junio de 2021). El test se difundió entre conocidos, alumnos, profesores, y población general. Las opciones de las preguntas que se pueden ver en el Apéndice A.2, y siempre aparecieron de forma aleatoria para evitar posibles sesgos.

Aproximadamente, la mitad de los que contestaron al test fueron personas de etapa universitaria/mayores, y la otra mitad correspondió a los niveles de ESO y Bachillerato, habiendo muchas más respuestas del grupo de Universidad ligada a Ciencias que, por ejemplo, 3^o ESO (Figura A.2). Ésto se debe a varios motivos, empezando porque el autor de este TFM por rango de edad, tiene más contactos de personas que se encuentran en nivel universitario, y concretamente ligado al ámbito científico. Por otro lado, para un estudiante de 13-16 años, dedicar 10 minutos a realizar un test sobre un tema que ya ha estudiado en el instituto y que puede no gustarle, quizás no es lo que más le motive. Además, hay que contar con que en esos niveles contesten alumnos que estén interesados *per sé* por la Física y Química, y probablemente tengamos un ligero sesgo con notas algo más altas de lo que se obtendría haciendo el test a todos los alumnos de ese nivel en su conjunto.

En la Tabla 4.2, se encuentra la cantidad de respuestas obtenidas por cada grupo, su nota promedio, así como su desviación típica muestral (s).

Tabla 4.2: Medias y desviaciones típicas de las notas obtenidas por cada nivel académico. La “C” y la “L” entre paréntesis corresponde a “Ciencias” y “Letras”, respectivamente.

Etapa Académica	Participantes	Promedio	Desviación típica (s)
2 ^o ESO	50	7,14	2,31
3 ^o ESO	27	9,52	3,71
4 ^o ESO	39	9,18	3,34
1 ^o Bachillerato	42	8,86	3,12
2 ^o Bachillerato	44	10,93	3,26
Universidad (C)	97	10,67	3,28
Universidad (L)	49	7,73	2,19
Física/Química	46	15,61	2,57

Cada grupo, por tanto, tiene una distribución determinada, la cual se puede ver en los histogramas que se han añadido en los apéndices (Figuras A.3, A.4 y A.5). Hay que señalar que el análisis estadístico cuyo fundamento se ha explicado anteriormente, no podría llevarse a cabo si los grupos no proviniesen de una distribución normal. Es por eso

que también se ha calculado el estadístico de Kurtosis para validar que, efectivamente, los datos obtenidos de cada uno de los grupos pertenecen a una distribución normal (Tabla A.1, en el Apéndice A.3).

Para comparar mejor la media y desviación de cada grupo de una forma más visual, los diagramas de cajas y bigotes son de gran ayuda (Figura 4.1):

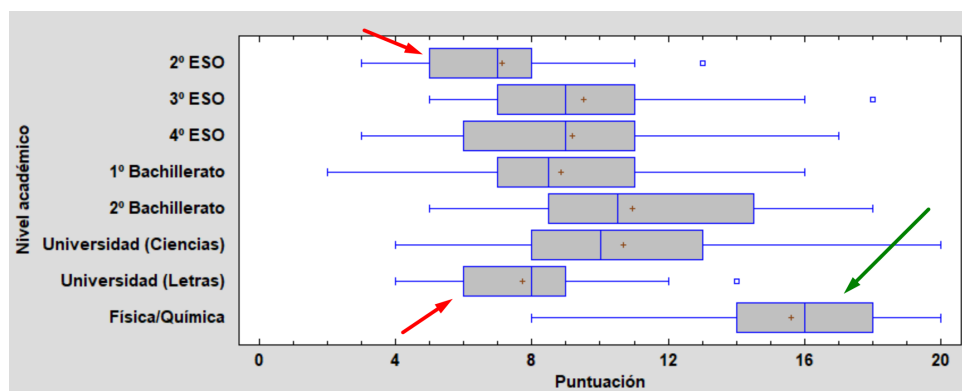


Figura 4.1: Diagrama de cajas y bigotes, donde se ven valores anómalos en algún grupo y se señalan los que mejor y peor nota han sacado en promedio.

Lo primero que podemos comprobar, es si la media de cada grupo entra dentro de los intervalos de notas planteados inicialmente. Se observa que, aunque algunos entran por poco, todos están dentro de lo previsto (aunque los intervalos eran bastante grandes). Por otro lado, es preciso apreciar que la desviación típica es algo más grande en 3º ESO, 4º ESO, 2º Bachillerato y Universidad (C). Ésto puede deberse a que en edades tempranas, habrá alumnos más motivados y curiosos respecto a la Ciencia que podrán hacerlo mejor que la media. Respecto al grupo de Universidad (C), la razón la he dado anteriormente, este grupo es un cajón de sastre en el que habrán respondido personas que sí habrán tenido más relación con la Física y Química a nivel atómico, pero otras como algunas ingenierías, arquitectura, etc, que no tienen por qué haber profundizado a ese nivel, y por tanto sus conocimientos serán los que recuerden de 2º Bachillerato. En el grupo que menos variabilidad hay es en el de Universidad ligada a letras, por un motivo análogo pero de sentido contrario, la mayoría tendrán los mismos conocimientos de la estructura atómica de cuando estaban en 3º o 4º ESO (que será probablemente su último contacto con la Física y la Química), y por eso la variabilidad es menor.

Trabajando con dichos datos, se realizó el test de Cochran para determinar si existe homocedasticidad de varianzas, y proceder en su caso al uso del ANOVA. El p-valor obtenido para el test de Cochran fue de $0,0565 > 0,05$ por tanto aceptamos la hipótesis nula y se prueba que hay homocedasticidad de varianzas. Dicho lo cual, se procede a ejecutar un ANOVA, cuyos resultados brutos se muestran en la Tabla 4.3 (para entender sus magnitudes, acudir al Apéndice A.1.2).

Tabla 4.3: Tabla ANOVA con el p-valor (prácticamente cero). Df = Degrees of freedom.

Source	Sum of Squares	Df	Mean Square	F-Ratio	p-value
<i>Between groups</i>	2275,87	7	325,125	36,25	0,0000
<i>Within groups</i>	3462,39	385	8,96993	—	—
<i>Total (Corr)</i>	5738,27	393	—	—	—

El p-valor es mucho más pequeño que 0,05 (Statgraphics no da valores exponenciales, aunque aparezca así en la tabla no es exactamente cero). Ésto quiere decir que se rechaza la hipótesis nula, y por tanto se demuestra que sí hay diferencias significativas entre los grupos: hay mejores notas en unos que en otros debido a su nivel académico.

Una vez que se ha probado que los grupos tienen conocimientos de los modelos atómicos distintos, se aplicará el test LSD para descubrir entre qué grupos hay esas diferencias. Además, en este último caso dilucidaremos si la diferencia es positiva o negativa, así como su magnitud.

Basándonos en los datos brutos proporcionados por Statgraphics (Apéndice A.3, Tabla A.4), se ha confeccionado la Tabla 4.4, de doble entrada, donde aparecen las diferencias entre grupos. Si, según el test LSD, esa diferencia es significativa, se ha coloreado en tonos en diferentes tonos. En cada pareja de grupos evaluada se da el valor de dicha diferencia, mostrando si es negativa con colores **anaranjados-rojizos** o si es positiva (**verdes**), con el fin de resaltar de una forma más visual las diferencias; la intensidad del color nos informa de lo grande o pequeña que es esa diferencia, bien sea negativa o positiva. Los valores no resaltados indican que la diferencia no es significativa (aunque evidentemente, exista). Lo que estadísticamente podemos afirmar es que, con nuestro nivel de significación, no se puede afirmar que esa diferencia sea debida al factor “nivel académico”, que es el que estamos evaluando.

Tabla 4.4: Diferencias de las medias entre las distintas parejas de grupos. La diferencia se ha calculado restando la media del grupo de la primera columna, menos el grupo correspondiente de la primera fila. U(C) y U(L) representa a la rama de “Ciencias” y “Letras”, respectivamente.

	2ºESO	3ºESO	4ºESO	1ºBach	2ºBach	U(C)	U(L)	F/Q
2ºESO	—	-2,38	-2,04	-1,72	-3,79	-3,53	-0,59	-8,47
3ºESO	—	—	0,34	0,66	-1,41	-1,15	1,78	-6,09
4ºESO	—	—	—	0,32	-2,75	-1,49	1,44	-6,43
1ºBach	—	—	—	—	-2,07	-1,81	1,12	-6,75
2ºBach	—	—	—	—	—	0,26	3,20	-4,68
U(C)	—	—	—	—	—	—	2,94	-4,94
U(L)	—	—	—	—	—	—	—	-7,87
F/Q	—	—	—	—	—	—	—	—

Para saber interpretar la Tabla 4.4, se muestra un ejemplo: el grupo de Física/Química, de media su puntuación fue 7,87 puntos superior que la de media obtenida por las personas pertenecientes al grupo Universidad (L). Es decir, la “Diferencia entre medias” que aparece es siempre la nota media del grupo de la primera columna, menos el grupo correspondiente de la primera fila (Ecuación 4.4, más información en Apéndice A.1.2).

$$\text{Pareja } A - B \longrightarrow \text{Diferencia entre medias} = \Delta\bar{x} = \bar{x}_A - \bar{x}_B \quad (4.4)$$

Sabiendo esto, las conclusiones más importantes que podemos sacar son las siguientes:

- * **No hay diferencias significativas entre los niveles de la ESO y 1º de Bachillerato, a excepción de 2º ESO; de igual forma, entre 2º Bachillerato y Universidad (Ciencias) no se observan diferencias significativas.** Tampoco hay diferencias reseñables entre 3º ESO y los grupos de 2º Bachillerato y Universidad (Ciencias).

Como venimos diciendo, la hipótesis más plausible que manejamos es que la muestra de 3º ESO era bastante pequeña (Tabla 4.2), y puede estar sesgada, por lo que aunque como se vea en la Tabla 4.4 sí hay una diferencia negativa, ésta no es lo suficientemente grande como para asegurar que es significativamente distinta.

- * **Sí se aprecia una diferencia significativa entre 2º ESO y el resto de grupos, exceptuando a los de Universidad (Letras), entre los que no hay diferencia.** Ésto puede indicar que a esa edad los alumnos todavía no tienen las herramientas cognitivas lo suficientemente desarrolladas como para entender el tema (sobre todo comparando con los de 3º ESO, quienes o no dan esos contenidos, o los dan a un nivel muy parecido).
- * **3º ESO tiene una puntuación bastante buena,** y aunque no haya diferencias significativas con 4º ESO, 1º Bachillerato, su desempeño ha sido algo mayor, mientras que comparado con 2º Bachillerato y Universidad (C) han sacado peor puntuación. La explicación es la dada anteriormente, hay un sesgo porque mayoritariamente han contestado alumnos motivados y con conocimientos altos.
- * **Hay bastante diferencia entre 1º y 2º Bachillerato,** lo que apunta a que entre estos cursos sí hay un avance significativo en el conocimiento que no se producía, por ejemplo, entre 3º - 4º o 4º - 1º Bachillerato (incluso parece que “se pierden” conocimientos de un curso al siguiente. Se puede interpretar como que los alumnos tienen un desarrollo cognitivo mayor, lo que les permite entender de mejor manera este tema, además de que se profundiza más en las explicaciones.

- * **Sobre los universitarios de la rama científica, sacan mejores puntuaciones que casi todos los grupos**, excepto cuando se comparan con los que han estudiado Física o Química (teniendo peor puntuación que éstos) y los que están en 2º Bachillerato (que como hemos dicho, son muestras comparables).
- * **Respecto a los universitarios de letras, su desempeño es de los más bajos, siendo comparable únicamente al grupo de 2º ESO y 1º Bachillerato.** Es como si prácticamente no hubieran estudiado nunca el tema. Su diferencia más grande es, como es obvio, con los que han estudiado la carrera de Física o Química.
- * Por último, los **encuestados que han cursado una carrera de Física o Química se diferencian de los otros siete grupos de forma muy notable**, habiendo la diferencia más pequeña con el grupo de 2º Bachillerato (pero aún así ese valor es mayor que cualquiera de las diferencias que muestran los otros grupos).

A modo de conclusión, podemos decir que se han confirmado las hipótesis que se plantearon inicialmente, y sobre todo nos ha sorprendido el bajo nivel del grupo Universidad (Letras), que han mostrado tener unos conocimientos similares (o inferiores) a casi todos los niveles de Secundaria. Esperábamos que, debido a la mayor madurez cognitiva, tuvieran un mejor desempeño.

En el Capítulo 6, se analizarán de una forma global los resultados aquí obtenidos, relacionándolos con los del Capítulo 3 y lo que se verá en el Capítulo 5. Los gráficos relevantes obtenidos de Statgraphics y de la propia herramienta de Google (Forms), así como datos e información adicional, se pueden consultar en el Apéndice A.3.

4.2.1. Detalle de los resultados por pregunta

Para finalizar este capítulo, se verán las preguntas que han sido falladas por un mayor número de personas, analizándose las posibles causas y explicaciones. Se comentarán casi todas, en orden creciente de porcentaje acertado, empezaremos por las que más personas han puesto mal. Una relación completa y precisa de los porcentaje de acierto/fallo se puede encontrar en el Apéndices A.3 (Tabla A.2).

Las dos preguntas que más se falló fue la número 7 y la 19, ambas pertenecientes al grupo que había catalogado como difíciles al inicio de este Capítulo 4. Además, se diseñaron especialmente según la información recogida en una revisión bibliográfica inicial, donde se aseguraba que el modelo de Rutherford se daba de una forma errónea (no sabía de la existencia de neutrones, pero intuía que algo no iba bien porque la masa del núcleo era demasiado grande). Tan sólo 27 de cada 100 personas acertaron esa pregunta, lo que prueba que hoy en día, el modelo no se enseña todo lo fehacientemente posible.

Por otro lado, la pregunta 19 estaba pensada para que únicamente los encuestados Físicos o Químicos la supieran responder, pues en 2º Bachillerato se menciona la ecuación de Schrödinger muy de pasada, y se postulan los números cuánticos sin mucha justificación, todos a la vez, algo que no es congruente desde el punto de vista histórico, pero tampoco de la ciencia, pues el número cuántico de espín aparece por una causa muy concreta, y teóricamente sólo si se tienen en cuenta aspectos relativistas que introduce Dirac. Esta pregunta únicamente la acertaron 29 de cada 100 personas.

Diez puntos por encima de las anteriores preguntas, se encuentran otras seis con un porcentaje de acierto similar, entre ellas se encuentran la 4, 10, 11, 12, 13, 14. La 4 había sido calificada como “fácil”, la 11, 12, 13 como de “dificultad media” y la 10 y 14 como “difíciles”. La pregunta 4 puede haberse fallado tanto por un motivo similar al de Rutherford, y es que al explicar el modelo de Thomson se da por hecho que lo que da carga positiva son los protones (partícula que en ese momento, ni se había descubierto), aunque la situación no sea tan grave como con Rutherford, pues prácticamente 40 de cada 100 personas contestan bien a la pregunta.

La pregunta 10 la catalogué como difícil, aunque no lo es tanto (la composición isotópica se da y aparece en los libros de texto desde 3º ESO). Sin embargo, creo que es un concepto un tanto abstracto, y que los alumnos aunque aprendan que Z es el número de protones, y A el número de protones y neutrones, luego no se preguntan por qué las masas atómicas no son números enteros (y los profesores o los libros tampoco hacen hincapié en esta cuestión, que a mi me parece vital si queremos lograr de verdad un aprendizaje significativo).

Las preguntas 11-14 están todas relacionadas con el modelo de Bohr, y las acertaron entre 35-40 personas por cada 100. Ésto es preocupante, pues el modelo de Bohr es al que más tiempo se dedica, por lo menos en los libros de texto, lo que puede significar que quizás no se está enseñando correctamente o que en algunos cursos directamente no debería enseñarse (como en la ESO), pues no se observa que su docencia promueva un aprendizaje robusto. Por ejemplo, que una gran cantidad de personas no sepa visualizar un espectro de absorción, y relacionarlo con que los átomos pierden/ganan cantidades discretas de energía me parece que es un error conceptual grave que puede deberse a esa docencia focalizada en la memorización y no en la comprensión.

Por último, tenemos tres preguntas que se contestaron algo mejor, por entre 46-48 personas por cada 100 que realizaron el test, y fueron las número 16, 17 18 y 21. Sobre esta última, creo que es preocupante que menos de la mitad de los encuestados tenga una imagen más o menos actual de lo que es un átomo, y salir del instituto sin tener esa base es preocupante. Respecto a la 18 es una pregunta típica de 2º Bachillerato para saber si el alumno ha entendido de verdad lo que es un orbital, por lo que es comprensible que cursos de nivel inferior la fallen (de ahí que el porcentaje no sea tan malo). La 16 sí que es más alarmante, ya que no era muy difícil y sólo había que tener claro el salto conceptual realizado por Schrödinger.

Para acabar, voy a reflexionar un poco más en profundidad sobre la pregunta 17, contestada de forma errónea 51 de cada 100 personas. Este test se diseñó en abril, cuando no había podido leer toda la literatura sobre el tema que he usado finalmente para este TFM, y volviendo a leer la pregunta, admito de forma autocrítica que quizás las opciones podrían haberse planteado de otra forma. Esta pregunta entraba dentro de la categoría de “difíciles” (Tabla 4.1), y lo que quería detectar era quiénes tenían interiorizado el cambio de paradigma que supone la Mecánica Cuántica frente a la clásica. Desde los 13 años se enseña a calcular magnitudes como la velocidad o la posición, y muchas veces cuando se explica el principio de indeterminación, se hace de una forma que, en mi opinión, no es la más adecuada. Recomiendo leer de nuevo la pregunta 17 (Apéndice A.2).

Una de las opciones que doy es que “*es un límite experimental, pues al lanzar luz se envían fotones, que interaccionan con el electrón, perturbando la medida*”. Esta interpretación es una de las más extendidas en Secundaria y Bachillerato, ya que es una analogía muy visual, y parcialmente válida. Y digo esto porque el efecto Compton precisamente consiste en cómo un electrón es perturbado cuando “choca” con un fotón que le lanzamos. Ahora bien, la pregunta claramente hace referencia al principio de indeterminación, y sobre todo esa opción es incorrecta por las primeras palabras de *es un límite experimental*, porque no es así. La siguiente opción que es incorrecta es una versión parecida a la anterior, haciendo referencia precisamente a esto último: “*todavía no se ha desarrollado la instrumentación necesaria*”. Ambas respuestas son falsas porque no reflejan el cambio de mentalidad que supuso la llegada de la Mecánica Cuántica, y no sirven para entender de verdad cuál es la explicación de este hecho. No poder medir esas dos magnitudes a la vez no es por nuestra incapacidad o porque no se haya desarrollado la experimentación suficiente, simplemente es un límite natural, y del que emanan consecuencias paradójicas con nuestra mentalidad clásica. De nuevo, es algo más profundo.

La respuesta correcta era la última, que es la más “antintuitiva” o menos newtoniana, y es la siguiente: “*las magnitudes de velocidad y posición, no están siquiera definidas debido a la naturaleza cuántica del electrón*”. Es en esta expresión donde puede surgir la controversia. La Mecánica Cuántica tiene muchas interpretaciones, pero yo considero aquí que las partículas subatómicas, debido a su carácter cuántico, tienen una naturaleza “especial”; no es que a veces se comporten como partículas (efecto fotoeléctrico, efecto Compton, radiación del cuerpo negro...) y otras como ondas (difracción de electrones, órbitas de Bohr), en realidad no son ni una cosa ni la otra. Son algo distinto porque participan en fenómenos que no son característicos ni de una onda ni de una partícula (como el efecto túnel, el espín, el entrelazamiento cuántico, etcétera). Bohr se dio cuenta de esto, y postuló su principio de complementariedad, aduciendo a que algo no puede comportarse simultáneamente como una partícula y como una onda, pues son dos descripciones de la materia incompatibles entre sí [70].

Lo que quiero remarcar con la respuesta, es que no podemos pensar algo tan antintuitivo como lo es el comportamiento de los objetos cuánticos, en términos clásicos. Que son “otra cosa diferente”, y que ciertas magnitudes del sistema van a estar indeterminadas (no vamos a poder medirlas con precisión absoluta).

En definitiva, el mundo cuántico está gobernado por la probabilidad. Carece de sentido hablar de posición o momento en términos clásicos, porque de hecho no está definida ni una trayectoria para la partícula; por ejemplo, en el experimento de Young de la doble rendija, pierde el sentido hablar de la trayectoria que sigue el fotón, y es necesario recurrir a la estadística y probabilidad para estudiar el fenómeno [70].

Ahora bien, me gustaría puntualizar que, si bien hay magnitudes que no podemos conocer con precisión de forma simultánea, hay otros pares de magnitudes que sí se podrá, como por ejemplo ocurre con la componente y de la posición y la componente p_x del momento lineal (para más información, acudir al Apéndice A.4). Aunque pueda sonar contradictorio, no lo es, pues el principio de indeterminación de Heisenberg se refiere o bien a la posición y momento en una dirección determinada del espacio (ya sea x , y o z), o a la posición y momento en mayúsculas (con todas sus componentes). En esos casos, no se podrá determinar las magnitudes de forma precisa.

La razón matemática detrás del principio de indeterminación es que los operadores (matrices) que describen las magnitudes que se quieren medir no conmutan, y la relación encontrada por Heisenberg³ es que el producto de las indeterminaciones de las magnitudes (Δ Magnitud) es múltiplo de la mitad del valor absoluto del valor esperado del conmutador de sus operadores. Para dos magnitudes cualesquiera a y b , con operadores asociados \hat{A} y \hat{B} , se muestra la relación del principio de indeterminación en la Ecuación 4.5, donde $[\hat{A}, \hat{B}]$ es el conmutador de los operadores.

$$\Delta a \cdot \Delta b \geq \frac{1}{2} \cdot |\langle [\hat{A}, \hat{B}] \rangle| \quad (4.5)$$

Si los operadores conmutaran (valor del conmutador igual a cero), se podría determinar ambas magnitudes con precisión; si no, tendremos una cierta indeterminación en la medida de cada una. Para una información más detallada, acudir al Apéndice A.4.

En aras de proveer de un ejemplo didáctico simple que muestre por qué no tiene sentido hablar de las magnitudes como la posición y el momento ya que no están definidas⁴ (al menos con su significado clásico): imagínese que hay un electrón en un orbital tipo s .

En el caso de la “posición”, ¿qué sentido tiene decir que el electrón está en un lugar del espacio? Si le preguntamos a la función de onda, Ψ y sin aplicar condición de contorno alguna, el electrón puede estar casi en cualquier punto del espacio... ¿eso qué significa? ¿puede estar en varios puntos a la vez? ¿cómo definimos una posición que puede tener más de un valor? ¿tiene eso siquiera sentido?

³Este resultado aparentemente novedoso, no es más que un caso particular obtenido en base a la teoría del calor desarrollada por Fourier décadas antes. A este respecto, para un nivel universitario es recomendable “[The more general uncertainty principle, beyond quantum](#), vídeo del canal 3Blue1Brown.”

⁴El ejemplo se podría usar en 2º de Bachillerato, que según mi propuesta en el Capítulo 5, es donde se daría este concepto en exclusiva.

De igual manera, podemos preguntarnos por la “velocidad” de ese electrón; si éste se encuentra en un orbital tipo s significa que su número cuántico orbital, l , es cero ($l = 0$). Según la Mecánica Clásica, ésto abocaría a dos escenarios⁵ (Ecuación 4.6):

$$\vec{l} = \vec{r} \times (m \cdot \vec{v}) \quad \text{si} \quad \vec{l} = \vec{0} \implies \boxed{\vec{r} = \vec{0}} \quad \text{o} \quad \boxed{\vec{v} = \vec{0}} \quad (4.6)$$

Como el electrón está a una distancia distinta de cero del núcleo (si estuviera en el núcleo, implosionaría). Aunque no sepamos exactamente dónde está, la única opción plausible es que el electrón tenga velocidad cero... entonces ¿todos los electrones en orbitales s tienen velocidad nula? ¿hay miles de millones de electrones que están parados?

Las preguntas retóricas planteadas muestran las incongruencias y paradojas que resultan de pensar en términos clásicos algo que sigue leyes distintas, llevándonos a situaciones absurdas. Por eso la velocidad y la posición en Mecánica Cuántica *no están definidas* de la misma forma que lo están en la Mecánica Clásica⁶, aquí están representadas por una serie de operadores matemáticos, de los que no se puede extraer mucha información con significado físico clásico, y sus valores pasan a estar condicionados por las probabilidades (sí, es más probable encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo, pero hay una probabilidad distinta de cero de que esté muy lejos del mismo).

Pese a la profundidad y complicación de la respuesta, me parece que las otras dos opciones dadas deberían detectarse fácilmente como falsas por alguien que hubiera estudiado Física o Química, que era el público al que estaba enfocado esta pregunta, pues supuse que la concepción más instaurada sería la de la interacción fotón-electrón. Como digo, en esa opción si alguien conociera de la existencia del efecto Compton podría haber dudado, pero aquí se hacía una clara referencia al “límite experimental”, y es ese matiz el que hace incorrecta a la respuesta. De nuevo, lo que buscaba con la pregunta era ver quién daba un paso más para entender la naturaleza cuántica de las partículas elementales, superando la necesidad de “verlas” con analogías clásicas.

Mi reflexión final es que no hace falta recurrir a esas analogías “clásicas” para explicar el principio de indeterminación, porque así los estudiantes no son conscientes de lo extraña que es la Mecánica Cuántica, y que no se puede entender con los conceptos clásicos newtonianos aprendidos durante años en la escuela. No obstante, creo que de la forma aquí expuesta es una manera más directa y menos falsaria de enfocar la docencia de este concepto, y se podría explicar sin mayores problemas en 2º de Bachillerato. Ésto ayudaría, entre otras cosas, a comprender mejor el modelo cuántico que luego usarán continuamente para calcular configuraciones electrónicas.

⁵En realidad son tres, el que no se menciona es que los vectores \vec{r} y \vec{v} sean paralelos, pero en ese caso no estaríamos ante un movimiento de rotación, sino de traslación, por eso no se ha planteado.

⁶Cabe destacar que existen otras relaciones de indeterminación, como lo son la energía total del sistema y el tiempo (fundamental en campos como la Espectroscopía), pero a nivel educativo, si ya es complicado conceptualizar el principio de indeterminación en términos de posición y velocidad, añadir una magnitud “extraña” para muchos alumnos como la energía sólo complicaría la enseñanza.

5 | Propuesta de enseñanza

En este capítulo, recogiendo la evidencia tanto de la revisión bibliográfica (Capítulo 3) como del análisis estadístico realizado (Capítulo 4), se propondrán una serie de consejos y guías para la docencia de esta parte del temario, así como los cursos más adecuados para su introducción; también se comentarán algunas metodologías innovadoras que pueden implementarse en futuras actuaciones didácticas.

Esta parte no es, por tanto, una unidad didáctica propiamente dicha. Simplemente una propuesta de cómo debería materializarse o ejecutarse la enseñanza de los modelos atómicos según lo que hemos visto hasta el momento, para generar un aprendizaje significativo diferencial entre cursos. A pesar de ser una propuesta original y personal, la fundamentación teórica viene dada por otros trabajos a los que hemos hecho referencia anteriormente (Capítulos 1 y 3), en especial los de Bhakthavatsalam[29], Marchán-Carvajal [27], Bidarra [46] y Harrison [28].

En el Apartado 5.1 propondré qué contenidos creo que serían los que habría que explicar en cada nivel académico, explicando razonadamente el por qué. Por último en el Apartado 5.2, se propondrán una serie de actividades (también para cada curso académico) de carácter relativamente innovador, para mejorar el aprendizaje de cada uno de los modelos, basándonos en la evidencia acumulada.

5.1. Distribución de contenidos según nivel académico

5.1.1. Segundo y Tercero de la ESO

Según la legislación, los modelos atómicos se introducen ya en 2^o ESO pero, ¿es necesario? La evidencia nos dice que es un tema abstracto que requiere que los alumnos hayan desarrollado un pensamiento cognitivo lo suficientemente robusto, y los datos muestran que a pesar de que actualmente se da en 2^o ESO un nivel similar en contenidos que en 3^o ESO, los alumnos pertenecientes a este nivel académico tienen un desempeño significativamente mejor (Apartado 4.2).

No obstante, los de 2^o ESO, por lo general, contestaron bien a las preguntas “muy fáciles” y “fáciles”, correspondientes en su mayoría los modelos de Dalton y Thomson. Es por eso que mi propuesta consiste en profundizar en este curso en dichos modelos (señalando que, como modelos, son inexactos), para que no se les relegue y se dejen de lado, que es lo que ocurre actualmente. De esta forma, se puede aprovechar para ahondar en la naturaleza e historia de la ciencia, reforzando la primera unidad didáctica de la “Actividad Científica”, y explicando de una manera más correcta y ajustada a la realidad esos dos modelos. En este curso no se necesita saber para las unidades posteriores mucho más allá de lo que es un átomo, y así empezaríamos a construir el conocimiento tal y como surgió.

Para 3^o ESO, dada su peculiaridad curricular y de sesiones lectivas a la semana, se pueden plantear dos posibles alternativas:

- La primera es que no se vea absolutamente nada de lo concerniente a los modelos atómicos. Aunque en el currículo sí que se explican las reacciones químicas, no se hace relación a que éstas son en el fondo un intercambio de electrones, y se tiene más la visión cinético-molecular de los átomos como “bolas”. Por tanto, el modelo de Thomson que estudiaron el año pasado debería ser suficiente para explicar dichos fenómenos, aunque sería recomendable hacer en la primera sesión un recordatorio. De esta forma, se podría aprovechar el curso para ver otros contenidos teóricos no vistos hasta el momento, algo que es importante porque es el último curso en el que la Física y Química es obligatoria.
- La otra opción es un cambio más radical, que no estaría contemplado en la legislación actual, y es darle un enfoque completamente diferente a la asignatura de 3^o ESO, pasando de ser teórica a práctica. El hecho que me hace plantear este escenario son las pocas horas de que se disponen en ese curso (dos sesiones por semana). Asimismo, 3^o ESO es el último curso donde la Física y Química es obligatoria. Por tanto, me parece una muy buena oportunidad para que, con los contenidos teóricos aprendidos en 2^o ESO, se lleven a la práctica en la asignatura del curso siguiente, dando una continuación y haciendo que el aprendizaje sea más significativo (para muchos alumnos será su único contacto con un laboratorio, y para todos será el primero con bastante probabilidad). Como es natural, habría que hacer espacio para pequeñas explicaciones teóricas antes, durante, y después de los experimentos, pero lo que tendría más peso serían las experiencias prácticas.

De esta forma, se podrían plantear actividades o pequeños experimentos que reforzaran las nociones de los modelos de Dalton y Thomson. De ser posible, incluso sería conveniente remarcar algún hecho experimental que no se pueda explicar con esos modelos, sembrando una semilla de dudas para que en el curso siguiente, florezca con el modelo de Rutherford y el de Bohr, creando relaciones entre contenidos previos.

5.1.2. Cuarto de la ESO

En este curso la ley sigue sin especificar nada sobre qué modelos atómicos se deberían enseñar (aunque sí hay un bloque dedicado a ellos). Aquí, dado el desarrollo cognitivo del alumnado sí me parece que es buen momento para explicar el modelo de Rutherford tal y como era en realidad, dedicando a este modelo la mayor parte del tiempo. Y, después, de forma natural explicar también el de Bohr, como una “mejora” del anterior hecha por un discípulo del propio Rutherford, y que empezaba a incluir cosas extravagantes, pero que coincidían con los hechos experimentales.

En 4º ESO los alumnos ya han elegido de forma voluntaria la materia, así que hay asumir que saben de antemano los modelos de Dalton y Thomson, aunque es recomendable dedicar al menos una sesión (o media) a poner en perspectiva qué era lo que había antes de que Rutherford llevara a cabo su famoso experimento y, posteriormente, propusiera su modelo.

Para el modelo de Bohr, se trabajaría de una forma mucho más conceptual (como con el de Dalton y Thomson en 2º ESO), sin incluir nada relacionado con la configuración electrónica. La razón principal es que aunque Bohr sí postuló el principio de llenado Aufbau, éste sólo se refería a que los electrones van ocupando los niveles de menor energía. Recordemos que Bohr habla todavía de órbitas, y a pesar de que de su desarrollo matemático surgía un número n que cuantizaba dichas órbitas como si fueran niveles de energía, en ningún momento planteó la configuración electrónica tal y como la conocemos hoy en día según los orbitales proporcionados por la Mecánica Cuántica ($Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), haciendo el llenado de orbitales en orden 1s, 2s, 2p, 3s... además que tampoco se había formulado el principio de exclusión de Pauli (Mecánica Cuántica).

Concretamente, el concepto de “orbital” no aparece hasta el modelo cuántico (Aparado 3.4.1). Por tanto, abordar este contenido con el modelo de Bohr es directamente erróneo y, personalmente, no lo veo recomendable, porque al final se prima más la mecánica de calcular una configuración electrónica que el concepto en sí mismo de orbital. Y, sinceramente, pienso que a esa edad es muy difícil comprender bien su significado, y que por tanto debería quedar relegado a 2º de Bachillerato.

5.1.3. Primero de Bachillerato

Con la ley anterior (LOGSE) sí se daba el tema de la estructura atómica en este curso (a un nivel muy similar al de Química en 2º Bachillerato). Al hacer una reorganización del temario, se suprimió esta parte, decisión que me parece muy acertada. Este curso lo dejaría tal y como está, mencionando a Dalton levemente al inicio del bloque de Química no tanto por su modelo (que según mi propuesta, ya lo habrían visto con más profundidad en la ESO), sino por sentar las bases de la Química cuantitativa.

5.1.4. Segundo de Bachillerato

En este curso, hay dos asignaturas que tratan los modelos atómicos (Apartado 3.3, Tablas 3.4 y 3.5):

- Física** Directamente se empieza con el modelo de Bohr, para pasar a explicar el modelo cuántico. Cabe destacar que se encuadra dentro del bloque de Física del siglo XX, concretamente en la parte de Física Cuántica, por lo que no es un apartado con mucho peso y se suele explicar más como un ejemplo histórico de cómo evolucionó la concepción del mundo microscópico, más que como un estándar de aprendizaje indispensable (de hecho, en los exámenes de la EBAU/PAU no suele aparecer).
- Química** En la asignatura de Química las cosas cambian, y aquí sí se vuelven a repasar los modelos anteriores, añadiendo el modelo cuántico. La forma en que se da es adecuada (eso sí, habiendo visto los modelos de Dalton, Thomson y Rutherford de la manera explicada en los párrafos anteriores). En este curso los alumnos ya tienen un cierto bagaje y el desarrollo cognitivo suficiente como para entender el cambio conceptual de pasar de certezas a probabilidades, que en el fondo es el corazón del modelo cuántico, como se demostró en el Apartado 4.2, Asimismo, saber calcular configuraciones electrónicas aunque sea algo mecánico tiene un sentido, pues se relaciona con los contenidos de otras unidades didácticas (predicción de propiedades periódicas, orgánica, redox, etc).

Una propuesta de mejora sería lo que he remarcado en los anteriores modelos: acudir y detenerse en lo conceptual y ver en qué circunstancias surgió. Puede que la NOS quede un poco relegada en este curso debido al tiempo limitado por la EBAU, pero me parece que aún dando importancia a los “cálculos” propiamente dichos, el profesor debería hacer hincapié en la epistemología del modelo en sí (y luego ser coherente y preguntar por ello, no poner todos los ejercicios que se puedan hacer mecánicamente aplicando unas reglas que no saben muy bien de dónde salen ni por qué, como el principio de Aufbau).

5.2. Actividades y enfoques innovadores

En este apartado, comentaremos algunas de las actividades más destacables propuestas para mejorar la comprensión de los diferentes modelos atómicos. No se pretende hacer una propuesta exhaustiva de cómo sería su puesta a punto en el aula y tampoco se contemplan aspectos de evaluación o atención a la diversidad.

Sólo se describirán algunas actividades interesantes y que ilustran bien varios de los conceptos que se han tratado a lo largo del documento, así como otros recursos que pueden ayudar en el desempeño docente de este bloque temático, sobre todo de divulgación científica. Se creará un subapartado por cada nivel académico, y se procederá a describir varias actividades que podrían realizarse en dicho curso (considerando que algunas pueden llevarse a cabo en varios debido al solapamiento del temario).

5.2.1. Segundo y Tercero de la ESO

Siguiendo las directrices que he marcado en el Apartado 5.1, para estos cursos corresponde la docencia del modelo de Dalton y el de Thomson (en tercero se pueden repetir, pero lo mejor sería tratarlos sólo en segundo).

La lección sería conveniente empezarla lanzando varias preguntas a los alumnos, para generar un debate sobre las mismas de acuerdo con sus conocimientos previos. En el caso del modelo atómico de Dalton, unos ejemplos podrían ser los siguientes:

- ¿Por qué existen cosas tan diferentes como mesas, gomas, rocas...? ¿Por qué son distintas entre sí?
- ¿La materia está hecha de cosas más pequeñas, o es tal cuál como se nos presenta? ¿Cómo se podría saber?
- Dalton propuso un modelo atómico, ¿qué se os ocurre que podríamos hacer para comprobar su validez?

Las preguntas anteriores se pueden ir planteando por el profesor, o intentar “sacárselas” al alumnado, que muchas veces tiene ocurrencias muy ingeniosas y pueden sorprendernos. El método sería como el que utilizaba Sócrates hace dos mil años (la mayéutica), a través del cuestionamiento de la realidad iba extrayendo y llegando a una verdad determinada. Creo que de esta forma, se implica a los estudiantes en su propio aprendizaje, plantándoles una semilla de curiosidad.

A este nivel no hay ninguna experiencia sencilla relacionada con el modelo de Dalton, aunque en 1º Bachillerato cuando ya se sepa lo que es una reacción química, se pueden diseñar actividades relacionadas con las leyes ponderales.

Respecto al modelo de Thomson, en 2º o 3º ESO es complicado replicar los experimentos que éste realizó para comprobar que los átomos eran divisible (y determinar la relación carga/masa de los electrones). Primeramente, porque es poco probable que en los laboratorios haya un tubo de rayos catódicos, y segundo porque el concepto de “campo eléctrico” o “campo magnético” es de un nivel muy superior al que nos encontramos.

A pesar de ésto, es aconsejable poner [este vídeo del canal de divulgación científica Veritasium](#) (o uno de similar calidad educativa) para analizarlo en clase. Está en inglés, pero se entiende muy bien y hay subtítulos (así se trabaja la competencia lingüística). Lo que deben de sacar como conocimiento es que, independientemente del metal usado, el “haz violeta” es siempre el mismo, por lo que todos tienen que tener algo en común. Además, [con este otro vídeo](#) podrán observar como ese haz se ve influido por imanes, lo que a nivel de 3º ESO (si han dado algo de magnetismo) puede entenderse como que las cargas se parecen a los “polos”, aunque esta última parte se sale quizás del nivel de estos cursos.

5.2.2. Cuarto de la ESO

En este curso era cuando (según mi propuesta) se tenía el primer contacto con el modelo de Rutherford y el de Bohr, aunque este último de una forma muy simplificada.

Para el modelo de Rutherford, una experiencia que me parece muy ilustrativa, enriquecedora y que se puede realizar en clase es la que aparece en [esta clase de Química del MIT](#). La actividad consistiría en construir un un análogo macroscópico de lo que sería la lámina de oro fina que usó Rutherford, con ayuda de hilos, bolas de ping-pong, y una estructura de madera (Figura 5.1).

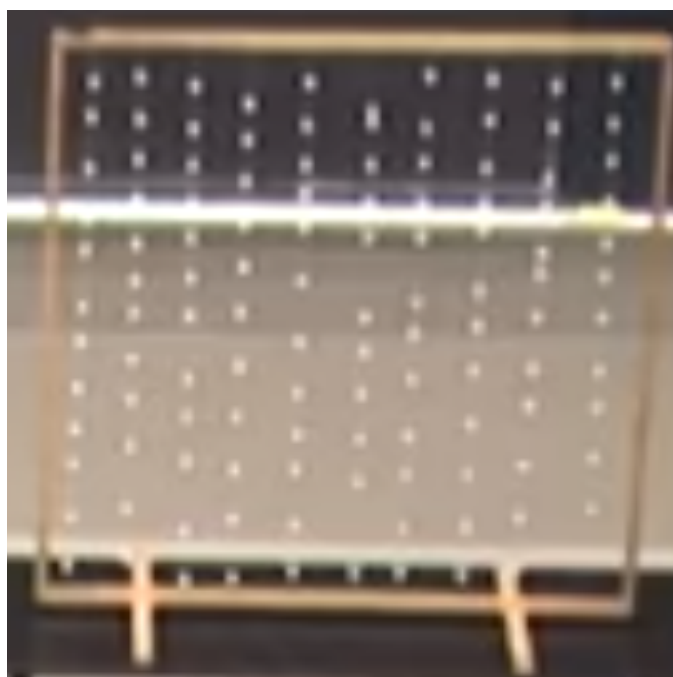


Figura 5.1: Análogo macroscópico de una lámina de oro. Los núcleos de oro están representados por las bolas de ping-pong unidas por un hilo transparente. Imagen de mala calidad, extraída directamente del [vídeo del MIT](#).

Así, daríamos a cada alumno entre 3-4 bolas de ping-pong, y les pediríamos que las lanzasen. Su tarea consistiría en contar el número de bolas que rebotan y las que atraviesan. Con la información de toda la clase, se podrá calcular el radio de las bolas de ping-pong que forman la estructura que hemos creado, que es algo parecido a lo que Rutherford hizo en su momento con el núcleo de oro (también lo midió aunque usando métodos más complejos)¹.

Se puede calcular la probabilidad de que un bola rebote (P_{Rebote}), que está relacionada con las dimensiones de cada bola individual en la red (Ecuaciones 5.1-5.2).

$$P_{Rebote} = \frac{\text{Número de bolas rebotadas}}{\text{Número de bolas totales}} \quad (5.1)$$

$$P_{Rebote} = \frac{(\text{Número de bolas en la estructura}) \cdot (\text{Área efectiva de cada bola})}{\text{Área total de la estructura}} \quad (5.2)$$

Reorganizando las Ecuaciones 5.1 y 5.2, y llamando al número de bolas en la estructura n y al área total A , se llega a la Ecuación 5.3:

$$P_{Rebote} = \frac{n \cdot \pi r^2}{A} \implies r = \sqrt{\frac{P_{Rebote} \cdot A}{n \cdot \pi}} \quad (5.3)$$

Es decir, sabiendo el número de bolas que damos a los alumnos y las que se ven rebotadas, se obtiene P_{Rebote} , el área total de la estructura (A) si es rectangular como la del vídeo también es fácil de calcular; de igual forma, contar el número de bolas en dicha estructura también es tarea sencilla. Introduciendo esos datos, obtenemos una estimación bastante buena de cuál es el radio de las bolas de ping-pong, y es una muy buena oportunidad para que entienda el experimento de Rutherford, que muchas veces se les cuenta sin contexto y no acaban de entenderlo completamente.

Para acabar con este curso, también se ha encontrado una aplicación muy útil a la hora de visualizar los modelos de Rutherford y Bohr. La app en concreto se llama PicsAR, y se basa en la realidad aumentada para ayudar a visualizar aspectos abstractos de este tema. La reciente publicación de la que ha sido extraída destaca que demostró ser muy efectiva para que los estudiantes mejorasen los marcadores relacionados con el razonamiento y desempeño [71].

Algunas fotos extraídas de ese mismo artículo se muestran a continuación para ejemplificar mejor su funcionamiento (Figuras 5.2 y 5.3):

¹Sería conveniente remarcar que en el caso de Rutherford, la distancia entre “bolas” sería muchísimo más grande de la que aparece en el vídeo.

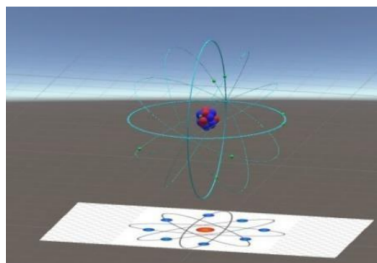


Figura 5.2: Realidad aumentada del modelo de Rutherford.

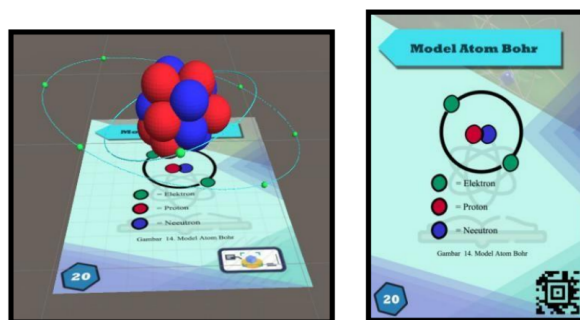


Figura 5.3: Realidad aumentada del modelo de Bohr.

A pesar de que en este curso se introduzca el modelo de Bohr, debido a la dificultad creciente no hay una actividad experimental sencilla de realizar y que pueda ser entendida fácilmente por los alumnos. Una opción sería usar un tubo de Geissler (o de lámparas de Na) y, valiéndonos de una hoja transparente e incolora con unas ciertas rayas negras correctamente espaciadas, visualizar que la luz que produce el tubo produce un patrón determinado (varias líneas del espectro continuo de la luz desaparecen). Un ejemplo de esta actividad se localiza en [este vídeo de Physics Demo](#).

No obstante, los textos y vídeos de divulgación científica pueden ser de gran ayuda para transmitir los conceptos fundamentales sin necesidad de un montaje experimental complicado, y que quizás no lleguen a entender completamente. De esta forma, buscaríamos poner de relevancia por qué fue tan importante en su momento el modelo de Bohr, atendiendo a sus aspectos más conceptuales.

Por ejemplo, explicar que Bohr fue discípulo de Rutherford, que buscaba un modelo que explicara el espectro discontinuo de los átomos, cosa que no conseguía el de Rutherford. Así, junto al uso de analogías muy visuales como la de la escalera (Figura 5.4, extraída de chem.libretexts.org) condensa a la perfección el significado de las órbitas cuantizadas, además de reflejar que a mayor nivel (más altura) tendremos más energía; si ya se ha tratado la parte de Física, incluso se podría relacionar y hablar de energía potencial.

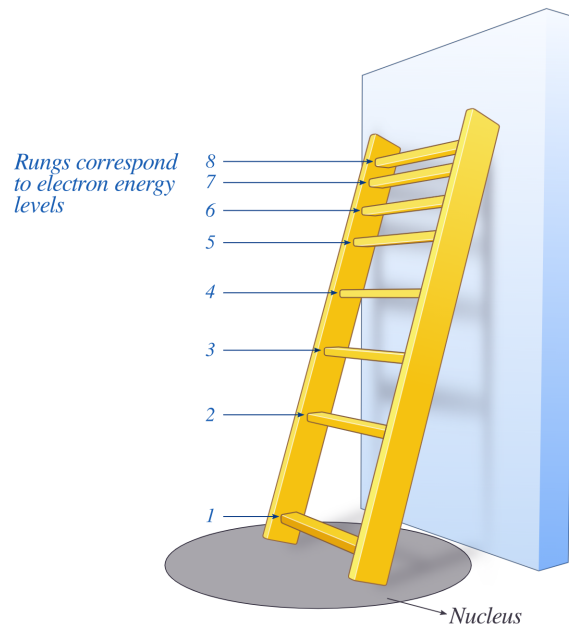


Figura 5.4: Analogía de los peldaños de una escalera como las órbitas en un átomo.

Maftai [72] propone en un artículo trabajar de diferentes formas con los mismos resultados experimentales a partir del modelo de Bohr. Así, dispone tres grupos diferentes de trabajo, en los que unos tendrán que hallar la constante de Rydberg, otros hallar las longitudes de onda a las que aparecen las líneas, y el tercer grupo comparará los valores reales de las líneas del átomo de hidrógeno, con lo que predice el modelo de Bohr. Esta actividad sería susceptible de ser transformada en una propuesta tipo puzzle, lo que propiciaría que todos los estudiantes estuvieran al tanto de las tareas del resto de grupos, que les explicarían a sus compañeros lo que han estado haciendo.

Otra propuesta muy interesante es la que propone Laura Coronil en su TFM [73]. Basándose en la gamificación, y con el espíritu de contextualizar el tema y darle una perspectiva histórica y de NOS, diseña un juego similar a “*timeline*”. Es un juego de cartas que tienen por un lado un evento histórico, un descubrimiento o un invento, y por el otro lado tienen el año en el que eso tuvo lugar. Cada jugador tiene una serie de cartas, que debe ordenar en orden cronológico atendiendo al reverso visual. Finalmente se dan la vuelta las cartas y se comprueba el nivel de acierto. Los jugadores que acierten, tendrán una carta menos en la próxima ronda, y los que hayan fallado una o más, tendrán que jugar con una carta adicional. El juego finaliza cuando un jugador se quede sin cartas, lo que significa que ha ganado.

La puesta en práctica de la actividad consistiría en dividir al alumnado en grupos de 4-5, repartiendo 4 cartas a cada uno. Los ganadores de cada grupo, jugarían una ronda final con cartas más difíciles que las anteriores. De esta forma, se trabajan multitud de competencias, aprenderán unos de otros, e interiorizarán la importancia que tiene el desarrollo histórico en el surgimiento de los distintos modelos atómicos.

Material adicional para este nivel puede ser [este vídeo de The Science Asylum](#), en el que explica de manera sencilla (y usando indirectamente el modelo de Bohr) cómo sabemos la composición de las estrellas. De esta forma, les mostramos a los alumnos una aplicación directa de un modelo atómico que, a priori, parece que tiene poca utilidad.

5.2.3. Segundo de Bachillerato

Como ya hemos visto, en este curso se introducirá la visión cuántica de los modelos atómicos, contraponiéndola con el modelo de Bohr, y señalando qué hechos experimentales conseguía explicar. Las experiencias de 4º ESO se pueden trasladar a este curso perfectamente, aunque dados los problemas de tiempo que hay habría que organizarlo muy bien, teniendo presente que el modelo principal de este nivel es el cuántico.

Debido a lo anterior y por las condiciones especiales de este curso académico, se recomienda hacer actividades de corta duración (por ejemplo, empleando las TIC), pues no habrá mucho margen para hacer experimentos.

Para explicar el modelo cuántico, se debe contextualizar dentro de la Mecánica Cuántica. No obstante, debido a que esta teoría requiere de unos conocimientos matemáticos que no se tienen a esta edad, se intentará extraer las ideas más importantes de la misma por medio de excelentes vídeos de divulgación, sin entrar en detalles y yendo a lo conceptual. Por ejemplo, en [este vídeo Science Asylum](#), o [este otro del canal Date un Voltio](#) hacen un repaso cronológico de los modelos atómicos más relevantes de la historia, actividad que podríamos hacer en las primeras sesiones del tema para repasar lo de años anteriores. Con relación a esto último, McKagan et al. [74] diseñaron una propuesta ideando una aplicación en la que pudiesen verse los modelos atómicos convencionales para el caso del átomo de hidrógeno (Figura 5.5, extraída del propio artículo).

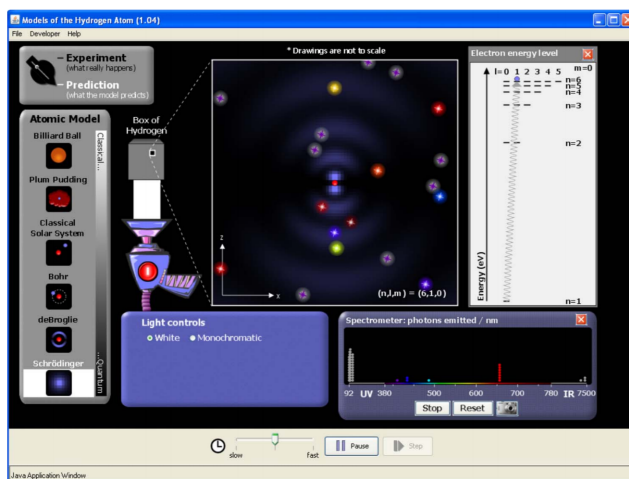


Figura 5.5: Simulación de los diferentes modelos atómicos para el átomo de hidrógeno.

Para ir entrando en el terreno de la Mecánica Cuántica, [Quantum Fracture](#) tiene una [lista de reproducción excelente](#) para iniciarse y darse cuenta de lo realmente complejo, abstracto y antintuitiva que es esta rama de la Física². En concreto, los vídeos que tiene sobre “[el misterio del aire](#)”, [el experimento de la doble rendija](#), [la dualidad onda-partícula](#), y [el principio de indeterminación³ de Heisenberg](#), son joyas de la animación y de la didáctica que deberían conocer los docentes y todo alumno que salga de un instituto.

- El primer vídeo, muy corto y sencillo, vuelve a ser de Quantum Fracture, y tiene por título “[Los átomos NO son así](#)”. Aquí hace un breve repaso al modelo de Rutherford y al de Bohr, señalando cuáles son sus problemas, y pasa a darnos una idea de qué es un átomo según la Mecánica Cuántica, explicando los números cuánticos y dándolos un significado (hasta donde es posible dárselo).
- El segundo vídeo, también muy corto, va en esta misma línea de conocer qué son los orbitales atómicos, que muchas veces aparecen en los libros de texto con unas formas muy raras, y los alumnos acaban no entendiendo nada de lo que allí se cuenta. [El vídeo es del canal Minute Physics](#), muy conocido en el ámbito de divulgación científica de habla inglesa.

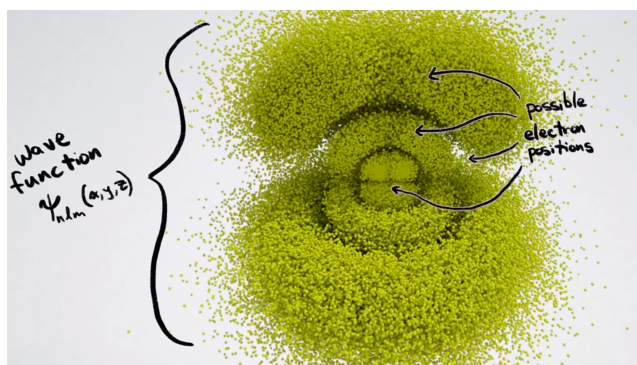


Figura 5.6: Representación de un átomo con un orbital 5d (no especifica si z^2 , xy , xz , yz , o $x^2 - y^2$, sacado del vídeo de Minute Physics.

- Por último, tendríamos un vídeo con un nivel algo más alto, que explica de forma somera la ecuación de Schrödinger (sin meterse en detalles), habla de coordenadas esféricas, de la parte radial y angular de la función de onda, etc. [Es de otro canal que ya he mencionado, The Science Asylum](#), y aunque quizás se sale un poco del nivel general, puede ser de utilidad para ofrecer como recurso extra a los alumnos más curiosos o interesados en el tema.

²Además, en el Apartado [4.2.1](#), se puso un ejemplo de cómo abría que abordar la enseñanza del principio de indeterminación, esencial para comprender los vídeos siguientes.

³Indeterminación mejor que incertidumbre. Es una palabra mucho más precisa y apropiada para lo que queremos describir.

Desde el punto de vista de explicación en pizarra, para este nivel se me ocurre un ejemplo matemático sencillo con el que los alumnos puedan intuir cómo surgen los números cuánticos a raíz de la Mecánica Cuántica. Para ello, partimos de algo que los estudiantes conocen bien: las ecuaciones trigonométricas. Este tipo de ecuaciones se ven con profundidad en la asignatura de Matemáticas en 1º de Bachillerato, pero se usan con asiduidad en Física y Matemáticas de 2º de Bachillerato. Sea la Ecuación 5.4:

$$\sin x = 0 \tag{5.4}$$

Resolver la ecuación implica conocer los valores de x en los que la función $\sin x$ es cero. Trabajando en radianes, acudiendo a la circunferencia goniométrica y a la definición de seno, es fácil percatarse de que $\sin 0 = 0$, por tanto, $x = 0$. Sin embargo, si avanzamos media circunferencia, en $x = \pi$, el valor de la función vuelve a ser cero. Es decir, tenemos una función periódica, y cada k ciclos, el valor que tomará será el de cero (Figura 5.7).

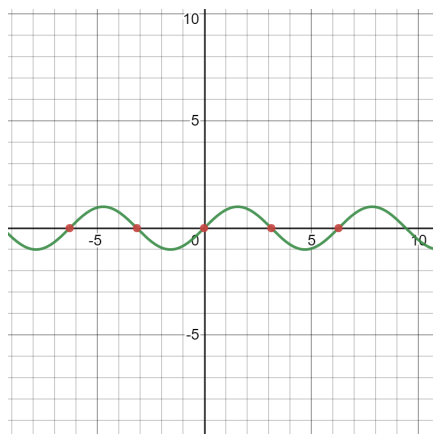


Figura 5.7: La función $\sin x$ está representada en verde, y los puntos en los que se hace cero, está en rojo.

Así, para expresar correctamente la solución de la ecuación, hace falta usar un número k , para que estén contempladas las infinitas soluciones que tiene (Ecuación 5.5):

$$\boxed{x = k \cdot \pi} \quad \forall \quad k \in \mathbb{Z} \quad (k = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \dots) \tag{5.5}$$

De esta forma, se muestra la “necesidad” de que exista un cierto número entero (k), que nos permita contemplar todas las soluciones. De hecho, en algunos casos físicos se deberá restringir su valor a los números naturales. Es ahí donde se debe hacer hincapié, pues los números cuánticos surgen igualmente como consecuencia de ciertas condiciones (también debido a que las funciones de onda contienen funciones trigonométricas).

Para acabar este apartado, se comentará una herramienta interesante para tratar el modelo cuántico, y es la propuesta de usar en el instituto el modelo atómico “Electronium”. A pesar de que las publicaciones donde se da a conocer son antiguas, la propuesta es bastante interesante y podría aplicarse en el aula hoy en día [75, 76].

Los autores parten de la premisa de que hay una carencia de gráficos para representar los modelos atómicos (aunque como acabamos de ver, hoy día hay vídeos divulgativos muy buenos que salvan este escollo). No obstante, señalan con acierto que el modelo por antonomasia es el de capas de Bohr, apuntando en la misma dirección que la revisión bibliográfica (Apartados 3.4.1 y 3.4.2). Debido a ésto, los alumnos acaban con la idea de un modelo del átomo clásico de tipo planetario.

En el artículo, se analizan las dificultades más habituales de los alumnos, como también hemos hecho en este TFM (Apartado 3.2.2) pero centrándose en particular en los problemas asociados al entendimiento del modelo cuántico. Así, proponen un modelo alternativo (Figura 5.8, sacada del propio artículo) basándose en principios didácticos, que parte de los conocimientos previos de los alumnos para acercarse a lo que es el modelo cuántico de verdad. Se centra en un modelo de “sustancia” en vez de un modelo de “partículas”, que es como se orienta habitualmente, y las magnitudes habituales (energía, entropía, momento angular...) se visualizan como un fluido más que como algo matemáticamente abstracto. La diferencia principal frente al modelo probabilístico más formal, es que considera las partículas como un “objeto extendido en el espacio” más que como un objeto puntual.

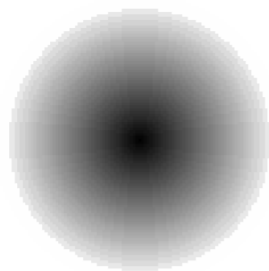


Figura 5.8: Ejemplo de cómo se visualizaría el modelo “Electronium”.

En el primero de los artículos [75] se explica las bases de su modelo, mientras que en el segundo [76] se lleva a la práctica para evaluar su eficacia; finalmente, llegan a la conclusión que el uso del modelo Electronium es más exitoso y efectivo que usar el modelo de probabilidad, de tal forma que sería muy adecuado para una etapa de Bachillerato como un paso intermedio entre el modelo de Bohr y el cuántico probabilístico.

Material adicional relacionado con textos de carácter divulgativo sobre los átomos se encuentra en la extraordinaria serie en la página [Cuaderno de Cultura Científica](#), así como varios artículos interesantes en Naukas: [Tres modelos atómicos que quizá no conocías](#) y [¿Cómo sabemos que los átomos existen?](#)

5.3. Reflexión de la organización y de las actividades propuestas

Tanto la distribución de los contenidos de los modelos atómicos (Apartado 5.1), como las actividades que se han planteado en el Apartado 5.2, se han diseñado en base a dos premisas fundamentales de las tendencias en didáctica de las ciencias experimentales:

- ◆ El aprendizaje por descubrimiento y el “aprender a aprender”.
- ◆ Contextualización de los contenidos teóricos explicados y enseñanza o docencia en espiral.

La propuesta planteada como un camino a lo largo la Secundaria y el Bachillerato, tiene la consigna de avanzar poco en contenidos teóricos cada curso académico (abarcando un número limitado de modelos), pero profundizando más en los aspectos histórico-formales de cada uno de ellos, comprendiéndolos más y mejor, como se recoge en la literatura [29].

Todo ello teniendo presente el nivel de desarrollo cognitivo del alumnado. No parece razonable que, como ahora ocurre, se explique el modelo de Bohr y el Cuántico en 2º y 3º ESO, porque los alumnos no son capaces de entenderlos bien (la prueba de ello está en la revisión bibliográfica y en los resultados arrojados por el test, que muestran muchos fallos en las preguntas relacionadas con dichos modelos). Por eso en 2º-3º ESO sólo se deberían estudiar los modelos de Dalton y Thomson, que sirvan de base para en 4º explicar en profundidad el modelo de Rutherford e introducir someramente el de Bohr, y finalmente en 2º Bachillerato desarrollar el modelo cuántico desde un punto de vista más cualitativo y conceptual, que cuantitativo (reservado para la etapa universitaria).

Varias investigaciones han mostrado que esta metodología favorece el aprendizaje, no tanto porque la información aprendida perdure más en los alumnos, sino por el desarrollo de una serie de habilidades que son duraderas en el tiempo, y permite a los estudiantes desempeñarse mejor académicamente en los cursos sucesivos [77, 78]. Asimismo, es más recomendable que los alumnos aprendan una teoría (aunque sea incorrecta), a que se les enseñe multitud de modelos y al final no acaben comprendiendo bien ninguno [29]. En definitiva, se podría resumir con el lema “mejor calidad antes que cantidad”. La mayor dificultad en esta puesta a punto está relacionada con cómo los docentes presentan estas teorías falsas (problemática tratada en el Apartado 3.2.1).

Huelga decir que las diferentes actividades planteadas a lo largo de este apartado habría que desarrollarlas en profundidad una a una, no sólo para mejorar su aplicación directa, sino para tener en cuenta otros aspectos como la evaluación, la atención a la diversidad, las competencias que queremos potenciar con cada una... pero eso se sale ya del alcance de este TFM.

6 | Conclusiones finales

En este último capítulo, condensaremos brevemente qué conclusiones se pueden extraer de este trabajo fin de máster.

- ✓ Hemos visto la importancia que tienen los modelos en particular en Ciencia, así como los enfoques de NOS y las espirales de enseñanza-aprendizaje.
- ✓ En la revisión bibliográfica se han señalado las principales dificultades que tienen los alumnos al enfrentarse al tema de los modelos atómicos, que básicamente se reducen a su naturaleza abstracta y compleja, descontextualizada de su realidad. Debido a esto, los profesores tampoco tienen fácil abordar esta materia, dependiendo en gran medida del libro de texto y limitando las clases a una metodología meramente expositiva, sin introducir dinámicas diferentes y, por ende, no motivando al alumnado.
- ✓ Un análisis en detalle del currículo ha mostrado que, en Castilla y León, en 3º ESO no se debería estar dando esta unidad didáctica (aunque *de facto* se haga). En el resto de cursos, a excepción de 2º de Bachillerato, aunque se menciona el bloque se hace de una forma general y sin especificar qué modelos es apropiado tratar en cada curso.
- ✓ También se llevó a cabo una revisión de cómo ha ido cambiando el currículo español en el siglo XX. Asimismo, se ha analizado otro trabajo que estudiaba de forma sistemática el tratamiento de los modelos atómicos en cuatro editoriales españolas muy conocidas a varios niveles educativos, concluyendo lo que habíamos detectado previamente en el análisis bibliográfico inicial: los libros carecen de un enfoque realmente de aprendizaje en espiral, el nivel es muy similar y hay poca progresión, dando mucho de algunos modelos en unos cursos, y quedándose cortos en otros, trufando las explicaciones de varios modelos atómicos de inexactitudes históricas y teóricas.

- ✓ Para comprobar experimentalmente el grado de conocimiento actual de la sociedad sobre esta materia, se llevó a cabo un cuestionario. Los resultados indican que no hay diferencias significativas entre los cursos de 3º ESO y 1º Bachillerato (aunque en 4º ESO se hayan visto, en principio, con más profundidad). Además, no hay diferencias significativas entre los universitarios que han seguido una carrera de letras o relacionada con el ámbito de las ciencias sociales, y los alumnos de 2º ESO (siendo la mayoría de personas del grupo de “Letras” que han acabado sus estudios en el instituto recientemente). Estos datos dan para reflexionar sobre cómo de eficaz está siendo la metodología actual, ¿si no se consigue que aumente el conocimiento entre 3º y 4º ESO, qué sentido tiene profundizar? ¿y cómo debemos replantearnos la docencia de este bloque temático si las personas de letras tienen el mismo conocimiento (o peor) de los modelos atómicos que alumnos de 12-13 años?
- ✓ Para intentar dar solución a los problemas que se detectaron en el test, se diseñó un plan curricular de cómo dar cada contenido a lo largo de los diferentes niveles académicos, planteando actividades interesantes de realidad aumentada, simulaciones, o vídeos/textos de divulgación, para intentar activar la motivación intrínseca de los alumnos.

Para finalizar, son evidentes las limitaciones de este trabajo. Por una parte, la señalada falta de muestra por parte del grupo de 3º ESO; habría que difundir aún más el test, para tener una muestra mucho más fidedigna a la población real. Además, habría que diseñar concienzudamente una unidad didáctica de acuerdo a los principios y guías expuestos en el Capítulo 5, llevarla al aula y comprobar su eficacia.

A continuación se muestran resumidos posibles mejoras para un trabajo futuro:

- ∞ Diseño, aplicación y evaluación crítica de unidades didácticas para cada uno de los niveles educativos sobre el tema de la estructura atómica (basándose en las propuestas planteadas en el Capítulo 5).
- ∞ Análisis ampliado de los contenidos de los libros de textos en el periodo de 1979-Actualidad, para tener una mejor referencia de la evolución en la didáctica y la explicación de conceptos que el artículo comentado de Sánchez et al. [67].
- ∞ Sería deseable mejorar el trabajo de Cid et al. [31], ya que la metodología que siguen es mixta, y sería recomendable aplicar una aproximación más cuantitativa. ADEMÁS, aunque definen esos criterios de análisis no explican qué contenidos son adecuados para cada etapa educativa, cosa a la que se ha intentado dar respuesta en el Capítulo 5 de este trabajo.
- ∞ Plantear un estudio donde se obtenga más información del grupo de “Universidad (Ciencias)”, ya que es muy heterogéneo y es probable que se obtengan resultados interesantes entre los estudiantes de ingenierías, rama de la salud, antigüedad, etc.

A | Apéndices

A.1. Información estadística extra

A.1.1. Combinatoria

Acudimos a la Combinatoria para calcular el número de combinaciones de ocho elementos tomados de dos en dos (y sin que se pueda repetir). Donde m es el número de elementos que tenemos y n en cuántos los agrupamos.

$$C_{m,n} = \frac{m!}{n! \cdot (m-n)!} \rightarrow C_{8,2} = \frac{8!}{2! \cdot (8-2)!} = 28 \quad (\text{A.1})$$

A.1.2. ANOVA y LSD

Tal y como se dijo en el Apartado 4.1, para determinar diferencias entre dos muestras, se utiliza un test que primero calcula F (para ver si varianzas entre ambos son comparables), y después lleva a cabo un test t, para determinar si son diferentes. Esto hace que en nuestro caso, si tenemos 28 parejas diferentes haya que hacer 56 test. Aunque laborioso, el problema no es el tiempo que se tarda en hacer, sino que en cada test introducimos un error tipo I (α) cada vez, por lo que se va acumulando y, para tantos test, se acaba con un error inaceptable. Con un ANOVA se controlan los errores anteriores, permaneciendo en α (error tipo I).

Sea como fuere, nuestro objetivo es comprobar si el factor nivel académico tiene un efecto sobre la respuesta: es decir, en la puntuación del cuestionario. Además, debido a que siempre hay un cierto error aleatorio que no podemos controlar, la nota de cada individuo (representada por x_{ij}) seguirá el modelo siguiente (Ecuación A.2):

$$x_{ij} = \mu + e_{ij} + a_j \quad (\text{A.2})$$

Donde μ es la media de toda la población, i da cuenta del individuo y j nos informa el grupo de los estudiados a que pertenece. Si el grupo es diferente (por ejemplo, tiene unos conocimientos superiores a la media), se traducirá en el modelo en que $a_j \neq 0$. Si, por el contrario, el grupo no es diferente, podremos decir que $a_j = 0$.

Por tanto, tenemos el problema de que a la variabilidad que pueda estar presente en cada grupo, hay que considerar otra fuente de variabilidad (a_j), debido a que el grupo tiene un efecto sobre la respuesta (a mayor nivel de estudio, en principio se sacará una nota mayor). Por eso, la forma más habitual de abordar un problema de ANOVA es a través del reparto de varianza, haciendo uso de la suma de cuadrados (Sum of Squares, SS), los cuadrados medios (Mean Squares, MS) y los grados de libertad (Degrees of Freedom, Df).

Si recordamos la expresión matemática de la varianza (Ecuación 4.1), nos podemos dar cuenta que simplificando, se puede poner de la siguiente forma:

$$\sigma^2 \rightsquigarrow s^2 = MS = \frac{SS}{Df} \quad (A.3)$$

Trabajar con los SS es mucho más fácil, pues entre otras ventajas, sus cantidades son aditivas, como los grados de libertad (al contrario de lo que ocurre con la varianza o los MS). Teniendo esto presente, junto con la Ecuación A.2, podemos dividir la suma de cuadrados totales (SS_T , que es la de cada valor individual y la media global obtenida), en dos componentes: la correspondiente al error aleatorio (SS_R), y la que da cuenta del efecto que tiene el grupo sobre la medida (SS_A), es decir, del término a_j .

$$SS_T = SS_R + SS_A \longrightarrow \sum_{i=1}^n \sum_{j=1}^n (x_{ij} - \mu)^2 = \sum_{i=1}^n \sum_{j=1}^n (x_{ij} - \bar{x}_j)^2 + \sum_{i=1}^n n_j \cdot (\bar{x}_j - \mu)^2 \quad (A.4)$$

En términos experimentales, el término SS_R da cuenta del error debido a la pura aleatoriedad, mientras que SS_A nos informa del sesgo que introduce el grupo j en concreto, y n_j es el número de individuos que componen el grupo j .

De esta forma, es mucho más sencillo calcular los SS por separado, sólo hay que determinar el promedio de cada grupo, el global, y hacer restas y sumas de cuadrado. Después, teniendo en cuenta los grados de libertad, calcular los respectivos MS_R y MS_A , que son lo que hemos llamado en el texto principal σ_{Within}^2 y $\sigma_{Between}^2$ (Apartado 4.1).

Como se vio, con los valores de MS_R y MS_A se calcula el estadístico F_{calc} , y de acuerdo (de nuevo) con los grados de libertad que dispongamos y el valor de significación elegido, se obtendrá un F_{crit} con el que poder comparar y tomar una decisión en el test de hipótesis.

Generalmente, aunque el criterio de ver si un estadístico es mayor o menor que otro, es más habitual hablar directamente del p-valor, en vez de los estadísticos. El p-valor no es más que el valor de la probabilidad *a posteriori* (es la probabilidad de obtener el estadístico calculado), y nos indica cómo de fuerte es la evidencia con la que estamos apoyando la hipótesis nula. Si el p-valor es mayor que el nivel de significación que habíamos establecido (α) entonces los datos nos están diciendo que no tenemos suficiente certeza como para rechazar la hipótesis nula, y que los resultados no son lo suficientemente buenos como para elegir la hipótesis alternativa. Cuando mayor sea el p-valor respecto del nivel de significación, con más confianza vamos a aceptar la hipótesis nula (y viceversa).

ANOVA: modelo de efectos fijos

Por último, vamos a comentar más en detalle qué es el test LSD. Como se explicó, no sólo nos interesa saber si hay o no un efecto, lo que queremos determinar es entre qué grupos se produce esa diferencia significativa.

Para ello acudimos al modelo de ANOVA de efectos fijos, en el que se vuelve a plantear un test de hipótesis:

- H_0 : Ningún grupo tiene efecto $a_{2^{\circ}\text{ESO}} = a_{3^{\circ}\text{ESO}} = \dots = a_j = 0$
- H_1 : Como mínimo, hay un $a_j \neq 0$

El grupo diferente se localiza comparando las posibles diferencias absolutas entre las medias de las columnas con la diferencia mínima significativa, LSD. Las diferencias entre cada pareja (por ejemplo, los grupos j y k), se calcula según la Ecuación A.5:

$$|\bar{x}_k - \bar{x}_j| \quad \forall k \neq j \tag{A.5}$$

Y el estadístico LSD (que es como un estadístico crítico), se calcula con la Ecuación A.6, teniendo en cuenta los cuadrados medios de los residuales y el estadístico t crítico:

$$LSD = t_{crit} \cdot \sqrt{MS_R \cdot \left(\frac{2}{n_j}\right)} \tag{A.6}$$

Así pues, los valores de la cuarta columna de la Tabla A.4 salen de esta última ecuación (A.6), y cada una de las diferencias de la tercera columna se determinan haciendo uso de la ecuación A.5.

A.2. Preguntas cuestionario

Modelos Atómicos

Hola, me llamo David Moldes y este cuestionario forma parte de mi Trabajo Fin de Máster. Sólo tiene 20 preguntas y contestar el test te llevará como mucho unos 10 minutos.

Se pretende evaluar los conocimientos de los modelos atómicos a nivel conceptual, dependiendo de la etapa académica. Las preguntas están dispuestas cronológicamente según el modelo atómico al que se refieran, y la dificultad (aunque concentrada más al final) es variable entre secciones. Así que, por favor, intenta contestar a todas las preguntas, independientemente del curso en el que te encuentres, seleccionando siempre la que te parezca más correcta. No se aprueba o se suspende, el intervalo de puntuación dependerá de tu nivel académico.

Muchas gracias de antemano por colaborar.

***Obligatorio**

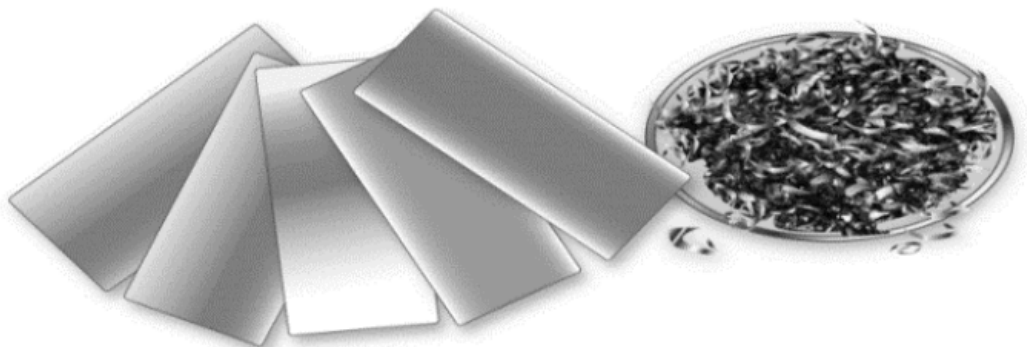
1. Etapa académica en la que te encuentras. Si ya no estudias, selecciona la última que realizaste. Si estás en FP, elige el último curso de ESO/Bachillerato que hiciste. Por último, si en el Bachillerato no estuviste en la rama científica, selecciona 4º ESO. *

Marca solo un óvalo.

- 2º ESO
- 3º ESO
- 4º ESO
- 1º Bachillerato
- 2º Bachillerato
- Universidad (rama no ligada a Ciencias)
- Universidad (rama ligada a Ciencias)
- Licenciatura o Grado en Física/Química

Modelos de Dalton y Thompson

2. El hierro se puede encontrar como láminas o virutas (ver imagen). Imagina que tuvieras un microscopio con el que poder ver las partículas que forman de ambas, ¿qué observarías? * 1 punto



Marca solo un óvalo.

- Las partículas de hierro de las láminas son más brillantes
- Las partículas de hierro son iguales en ambas
- Las partículas de hierro en las virutas son más pequeñas que las que hay en la lámina

3. A esas "partículas" de la pregunta anterior, Dalton las llamó: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Átomos
- Elementos
- Subpartículas

4. Thomson descubrió que los átomos: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Tenían partículas con carga negativa (electrones), y se encontraban en una masa de carga positiva
- Tenían partículas con carga negativa (electrones), cuya carga estaba compensada por partículas de carga positiva (protones)
- Tenían partículas con carga positiva (protones)

Modelo de Rutherford

5. Rutherford lanzó proyectiles muy muy pequeños contra una lámina de oro, similar a la moneda que se muestra en la imagen. Observó que: *



Marca solo un óvalo.

- La mayoría de proyectiles no atravesaba la moneda y rebotaban
- Todos los proyectiles atravesaron la moneda sin desviarse
- La mayor parte de los proyectiles la atravesaron sin desviarse, pero unos pocos rebotaron o se desviaron ligeramente de su dirección

6. Señala la frase correcta respecto a los átomos que forman la moneda: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

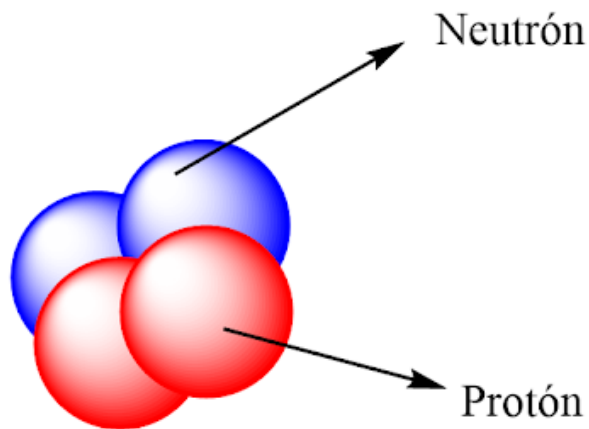
- Los átomos son en su mayoría espacio vacío, 99.999999999996%, aunque la moneda la percibamos rígida
- Los átomos son en su mayoría espacio lleno, 99.999999999996%, por eso es rígida al tacto
- La dureza de los átomos es similar a la de la moneda

7. Rutherford conocía de la existencia de protones y: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Los situó en el núcleo
- Los situó en el núcleo, en el que añadió también a los neutrones (partículas sin carga pero de masa similar a los protones)
- Los situó en el núcleo, y se dio cuenta de que la suma de la masa de todos los protones era menor que la experimental

8. ¿Qué carga tiene el átomo de la figura? * 1 punto



Marca solo un óvalo.

- 0
- +2
- 2

9. Lo que caracteriza al átomo de un elemento químico determinado es: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Su número de protones (Z)
- Su número de protones y neutrones (A)
- Su número de electrones

10. El número másico del oxígeno (número de protones y neutrones) es de 15.999. ¿Esto 1 punto
qué significa? *

Marca solo un óvalo.

- Que el oxígeno tiene 8 protones y 7.999 neutrones
- El número másico del O es 16 porque tiene 8 protones y 8 neutrones, pero como los neutrones tienen un poco menos de masa que los protones, el total es 15.999
- En la naturaleza casi todos los átomos de oxígeno tienen 8 neutrones, pero unos pocos átomos tienen menos de 8, así que al hacer el promedio sale 15.999

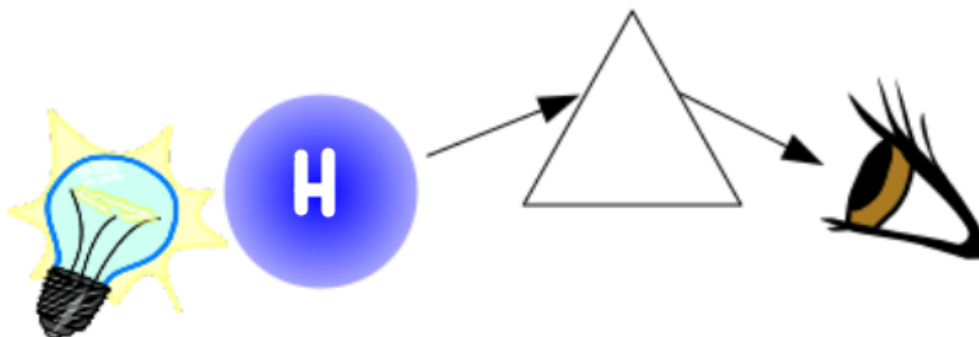
Modelo de Bohr

11. Lo novedoso del modelo de Bohr respecto al de Rutherford es que: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Bohr postula que el momento angular de los electrones en una órbita debe estar cuantizado
- Bohr dice que los electrones giran en órbitas circulares concéntricas alrededor del núcleo
- Bohr afirma que los electrones se mueven alrededor del núcleo de forma caótica

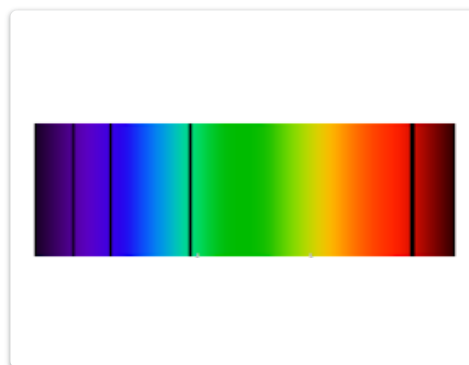
12. Cuando el átomo de hidrógeno absorbe radiación del sol (como se ve en la figura), lo que observamos después es: * 1 punto



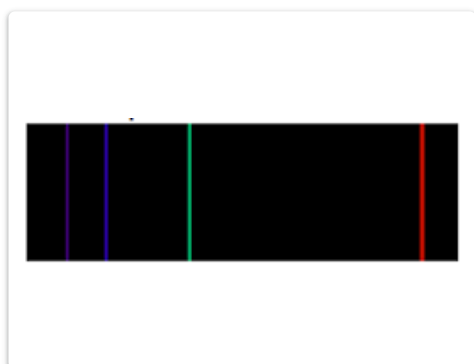
Marca solo un óvalo.



Opción 1



Opción 2



Opción 3

13. En el modelo de Bohr * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Los electrones más alejados del núcleo son los que tienen más energía
- Los electrones más cercanos al núcleo son los más energéticos
- Todos los electrones tienen la misma energía

14. Para justificar los espectros discontinuos, Bohr dice que los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas cuantizadas, sin ganar o perder energía. ¿Te parece que esa afirmación que hizo es físicamente correcta? * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Sí, al igual que un planeta gira en una órbita, los electrones giran alrededor del núcleo
- No, si los electrones girasen acabarían perdiendo energía y cayendo al núcleo (colapsando y destruyendo el átomo)
- No, las órbitas no están cuantizadas, los planetas pueden girar alrededor de una estrella a cualquier distancia, no únicamente a una dada

15. Que los espectros sean discontinuos implica que... * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Los átomos están formados por muchas partículas, y cada una absorbe una energía distinta
- Los experimentos estaban mal diseñados: la energía es continua, no discreta
- Los átomos sólo absorben o emiten ciertas cantidades de energía

Modelo Cuántico

16. Schrödinger desarrolla la Mecánica Cuántica para entender los fenómenos que ocurrían a escala atómica, y aplica esta teoría al estudio de los átomos. La principal característica del modelo cuántico de Schrödinger fue que: * 1 punto



Marca solo un óvalo.

- Desechó el concepto de órbita en la que se encuentran los electrones, e introdujo el de orbital
- Afirmó que los protones tenían carácter ondulatorio, y que por tanto no estaban definidos exactamente en el núcleo
- Explicó las líneas de los espectros discontinuos por medio de distribuciones de probabilidad discretas
17. No se puede saber dónde y a qué velocidad se mueve un electrón porque: * 1 punto

Marca solo un óvalo.

- Es un límite experimental, para medir lanzamos luz (fotones) y estas partículas interaccionan con el electrón, perturbando la medida
- Todavía no se ha desarrollado la instrumentación adecuada y precisa que permita determinar dichas magnitudes
- Para el electrón, esas magnitudes no están definidas debido a su naturaleza cuántica (es decir, debido a su carácter dual onda-partícula)

18. Un orbital es...*

1 punto

Marca solo un óvalo.

- Un lugar físico donde sabemos que se encuentra el electrón en el átomo
- Una función matemática que nos da el grado de indeterminación en la posición del electrón
- Una función matemática que nos da información del átomo y del número de electrones que tiene

19. Al resolver la ecuación de Schrödinger, se obtiene información acerca de la partícula a estudiar. Cuando se hace con los electrones surgen ciertos números cuánticos como condición (de forma similar a cuando se resuelve la ecuación $\cos x = 0$, $x = \pi, 2\pi, 3\pi...$ en general, $x = n\pi$, queda condicionado a que $n = 0, 1, 2, 3...$). Esos números cuánticos fueron en un principio: *

1 punto

Marca solo un óvalo.

- n, l, m
- n, l, m y s
- s, p, d, f

20. Los números cuánticos de la pregunta anterior *

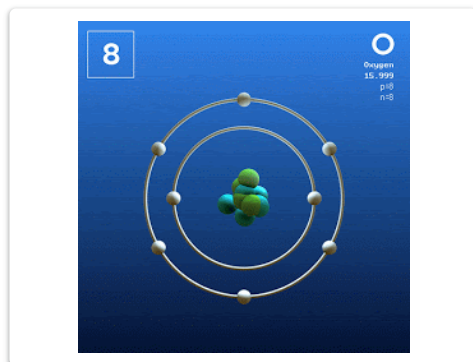
1 punto

Marca solo un óvalo.

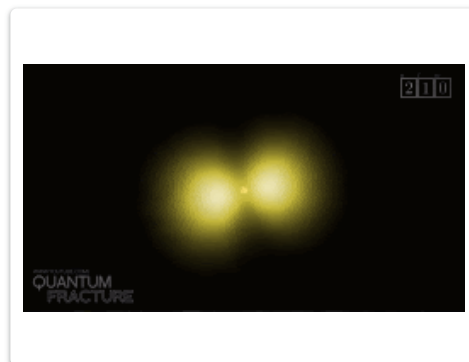
- Dan información sobre cómo es el átomo
- Describen la energía y la forma de los orbitales
- Sirven para saber cómo colocar los electrones dentro de un átomo

21. Señala qué figura de las que se muestran se corresponde mejor con la imagen que tenemos actualmente de lo que es un átomo: * 1 punto

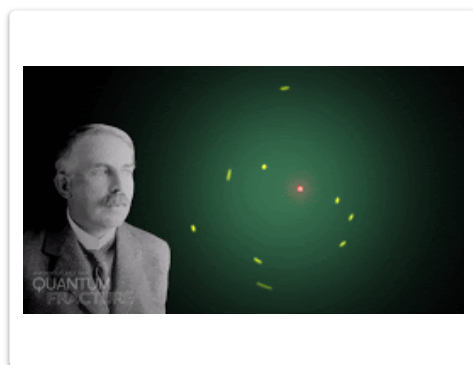
Marca solo un óvalo.



Opción 1



Opción 2



Opción 3

Este contenido no ha sido creado ni aprobado por Google.

Google Formularios

A.3. Resultados encuesta

A continuación, se muestra el histograma completo de las puntuaciones obtenidas por los 394 participantes (Figura A.1).

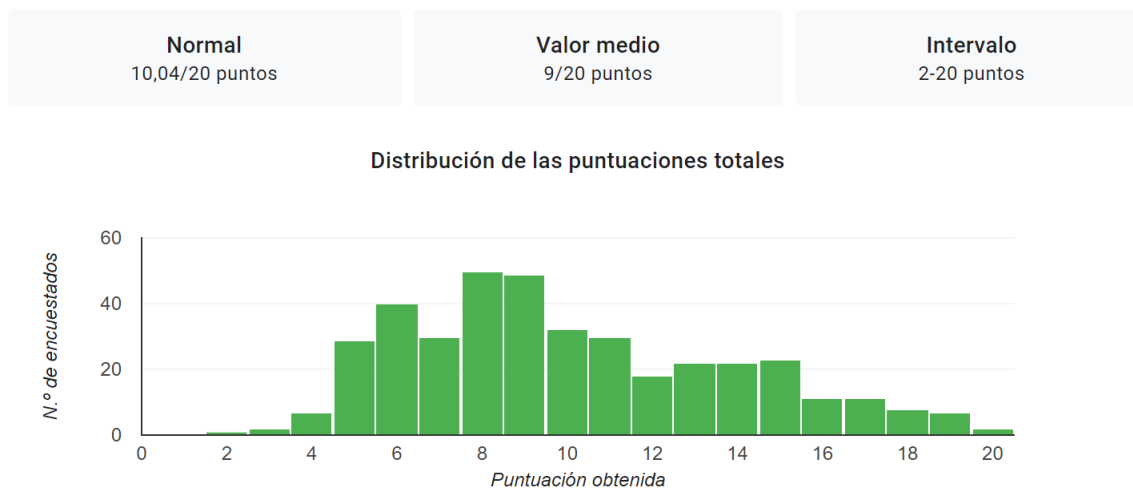


Figura A.1: Distribución de las puntuaciones obtenidas.

En la Figura A.2, se encuentra el porcentaje de participación de los ocho grupos. El más numeroso es el de Universidad (Ciencias), y el menos el de 3º ESO (que no marca porcentaje, pero que por diferencia le corresponde un 6,9 %).

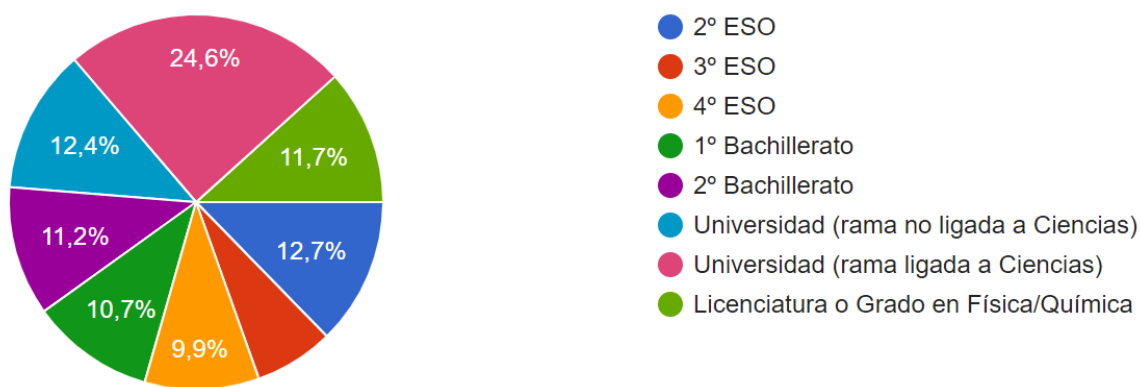


Figura A.2: Porcentajes de los estudios de los participantes.

Previamente, se dispone la Tabla A.1, donde se muestran los valores de Kurtosis para comprobar si las notas de cada grupo pertenecen a una distribución normal (cosa que se valida). Para todos los grupos se confirma que el estadístico de Kurtosis entrara dentro del rango ± 2 , pues si está dentro de ese rango indica que la muestra tomada proviene de una distribución normal. Si no estuviera en ese intervalo, no podríamos aplicar todos los test estadísticos y sólo tendría sentido calcular la desviación típica.

Tabla A.1: Estadístico de Kurtosis obtenido en cada grupo.

Nivel académico	Estadístico Kurtosis
2º ESO	0,91
3º ESO	-0,17
4º ESO	-0,25
1º Bachillerato	-0,52
2º Bachillerato	-1,18
Universidad (Ciencias)	0,36
Universidad (Letras)	-0,18
Física/Química	0,43

De forma pormenorizada, en las Figuras A.3, A.4 y A.5 aparecen los ocho histogramas correspondientes a cada grupo estudiado, de tal forma que se puede ver la distribución de las notas en cada caso (extraídos de Statgraphics).

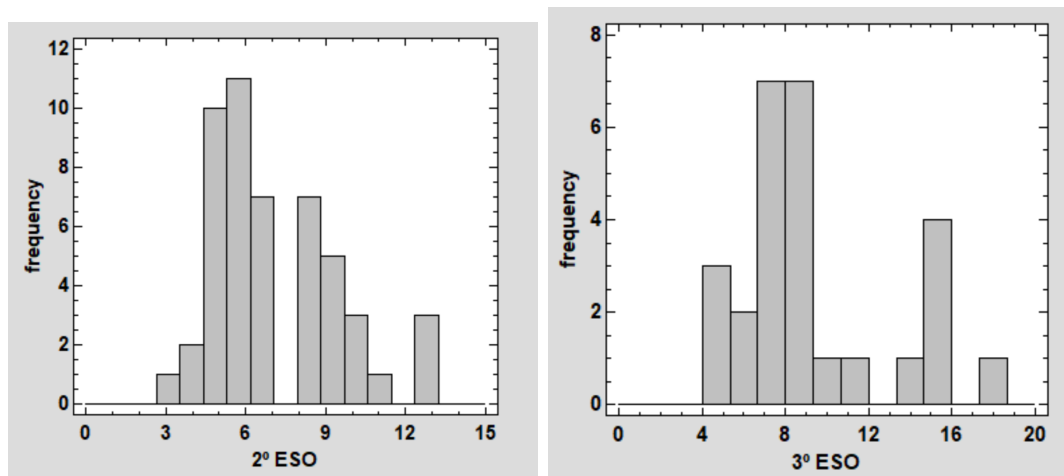


Figura A.3: Histogramas de segundo y tercero de la ESO.

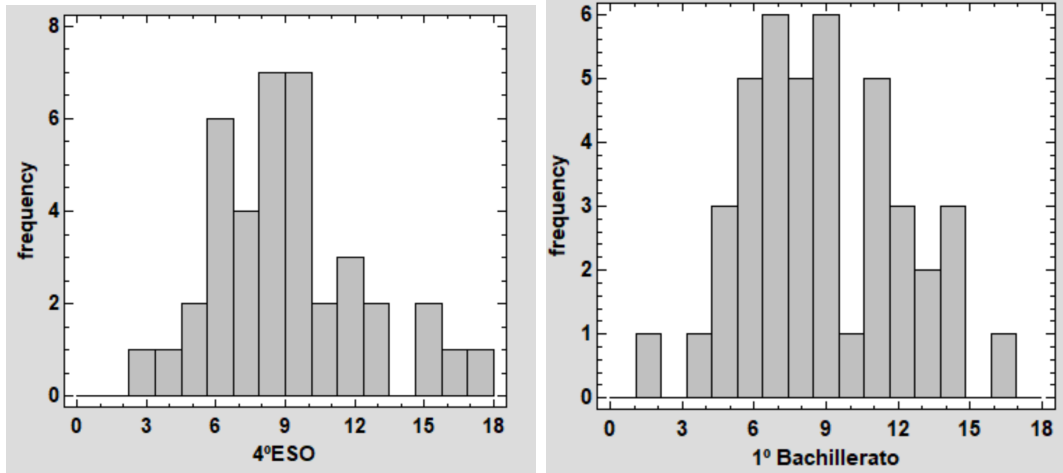


Figura A.4: Histogramas de cuarto de la ESO y primero de Bachillerato.

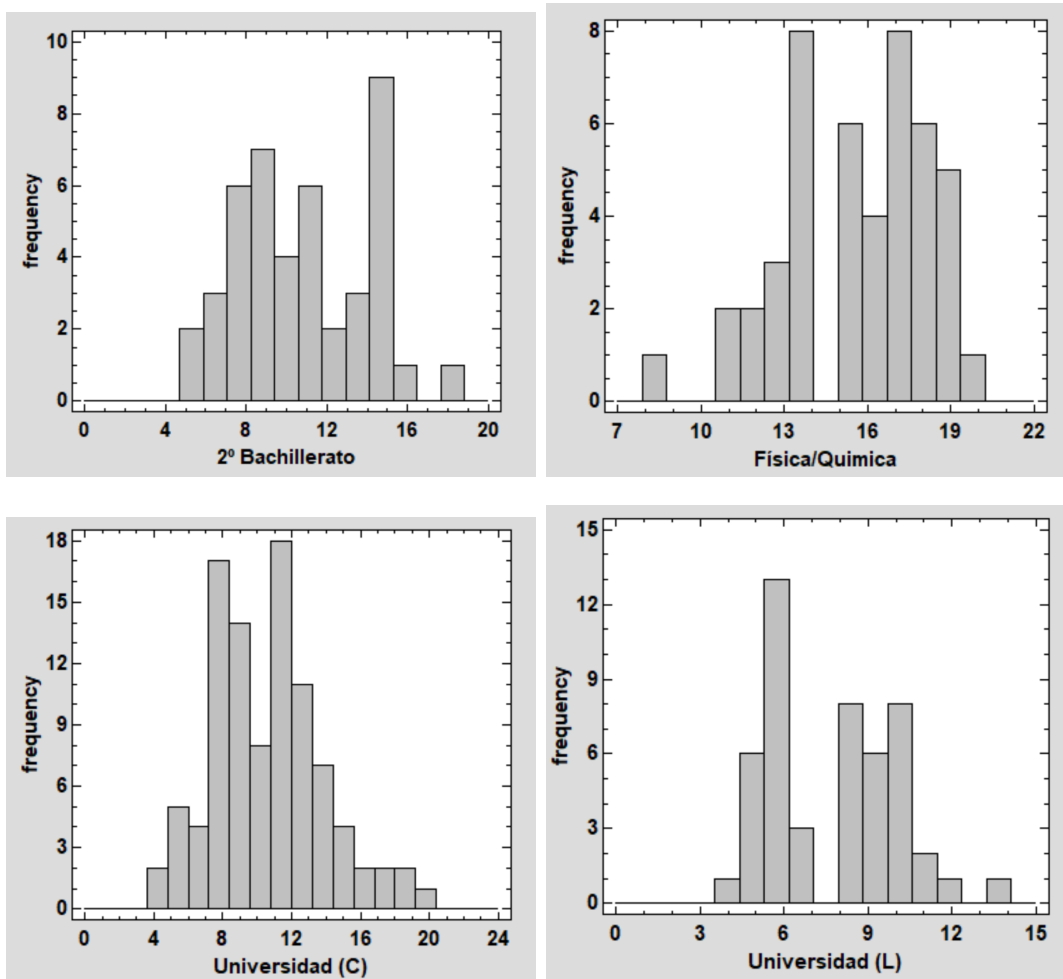


Figura A.5: Histogramas de segundo de Bachillerato, Licenciados/Graduados en Física o Química, Universidad (Ciencias) y Universidad (Letras).

Para las preguntas con puntuación, en la Tabla A.2 se ha recogido en qué medida se ha fallado o acertado la respuesta correcta. En rojo se han marcado las preguntas con un porcentaje de aciertos menor que el 40 %, y en verde se han resaltado las que acertaron con menos de un 30 % de fallo.

Tabla A.2: Porcentaje de acierto en cada pregunta.

Nº Pregunta	%Acierto	%Fallo
2	85,0	15,0
3	76,4	23,6
4	39,1	60,9
5	77,2	22,8
6	71,6	28,4
7	27,7	72,3
8	67,5	32,5
9	50,8	49,2
10	39,6	60,4
11	34,0	66,0
12	38,3	61,7
13	37,8	62,2
14	34,5	65,5
15	51,8	48,2
16	52,3	47,7
17	48,2	51,8
18	47,2	52,8
19	29,2	70,8
20	50,3	49,7
21	45,9	54,1

Para ser justos, cabe destacar que la pregunta 4, 7 y 19 tienen “trampa”, pues cuando se explican esos contenidos se dan de forma errónea con el afán de simplificar, y en la mayoría de casos los alumnos salen con la idea de que Thomson ya hablaba de protones, que Rutherford propuso un átomo con núcleo de protones y neutrones, o que gracias a la mecánica cuántica de Schrödinger aparecieron los cuatro números cuánticos (cuando del espín se supo después). Pero precisamente por eso he querido hacer las preguntas, para dejar poner blanco sobre negro qué contenidos están siendo explicados correctamente, y cuáles no.

Además, hay una clara diferencia entre las primeras preguntas (diseñadas para que un alumno de 2º - 3º ESO las resolviese sin problemas) y el resto, habiendo una diferencia entre ambas de más de 20 puntos porcentuales.

Entre las preguntas que falló más gente, se encuentra la de por qué el número másico del oxígeno no es un número entero si consta de protones y neutrones. La mayoría creyó que es así porque la masa de los neutrones es algo menor que la de los protones (cuando en realidad, es al revés), demostrando que no tenían muy claro el concepto de abundancia isotópica.

Siguiendo con el modelo de Bohr, un 65,5 % de las personas que realizaron el test afirmaron que un electrón puede “girar” a cualquier distancia del núcleo, de forma análoga a lo que ocurre con los planetas, dando por buena la premisa de Bohr (cuando ésta viola uno de los principios fundamentales de la electrodinámica clásica, la radiación sincrotrón).

La pregunta sobre los espectros también causó bastantes quebraderos de cabeza, y tan sólo el 38,3 % de los encuestados respondieron correctamente, poniendo de manifiesto lo complicado que es conceptualizar para personas jóvenes o no familiarizadas con el tema, qué ocurre al espectro de la luz visible cuando un átomo absorbe su energía.

Otra cosa a destacar es que más del 54,1 % de las personas (entre las cuales la mitad era gente universitaria o de más edad) tiene una idea muy equivocada de lo que es el átomo, imaginándose que los electrones dan vueltas alrededor del núcleo, imagen que se desterró del imaginario colectivo hace casi 100 años.

Respecto a los datos actualizados de participantes y medias, se muestra la Tabla A.3 (los pequeños cambios no modifican las conclusiones extraídas con el ANOVA en el Capítulo 4).

Tabla A.3: Medias y desviaciones típicas de las notas obtenidas por cada nivel académico (397 respuestas, versión actualizada a 16 de junio de 2021).

Etapa Académica	Participantes	Promedio	Desviación típica (s)
<i>2^o ESO</i>	51	7,12	2,29
<i>3^o ESO</i>	28	9,39	3,71
<i>4^o ESO</i>	39	9,18	3,34
<i>1^o Bachillerato</i>	42	8,86	3,12
<i>2^o Bachillerato</i>	45	11,02	3,28
<i>Universidad (C)</i>	97	10,67	3,28
<i>Universidad (L)</i>	49	7,73	2,19
<i>Física/Química</i>	46	15,61	2,57

A continuación, en la Tabla A.4 se encuentran las 28 parejas resultantes de combinar cada uno de los ocho grupos que han participado. En negro se muestran los grupos que no difieren significativamente, y en rojo con un asterisco, están marcadas las parejas que sí difieren. En la columna contigua está calculada la magnitud de la diferencia (tanto si es significativa como si no), y en la última columna se puede ver los límites superior e inferior para determinar si la diferencia es significativa (aunque en todos los casos haya una diferencia neta).

Tabla A.4: Tabla LSD extraída de Statgraphics. Las parejas con asterisco en rojo indican que hay diferencia significativa entre las medias.

Contraste entre niveles académicos	Sig	Diferencia	+/- Límite
1º Bachillerato - 2º Bachillerato	*	-2,07	1,27
1º Bachillerato - 2º ESO	*	1,72	1,23
1º Bachillerato - 3º ESO		-0,66	1,45
1º Bachillerato - 4º ESO		-0,32	1,31
1º Bachillerato - Física/Química	*	-6,75	1,26
1º Bachillerato - Universidad (Ciencias)	*	-1,81	1,09
1º Bachillerato - Universidad (Letras)		1,12	1,24
2º Bachillerato - 2º ESO	*	3,79	1,22
2º Bachillerato - 3º ESO		1,41	1,44
2º Bachillerato - 4º ESO	*	1,75	1,30
2º Bachillerato - Física/Química	*	-4,68	1,24
2º Bachillerato - Universidad (Ciencias)		0,26	1,07
2º Bachillerato - Universidad (Letras)	*	3,20	1,22
2º ESO - 3º ESO	*	-2,38	1,41
2º ESO - 4º ESO	*	-2,04	1,26
2º ESO - Física/Química	*	-8,47	1,20
2º ESO - Universidad (Ciencias)	*	-3,53	1,03
2º ESO - Universidad (Letras)		-0,59	1,18
3º ESO - 4º ESO		0,34	1,47
3º ESO - Física/Química	*	-6,09	1,43
3º ESO - Universidad (Ciencias)		-1,15	1,28
3º ESO - Universidad (Letras)	*	1,78	1,41
4º ESO - Física/Química	*	-6,43	1,28
4º ESO - Universidad (Ciencias)	*	-1,49	1,12
4º ESO - Universidad (Letras)	*	1,44	1,26
Física/Química - Universidad (Ciencias)	*	4,94	1,05
Física/Química - Universidad (Letras)	*	7,87	1,21
Universidad (Ciencias) - Universidad (Letras)	*	2,94	1,03

Por último, se presenta una versión alternativa a la Tabla 4.4 del Apartado 4.2, y que en el fondo es una versión coloreada en la que están ordenadas las diferencias tal y como salieron de Statgraphics, de valores más negativos a más positivos, con el criterio de color utilizado anteriormente (Tabla A.5).

Tabla A.5: Pares de grupos que son significativamente diferentes (ordenadas de diferencia más negativa a más positiva).

Nivel Académico	Diferencia entre medias
2º ESO - Física/Química	-8,47
1º Bachillerato - Física/Química	-6,75
4º ESO - Física/Química	-6,43
3º ESO - Física/Química	-6,09
2º Bachillerato - Física/Química	-4,68
2º ESO - Universidad (Ciencias)	-3,53
2º ESO - 3º ESO	-2,38
1º Bachillerato - 2º Bachillerato	-2,07
2º ESO - 4º ESO	-2,04
1º Bachillerato - Universidad (Ciencias)	-1,81
4º ESO - Universidad (Ciencias)	-1,49
4º ESO - Universidad (Letras)	1,44
1º Bachillerato - 2º ESO	1,72
2º Bachillerato - 4º ESO	1,75
3º ESO - Universidad (Letras)	1,78
Universidad (Ciencias) - Universidad (Letras)	2,94
2º Bachillerato - Universidad (Letras)	3,20
2º Bachillerato - 2º ESO	3,79
Física/Química - Universidad (Ciencias)	4,94
Física/Química - Universidad (Letras)	7,87

De esta forma, es mucho más visual comprobar que la mayor diferencia se da entre 2ºESO y Licenciados/Graduados de Física y Química, seguida de cerca por la pareja de Física/Química y Universidad (Letras), ya que son las que se encuentran en los extremos.

Por otro lado, atendiendo al centro de la tabla, se detecta rápidamente que las menores diferencias las presentan las parejas 4º ESO - Universidad (Letras) y 4º ESO - Universidad (Ciencias), sabiendo claro está, que aunque sean pequeñas sí son significativas.

A.4. Ampliación justificación pregunta 17

En el Apartado 4.2.1, se dio una explicación sin entrar en detalles de por qué no se puede conocer de forma simultánea la posición y la velocidad de un electrón. Aquí, vamos a realizar una justificación más rigurosa, haciendo uso de los operadores y las magnitudes que realmente intervienen, que son la posición y el momento lineal (p) [79, 80].

Para empezar, vamos a hacer referencia a los postulados de la Mecánica Cuántica, que nos dicen que los únicos valores que puedo obtener como resultados de la medida de un observable cualquiera A , serán los valores propios que resulten al aplicar el operador \hat{A} a la función de onda que estemos estudiando, Ψ ; es decir, si Ψ es función propia del operador, entonces la magnitud se podrá determinar con total precisión (debe cumplir la ecuación de autovalores, Ecuación A.7).

$$\hat{A}\Psi = a \cdot \Psi \quad (\text{A.7})$$

Donde a es un escalar perteneciente a los reales¹ y es el valor propio del operador cuando se aplica a la función Ψ . Por ejemplo, si el operador en cuestión fuera la posición y lo aplicásemos a la función de onda del electrón, si ésta fuera función propia del operador, entonces nos informaría de cuál es la posición (el valor propio del observable).

¿Qué ocurre si la función de onda no es función propia del operador? Pues que será imposible conocer el valor exacto de la magnitud, se desconoce el valor propio porque, *de facto*, no existe. Una consecuencia inmediata es que, si una función de onda es función propia de dos operadores, ésto asegura que el operador conmutador de esos dos operadores es cero (es decir, conmutan). La demostración es sencilla, tomando otro operador \hat{B} , asumiendo que Ψ_i es función propia:

$$\hat{A}\Psi_i = a \cdot \Psi_i \quad (\text{A.8})$$

$$\hat{B}\Psi_i = b \cdot \Psi_i \quad (\text{A.9})$$

El operador conmutador de \hat{A} y \hat{B} , se define de la siguiente forma (considerando f como una combinación lineal de la función Ψ_i , para hacer un caso más general, dado que las combinaciones lineales de una función propia también son funciones propias).

$$[\hat{A}, \hat{B}]f = (\hat{A}\hat{B} - \hat{B}\hat{A})f = (\hat{A}\hat{B} - \hat{B}\hat{A}) \sum_{i=1}^n c_i \cdot \Psi_i \quad (\text{A.10})$$

¹Los operadores usados en cuántica son hermíticos, lo que garantiza la ortogonalidad de las funciones de onda, y el dominio real de los autovalores (pues un valor imaginario no tendría sentido físico).

Donde c_i son los coeficientes reales de las combinaciones lineales. Como el sumatorio de los coeficientes es una constante, desarrollando, se llega a la siguiente expresión:

$$[\hat{A}, \hat{B}]f = \hat{A} \left(\hat{B} \cdot \sum_{i=1}^n c_i \cdot \Psi_i \right) - \hat{B} \left(\hat{A} \cdot \sum_{i=1}^n c_i \cdot \Psi_i \right) = \sum_{i=1}^n c_i \cdot \left[\hat{A}(\hat{B}\Psi_i) - \hat{B}(\hat{A}\Psi_i) \right] \quad (\text{A.11})$$

Aplicando las definiciones de función propia, se obtiene la Ecuación A.12:

$$[\hat{A}, \hat{B}]f = \sum_{i=1}^n c_i \cdot (b_i a_i \Psi_i - a_i b_i \Psi_i) = 0 \quad (\text{A.12})$$

Es decir, si la función propia lo es de ambos operadores, significa que su producto sí es conmutativo, de ahí que se diga que los operadores conmuten.

Así, es muy claro ver que si los operadores no conmutaran, como el sumatorio de los coeficientes es una constante y el término del paréntesis no se va a anular porque el producto no es conmutativo, tendremos que $[\hat{A}, \hat{B}] \neq 0$, y, por tanto, la condición de las Ecuaciones A.8 y A.9 no serían válidas (no se podrían calcular los valores propios).

Cuando no conmutan, Heisenberg relacionó la imprecisión de la medida de los observables con una cantidad igual o superior al valor esperado del operador (en términos absolutos), que es lo que se muestra en la Ecuación 4.5.

En el caso que nos atañe, hay que ver si la función de onda del electrón es función propia de los operadores posición y momento lineal... o hacer algo más sencillo, y simplemente calcular el conmutador de esos operadores. Si da cero podremos asegurar que ambas magnitudes se pueden determinar con precisión (existe un valor propio del operador), o si por el contrario es distinto de cero acudiremos al principio de indeterminación de Heisenberg, con el que calculamos la imprecisión de la medida según la del otro observable.

$$[\hat{x}, \hat{p}_x]f = \hat{x}(\hat{p}_x f) - \hat{p}_x(\hat{x} f) = x \left(-i\hbar \frac{\partial f}{\partial x} \right) - \left(-i\hbar \frac{\partial}{\partial x} \right) (x f) \quad (\text{A.13})$$

$$[\hat{x}, \hat{p}_x]f = -i\hbar \cdot x \cdot \frac{\partial f}{\partial x} + i\hbar \cdot \left(f + x \frac{\partial f}{\partial x} \right) = i \cdot \hbar \cdot f \neq 0$$

Lo que significa que f no es función propia de ninguna de esos operadores (que es lo que ocurre con el electrón), pero que es extrapolable a cualquier función f .

De igual manera, aprovecho para demostrar por qué sólo ocurre con la posición y el momento medido en la misma componente, porque de hecho sí se puede conocer la posición en y a la vez que p_x , o cualquier otra combinación (eso sí, el momento total o la posición total seguirán estando no definidos, esto es, teniendo una imprecisión).

$$[\hat{y}, \hat{p}_x]f = \hat{y}(\hat{p}_x f) - \hat{p}_x(\hat{y}f) = y \left(-i\hbar \frac{\partial f}{\partial x} \right) - \left(-i\hbar \frac{\partial}{\partial x} \right) (yf) \quad (\text{A.14})$$

$$[\hat{y}, \hat{p}_y]f = -i\hbar \cdot y \cdot \frac{\partial f}{\partial x} + i\hbar \cdot \left(y \frac{\partial f}{\partial x} \right) = 0$$

Como al hacer la derivada respecto de x , y no varía, sale como constante, quedando que ambos operadores sí conmutan y se pueden determinar con precisión de forma simultánea.

Para dar fin a esta disquisición, me gustaría volver a remarcar que, visto con perspectiva, redactaría de forma diferente la respuesta que doy. Es cierto que las otras dos posibilidades si sabes del tema, se detectan fácilmente como erróneas. Sin embargo, la forma en que está escrita la opción correcta da a entender como que no están definidas la magnitud de la posición y el momento lineal... cuando en realidad sí que lo están, pero a través de operadores matemáticos, y perdiendo su sentido clásico (que es a lo que me refería).

La parte positiva es que esta cuestión ha dado pie a realizar una justificación y un repaso de qué es en el fondo el principio de indeterminación de Heisenberg, y por qué tiene un peso tan importante en la Mecánica Cuántica, no sólo siendo uno de sus postulados, sino que fue una de las primeras ‘piedras’ que se pusieron cuando se empezó a construir esta gran teoría del conocimiento.



Figura A.6: Werner Karl Heisenberg. Fuente [Biografiasyvidas.com](https://www.biografiasyvidas.com)).

A.5. Enlaces URL de los hipervínculos del texto

A continuación se muestra una relación de los hipervínculos utilizados, adjuntando su URL completa. También se señala la página donde aparece para que su búsqueda sea más sencilla.

- A Timeline Of Atomic Models, página 5: <https://medium.com/@Intlink.edu/a-timeline-of-atomic-models-cb2607b1da85>.
- molasaber.org, página 19: <https://molasaber.org/2020/06/09/el-atomo-a-lo-largo-de-la-historia/>.
- Giphy.com, página 22: <https://giphy.com/gifs/W2KU5PKZJHnbF4pwc2>.
- Falstad.com, página 24: <http://www.falstad.com/qmatom/>.
- Desmos, página 29: <https://www.desmos.com/?lang=es>.
- Geogebra, página 29: <https://www.geogebra.org/graphing?lang=es>.
- FisQuiweb, página 29: <https://fisquiweb.es/>.
- Fisiquimicamente, página 29: <https://fisiquimicamente.com/>.
- Preguntas test, página 30: <https://forms.gle/4FT3xK3pNAECv3Uh9>.
- The more general uncertainty principle, beyond quantum, página 45: <https://www.youtube.com/watch?v=MBnnXbOM5S4>.
- Canal de divulgación científica Veritasium, página 51: <https://www.youtube.com/watch?v=2xKZRpAsWL8>.
- Este otro vídeo, página 51: <https://www.youtube.com/watch?v=09Goyscbazk>.
- Clase de Química del MIT, página 51: <https://youtu.be/ustfXi-mpkI?t=1210> (repetido en la leyenda de la figura).
- Este vídeo de Physics Demo, página 53: <https://www.youtube.com/watch?v=oae5fa-f0S0>.
- chem.libretexts.org, página 53: [https://chem.libretexts.org/Courses/Harper_College/CHM_110%3A_Fundamentals_of_Chemistry/02%3A_Radiation_-_Pros_and_Cons/2.09%3A_The_Bohr_Model_-_Atoms_with_Orbits#:~:text=In%201913%2C%20the%20Danish%20physicist,electromagnetic%20radiation%20\(or%20light\)](https://chem.libretexts.org/Courses/Harper_College/CHM_110%3A_Fundamentals_of_Chemistry/02%3A_Radiation_-_Pros_and_Cons/2.09%3A_The_Bohr_Model_-_Atoms_with_Orbits#:~:text=In%201913%2C%20the%20Danish%20physicist,electromagnetic%20radiation%20(or%20light)).
- “Timeline”, página 54. Link es muy largo con caracteres que no detecta L^AT_EX, buscar “timeline” en Amazon.

- Vídeo de The Science Asylum, página 55: <https://www.youtube.com/watch?v=FQJj2kBJ5A8>.
- Otro vídeo Science Asylum, página 55: <https://www.youtube.com/watch?v=EOHYT5q51hQ>.
- Vídeo Date un Voltio, página 55: <https://www.youtube.com/watch?v=uswkXJipM9o>.
- Lista de reproducción Quantum Fracture, página 56: <https://www.youtube.com/playlist?list=PLOPFag4m0J10rS1Sg9AWA6YA9A54v7XKK>.
- “El misterio del aire”, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=0ABUuXQcnJQ&list=PLOPFag4m0J10rS1Sg9AWA6YA9A54v7XKK>.
- Experimento de la doble rendija, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=Y9ScxCemsPM&list=PLOPFag4m0J10rS1Sg9AWA6YA9A54v7XKK&index=3>.
- La dualidad onda-partícula, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=LBEq1rhRbC4&list=PLOPFag4m0J10rS1Sg9AWA6YA9A54v7XKK&index=4>.
- El principio de indeterminación de Heisenberg, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=2W8i-BVWehc&list=PLOPFag4m0J10rS1Sg9AWA6YA9A54v7XKK&index=7>.
- “Los átomos NO son así”, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=wxIxWTTsBj4&t=102s>.
- El vídeo es del canal Minute Physics, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=W2Xb2GFK2yc&list=LL&index=2>.
- Es de otro canal que ya he mencionado, The Science Asylum, página 56: <https://www.youtube.com/watch?v=BPkcDWLBsrI>.
- Cuaderno de Cultura Científica, página 58: <https://culturacientifica.com/2019/04/29/la-ley-de-proporciones-definidas-y-la-unidad-de-masa-atomica/>.
- Tres modelos atómicos que quizá no conocías, página 58: <https://naukas.com/2013/04/10/tres-modelos-atomicos-que-quiza-no-conocias/>.
- ¿Cómo sabemos que los átomos existen?, página 58: <https://naukas.com/2017/09/01/como-sabemos-que-existen-los-atomos/>.
- Biografíasyvidas.com, página 84: <https://www.biografiasyvidas.com/biografia/h/heisenberg.htm>.

Bibliografía

- [1] Sonia Beatriz Concari. Las teorías y modelos en la explicación científica: implicancias para la enseñanza de las ciencias. *Ciênc. educ.(Bauru)*, pages 85–94, 2001.
- [2] EA Castro. El empleo de modelos en la enseñanza de la química. *Enseñanza de las Ciencias*, 10(1):073–79, 1992.
- [3] Franklin Miller, Thomas J Dillon, and Malcolm K Smith. *Concepts in Physics*. Harcourt, Brace & World, 1980.
- [4] Alan H Schoenfeld. Toward a theory of teaching-in-context. *Issues in education*, 4(1):1–94, 1998.
- [5] José Saturnino Martínez García. Fracaso escolar, clase social y política educativa. *El Viejo Topo*, 238:45–49, 2007.
- [6] Víctor Pérez Díaz, Juan Carlos Rodríguez, and Juan Jesús Fernández. *Educación y familia: los padres ante la educación general de sus hijos en España*. Fundación de las Cajas de Ahorros, 2009.
- [7] Wen-Min Hsieh and Chin-Chung Tsai. Exploring students’ conceptions of science learning via drawing: a cross-sectional analysis. *International Journal of Science Education*, 39(3):274–298, 2017.
- [8] Marianella Castro Pérez, Liliam Susana Ruiz Guevara, Ana Teresa León Sáenz, Hilda Fonseca Solórzano, Mirta Díaz Forbice, and Willie Umaña Fernández. Factores académicos en la transición de la primaria a la secundaria: motivación, rendimiento académico y disciplina. *Revista Electrónica. Actualidades Investigativas en Educación*, 10(3):1–29, 2010.
- [9] Antonio Cervero, Antonio Urbano Contreras, and Lucía Álvarez Blanco. Motivación y relevancia del docente desde la percepción de las familias y los alumnos. *Revista INFAD de Psicología. International Journal of Developmental and Educational Psychology.*, 1(1):93–100, 2020.
- [10] Rosalind Driver. Students’ conceptions and the learning of science. *International journal of science education*, 11(5):481–490, 1989.

- [11] David P Ausubel. The facilitation of meaningful verbal learning in the classroom. *Educational psychologist*, 12(2):162–178, 1977.
- [12] David P Ausubel and Donald Fitzgerald. Chapter v: Meaningful learning and retention: Intrapersonal cognitive variables. *Review of Educational Research*, 31(5):500–510, 1961.
- [13] Glenda Agra, Nilton Soares Formiga, Patrícia Simplício de Oliveira, Marta Miriam Lopes Costa, Maria das Graças Melo Fernandes, and Maria Miriam Lima da Nóbrega. Analysis of the concept of meaningful learning in light of the ausubel’s theory. *Revista brasileira de enfermagem*, 72(1):248–255, 2019.
- [14] Paul R Pintrich and Dale H Schunk. *Motivation in education: Theory, research, and applications*. Prentice Hall, 2002.
- [15] Liliana Valladares. Hacia Una Educación Científica Comprehensiva E Intercultural: Las Espirales De Enseñanza-Aprendizaje De La Ciencia. *Horizontes Educativos*, 16(1):31–48, 2011.
- [16] M Carmen Conde, Emilio Costillo, Javier Cubero, Rocío Esteban, Guadalupe Martínez, Constantino Ruiz, Jesús Sánchez, Andoni Garritz, Lucía Mellado, Bartolomé Vázquez, et al. Las emociones en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 32:11–36, 2014.
- [17] Gary Beauchamp and John Parkinson. Pupils’ attitudes towards school science as they transfer from an ict-rich primary school to a secondary school with fewer ict resources: Does ict matter? *Education and Information Technologies*, 13(2):103–118, 2008.
- [18] Jesus Sanchez-Martin, Garcia J Alvarez-Gragera, Maria Antonia Davila-Acedo, and Vicente Mellado. Teaching technology: From knowing to feeling enhancing emotional and content acquisition performance through gardner’s multiple intelligences theory in technology and design lessons. *Journal of Technology and Science Education*, 7(1):58–79, 2017.
- [19] MA Dávila-Acedo, F Cañada, J Sánchez-Martín, D Airado-Rodríguez, and V Mellado. Emotional performance on physics and chemistry learning: the case of spanish k-9 and k-10 students. *International Journal of Science Education*, pages 1–21, 2021.
- [20] Edgar Jenkins. Why the history of science. *Teaching the history of science*, pages 19–29, 1989.
- [21] Manuel Sequeira and Laurinda Leite. Alternate conceptions and history of science in physics teacher education. *Science Education*, 75(1):45–56, 1991.
- [22] Sun Young Kim and Karen E Irving. History of science as an instructional context: Student learning in genetics and nature of science. *Science & Education*, 19(2):187–215, 2010.

- [23] Michael R Matthews. *Science teaching: The contribution of history and philosophy of science*. Routledge, 2014.
- [24] Mansoor Niaz and Bayram Coştu. Presentation of atomic structure in turkish general chemistry textbooks. *Chemistry Education Research and Practice*, 10(3):233–240, 2009.
- [25] Mansoor Niaz, Sangwoon Kwon, Nahyun Kim, and Gyounggho Lee. Do general physics textbooks discuss scientists’ ideas about atomic structure? a case in korea. *Physics Education*, 48(1):57, 2013.
- [26] Sangwoon Kwon, Gyounggho Lee, and Mansoor Niaz. Toward Understanding the Structure of the Historical Controversy: Atomic Models as an Exemplar. *Eurasia Journal of Mathematics, Science and Technology Education*, 16(12):em1914, 2020.
- [27] Iván Marchán-Carvajal and Neus Sanmartí. Criterios para el diseño de unidades didácticas contextualizadas: aplicación al aprendizaje de un modelo teórico para la estructura atómica. *Educación química*, 26(4):267–274, 2015.
- [28] Allan G Harrison and David F Treagust. Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry. *Science Education*, 84(3):352–381, 2000.
- [29] Sindhuja Bhakthavatsalam. The Value of False Theories in Science Education. *Science and Education*, 28(1-2):5–23, 2019.
- [30] William F McComas. Nature of science in the science curriculum and in teacher education programs in the united states. In *International handbook of research in history, philosophy and science teaching*, pages 1993–2023. Springer, 2014.
- [31] Ramón Cid Manzano and Gabriel Dasilva Alonso. Estudiando cómo los modelos atómicos son introducidos en los libros de texto de Secundaria. *Revista Eureka sobre enseñanza y divulgación de las ciencias.*, 9(3):329–337, 2012.
- [32] José Antonio Chamizo and Andoni Garritz. Historical teaching of atomic and molecular structure. In *International handbook of research in history, philosophy and science teaching*, pages 343–374. Springer, 2014.
- [33] Georgios Tsaparlis. Atomic and molecular structure in chemical education: A critical analysis from various perspectives of science education. *Journal of Chemical Education*, 74(8):922, 1997.
- [34] Suryelita Suryelita, Guspatni Guspatni, and Pradila Defriati. Description of learning difficulties on atomic structure and periodic table topics of tenth grade students in sman 7 padang. In *Journal of Physics: Conference Series*, volume 1317. IOP Publishing, 2019.

- [35] Marianne Wiser and C L C N req placed 9/25/09 Smith. Learning and Teaching about Matter in Grades K-8: When Should the Atomic-Molecular Theory be Introduced? *International Handbook of Research on Conceptual Change*, pages 205–239, 2008.
- [36] John D Bransford, Nancy Vye, Charles Kinzer, and Victoria Risko. Teaching thinking and content knowledge: Toward an integrated approach. *Dimensions of thinking and cognitive instruction*, 1:381–413, 1990.
- [37] Jeff Wiener. Science Teachers’ Conceptions of Atomic Models. *European Journal of Mathematics and Science Education*, 1(2):67–80, 2020.
- [38] Anna Bergqvist, Michal Drechsler, and Shu-Nu Chang Rundgren. Upper secondary teachers’ knowledge for teaching chemical bonding models. *International Journal of Science Education*, 38(2):298–318, 2016.
- [39] Seyit Ahmet Kiray. The pre-service science teachers’ mental models for concept of atoms and learning difficulties. *International Journal of Education in Mathematics, Science and Technology*, 4(2):147–162, 2016.
- [40] Arthur Stinner. Science textbooks and science teaching: From logic to evidence. *Science education*, 76(1):1–16, 1992.
- [41] Eugene L Chiappetta, Godrej H Sethna, and David A Fillman. A quantitative analysis of high school chemistry textbooks for scientific literacy themes and expository learning aids. *Journal of research in science teaching*, 28(10):939–951, 1991.
- [42] Catherine Snow. *Reading for understanding: Toward an R&D program in reading comprehension*. Rand Corporation, 2002.
- [43] Derek Hodson. Toward a philosophically more valid science curriculum. *Science education*, 72(1):19–40, 1988.
- [44] Terry Lyons. The puzzle of falling enrolments in physics and chemistry courses: Putting some pieces together. *Research in science education*, 36(3):285–311, 2006.
- [45] Terry Lyons. Different countries, same science classes: Students’ experiences of school science in their own words. *International journal of science education*, 28(6):591–613, 2006.
- [46] José Bidarra and Ellen Rusman. Towards a pedagogical model for science education: bridging educational contexts through a blended learning approach. *Open Learning: the journal of open, distance and e-learning*, 32(1):6–20, 2017.
- [47] Allan G. Harrison and David F. Treagust. Secondary students’ mental models of atoms and molecules: Implications for teaching chemistry. *Science Education*, 80(5):509–534, 1996.

- [48] Eun Jung Park and Gregory Light. Identifying atomic structure as a threshold concept: Student mental models and troublesomeness. *International journal of science education*, 31(2):233–258, 2009.
- [49] P. S.S. Cardoso, M. C.S. Nunes, G. P.S. Silva, L. S. Braghittoni, and N. M. Trindade. Conceptions of high school students on atomic models, radiation and radioactivity. *Physics Education*, 55(3), 2020.
- [50] Alan K Griffiths and Kirk R Preston. Grade-12 students’ misconceptions relating to fundamental characteristics of atoms and molecules. *Journal of research in Science Teaching*, 29(6):611–628, 1992.
- [51] Z. Fitriza and F. Gazali. Diagnosing Students’ conception on atomic structure using open ended questions. *Journal of Physics: Conference Series*, 1013(1), 2018.
- [52] Nikolaos Zarkadis, George Papageorgiou, and Dimitrios Stamovlasis. Studying the consistency between and within the student mental models for atomic structure. *Chemistry Education Research and Practice*, 18(4):893–902, 2017.
- [53] Min-Hsien Lee, Jyh-Chong Liang, Ying-Tien Wu, Guo-Li Chiou, Chung-Yuan Hsu, Chia-Yu Wang, Jing-Wen Lin, and Chin-Chung Tsai. High school students’ conceptions of science laboratory learning, perceptions of the science laboratory environment, and academic self-efficacy in science learning. *International Journal of Science and Mathematics Education*, 18(1):1–18, 2020.
- [54] Mansoor Niaz, Damaris Aguilera, Arelys Maza, and Gustavo Liendo. Arguments, Contradictions, Resistances, and Conceptual Change in Students’ Understanding of Atomic Structure. *Science Education*, 86(4):505–525, 2002.
- [55] Joan Josep Solaz-Portolés, Vicent Sanjosé López, and Esteban Civera Milla. ¿Es adecuada la presentación de los modelos atómicos desde el punto de vista histórico y epistemológico en los textos educativos de Bachillerato? *Química Viva*, 11(3):229–239, 2012.
- [56] Luigi Cuéllar, Rómulo Gallego Badillo, and Royman Pérez Miranda. El modelo atómico de Ernest Rutherford: del saber científico al conocimiento escolar. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, pages 43–52, 2008.
- [57] Diana María Farías Camero et al. *Teoría, estructura y modelos atómicos en los libros de texto de química de educación secundaria. Análisis desde la sociología de la ciencia e implicaciones didácticas*. PhD thesis, Universitat de Barcelona, 2012.
- [58] Joseph John Thomson. LVIII. on the masses of the ions in gases at low pressures. *The London, Edinburgh, and Dublin philosophical magazine and journal of science*, 48(295):547–567, 1899.
- [59] Josep Lluís Doménech Blanco, Francisco Savall Alemany, and Joaquín Martínez Torregrosa. Are Thomson and Rutherford atomic models correctly introduced in upper secondary school textbooks? *Ensenanza de las Ciencias*, 31(1):29–43, 2013.

- [60] Joseph John Thomson. XXIV. on the structure of the atom: an investigation of the stability and periods of oscillation of a number of corpuscles arranged at equal intervals around the circumference of a circle; with application of the results to the theory of atomic structure. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, 7(39):237–265, 1904.
- [61] Ernest Rutherford. LXXIX. the scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, 21(125):669–688, 1911.
- [62] J Moreno, R Gallego, and R Pérez. El modelo semicuántico de bohr en los libros de texto. *Ciência & Educação*, 16(3):611–629, 2010.
- [63] Russell McCormmach. *Historical Studies in the Physical Sciences, Volume 7*. Princeton University Press, 2015.
- [64] Albert Einstein et al. On the electrodynamics of moving bodies. *Annalen der physik*, 17(10):891–921, 1905.
- [65] Laurent Nottale and Marie-Noëlle Célérier. Derivation of the postulates of quantum mechanics from the first principles of scale relativity. *Journal of Physics A: Mathematical and Theoretical*, 40(48):14471, 2007.
- [66] Paul Adrien Maurice Dirac. The quantum theory of the electron. *Proceedings of the Royal Society of London. Series A, Containing Papers of a Mathematical and Physical Character*, 117(778):610–624, 1928.
- [67] Pedro Juan Sánchez Gómez and Felicísimo González Canle. Contenidos de estructura atómica y molecular en libros de texto españoles de Química general (1928-1978). *Enseñanza de las Ciencias*, 32(3):671–689, 2014.
- [68] David Aguilera Morales and Francisco Javier Perales Palacios. El libro de texto, las ilustraciones y la actitud hacia la ciencia del alumnado: percepciones, experiencias y opiniones del profesorado. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 36(3):41–58, 2018.
- [69] J Miller and J.C. Miller. *Statistics and chemometrics for analytical chemistry*. Pearson Education Limited, sixth edit edition, 2018.
- [70] Carlos Sánchez del Río. *Física cuántica*. Comercial Grupo ANAYA, SA, 2017.
- [71] N. Suprpto and W. Nandyansah. PicsAR: A Physics Visualisation to Enhance Students’ Thinking Skills in Abstract Concepts. *Journal of Physics: Conference Series*, 1805(1), 2021.
- [72] Gelu Maftai. The angular momentum and the bohr’s hydrogen atom model-an approach to a more effective teaching. *Journal of Educational Sciences & Psychology*, 1(1), 2011.

- [73] Laura Coronil Triviño. Propuesta didáctica para física y química de 4^o ESO basada en juegos de mesa educativos. Master's thesis, Universidad de Granada, 2020.
- [74] S. B. McKagan, K. K. Perkins, and C. E. Wieman. Why we should teach the Bohr model and how to teach it effectively. *Physical Review Special Topics - Physics Education Research*, 4(1):1–10, 2008.
- [75] Marion Budde, Hans Niedderer, Philip Scott, and John Leach. ‘Electronium’: A quantum atomic teaching model. *Physics Education*, 37(3):197–203, 2002.
- [76] Marion Budde, Hans Niedderer, Philip Scott, and John Leach. The quantum atomic model ‘electronium’: A successful teaching tool. *Physics Education*, 37(3):204–210, 2002.
- [77] Daniel T Willingham. Critical thinking: Why is it so hard to teach? *Arts Education Policy Review*, 109(4):21–32, 2008.
- [78] Marc S Schwartz, Philip M Sadler, Gerhard Sonnert, and Robert H Tai. Depth versus breadth: How content coverage in high school science courses relates to later success in college science coursework. *Science education*, 93(5):798–826, 2009.
- [79] Peter W Atkins and Ronald S Friedman. *Molecular quantum mechanics*. Oxford university press, 2011.
- [80] Ira N Levine. *Quantum Chemistry*. Pearson educación, 2001.