

ESTUDIO HISTÓRICO DE LA IONIZACIÓN Y LA POLARIDAD PARA LA ENSEÑANZA
DEL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

ESTUDIO HISTÓRICO DE LA IONIZACIÓN Y LA POLARIDAD PARA LA
ENSEÑANZA DEL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

FERNEY OMBITA AVILA

Universidad Pedagógica Nacional

Departamento de Química

Programa de Maestría en Docencia de la Química

Bogotá, 2016

ESTUDIO HISTÓRICO DE LA IONIZACIÓN Y LA POLARIDAD PARA LA ENSEÑANZA
DEL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

ESTUDIO HISTÓRICO DE LA IONIZACIÓN Y LA POLARIDAD PARA LA
ENSEÑANZA DEL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

FERNEY OMBITA AVILA

Tesis de Grado presentada como requisito parcial para optar al título de
Magíster en docencia de la química.

Directora de Tesis

Sandra Sandoval Osorio


Universidad Pedagógica Nacional

Departamento de Química


Programa de Maestría en Docencia de la Química

Bogotá, 2016

“Para todos los efectos, declaro que el presente trabajo es original y de mi total autoría; en aquellos casos en los cuales he requerido del trabajo de otros autores o investigadores, he dado los respectivos créditos”. (Parágrafo 2. Artículo 42, Acuerdo 031 del 04 de diciembre de 2007 del Consejo Superior de la Universidad Pedagógica Nacional).

 UNIVERSIDAD PEDAGÓGICA NACIONAL <small>Realidad al servicio</small>	FORMATO	
	RESUMEN ANALÍTICO EN EDUCACIÓN - RAE	
Código: FOR020GIB	Versión: 01	
Fecha de Aprobación: 10-10-2012	Página 1 de 113	

1. Información General	
Tipo de documento	Tesis de Maestría
Acceso al documento	Universidad Pedagógica Nacional. Biblioteca Central
Título del documento	Estudio histórico de la ionización y la polaridad para la enseñanza del concepto de enlace químico
Autor(es)	Ómbita Ávila Ferney
Director	Sandra Sandoval Osorio
Publicación	Bogotá. Universidad Pedagógica Nacional, 2016. 113 p.
Unidad Patrocinante	Universidad Pedagógica Nacional
Palabras Claves	ANÁLISIS HISTÓRICO-CRÍTICO, POLARIDAD, IONIZACIÓN, ENLACE QUÍMICO, EXPERIMENTACIÓN
2. Descripción	
<p>Tesis de grado donde el autor, se propone establecer el vínculo entre la actividad experimental y la estructura de las sustancias mediante el abordaje de algunos de sus comportamientos. Para alcanzar este propósito se elabora un análisis histórico crítico de los fenómenos de Ionización y Polaridad, a partir del cual se diseñan una serie de actividades experimentales de las cuales se espera que al ser llevadas al aula contribuyan al proceso de enseñanza-aprendizaje del concepto de enlace químico</p>	
3. Fuentes	
<p>Arrhenius, S.(1903). Development of the theory of electrolytic dissociation. Nobel lecture. p.45-58</p> <p>Ayala, M. (2006). Los análisis histórico-críticos y la recontextualización de saberes científicos. Construyendo un nuevo espacio de posibilidades. Pro-Posições, v. 17, n. 1 p. 19-37.</p> <p>Ayala M., Malagón F & Sandoval S. (2014). El lenguaje y la construcción de fenomenologías: el caso del efecto Volta. Revista Brasileira de História da Ciência, Rio de Janeiro, v. 7, n. 2, p. 203-213.</p> <p>De posada J. (1999). Concepciones de los alumnos sobre enlace químico, Antes, durante y</p>	

 UNIVERSIDAD PEDAGÓGICA NACIONAL <small>Revolución al servicio</small>	FORMATO	
	RESUMEN ANALÍTICO EN EDUCACIÓN - RAE	
Código: FOR020GIB	Versión: 01	
Fecha de Aprobación: 10-10-2012	Página 2 de 113	

después de la enseñanza formal. Problemas de aprendizaje. Revista de enseñanza de las ciencias. 17 (2), 227-245

Glaserfeld, E. (1995). Radical constructivism: A way of knowing and learning. Londres: The Falmer Press.

Latimer M. & Rodebush W. (1920). Polarity and ionization from the standpoint of the lewis theory of valence. Journal of the American Chemical Society Volume 42, p. 1419-1433

Lewis G., (1916) The atom and the molecule. Journal of the American chemical society. Vol, XXXVIII, N° 4

Malagón F., Sandoval S., Ayala M. (2013). La actividad experimental: construcción de fenomenologías y procesos de formalización. Praxis Filosófica Nueva serie, No. 36, 119 - 138

Malagón F. (2014). Teoría y experimento, una relación dinámica: Implicaciones en la enseñanza de la física. Física y Cultura: Cuadernos sobre Historia y enseñanza de las ciencias. No. 8, P. 95-103.

Sandoval S., Malagón F., & Ayala M. (2011). El papel de la actividad experimental en la ordenación de cualidades y construcción de fenomenologías. Revista Científica. Volumen Extra


4. Contenidos

El documento escrito está dividido en cuatro capítulos los cuales representan de manera explícita cada una de las etapas en las cuales se llevó a cabo la investigación. En el primer capítulo se encuentran toda la parte de antecedentes como la introducción, la justificación planteamiento del problema, objetivos y la metodología. En el segundo capítulo se encuentra el análisis histórico-crítico. El capítulo tercero está conformado por una descripción de los estudios histórico críticos, la actividad experimental en la clase de ciencias y una explicación detallada del diseño de las actividades experimentales y en el capítulo cuarto se realiza un análisis de la validación de la parte experimental y se presentan las conclusiones.

5. Metodología

El enfoque metodológico planteado para llevar a cabo esta propuesta de investigación responde por las características de la misma, al paradigma cualitativo ya que se busca analizar la realidad en un contexto natural, intentando interpretar los aspectos fundamentales que influyen de manera importante en un fenómeno de carácter social, tal como lo es la educación.

Teniendo en cuenta lo anterior la investigación se adelanta en tres etapas o fases las cuales comprenden una inicial de revisión histórica donde se lleva a cabo el análisis histórico-crítico,

 UNIVERSIDAD PEDAGÓGICA NACIONAL <small>Formación al servicio de la sociedad</small>	FORMATO	
	RESUMEN ANALÍTICO EN EDUCACIÓN - RAE	
Código: FOR020GIB	Versión: 01	
Fecha de Aprobación: 10-10-2012	Página 3 de 113	

una segunda de diseño de las actividades experimentales planteadas como resultado del análisis realizado en la etapa anterior y una tercera fase de validación donde se realiza la parte de experimentación para determinar la viabilidad de las mismas en el momento de aplicarlas con los estudiantes.

6. Conclusiones

Una vez adelantada esta investigación y con base en los logros alcanzados es posible afirmar el análisis histórico-crítico llevado a cabo, puede aportar elementos enriquecedores que favorecen el proceso de enseñanza-aprendizaje del concepto de enlace químico:

El primero de estos elementos tiene que ver con respecto al docente a quién le permite ampliar la visión que tiene del fenómeno objeto de estudio, esto debido a que hay una profundización de carácter conceptual, suscitada por el hecho de percibir la forma como se abordó en determinado momento histórico dicho fenómeno y un enriquecimiento de carácter epistemológico, al comprender mejor la manera como se construye el conocimiento.

El segundo elemento que se puede determinar es que los análisis histórico-críticos se convierten en un factor que puede enriquecer el trabajo en el aula, puesto que a partir del análisis llevado a cabo se lograron concertar siete actividades que pueden favorecer de manera sustancial el trabajo experimental en la clase, permitiendo un ambiente que contribuya a resignificar el papel del experimento y su relación con la teoría. Lo cual se encontraba planteado como un objetivo de trabajo.

Con respecto a las actividades diseñadas se observó que son diferentes a las habitualmente trabajadas para abordar la temática del enlace químico y que de acuerdo a lo que se evidenció en la revisión de antecedentes se basan en modelación con medios físicos como son los modelos de esferas y bastones o en ambientes virtuales, además abordan de manera experimental comportamientos como la ionización y la polaridad, los cuales resultan diferentes a los trabajados de manera frecuente en los casos que se realiza la vinculación teoría-experimento.

Elaborado por:	Ferney Ombita Ávila
Revisado por:	Sandra Sandoval Osorio

Fecha de elaboración del Resumen:	06	07	2016
--	----	----	------

TABLA DE CONTENIDO

CAPÍTULO I: Contextualización del Problema

Introducción.....	1
Justificación.....	3
Antecedentes.....	5
La enseñanza del concepto de enlace.....	11
Problema.....	15
Objetivos.....	17
Metodología.....	18
Primera fase o de revisión histórica.....	20
Segunda fase o de diseño pedagógico.....	21
Tercera fase o de validación.....	22

CAPÍTULO II: Análisis histórico-crítico

Desarrollo de la teoría de disociación Electrolítica.....	23
El átomo y la molécula.....	31

Polaridad e Ionización desde el Punto de vista de la teoría de valencia de Lewis.	38
--	-----------

CAPÍTULO III: Diseño de las actividades experimentales

Aspectos de los análisis histórico-críticos en la enseñanza de las ciencias.....	48
---	-----------

La actividad experimental en la enseñanza de las ciencias.....	51
---	-----------

Diseño de la propuesta de clase.....	56
---	-----------

CAPÍTULO IV: Consideraciones finales

Validación de actividades.....	
---------------------------------------	--

Conclusiones.....	
--------------------------	--

Bibliografía.....	
--------------------------	--

Anexos.....	
--------------------	--

INDICE DE FIGURAS

Figura 1. Montaje de experimento de descomposición del NH_4Cl.....	25
--	-----------

Figura 2. Esquema del comportamiento de una sal frente a una corriente eléctrica....	27
---	-----------

Figura 3. Esquema explicativo de las diluciones realizadas por Arrhenius.....	27
--	-----------

Figura 4. Representación de los átomos cubicos de Lewis.....	33
---	-----------

Figura 5. Representación de la molécula de yodo.....	35
Figura 6. Representación de la reacción entre el ion amoníaco y el hidrógeno.....	38
Figura 7. Estructura de Lewis de algunos compuestos de hidrógeno.....	43
Figura 8. Imagen del encabezado de las guías elaboradas.....	57
Figura 9. Imagen del procedimiento y registro de conclusiones de las guías.....	58
Figura 10. Presentación en la guía de la Actividad 1.....	62
Figura 11-A. Montaje para determinar conductividad.....	62
Figura 11 B. Presentación en la guía de la Actividad 2.....	63
Figura 12. Presentación en la guía de la Actividad 3.....	64
Figura 13. Presentación en la guía de la Actividad 4.....	64
Figura 14. Presentación en la guía de la Actividad 5.....	66
Figura 15. Presentación en la guía de la Actividad 6.....	66
Figura 16. Presentación en la guía de la Actividad 7.....	67
Figura 17. Presentación en la guía de la Actividad 8.....	69
Figura 18. Presentación en la guía de la Actividad 9.....	69
Figura 19. Presentación en la guía de la Actividad 10.....	70
Figura 20. Validación experimental actividad 1.....	73
Figura 21. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 2.....	74
Figura 22. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 3.....	75

Figura 23. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 4.....	76
Figura 24. Resultados medición de conductividad a diferentes concentraciones.....	78
Figura 25. Gráfica de comparación de solubilidades de las actividades 4 y 5.....	80
Figura 26. Tabla de relación entre la constante dieléctrica y el índice de refracción..	82
Figura 27. Montaje experimental para determinar el índice de refracción.....	83
Figura 28. Esquema de la base para el montaje de refractómetro casero.....	83
Figura 29. Esquema de la base para el cálculo del índice de refracción del agua.....	84

INDICE DE TABLAS

Tabla 1. Matriz de diseño de actividades.....	59
Tabla 2. Distribución de las actividades en las guías.....	61
Tabla 3. Resultados de validación de la actividad 2 Medición cuantitativa.....	74
Tabla 4. Resultados de validación de la actividad 2. Medición Cualitativa.....	75
Tabla 5. Resultados de validación de la actividad 4.....	77
Tabla 6. Resultados Diferencia de Potencial a diferentes concentraciones.....	79
Tabla 7. Resultado Diferencia de potencial actividad 8.....	86
Tabla 8. Conductividad de las soluciones de MgI_2 a diferentes concentraciones.....	87
Tabla 9. Conductividad de HCl y NaCl en diferentes solventes.....	88

CAPÍTULO I

Contextualización del Problema

Introducción

Las revisiones histórico-epistemológicas permiten concluir que la química se constituyó como una de las ciencias de la naturaleza, siguiendo un lenguaje conceptual y metodológico distinto del seguido por los físicos. Este lenguaje, de carácter hipotético-deductivo, es el que ha adquirido pleno significado para la construcción y modificación paulatina de modelos icónicos o gráficos (Urbina, Gallego, Pérez, & Gallego, 2008). Partiendo de este principio es válido afirmar que el desarrollo de los conocimientos en la química tiene como principal característica, el empleo de construcciones imaginarias, provisorias y perfectibles que representan un objeto, sistema o proceso. (Galagovsky y Adúriz-Bravo, 2001: citado en Matus, Benarroch & Napa, 2011). Es por esta razón que dentro del campo estudio de la química el propósito de un modelo es el de ayudar a interpretar los fenómenos químicos, permitir la predicción del comportamiento de sistemas químicos bajo condiciones específicas impuestas por el entorno circundante y establecer las adecuadas correlaciones entre conjuntos bien definidos de datos experimentales y cálculos teóricos (Minerva, 2004). Estos modelos aportados por la ciencia son empleados en la enseñanza y aprendizaje de la química con el fin de ayudar y predecir diferentes fenómenos (Matus, et al 2011).

De igual forma se debe tener presente que es difícil hablar de definiciones científicas que abordan fenómenos fundamentales de cada ciencia, tal es el caso de la definición de enlace químico y sus tipos (Estévez y Claro, 2012) y para el cual se han apropiado algunos modelos en el aula de clase, que buscan ir más allá en la comprensión de la manera cómo interactúan las

sustancias y en especial los átomos que las conforman. La comunidad de especialistas ha ido creando estos modelos de manera paulatina, partiendo de múltiples observaciones, como el caso de Arrhenius, Lewis y Pauling entre otros, para quienes el principio de sus investigaciones, fue analizar las propiedades que tienen las sustancias y los comportamientos presentados por estas, en relación con otras sustancias o bajo algunas condiciones especiales y posteriormente agrupadas, dentro de un modelo de enlace que diera sentido y relacionara los fenómenos observados. Visto de esta manera es posible afirmar que los modelos existentes de enlace son una construcción que responden a una secuencia que tiene como eje principal, el hecho que las sustancias presentan comportamientos que las caracterizan y que están asociados al tipo de uniones que se presentan entre sus átomos, estos comportamientos son analizados a partir de la experimentación por parte de la comunidad científica, los resultados de estas investigaciones permiten el planteamiento de modelos de enlace los cuales a su vez de manera recíproca, permiten la predicción de otros fenómenos.

Los resultados arrojados a partir de las investigaciones realizadas por De Posada (1999) y Bello y Herrera (2007) permiten evidenciar que los estudiantes presentan falencias en la asimilación del concepto de enlace químico, lo cual conlleva a que se presenten dificultades para establecer vínculos adecuados de relación entre las propiedades físicas y químicas de una sustancia y el tipo de unión que se presenta entre los átomos que la conforman, convirtiendo la aprehensión de este aspecto en algo insubstancial, carente de sentido que lleva al estudiante a dar fundamentalmente razones macroscópicas como la naturaleza o composición del material, densidad, calor específico, entre otros. (De Posada, 1999).

Lo anterior lleva a reflexionar de qué manera se está enseñando el concepto de enlace en el aula. El trabajo adelantado por Matus, Benarroch & Napa, (2011), muestra que en los libros de

texto de química se aborda el tema desde la implementación de diferentes modelos, que se van haciendo cada vez más complejos, de acuerdo al nivel de formación en que se aplique, esto puede dar a entender que inicialmente se realiza una presentación del modelo a los estudiantes y a partir de la comprensión de este modelo se espera que los estudiantes puedan identificar posibles características de las sustancias, por ende se estaría trabajando de manera contraria a la forma como se construye el concepto históricamente

Justificación

La química es una ciencia considerada como difícil y una de las razones es que se fundamenta en unos ‘átomos’ que no se pueden ver, además los cambios químicos se expresan con un lenguaje simbólico distinto al que se utiliza al transformar los materiales en la cotidianidad. (Izquierdo, 2004, p.118). Esta característica le imprime una característica de incertidumbre al trabajo de esta área cuando es abordada en el aula y puede llevar a una predisposición por parte del estudiante.

El rol docente conlleva grandes responsabilidades, entre las cuales está la búsqueda permanente y constante de estrategias, que permitan el desarrollo del proceso de aprendizaje de los estudiantes, empleando recursos que hagan parte de la realidad y de su entorno, al igual que del carácter propio de la ciencia que enseña y que permitan dejar de lado el modelo transmisionista de conceptos carentes de sentido.

En este punto es apropiado revisar una herramienta fundamental con que cuenta la química, la actividad experimental, la cual es dejada de lado al punto que muchas veces se trabaja completamente aislada del componente teórico, “se suele asumir que el experimento es una actividad y la teoría es otra totalmente separada de la primera, tanto que en algunos

currículos el experimento y la teoría tienen espacios diferentes e incluso, en ocasiones, profesores diferentes” (Malagón, Sandoval y Ayala, 2013, p.127)

Revalidar la importancia que tiene la actividad experimental permite contar con una forma adicional de aproximación a los conceptos que pueden resultar demasiado abstractos y por ende difíciles de entender, visto de esta manera es cuestión de entender que el experimento adquiere un papel muy importante en la enseñanza de las ciencias, en la relación con las organizaciones conceptuales que los estudiantes van construyendo y a su vez permite quebrantar esa oposición experimento – teoría, mencionada anteriormente. (Sandoval, Malagón y Ayala, 2011).

Otro aspecto al que se puede recurrir, en aras de mejorar la comprensión de aspectos relevantes en química, es la reconstrucción histórica de los conceptos que se abordan, mediante el análisis de los escritos realizados por los científicos en el momento histórico en que trataban de analizar los distintos fenómenos. “establecer un diálogo con los autores a través de los escritos analizados, con miras a construir una estructuración particular de la clase de fenómenos abordados y una nueva mirada que permita ver viejos problemas con nuevos ojos” (Ayala, 2006, p.29). Esto a su vez permite tener una visión más amplia del trabajo en química y de su componente epistemológico, ya que la reflexión histórica permite profundizar en el significado práctico de los conceptos que son resultado de la elaboración de los químicos para comprender fenómenos, que los libros de texto presentan como si fueran debidos a una supuesta capacidad de los químicos de ver la materia en su interior. (Izquierdo, 2004).

Es por esto que en esta investigación buscó determinar a partir del análisis histórico de documentos originales, una serie de actividades de carácter experimental, que sirvieran de

material didáctico para un unidad de clase, basadas en algunos de los comportamientos que presentan las sustancias, que permitieran una mayor comprensión de las características del modelo de enlace, y de esta manera alcanzar una formalización generadora de categorías conceptuales en los estudiantes, que les permitan abordar los distintos fenómenos desde una mirada más elaborada y relacionarlos con otros. Gesto

Antecedentes

A partir de la revisión teórica se lograron evidenciar dos aspectos que resultaron importantes para tener en cuenta en el momento de adelantar la investigación. Uno de ellos es el hecho que se notan dos corrientes en el trabajo relacionado con la enseñanza del enlace químico, una primera que se encarga de revisar y diagnosticar cuales son las ideas que se tienen de enlace químico en diferentes niveles educativos, bien sea a nivel de la escuela o los primeros niveles de educación superior. Entre los trabajos que abordan esta mirada podemos encontrar los siguientes:

Riboldi et. al. (2004), llevan a cabo un estudio bajo el nombre “El enlace químico: una conceptualización poco comprendida” que busca describir las ideas sobre los enlaces químicos de un grupo de estudiantes que iban a comenzar la universidad y las de otro de estudiantes universitarios, utilizando como instrumento de recolección de datos un cuestionario escrito elaborado exclusivamente para dicha investigación, el cual constaba de 15 cuestiones, 13 de opción cerrada y 2 de opción abierta, y observan que en ambos grupos, existe una comprensión deficiente respecto de la estructura que adquieren los átomos al unirse por enlace químico para formar una nueva sustancia. Se afirma que es poca la relación que los estudiantes establecen entre la estructura o representación de una sustancia y su tipo de enlace, y esto podría deberse a que, en la enseñanza de la química, cuando se hace referencia a una sustancia y a fin de

representarla, se recurre mayoritariamente a su fórmula química y no a la estructura espacial característica de la misma. En cuanto a los distintos tipos de enlace, los alumnos parecen sobrevalorar la importancia del enlace iónico, lo que se evidencia al proponerlo entre átomos que no se ajustan a las características requeridas para que éste sea viable y al considerar que los átomos de distintos elementos se pueden unir exclusivamente por tal tipo de enlace.

A sí mismo De Posada (1999) establece un estudio titulado “Concepciones de los alumnos sobre el enlace químico antes, durante y después de la enseñanza formal: problemas de aprendizaje” y aplicado a estudiantes del BUP (Bachillerato Unificado Polivalente), y COU (Curso de Orientación Universitaria), de edades que se encuentran entre los 15 y 18 años, cuyo fin era analizar las concepciones de del concepto de enlace, este estudio implica un seguimiento de las actividades de clase por medio de registros audiovisuales y cuestionarios que deberían responder los estudiantes, finalmente se establece que un elevado número de estudiantes aplican nociones macroscópicas al mundo atómico, las cuales orientan sus predicciones llevándolos a resultados incorrectos. De igual manera se percibe que los estudiantes que aún no han comenzado la enseñanza formal, creen que existen fuerzas atractivas no descritas que acercan a los átomos en el enlace, de igual manera la naturaleza del enlace covalente no es bien entendida por estudiantes que han abordado durante años en el currículo. A partir de los datos obtenidos se llega a la conclusión que las fuerzas intermoleculares han sido menos interiorizadas por los estudiantes que el enlace covalente y por lo tanto menos utilizadas en sus explicaciones.

En el trabajo ¿Qué piensan los estudiantes de química sobre el enlace químico? Adelantado por Bello y Herrera (2007) se buscó indagar los modelos mentales que mantienen estudiantes de Química sobre el enlace químico, a lo largo de su carrera y conocer la evolución o persistencia de dichos modelos conforme avanzan los alumnos en su plan de estudio. Para lo cual

se conformaron dos grupos de estudiantes de la facultad de química de la UNAM, un grupo conformado por estudiantes de química general de primer semestre y el otro grupo conformado por estudiantes de diversos semestres que ya habían cursado química general II, a los cuales se aplicaron tres instrumentos para indagar sus modelos mentales. A partir de la aplicación de dichos instrumentos, se puede observar que en alguna medida se da el cambio conceptual, relacionado con el enlace químico; presumiblemente, como consecuencia de la intervención docente en los cursos curriculares, sin embargo, también se nota la persistencia de algunos modelos mentales. Esto se hace más evidente en las representaciones gráficas. Se puede aducir que esto ocurre por falta de estrategias adecuadas para promover el cambio conceptual, estos resultados llevan a confirmar que el cambio conceptual, es un proceso de larga duración, no lineal y que requiere el reforzamiento frecuente, para evitar la persistencia de las ideas previas, por lo tanto se hace necesario que se diseñen y apliquen estrategias de enseñanza-aprendizaje, adecuadas para promover el cambio de perfil conceptual.

Como se puede notar hasta este punto, los resultados que arrojan estas investigaciones no son alentadores, en el sentido que se hace evidente, que aun en formación superior se presentan dificultades en el cambio conceptual de los estudiantes, lo cual lleva a los autores a plantear la imperiosa necesidad de buscar métodos o estrategias de intervención que optimicen el proceso de la enseñanza de este concepto.

La otra corriente es la de especialmente un buen número de trabajos de nivel de maestría, que se encargan de plantear algún tipo de intervención didáctica en la clase, con el fin de favorecer el aprendizaje por parte de los estudiantes. Este reciente interés puede develar que efectivamente a nivel del profesorado es claro que se presentan dificultades recurrentes y que se

hace necesario diseñar estrategias que permitan mejorar las nociones que los estudiantes tienen con relación a la estructura de las sustancias.

En el trabajo titulado “Una propuesta para el tratamiento del enlace químico en el segundo ciclo de educación secundaria obligatoria” adelantado por Barrios R. (2015), en el cual se plantea una unidad didáctica para 4º ESO la cual se basa en la observación de las propiedades físicas de las sustancias, para que los estudiantes construyan un modelo de enlace químico que permita explicar dichas observaciones, empleando el concepto de electronegatividad como elemento unificador y a la vez diferenciador de casos particulares de enlace químico. Aunque se evidencia que la unidad no fue aplicada como tal, lo cual no permite evidenciar el impacto que pueda tener, se especifican algunos aspectos que son el fuerte en cuanto al diseño en su estructura, una de ellas y la que se considera más fuerte es el hecho de no establecer modelos diferentes de enlace, sino un único modelo con ciertas variaciones a partir de la electronegatividad como propiedad fundamental que determina la manera como se unen los átomos.

De igual manera Vergara N. (2014), plantea en su trabajo de grado de maestría titulado “Elaboración de unidad didáctica para la enseñanza y aprendizaje de polaridad del enlace químico orientado a estudiantes de grado décimo” una unidad didáctica basada en la teoría del aprendizaje significativo sobre la polaridad del enlace covalente. Cuya metodología está planteada desde situaciones problema sencillas hasta situaciones problema complejas, mediante la implementación de materiales potencialmente significativos, conducentes al aprendizaje de las características del enlace químico y de la polaridad del enlace covalente. A partir de la implementación de la unidad didáctica se concluye que logra una mayor comprensión de la temática partir de actividades con situaciones hipotéticas de problemas esto conlleva a que los

estudiantes diferencien los tipos de enlace y determinen las estructuras de Lewis de algunas moléculas. De igual forma se evidencia que por medio de las actividades experimentales, los estudiantes pueden dar razón de fenómenos cotidianos.

Torres C. y Bernal G. (2013) adelantaron su trabajo de grado titulado “La actividad experimental y la comprensión de la relación entre comportamiento y estructura de las sustancias” Diseñan una estrategia de clase de carácter experimental para generar en los estudiantes formas de caracterizar las sustancias desde su comportamiento o cuando interactúa con otras y cómo esto puede llegar a tener sentido en la comprensión de la relación entre comportamiento y estructura de las sustancias la cual se aplicó a estudiantes del grado octavo C de edades entre 13 a 15 años de la Institución Educativa Manuela Beltrán de la ciudad de Yopal (Casanare), ubicada en el sector urbano con población perteneciente a los estratos 1 y 2. A partir de la implementación de las actividades los autores consideran que los estudiantes lograron ampliar su experiencia, el desarrollo del trabajo en el laboratorio les permitió pensar en referencia a las sustancias desde lo obvio, desde lo organoléptico y terminaron pensando en una posible estructura (forma) de las sustancias en su interior.

En el trabajo “Diseño de una unidad didáctica para la enseñanza del concepto de enlace químico a los alumnos del grado décimo A de la institución educativa Marceliana Saldarriaga” desarrollado por Maya L. (2013), diseño y aplicó una unidad didáctica a estudiantes de grado décimo, la cual se ejecutó en 4 fases, la primera una fase de exploración de ideas previas, una segunda y tercera de teorización de enlace químico y las propiedades de la materia implementando videos, resolución de problemas de la vida cotidiana, prácticas de laboratorio, simulaciones 3D con SPARTAN, etc. y la última una fase de evaluación. Una vez finalizada la aplicación y evaluación de la unidad didáctica se establece que cerca del 80% de los estudiantes

participaron de las actividades lograron reconocer las características de los diferentes tipos de enlace e identificar la relación que existe entre el enlace químico y las propiedades de la materia, llegando a relacionar e interpretar fenómenos cotidianos con los tipos de enlace. Así mismo se evidenció que la práctica experimental y la computacional son herramientas que facilitaron la comprensión de algunas propiedades.

En su artículo titulado “Desarrollo de una unidad didáctica: el estudio del enlace químico en el bachillerato” García y Garritz (2006), explican la manera como diseñan y aplican una unidad didáctica, teniendo como tema central el enlace químico y con un enfoque constructivista, la cual fue aplicada en dos grupos de primer año de bachillerato (15-16 años), en una institución incorporada a la Universidad Nacional Autónoma de México. Aparte de la aplicación de esta unidad didáctica los autores encuentran que la estrategia no consigue un cambio revolucionario, en las concepciones que los estudiantes poseen con relación al enlace químico; pero se logran percibir algunos cambios puntuales que permiten determinar que ha sido eficaz en la mejor comprensión de los fenómenos interrelacionados con el enlace. Otra conclusión importante de esta intervención es que los estudiantes no alcanzan a reunir una razón electrostática plausible para explicar los distintos modelos del enlace químico, lo cual no es fácilmente detectado por parte de los docentes. De la misma forma se percibe que los estudiantes continúan teniendo la idea de que los modelos de enlace químico son explicaciones alternativas, sólo aplicables, cada uno de ellos, a un tipo de sustancia, es decir, que no tienen elementos en común.

Un aspecto para rescatar de esta serie de trabajos es que en su gran mayoría se implementan diferentes estrategias, que desde el punto de vista de los autores pueden fortalecer el proceso de aprendizaje. Estas estrategias se ubican en un rango variado partiendo desde actividades lúdicas, hasta algunas con implementación de herramientas tecnológicas como

programas computacionales. Algo que resulta interesante es que, en su gran mayoría no se favorece la parte experimental, si bien en algunas se plantean actividades de laboratorio, son muy pocas y no se da la relevancia que se esperaría. De la misma forma la parte histórica no aparece de una manera marcada solo en algunos se hace una somera descripción de carácter histórico esto llevaría a entender que aún se está abordando la química en el aula de una manera ahistórica, que en nada favorece la comprensión del trabajo científico. Salvo en el trabajo adelantado por Torres C. y Bernal G. (2013) se recupera el papel fundamental que puede llegar a cumplir el componente histórico en la enseñanza de la química al igual que se da una gran relevancia al trabajo experimental y en consecuencia se trata de salvar la brecha que existe entre la teoría y el experimento, aspectos que resultan de gran interés para la finalidad de esta investigación.

La enseñanza del concepto de enlace

Como punto de partida es necesario resaltar la importancia que tiene el concepto de enlace químico dentro del campo de la Química y en su relación con otras áreas del conocimiento así lo dejan ver autores como Dos Santos y Fernandes (2013) quienes plantean al respecto que el concepto de enlace químico es fundamental en química y que su asimilación es esencial para la comprensión de características relacionadas con la estructura interna de la materia y a su vez con las propiedades que presentan las sustancias. De igual manera un trabajo posterior afirman que “Conceptos relacionados con este contenido en la química están asociados a fenómenos y procesos diversos (...) Además de esto, podemos desarrollar otros contenidos a partir de estos conceptos: entalpía de enlace, reacciones químicas, equilibrio químico, cinética química, estructuras de resonancia etc.” (Dos Santos y Fernandes, 2014. P 70). También podemos ver que Riboldi et. al. (2004) plantean se debe tener en cuenta que la teoría de enlaces

así como la estructura de las sustancias, junto con aspectos termodinámicos y cinéticos resultan los principios teóricos en los que descansa la química y su enseñanza.

De acuerdo con esta visión es claro ver la necesidad de lograr en los estudiantes una asimilación apropiada de este concepto. Pero los resultados de un buen número de investigaciones dejan ver que esto no ocurre o por lo menos no en el grado que se espera. “La abstracción asociada al tema nos lleva al uso de modelos y teorías diferentes para comprender el concepto de los tipos de enlace existentes, haciendo que esta materia sea bastante compleja y posibilitando la generación de conceptos alternativos” (Dos Santos y Fernandes, 2013, p.70). Vemos como aparece un aspecto inherente al proceso de enseñanza-aprendizaje y que es un buen indicador para determinar qué tan alejada se encuentra la noción de los estudiantes con relación al concepto elaborado, son aquellos conceptos poco acertados denominados concepciones alternativas; “las cuales generan interpretaciones equivocadas por parte de los estudiantes a partir de ideas que están en desacuerdo con los modelos aceptados por la comunidad científica” (Fernandes y Marcondes, 2006; Coll y Taylor, 2001: citados en Dos Santos y Fernandes, 2013).

A continuación se enlistan algunas de las concepciones alternativas detectadas por investigaciones cuyo fin era determinar cuál es la idea que los estudiantes tienen de enlace: Peterson y Treagust (1989) citados en Rincón (2005) evidencian que no se considera la influencia de la electronegatividad y la desigual compartición del par de electrones en el enlace polar; se ve en la polaridad, un factor que influye en la geometría de las moléculas; se confunden fuerzas intermoleculares con fuerzas dentro de las moléculas; y se considera que no existen fuerzas intermoleculares en una red covalente. Riboldi et. al. (2004) encuentran las siguientes: El hecho de que dos átomos de un mismo o de distintos elementos se unen formando una molécula es un proceso de cambio de estado de agregación, átomos de un mismo elemento

se unen por enlace iónico, átomos de distintos elementos se unen solamente por enlace iónico, la unión de átomos de oxígeno para formar una molécula es un proceso físico, El enlace iónico es más fuerte que el enlace covalente, Para que átomos de un mismo o diferentes elementos se unan por enlace químico es imprescindible suministrar energía ya que procesos no se conciben como espontáneos, Cuando dos átomos del mismo o diferentes elementos se unen por enlace químico, para formar una molécula, permanecen sin modificar en absoluto su estructura interna, como si sólo se hubiesen acercado. Esta es solo una parte ya que el listado podría ser más amplio de acuerdo el listado podría ser más amplio en tanto como se alejen el concepto científico del estructurado por parte de los estudiantes.

Si nos detenemos a observar esta dificultad en aras de entender su origen, se puede llegar a la conclusión que se presentan serias inconsistencias en el proceso de enseñanza ya que como afirman García, Garritz y Chamizo (2008):

Las concepciones alternativas de los estudiantes sobre enlace químico, en general, no puede considerarse que se forman fuera del salón de clases, dado que el nivel de abstracción de este concepto es elevado y que las experiencias de los estudiantes con el enlace químico son muy indirectas, de modo que podemos atribuir las concepciones alternativas de los estudiantes sobre el enlace químico a la forma en la que el tema es abordado en el salón y a los materiales que se utilicen para explicar cada uno de los diversos modelos de enlace químico. (p. 108).

Lo anterior nos deja ver que es urgente que los profesores de Química estén en una reflexión constante de las estrategias que se emplean al momento de enseñar este concepto, Bello y Herrera (2007) plantean que es necesario que los profesores aborden las ideas previas en el proceso de enseñanza-aprendizaje, al igual que diseñen y apliquen estrategias de enseñanza-aprendizaje, adecuadas para promover el cambio de perfil conceptual. “Ya que debido a las

dificultades en el aprendizaje de ese tema, los métodos tradicionales de enseñanza pueden no ser eficaces” (Dos Santos y Fernades, 2014, p. 51).

Con respecto a las dificultades presentadas Riboldi et. al. (2004) Plantean una serie de reflexiones con lo que ocurre en el proceso de enseñanza aprendizaje del concepto de enlace y que pueden resultar interesantes y por tanto convenientes para la disertación planteada; se toma como punto de partida el hecho que los estudiantes establecen muy poca relación entre la estructura o representación de una sustancia y su tipo de enlace y que ello podría deberse a que, en el aula, cuando se representa una sustancia,

Se recurre mayoritariamente a su fórmula química y no a la estructura espacial característica de la misma. Con respecto al hecho que los estudiantes sobrevaloran el enlace iónico y las propiedades de las sustancias que presentan este tipo de uniones, establecen que esto podría ocurrir debido a la presentación que se hace por parte de los profesores, donde queda claro que el enlace iónico es el resultado de fuerzas electrostáticas que atraen los átomos mientras que para el enlace covalente, caracterizado por compartir electrones, no se define el tipo de fuerza que genera este tipo de enlace. En este punto vale la pena señalar que este puede ser también resultado, de definir los tipos de enlace como modelos completamente distintos, lo cual va en contravía con la idea original de Lewis, quien en sus planteamientos acerca del enlace, enfatiza que es preciso hablar de los tipos de enlaces en términos de cierta gradación y no de dos extremos completamente diferentes, dejando claro que en una sustancia pueden coexistir moléculas pertenecientes a los dos modelos. Además de esta aparente relevancia que le asignan los estudiantes a los compuestos iónicos sobre los covalentes consideran que el enlace iónico es más fuerte que el enlace covalente, confundiendo quizá la dureza de las sustancias iónicas con la

fuerza de la unión química ya que le dan mayor importancia a lo que percibe a nivel macroscópico, a través de sus sentidos, respecto de lo que imagina a nivel microscópico.

Planteamiento del Problema

Uno de los conceptos que reviste gran importancia dentro del trabajo en la química es el del enlace químico, al punto que distintos investigadores lo catalogan como crucial, ya que de su correcta comprensión depende que el estudiante pueda desarrollar con éxito otras áreas de esta ciencia e incluso de la biología. Linus Pauling, (1992) afirma que “el concepto de enlace químico es el concepto más valioso en química. (p. 520) Su desarrollo en los últimos 150 años ha sido uno de los grandes triunfos del intelecto humano”. Asimismo, Ronald Gillespie (1997) califica el enlace químico como una de las seis grandes ideas de la química.

Debido a la importancia del concepto, diferentes estudios han centrado su atención en analizar la manera cómo los estudiantes lo apropian, buscando una renovación permanente en su enseñanza y en generar el desarrollo e implementación de una serie de estrategias, que tienen como objetivo que los estudiantes alcancen un aprendizaje adecuado que les brinde, herramientas pertinentes de carácter conceptual, para lograr interpretar un buen número de los fenómenos químicos que se presentan en la naturaleza.

La práctica educativa de la enseñanza de la química percibe que hay dificultad en la apropiación del concepto de enlace. Riboldi, Pliego & Odetti,(2004), sostienen al respecto “los estudiantes establecen poca relación entre la estructura o representación de una sustancia y su tipo de enlace”, (p. 195) esto conlleva a que no modifiquen de manera adecuada sus estructuras conceptuales y puedan relacionarlas con las propiedades de los compuestos, de esta forma el aprendizaje se convierte en un proceso de mecanización de conceptos carentes de significado, lo

cual los limita en la adquisición de elementos científicos, que amplíen las posibilidades para la interpretación de su realidad.

En este aspecto, cuando el docente asume una postura crítica y busca implementar nuevas estrategias, se enfrenta el campo didáctico y metodológico con dificultades de orden taxativo, que lo limitan a la implementación de una serie de construcciones teóricas cuyo único medio de comunicación es el trabajo en el tablero, apoyado de ejercicios de lápiz y papel; o en el mejor de los casos, cuenta con recursos como los modelos de esferas y bastones, los cuales pueden resultar atractivos en un momento dado, pero que paulatinamente decaen y llegan a convertirse en actividades complejas, poco interesantes e inconexas. Aduriz, et al (2002) establece “ni la transmisión verbal ni el descubrimiento inductivo reflejan las características del trabajo científico, pues generan una visión simplista de este y de la ciencia como tal”. (p. 121) En consecuencia se presenta una acepción deficiente de los conocimientos que se busca transmitir y una visión distorsionada de la actividad científica.

En resumen, es evidente que hay una ausencia de conexión entre los conceptos teóricos que se trabajan cuando se aborda el tema del enlace y la parte experimental, siendo esta un aspecto fundamental del quehacer científico que en un momento dado puede llegar a convertirse en una herramienta clave en el afianzamiento de los conceptos; por consiguiente se trabajan una serie de postulados en torno al enlace químico, que en el mundo real del estudiante no adquieren sentido debido a esta brecha existente entre teoría y experimentación la cual se acentúa por la manera que se presenta en los libros de texto donde se reduce a una figura u objeto mental, por lo tanto la enseñanza de este concepto se reduce al desarrollo de un sinnúmero de formas algorítmicas que no permiten que los estudiantes conecten el sentido del concepto con los fenómenos químicos que se abordan al estudiar el comportamiento de las sustancias. Surge

entonces la necesidad de buscar una manera diferente de enseñar este concepto, una solución viable estaría en diseñar una estrategia de aula que busque relacionar los comportamientos de las sustancias con los diferentes modelos de enlace químico.

Teniendo en cuenta la relevancia del concepto de enlace químico dentro del estudio de la química (Langmuir, 1921) sería necesario un adecuado conocimiento para desarrollar con éxito otras partes de la química o incluso de la biología (Lawson et. al citado en De Posada, 1999), Es por esto y partiendo de todo lo expuesto anteriormente se puede establecer como cuestión fundamental para el diseño del presente trabajo, ¿Qué aportes brinda el análisis histórico para el diseño de actividades experimentales que sean la base de una estrategia pedagógica para la enseñanza del concepto de enlace químico?

Objetivo General

- Establecer el vínculo entre la actividad experimental y la estructura de las sustancias para la enseñanza del concepto de enlace químico, acudiendo al análisis histórico crítico de los fenómenos de Ionización y Polaridad.

Objetivos Específicos

- Realizar el análisis histórico de documentos originales escritos por algunos científicos que aportaron en la elaboración del concepto de enlace.
- Diseñar la estrategia pedagógica a partir de las actividades experimentales que se derivan del análisis histórico.
- Realizar la validación de las actividades experimentales propuestas, para alcanzar un mayor grado de confiabilidad.

Metodología

El enfoque metodológico planteado para llevar a cabo esta propuesta de investigación responde por las características de la misma, al paradigma cualitativo ya que se busca analizar la realidad en un contexto natural, intentando interpretar los aspectos fundamentales que influyen de manera importante en un fenómeno de carácter social, tal como lo es la educación.

Para Hernández, Fernández y Baptista (2006) las características más relevantes de la investigación cualitativa son, entre otras, que el investigador plantea un problema, pero no sigue un proceso claramente definido, en lugar de iniciar con una teoría particular y luego recurrir al mundo empírico para confirmar si esta es apoyada por los hechos, el investigador comienza examinando el mundo social y en este proceso desarrolla una teoría coherente con lo que observa que ocurre; se fundamentan más en un proceso que va de lo particular a lo general. En la mayoría de los estudios cualitativos no se prueban hipótesis, estas se generan durante el proceso y van refinándose conforme se recaban más datos, el enfoque se basa en métodos de recolección de datos no estandarizados. No se efectúa una medición numérica, por lo cual el análisis no es estadístico, la recolección de los datos consiste en obtener las perspectivas y puntos de vista de los participantes. La preocupación directa del investigador se concentra en las vivencias de los participantes tal como fueron experimentadas. La investigación cualitativa se fundamenta en una perspectiva interpretativa centrada en el entendimiento del significado de las acciones de seres humanos y sus instituciones.

De acuerdo con el objeto y las particularidades de la investigación adelantada se hizo necesario recurrir al estudio histórico como método de investigación, ya que como lo manifiesta García (2012):

Los estudios históricos son cada vez más evidentes y pertinentes para la enseñanza de las ciencias, en particular los estudios sobre la fenomenología de la ciencia. El uso de originales y los análisis histórico-críticos de los mismos brindan aportes que usualmente no son considerados en la enseñanza tradicional de la física, pero que desde la perspectiva sociocultural aportan elementos para la elaboración de propuestas alternas de enseñanza de las ciencias. (p.75)

Desde el punto de vista del empleo de la historia para la investigación de la educación en ciencias existen similitudes remarcables entre la construcción del conocimiento científico por un individuo y el desarrollo histórico de las ideas en la ciencia (Piaget y García, 1982). Estas similitudes se pueden convertir en una herramienta que permita la aproximación de los estudiantes a la construcción de los saberes científicos. Ayala (2006) afirma que en la enseñanza en ciencias, la historia se ha planteado como un recurso que se puede emplear con diferentes propósitos, uno de ellos perteneciente al plano de la estrategia didáctica, en la medida en que el establecimiento de paralelos entre el desarrollo científico y el desarrollo del conocimiento individual permite extraer elementos para el diseño de actividades en el aula, que permitan una implementación del enfoque constructivista o a facilitar la comprensión de un concepto. En este sentido es importante resaltar el hecho que en este trabajo se recurre a los documentos originales no con la idea de realizar una reconstrucción cronológica de eventos, que permitieron la consolidación del conocimiento, sino con la intención de indagar por aquellos elementos que desde la parte experimental pudieran aportar a la comprensión del comportamiento de las sustancias para la enseñanza del concepto de enlace.

Teniendo en cuenta los aspectos anteriores la investigación se llevó a cabo en tres fases interrelacionadas entre si y que buscaban dar respuesta al interrogante planteado.

Primera fase o de revisión histórica

Para esta primera etapa de la investigación se tuvieron en cuenta tres aspectos generales planteados por Ayala (2006): Configurar una mirada sobre el fenómeno abordado en el texto original; Valorar y caracterizar los aportes del autor; Elaborar criterios para orientar los procesos de conocimiento en el aula. Esta tridimensionalidad permite llevar a cabo un análisis histórico adecuado que responda a la necesidad para la cual se plantea. Por lo tanto teniendo en cuenta esta perspectiva, se parte realizando una revisión de los autores que aportaron a la construcción del concepto de enlace, se ubican algunos de los documentos originales entre los cuales se encontraron: Desarrollo de la teoría de disociación electrolítica. Svante Arrhenius publicado en 1903, El Átomo y la molécula Gilbert N. Lewis publicado en 1916, los documentos La estructura de los átomos y la teoría del octeto de valencia así como La disposición de los electrones en los átomos y moléculas publicados en 1919 por Irving Langmuir. Polaridad e ionización desde el punto de vista de la teoría de valencia de Lewis elaborado por Wendell M. Latimer y Worth H. Rodebush y publicado en el año de 1920, y por último La naturaleza del enlace químico III. La transición de un tipo de enlace al otro de Linus Pauling Publicado en 1932. Vale la pena señalar que buscando la mejor comprensión de los contextos conceptuales planteados y teniendo en cuenta que los artículos se encontraban en inglés se realiza la traducción de cada uno de ellos. A medida que se realiza la traducción se buscan aspectos que resultaran relevantes para la intencionalidad del trabajo; es así como se dejan los artículos de Arrhenius, Lewis y Latimer-Rodebush, ya que describen de manera detallada las observaciones realizadas por los autores en cuanto al análisis de los comportamientos mostrados por algunas sustancias y que podrían llegar

a ser la base de las actividades experimentales. De esta manera, se descartan los tres restantes, bien por que tuvieron un extenso desarrollo matemático como en el caso del artículo de Pauling o porque no presentarán una caracterización de los fenómenos que se pretendieron abordar, como en el caso de los documentos de Langmuir.

Segunda fase o de diseño pedagógico

En esta fase a partir de los elementos extraídos del análisis histórico realizado en la fase anterior, se plantean cada una de las actividades experimentales que conformaron la estrategia de clase. Para el diseño de las actividades se tuvieron en cuenta los dos principios del constructivismo radical primero que el conocimiento no se recibe pasivamente y el segundo que la función de la cognición es adaptativa y sirve a la ordenación del ámbito experiencial del sujeto. (Glaserfeld, 1995). En esa medida y bajo estos principios se buscó que las actividades fueran atractivas y permitieran a los estudiantes plasmar las ideas de acuerdo a sus observaciones y de esta manera fueran ordenando ese mundo experiencial.

Teniendo en cuenta que al considerar las prácticas como generadoras de los modelos teóricos que vertebran la ciencia escolar valoramos que éstas han de ser planificadas con muchísima atención y de una manera estratégica. A este respecto, Izquierdo, Sanmartí y Espinet. (1999), plantean que es necesario tener en cuenta cuatro aspectos importantes como son el momento del proceso de la enseñanza-aprendizaje, la actividad cognitiva que deseamos impulsar, la actividad lingüística que deseamos impulsar y los instrumentos de regulación y autoevaluación de los aprendizajes. Por tal motivo en el diseño de las actividades experimentales se centró en atender a estos factores, que como se puede observar son elementos pedagógicos

importantes, que finalmente permiten diferenciar entre lo que se ha denominado la actividad científica y la actividad científica escolar.

Tercera fase o de validación

Esta fase se adelantó en los laboratorios de química de la Universidad Pedagógica Nacional en cinco sesiones de cinco horas cada una. Se denominó etapa de validación porque en ella se buscó poner a prueba y validar los resultados, contrastando con la teoría. Las diez actividades experimentales propuestas en la estrategia de clase. Para ello se realizaron los montajes experimentales y se fueron haciendo los ajustes pertinentes para obtener los resultados que se esperaban, de acuerdo con los aspectos extraídos a partir del análisis de los documentos originales. A medida que se realizaban las prácticas experimentales se fue determinando la viabilidad de cada una de ellas, teniendo en cuenta diversos factores como fue: la disposición de materiales y la obtención de los resultados esperados; mientras que a la vez se evaluaron factores que pusieran en riesgo la seguridad de los estudiantes.

Una vez concluida esta etapa se realizaron los cambios necesarios en la estrategia de clase, lo cual permite que al momento en que se quiera aplicar con estudiantes, tenga una mayor eficacia en el cumplimiento del objetivo para la cual fue diseñada y se hayan minimizado los inconvenientes que se puedan presentar.

Capítulo II

Análisis histórico crítico

En este apartado se realiza el análisis histórico de los documentos escritos por Svante Arrhenius (1903) *Development of the theory of electrolytic dissociation* (Desarrollo de la teoría de disociación Electrolítica), Gilbert Lewis (1916) *The atom and the molecule* (El átomo y la molécula) y Wendell Latimer - Worth Rodebush (1920) *Polarity and ionization from the standpoint of the Lewis theory of valence* (Polaridad e ionización desde el punto de vista de la teoría de valencia de Lewis). Los dos primeros, como punto de partida del sustento teórico para la comprensión de algunos comportamientos que presentan las sustancias y el tercero debido a sus características, como base para el diseño de las diferentes actividades experimentales, que permitirán a los estudiantes comprender la relación entre dichos comportamientos y el tipo de uniones que se presentan entre los átomos. También cabe señalar que las gráficas y los fragmentos que se encuentren entre comillas son ideas tomadas literalmente de la traducción que se realizó de los escritos originales, por lo tanto, muestran las ideas presentadas por los autores, en relación con los fenómenos observados.

Desarrollo de la teoría de disociación electrolítica

Con respecto a este artículo, se observa que Arrhenius inicia realizando una reseña de carácter histórico y de como el hombre desde la antigüedad, empieza a cuestionarse con respecto a la conformación del mundo que lo rodea, hace hincapié en dos antiguos filósofos Empédocles a quien le atribuye el hecho de razonar en cuanto al origen de la materia, la cual según él, no surge de la nada y al igual afirma que esta no puede ser destruida. También hace referencia a Demócrito, quien acuñó el término de átomo como la mínima división de la materia, afirmando

que son variados con referencia al tamaño y estos al combinarse entre sí, daban origen a nuevos productos. Nos muestra asimismo como esta idea permanece olvidada por mucho tiempo y es retomada en 1650 por Gassendi y acogida por Boyle y Newton, pero que toma mayor fuerza con los planteamientos de Dalton sobre su descubrimiento de la ley de las proporciones múltiples hacia el año de 1803:

“Por ejemplo, los diversos compuestos de nitrógeno y oxígeno contienen 0,57, 1.14, 1,72, 2,29, o 2,86 partes de peso de oxígeno por parte del peso de nitrógeno. No hay ninguna forma de transición entre estos compuestos. Para dar cuenta de este fenómeno se supone, en común con Dalton, que las moléculas de los diversos compuestos de nitrógeno y oxígeno contienen dos átomos de nitrógeno y 1, 2, 3, 4 o 5 átomos de oxígeno” (Arrhenius, 1903, p.45)

Afirma Arrhenius que esta ley es uno de los pilares sobre los que se construye la química moderna y la otra es la ley de los gases de Avogadro, la cual plantea que volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas, a pesar que inicialmente contó con una gran oposición, fue debido a su capacidad para resolver los nuevos descubrimientos que se presentaban en el campo de la química orgánica, la que le condujo a una adopción universal, influenciada por Cannizzaro quien actuó de manera contundente en su defensa.

Hasta este punto podemos notar dos cosas que llaman la atención, primero como el autor deja ver que desde siempre el hombre se inquietó por comprender el mundo que lo rodea y que esas primeras interpretaciones fueron de carácter filosófico; en segundo lugar que para plantear una interpretación de ese mundo se hace necesario partir de las elaboraciones teóricas de otros teniendo en cuenta, tanto sus aciertos como desaciertos y de esa manera dinámica es como se ha elaborado la ciencia y es esa característica que le impregna de ese matiz de algo no acabado.

Plantea Arrhenius que hubo dificultades antes de que la ley de Avogadro fuera aceptada, una de ellas fue el hecho que se había demostrado que, el volumen molecular del cloruro de amonio (NH_4Cl), en estado gaseoso era mayor al estimado sobre la base de su composición química; esto llevó a suponer que las moléculas de NH_4Cl en estado gaseoso se descomponían en amoníaco, NH_3 y ácido clorhídrico, HCl , y fueron Von Pebal y Von Then quienes a través de un memorable experimento, lograron demostrar que tal suposición era válida. En la figura número 1 se muestra el montaje realizado para tal fin.

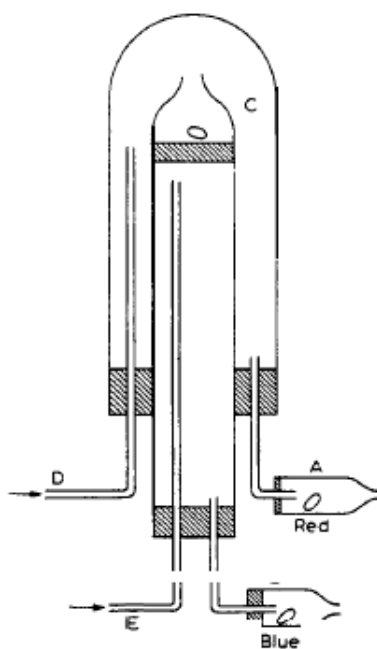


Figura 1. Montaje de experimento de descomposición del NH_4Cl . Realizado por Von Pebal y Von Then (Tomado de "Development of the theory of electrolytic dissociation", Arrhenius, 1903, p.47)

El experimento consistió en ubicar un tubo dentro de otro por medio de un corcho, el tubo que se encontraba en el interior fue abierto en su extremo mientras que el de afuera se mantuvo cerrado, dentro del tubo interior en C se ubicó un trozo de NH_4Cl sobre una lámina de asbesto y sometido este extremo a baño de aire caliente, mientras el NH_4Cl se sublima se aplicó una

corriente de oxígeno por los tubos D y E, los resultados de este experimento son interpretados de la siguiente manera:

“El amoníaco se difunde a través de las paredes porosas a un ritmo más rápido que el ácido clorhídrico. Cuando el gas NH_4Cl descompone parcialmente hacia abajo de esta manera para formar amoníaco, es razonable esperar que exista un exceso de éste sobre la partición de asbesto porosa y un exceso de amoníaco debajo de él. Von Pebal demostró esto así. La corriente de hidrógeno a partir D dio una reacción ácida con papel de tornasol en A, y la corriente de E dio una reacción alcalina, asimismo el papel de tornasol, en B. Luego se objetó que la ruptura podría ser causada por el trozo de asbesto o por el hidrógeno. Von Than por lo tanto, hizo una partición de NH_4Cl y reemplazó el hidrógeno, por nitrógeno, pero con iguales resultados” (Arrhenius, 1903, p.46).

Esta interpretación se basa en las conclusiones a que llegó Sainte-Claire Deville, quien encontró que esta misma ley se aplicaba a la presión del dióxido de carbono procedente de la piedra caliza y al vapor del agua en evaporación. Estos estudios son de gran importancia para la teoría de la disociación.

Aparece en esta recopilación de antecedentes, el trabajo de “Buff había encontrado que incluso la fuerza menos eléctrica es suficiente para impulsar una corriente a través de una solución de sal”. (Arrhenius, 1903, p.47)

Por otra parte Grotthus había establecido que si a través de una solución se hace pasar una corriente eléctrica (planteando como ejemplo el cloruro de potasio KCl), como resultado de esta fuerza, las moléculas se dividen y recombinan de manera continua, como se muestra en la figura 2 y es explicado en los siguientes términos:

“En primer lugar, cuando la corriente se establece, el Polo A es positivo y el Polo B negativo. Todas las moléculas de KCl se organizan con sus iones positivos de K vuelven hacia el polo

negativo B y sus iones negativos de Cl hacia el polo positivo A. A continuación un ion cloro es liberado en A y un ion de potasio en el B, y los otros iones se combinan nuevamente, el ion K en la primera molécula capturar el ion Cl en la segunda molécula y así sucesivamente” (Arrhenius, 1903, p.47).

Clausius concluyó que estos intercambios también deben ocurrir en el líquido, aun si la presencia de una fuerza eléctrica. A su vez Bouty y particularmente Kohlrausch desarrollaron métodos para determinar la conductividad eléctrica de soluciones salinas.

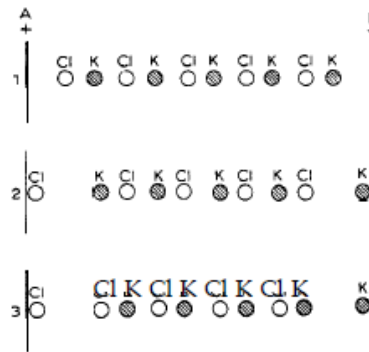


Figura 2. Esquema explicativo de cómo se comporta una sal frente a una corriente eléctrica (Tomado de “Development of the theory of electrolytic dissociation” Arrhenius, 1903, p. 48)

En 1884 Arrhenius encontró que al diluir sulfato de zinc ($ZnSO_4$) la conductancia molar aumentaba, pero no lo hacía de manera infinita sino se incrementaba hasta cierto límite. El experimento que llevó a cabo se puede observar en la figura 3. E y E¹ representan placas de zinc amalgamado, la línea 1 representa la solución inicial de sulfato de zinc en la cual se determinó la conductividad y se nombró como k_1 ; las líneas 2, 4 y 8 representan los volúmenes a que se llevó dicha solución por adición de ciertas cantidades de agua, en cada dilución se midió la conductividad obteniendo de esta manera los valores para k_2 k_3 y k_4

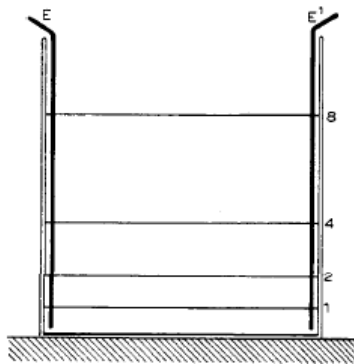


Figura 3. Esquema explicativo de las diluciones realizadas por Arrhenius. Tomado de “Development of the theory of electrolytic dissociation” Arrhenius, 1903, p. 48)

Para dar una mayor ampliación de estos hallazgos Arrhenius recurre a los resultados de las determinaciones realizadas por Kohlrausch, quien había medido la conductancia molar de una serie de soluciones salinas a diferentes concentraciones, partiendo de una mayor concentración a una menor y cuyos resultados coincidían con los hallados por él, con el sulfato de zinc a este respecto plantea:

“La conductividad se rige por la velocidad a la que los iones (Zn y SO_4) de la moléculas ($ZnSO_4$) son transportadas a través del líquido por la fuerza eléctrica, es decir la diferencia de potencial entre E y E' . Si esta diferencia de potencial se supone constante, la tasa se determina únicamente por la fricción que los iones durante su paso por el líquido sobre las moléculas circundantes. Ya en diluciones mayores estas son casi exclusivamente de moléculas de agua, esta es la razón para suponer que la conductancia molar permanecerá constante e independiente de la dilución, suponiendo, por supuesto que todas las moléculas $ZnSO_4$ participan en la conducción de la electricidad. Como se muestra ahora en el experimento que la conductancia molar aumenta con la dilución a un valor muy alto. 1.000 moléculas de agua o más por cada molécula de $ZnSO_4$. Llegamos a la hipótesis de que no todo pero sólo algunas de las moléculas $ZnSO_4$ participan en la conducción de la electricidad. Esta participación crece con la dilución en la misma proporción que la conductancia molar k . Con el continuo aumento de la dilución, la conductancia molar se aproxima más al límite valor K , que es el punto en el que todas las moléculas conducen la

electricidad. La parte conductora de las moléculas se denomina la parte activa. Claramente puede ser calculado como el cociente de $k : k_0$," (Arrhenius, 1903, p. 49)

Una revisión de los valores numéricos determinados por Kohlrausch para la conductividad eléctrica de ácidos y bases, en comparación con la de Berthelot y las mediciones de Thomson de su fuerza relativa de su efecto químico lleva a Arrhenius a la hipótesis de que las moléculas que presentan activas. Y para darle sustento a esta suposición se basa en el trabajo de Gore; quien observó que el ácido clorhídrico concentrado, no tiene efecto alguno sobre óxidos o carbonatos y lo asocia con la no conductividad eléctrica del ácido en este estado, pero en solución, si es capaz de conducir la electricidad, esto lo lleva a afirmar que el ácido concentrado no tiene moléculas activas, lo cual no sucede cuando está en presencia de moléculas de agua.

Revisando el trabajo adelantado por Ostwald, llega a una conclusión determinante para su concepto de las moléculas activas a partir de la explicación del calor de neutralización, aspecto que desde su modo de ver es más fácil abordarlo desde la teoría de disociación electrolítica, esta teoría plantea que los ácidos y las bases fuertes así como sus sales, en extrema dilución están casi totalmente disociados en sus iones y asume como ecuación para una reacción de neutralización: $(H^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) = (Na^+ + Cl^-) + H_2O$ o $H^+ + OH^- = H_2O$

Van't Hoff demostró que a partir de la medición del punto de congelación se puede determinar la presión osmótica, pero las mediciones realizadas por De Vries y los puntos de congelación de las soluciones electrolíticas mostraron una presión osmótica mucho más elevada de la que se esperaba a partir de la fórmula química. Para explicar este fenómeno Arrhenius recurrió al principio aplicado para explicar el porqué del mayor volumen del cloruro de amonio gaseoso:

“Suponiendo una disociación parcial - hasta un 75% - de las moléculas de cloruro de sodio. En este supuesto, por lo tanto, la solución contiene 0,25 moles de NaCl, 0,75 moles de Cl y 0,75 moles de Na, un total de 1,75 moles y un efecto correspondiente sobre la depresión del punto de congelación”... (Arrhenius, 1903, p. 52).

Esto directamente conlleva a un fortalecimiento de la idea que las moléculas de NaCl se han dividido en sus respectivos iones.

Otro aspecto abordado por Arrhenius para dar sustento a su teoría, fueron los estudios adelantados por Ostwald con respecto al color, quien midió el espectro de absorción de la fluoresceína compuesto que por sus características no tiende a disociarse y notó grandes cambios en los espectros, cuando se reemplazaba un hidrogeno por distintos grupos, lo cual podía conducir a pensar que la presencia de esos grupos, lograba cierto tipo de disociación en la molécula original, de la misma forma Ostwald comparó estos resultados con los obtenidos al trabajar con ácido permangánico y pararosanilina, compuestos en los cuales no se presentaron cambios sustanciales en sus espectros, aspecto este que encajaría perfectamente dentro de la teoría de la disociación.

Además, Ostwald también demostró que los equilibrios de disociación entre los iones y las partes no disociadas de un ácido débil, cumplen en gran parte las leyes que se aplican a los gases, esto a su vez condujo a Arrhenius a estudiar el equilibrio en diversos electrolitos y los resultados que obtuvo estuvieron de acuerdo con los esperados a la luz de la teoría de la disociación.

Arrhenius termina el artículo planteando una analogía entre la teoría de la disociación y la teoría de los átomos y moléculas, con respecto a la cual plantea que ha sido atacada por razones

filosóficas, pero cada vez que surgen estudios más convincentes, los químicos pueden continuar aplicándola con total tranquilidad.

A partir del análisis del documento de Arrhenius se hace evidente que la contribución de sus estudios es determinante en la comprensión del comportamiento de las sustancias iónicas. De igual forma adquiere gran importancia para la realización de esta investigación, en la medida que explica de manera detallada cómo surgen y se elaboran algunos conceptos en relación con dichas sustancias, lo cual permite comprender su comportamiento, bien sea en estado puro o en solución y de qué manera se relacionan con el fenómeno eléctrico. Es válido señalar que en el documento se encuentra una amplia explicación de aspectos experimentales, sin embargo no se tienen en cuenta para plantear actividades dentro de la unidad de clase, esto debido a que se determinó que en el documento de Latimer y Rodebush se reúne una buena parte de los comportamientos analizados en el documento de Arrhenius.

El átomo y la molécula

Gilbert Lewis inicia este documento señalando el hecho que en un trabajo anterior, propuso una clasificación más general que la hasta ese momento era utilizada para las sustancias químicas, las cuales se venían clasificando como orgánicas e inorgánicas, su consideración apuntaba a una diferenciación entre sustancias polares y no polares. En este sentido, realiza una afirmación bastante llamativa, que partía de los importantes avances descubiertos en cuanto a la estructura atómica se refería, y los cuales estaban en concordancia con los trabajos adelantados por J.J. Thomson, y publicados en su separata “Fuerzas entre átomos y Afinidad Química”.

“Incluso antes de hacer cualquier hipótesis podemos de forma segura asumir, que la diferencia esencial entre la molécula polar y no polar es que previamente uno o más electrones están atraídos por fuerzas suficientemente débiles para que puedan ser separados de sus antiguas posiciones en

el átomo y en el caso extremo pasar totalmente a otro átomo, produciendo así en la molécula un bipolo o multipolo de alto momento eléctrico”. (Lewis, 1916, p.764)

Este planteamiento de Lewis nos permite observar la importancia de sus aportes al concepto de enlace y el nivel de comprensión que tenía de este fenómeno. Seguidamente expresa que si se considera a la molécula no polar como aquella en la cual, los electrones son sostenidos por los átomos con una fuerza mayor que no permite su separación mientras que, electrones más móviles en la molécula polar hace que esta se separe en partes positivas y negativas, con estas nociones llega a concluir que esa es la razón que genera que las sustancias polares y no polares presenten diferencias tan acentuadas en cuanto a sus propiedades.

Con respecto a los compuestos no polares encuentra Lewis que debido a esas fuerzas que retienen los electrones al átomo original y que no permiten lo que señala como movilidad y una baja reactividad, se genera una estabilidad que permite las grandes construcciones de la química orgánica, asimismo afirma que algunas de estas moléculas tienen en su estructura átomos de oxígeno o nitrógeno o instauraciones que hacen presentar en cierta parte de la molécula un fuerte carácter polar lo cual conlleva a un fenómeno al que llama tautomerismo, en el cual dos formas distintas de la misma molécula pueden coexistir en un cierto equilibrio.

Se establece entonces que cuando se forma un bipolo de alto momento dieléctrico por la separación de las partes cargadas de una molécula, se genera una fuerte atracción electrostática entre estos bipolos y el efecto de dicha fuerza es tan grande que puede atraer a otros y formar un agregado, este fenómeno es distinguido por Lewis como asociación, y esta característica puede hacer que una molécula que no es polar, adquiera cierta polaridad frente a otra molécula que si lo es. La explicación es dada en los siguientes términos:

“Un bipolo molecular de pequeño momento dieléctrico, que apenas atrae una molécula similar, va a ser sensiblemente atraído por una molécula polar o bipolo de momento alto y puede formar con ella una molécula doble. En este proceso se extiende el bipolo más débil y aumenta su momento. En general, si dos moléculas se combinan, o incluso se acerca una a la otra, cada una debilita las fuerzas que la unen a la carga de la otra y se incrementa el momento eléctrico de cada una”.

(Lewis, 1916, p.764)

Lewis también aborda las propiedades eléctricas que permiten establecer diferencias entre electrólitos débiles y fuertes. La primera propiedad a la que hace mención es la constante dieléctrica, la cual mide directamente el número de cargas libres en la sustancia multiplicado por la distancia media a través del cual se mueven estas cargas bajo la influencia de un campo eléctrico constante, teniendo en cuenta que las fuerzas que unen las partes cargadas de una molécula polar son débiles, se pueden ampliar aún más con la presencia del campo eléctrico y la característica principal es que los bipolos pueden reorientarse, generando una mayor corriente de desplazamiento y por ende una mayor constante dieléctrica.

Afirma Lewis que hace años atrás para poder explicar la ley de Abegg la cual establece que la suma de los valores de la menor y la mayor valencia de un elemento es ocho, ideó un modelo de átomo al que llamo el átomo cúbico. La figura 4 muestra una serie de átomos según el modelo de Lewis en el cual los círculos representan los electrones en la capa externa del átomo neutro.

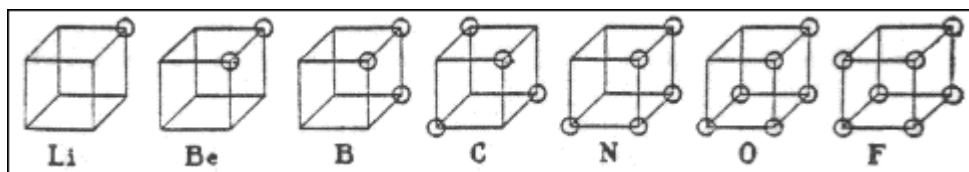


Figura 4. Representación de los átomos cubicos de Lewis (Tomado de “The atom and the molecule, Lewis, 1916, p. 767)

Los electrones fueron diseñados y ubicados de tal manera que permitiera dar razón de una serie de importantes leyes de comportamiento químico con la ayuda de los siguientes postulados:

1. En cada átomo hay un Kernel esencial que permanece inalterado en los cambios químicos ordinarios y que posee un exceso de cargas positivas correspondientes en número, al número de orden del grupo de la tabla periódica a la que pertenece el elemento.
2. El átomo está compuesto por el Kernel y una capa externa, que en el caso del átomo neutro, contiene electrones negativos iguales en número al exceso de cargas positivas del kernel, pero el número de electrones en la capa pueden variar durante cambio químico entre 0 y 8.
3. El átomo tiende a tener un número par de electrones en la capa externa, y esencialmente a tener ocho electrones los cuales están normalmente arreglados simétricamente en las ocho esquinas de un cubo.
4. Dos capas atómicas son mutuamente interpenetrables.
5. Los electrones pueden ordinariamente pasar con facilidad de una posición a otra en la capa más externa. Sin embargo, son mantenidos en su posición por una fuerza más o menos rígida, y éstas posiciones y la magnitud de las fuerzas son determinadas por la naturaleza del átomo y la de otros átomos que puedan combinarse con este”.
6. Las fuerzas eléctricas entre las partículas que están muy próximas entre sí no obedecen a la simple ley de los cuadrados inversos que se cumple a mayores distancias. (Lewis, 1916, p.768)

Una vez realizados estos planteamientos el autor inicia una ampliación detallada de los que cree necesario lo ameritan; para efectos y finalidades de este trabajo se realiza mención de los que aportan al objetivo.

Lewis muestra retoma la idea de Thomson de un átomo dividido en dos anillos el kernel es el anillo interno en el cual no sufre alteraciones en los cambios de carácter químico y posee un exceso de carga positiva, plantea para este una nomenclatura diferente que conste del símbolo químico del elemento, de esta manera sería para el kernel del litio, Li^+ teniendo en cuenta que

este elemento tendría en su capa externa un electrón y sería equivalente al ion puro. Además plantea que el Be tiene dos cargas positivas, el C cuatro, el N cinco, el O seis y el F siete, si se continuara con la serie se esperarían entonces que el neón tenga un kernel con ocho cargas positivas y por ende ocho electrones en su capa externa, pero según el postulado 3 un grupo de ocho electrones en la capa externa es extremadamente estable, y esta estabilidad es mayor cuanto menor sea la diferencia en carga entre el núcleo y este grupo de ocho electrones. Teniendo en cuenta lo anterior se plantea que:

“Así en el ion fluoruro el kernel tiene una carga de +7, y la carga negativa del grupo de ocho electrones sólo lo excede por una unidad. De hecho en los compuestos del flúor con todos los otros elementos, al flúor se le asigna el número polar -1. En el caso del oxígeno, donde el grupo de ocho electrones tiene un exceso de dos unidades con respecto al kernel, se considera que el número polar en casi cada compuesto, sea -2” (Lewis, 1916, p. 769).

Si se tiene en cuenta este principio establecido, se podría percibir la tendencia de estos átomos a atraer fuertemente el (los) electrón (electrones) de átomos cuyo kernel no presente dicho exceso de carga positiva.

En la ampliación de los postulados 2 y 4 hace hincapié sobre los conceptos de oxidación y reducción entendidos estos como el proceso de pérdida o ganancia de electrones respectivamente por un compuesto de carácter polar, recurre al cloro y afirma que desde esta mirada este elemento puede tener en su capa externa 8 electrones en los cloruros esto nos daría el estado de oxidación de -1 para el cloro en estos compuestos teniendo en cuenta que el kernel tiene una carga efectiva de +7 como se ha expuesto anteriormente, seis en hipocloritos, cuatro en cloritos, dos en cloratos y ninguno en percloratos.

En la ampliación del postulado 3 se plantea una regla que emplea una llamada fórmula *bruta* a la cual se adiciona el símbolo E al final de la fórmula química y que representa el aporte de cargas del kernel de cada elemento; se propone entre otros el siguiente ejemplo: “El litio tiene una carga positiva en el kernel, el flúor tiene siete cargas, por lo que la molécula neutra de fluoruro de litio la podemos representar como LiFE_8 ” (Lewis, 1916, p.770). Estos cálculos arrojan que para la mayoría de compuestos, E toma un valor de 8 o en su efecto de un múltiplo suyo, cuando los elementos tienen un número polar intermedio entre el mayor y el menor no se cumple esta regla, entonces se observa que E toma un valor par.

En la ampliación del postulado 4 se realizan aportes de gran importancia, Lewis afirma que a partir de la primera sugerencia de Helmholtz, se ha pretendido explicar la formación de un compuesto desde el supuesto que uno o más electrones pasan de un átomo a otro completamente, sostiene que esas afirmaciones son incorrectas y que esto solo ocurre en las sustancias altamente polares y cita a Thomson, quien había introducido un modelo totalmente diferente de la combinación química en el caso de los compuestos no polares. Afirma que desde su teoría, no es necesario tener en cuenta los dos extremos como una clase diferente, sino como un aspecto de gradación, ya que de acuerdo a lo expuesto en el postulado 4 un electrón puede formar parte de la capa de dos átomos sin distinguir que pertenezca a uno exclusivamente.

Una vez ampliados los postulados del átomo cubico, y como se puede observar revisten de gran importancia por sus tipos de aportes a la teoría de enlace, Lewis busca explicar cómo, por un solo tipo de combinación química, se logra explicar los diferentes fenómenos de cambio químico. Afirma que con la idea original de Helmholtz, conocida como teoría electrónica de valencia, y de acuerdo a la cual un electrón puede pasar o no pasar completamente de un átomo a otro, se puede dar una explicación muy satisfactoria en compuestos muy polares, pero que se

evidencian dificultades cuando se tratan compuestos no polares; a este respecto afirma:

“podemos ver como una sola molécula puede, según su entorno, pasar desde el extremo polar a la forma no polar extrema, no por salto, pero por gradaciones imperceptibles, tan pronto como admitimos que un electrón puede ser propiedad común de dos capas atómicas”. (Lewis, 1916, p.771).

Inicia otra disertación partiendo de los compuestos muy polares, los cuales tienen átomos que por su estructura tienden a ceder sus electrones y otros que por la cantidad de estos tienden a atraerlos, para llegar a un número estable de ocho electrones en su capa externa. Cuando se refiere a sustancias que son ligeramente polares, hace alusión a los halógenos y plantea una estructura con cubos (figura 5) para representar el enlace en la molécula de yodo.

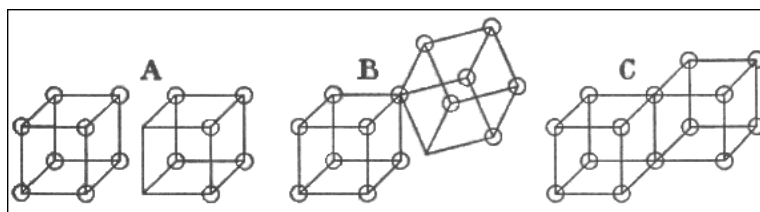


Figura 5. Representación de la molécula de yodo. (Tomado de “The atom and the molecule, Lewis, 1916, p. 775)

Explica este esquema como sigue:

“En la figura 3 he intentado mostrar las diferentes formas de la molécula de yodo I₂. A representa la molécula completamente ionizada, ya que, que sin duda es una medida cuantificable en yodo líquido. Sin la ionización todavía podemos tener uno de los electrones de un átomo encajado en la capa exterior del segundo átomo de ionización, completando así su grupo de los ocho como en B. Pero al mismo tiempo, un electrón del segundo átomo puede encajar en la capa de la primera, respondiendo así, a los dos grupos de ocho y dando la forma C, que es la estructura predominante y característica de los halógenos” (Lewis, 1916, p. 776).

Sostiene que en algún momento, uno de los átomos puede generar más atracción sobre el electrón, permitiendo una distorsión de la molécula y generando de esta forma, que un átomo tenga un ligero exceso de carga positiva y el otro un ligero exceso de carga negativa, una vez generados estos pequeños polos, puede que los átomos tiendan a separarse un poco más hasta la ionización completa. Ahora entre la molécula ionizada de la forma A y la no polar de la forma C pueden haber distintas formas intermedias y esto es lo que se debe esperar en el yodo líquido, que algunas moléculas estén en la forma A, otras en la forma C y otras en estados intermedios, por esto es que el yodo muestra diversos tipos de polaridad según el medio en que se encuentre.

A continuación trata un caso que en sus palabras ha sido difícil de abordar por las distintas teorías de valencia y es la estructura del amoníaco y de los iones amonio, Lewis explica que debido al fuerte carácter polar del amoníaco y del hidrogeno, el ion amonio puede considerarse como un complejo débil debido a la atracción electrostática entre las dos moléculas polares, pero si se reemplazan gradualmente los hidrógenos por sustituyentes orgánicos, sería lógico afirmar que los cuatro grupos están unidos directamente al nitrógeno, con demasiada firmeza que podría generar un numero grande de isómeros estereoquímicos, por lo tanto plantea la salida para este inconveniente en escribir la ecuación en términos de los nuevos símbolos (figura 6), $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$ por lo tanto cuando el amonio reacciona con el ion cloruro este último no se va a unir al nitrógeno directamente sino que es atraído por fuerzas electrostáticas al ion amonio.

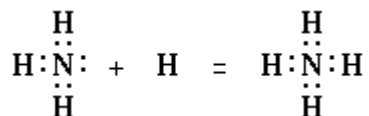


Figura 6. Representación de la reacción entre el ion amoníaco y el hidrogeno para formar el ion amonio. (Tomado de "The atom and the molecule, Lewis, 1916, p. 778)

Finalmente, en cuanto al documento de Lewis se puede determinar que debido a la forma que está redactado el autor no muestra en mayor medida aspectos de carácter experimental; sin embargo el aporte que puede brindar es la gran ampliación de carácter teórico que se encuentra a partir del paralelo que hace el autor entre el comportamiento de sustancias polares y no polares. Lo cual conlleva profundizar conceptos que están relacionados con las propiedades de estos dos tipos de sustancias y que se verán reflejadas en la validación de la parte experimental.

Polaridad e Ionización desde el Punto de vista de la teoría de valencia de Lewis.

Este documento escrito por Wendell Latimer y Worth Rodebush (1920) reviste total importancia para el trabajo desarrollado, ya que recoge una gran parte de las ideas propuestas en los artículos de Arrhenius y Lewis y brinda de manera detallada algunos aspectos que permitieron plantear las diferentes actividades experimentales para el diseño y estandarización de la unidad de clase.

El documento inicia rememorando el trabajo de Abegg y Bodlander respecto a “los hechos generales relativos a los electrolitos fuertes y débiles, la solubilidad de sales y la formación de iones complejos en solución” (Latimer y Rodebush, 1920, p.1419) quienes lograron demostrar que estos hechos pueden ser abordados, si a cada elemento se le asigna una propiedad llamada electroafinidad (carácter electropositivo o electronegativo) y afirman, que en ese momento ya era posible establecer que esta propiedad es resultado de la estructura atómica, y que según la teoría de Lewis si se asume que la carga neta positiva está en el kernel, la cantidad

de atracción de esta carga sobre los electrones de valencia determina el grado de electronegatividad del elemento.

A continuación exponen que el termino polar ha sido relacionado con diferentes propiedades pero que para este caso se hará una revisión en su sentido más simple; aclaran que un compuesto se dice polar cuando un electrón de valencia de un átomo pasa a otro, dejando una carga positiva en un átomo y dando una carga negativa en el otro, formando de esta manera, si el compuesto contiene dos átomos, un dipolo eléctrico. También afirman “sin duda todas las fases intermedias entre compuestos polares y no polares ocurren, dependiendo de la medida en que la neutralidad de la molécula es perturbada cuando el electrón es más o menos, o completamente desplazado de un átomo a otro” (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1422). Lo cual nos da a entender que no se plantean los dos extremos de polar y no polar como únicas alternativas para las moléculas de una sustancia, sino que se habla de una cierta gradación.

Analizan la polaridad del cloruro de litio afirmando que el electrón es removido totalmente del litio al cloro, debido a que el kernel del litio tiene una carga de +1 pero no ocurre lo mismo con el Berilio ya que el kernel tiene una carga de + 2 y ejerce el doble de fuerza sobre los electrones de valencia, por lo tanto es menos polar que el cloruro de litio igual con el tricloruro de boro y se llega tetracloruro de carbono que es no polar.

Latimer- Rodebush refieren la estructura del cloruro de sodio de la siguiente manera:

“El espectro de rayos x de un cristal de cloruro de sodio muestra que cada átomo de sodio está rodeado de 6 átomos de cloro y cada átomo de cloro por 6 átomos de sodio. Presumiblemente el electrón de Valencia del sodio se ha removido completamente el átomo de sodio y forma parte de la corteza del átomo de cloro. No podemos decir hacia qué átomo de cloro en particular, se ha transferido el electrón del sodio”. (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1422)

En este sentido explican que el cloruro de sodio (sólido) no conduce la corriente, pero si se funde, se presenta una buena conducción, esto presumiblemente se debe a que el cloruro de sodio en estado fundido, tiene una estructura muy similar a la del cristal, excepto por la movilidad que permite el estado líquido de manera que se presume, que el fenómeno de conducción se deba al movimiento de átomos con carga determinada a través una red de átomos con carga contraria. A partir de esta descripción se unifica el concepto de ionización.

“Es lógico decir que una molécula polar se ioniza cuando los iones son capaces de moverse de forma independiente bajo la influencia de un campo eléctrico. Por esta definición el cloruro de sodio fundido parece estar completamente ionizado, pero el cloruro de sodio sólido, aunque completamente polar, por supuesto no puede ser considerado ionizado” (Latimer y Rodebush, 1920, p.1423)

Se afirma por parte de los autores que la característica más importante de un solvente ionizante, es que presenta una alta constante dieléctrica. Esa relación que existe entre el poder ionizante disolvente es explicada como sigue:

A fin de que se pueda ionizar el cloruro de sodio en solución, deben superarse las poderosas fuerzas electrostáticas entre los iones. Es necesario que el disolvente actúe como medio de cambio y neutralizar parcialmente estas fuerzas. El poder del disolvente para ello presumiblemente se mide por la constante dieléctrica. De estas consideraciones se formuló la regla de Nernst-Thomson, que afirma que el poder de un solvente ionizante debe variar más o menos directamente con la constante dieléctrica. (Latimer y Rodebush, 1920, p.1423)

Al igual que Lewis los autores relacionan la constante dieléctrica pero lo hacen con el poder ionizante de un solvente, aludiendo la regla de Nernst-Thomson. Con respecto a esta regla Glasstone (1976) establece que se debe tener en cuenta que no todos los solventes forman sistemas apreciablemente conductores, casos como el de los hidrocarburos dan una

conductividad despreciable. J.J. Thomson y W. Nernst indicaron que en un medio de baja constante dieléctrica la fuerza electrostática entre los iones resultara grande y sería de esperar que tales disolventes tuvieran una influencia disociante pequeña sobre los electrolitos, por lo tanto debe ocurrir que un medio con constante dieléctrica elevada favoreciera la disociación. Además añaden los autores que si la fuerza de atracción entre los átomos es menor que la que se presenta en el cloruro de sodio sólido, como es el caso del cloruro de sodio disuelto en el agua, esta última con una constante dieléctrica alrededor de 80, la fuerza atractiva entre los átomos se reduce a un poco más del 1% de su valor original, teniendo en cuenta todas las fuerzas de repulsión y atracción, una solución concentrada puede ser análoga al cloruro de sodio fundido, ya que los iones deben estar un poco más separados que en el cristal, en esta medida se afirma:

“Para que un líquido pueda actuar como un disolvente para una sustancia polar debe ser un agente de cambio de fuerza suficiente para permitir la separación de iones que tiene lugar cuando la sal se disuelve. Esta parece ser la principal importancia de la constante dieléctrica” (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1424).

Latimer- Rodebush plantean que en los pocos casos que hay de soluciones, en donde el solvente presente una baja constante dieléctrica, se puede observar una conductividad mínima pero que esta aumenta en la medida que se va aumentando la concentración, hasta que alcanza un máximo cuando la proporción entre moles de disolvente a moles de soluto es un número muy pequeño no muy diferente a la unidad. De igual manera sostienen que en la mayoría de los casos la solubilidad se debe a la formación de compuestos más o menos estables entre soluto y solvente. Por lo tanto el comportamiento que se observa de la conductividad es el que se debe esperar. Ya que los iones son incapaces de disociarse para alcanzar cierta movilidad, con el

incremento de la concentración se acerca a las características de una sal fundida, donde un ion cargado está rodeado por iones de signo opuesto y puede moverse en cualquier dirección.

A partir de este punto se propone revisar ionización en compuestos que no son altamente polares, la cual según plantean se debe a la transferencia de un átomo de hidrógeno de una molécula a otra. Para iniciar, se realiza la aclaración que el kernel de hidrogeno es como tal un núcleo de hidrógeno debido a que entre la capa externa y el núcleo no hay capas adyacentes y esto hace que sea un kernel distinto a los de los demás elementos. Latimer- Rodebush afirman que por esta razón es posible suponer que se encuentra más cerca de los electrones de un enlace de valencia.

Se plantea que los compuestos de hidrógeno aunque difieran en grado entre sí mismos, son todos no polares y es por esta razón que el cloruro de hidrógeno pese a ser clasificado como un ácido fuerte, cuando se encuentra puro es no conductor del mismo orden que el agua, y su conductividad no aumenta significativamente cuando se disuelve en solventes con constantes dieléctricas muy elevadas.

Walden ha demostrado que la ionización de los ácidos en disolventes es independiente de la regla de Nernst-Thomson de la constante dieléctrica y es mayor cuanto más básico el disolvente. A la luz de los hechos experimentales, la ionización de ácidos o de hecho la polaridad extrema de los compuestos de hidrógeno, debe interpretarse como la transferencia de un núcleo de hidrógeno de una molécula a otra, formando un ion complejo. (Latimer y Rodebush, 1920, p.1426)

Se plantea que para discutir sobre el grado de ionización desde el punto de vista de la estructura atómica, se deben tener en cuenta dos aspectos; el primero la tendencia del ácido a liberar el hidrógeno y el segundo la tendencia del disolvente para atraerlo. Proponen estudiar los cuatro compuestos que se muestran en la figura 7.

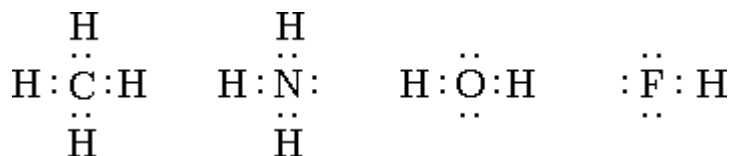


Figura 7. Estructura de Lewis de algunos compuestos de hidrógeno. (Tomado de “Polarity and ionization from the standpoint of the Lewis theory of valence” (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1426)

Se establece que debido al incremento en la carga efectiva de los kernels, partiendo del carbono al flúor, presentan una marcada tendencia a atraer los octetos formados alrededor de los kernels; a la vez el hidrogeno mantiene su posición debido a la repulsión de cargas. Por lo tanto a medida que avanzamos la fuerza que mantiene los hidrógenos disminuye a medida que el compuesto se convierte en ácido. Ahora, si se tiene en cuenta que cuando se disuelve, las moléculas que presentan un exceso de carga negativa logran atraer los átomos de hidrógeno. Se hacen consideraciones respecto a la tendencia de los hidruros para atraer núcleos de hidrógeno, o como se expresa en el documento, la capacidad como disolventes para ionizar otros ácidos.

Se recuerda el postulado de Lewis que propone que un enlace es en el que dos átomos comparten un par de electrones. Con la consiguiente consecución del octeto. Teniendo en cuenta los octetos de los compuestos se puede observar que a medida que se adiciona un átomo de hidrogeno se pierden los pares de electrones libres. Por lo tanto, deberíamos esperar que el amoníaco forme fácilmente el ion NH_4^+ , por ende se deduce que cuando se disuelve un ácido en amoniaco un gran número de moléculas reacciona con el solvente para formar un compuesto polar y en general puede decirse que el grado de ionización de ácidos débiles determinados por las mediciones de conductividad será mayor cuanto más básico sea el disolvente. Pero es distinto cuando se comparan soluciones a diferentes concentraciones de ácidos fuertes disueltos en agua

y amoniaco. “Kraus y Bray, a partir de mediciones comparativas, han calculado el grado de ionización del ácido clorhídrico tiende a ser mayor en solución diluida en agua, que para las soluciones de concentración correspondiente en amoniaco” (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1427) Argumentan los autores que con respecto a los hidruros de halógenos deben ser más ácidos los hidruros de los elementos mayores en el grupo periódico, esto porque al haber un nivel energético más los átomos atraerán con menor fuerza el electrón y es más fácil para el hidrógeno tomar el electrón fuera del halógeno.

Con respecto a los oxácidos se afirma que en el ácido sulfúrico se produce una distorsión en el arreglo cúbico para el átomo de oxígeno esto debido a que el azufre atrae hacia si los electrones con mucha fuerza y a la vez se repulsan los kernels de oxígeno y azufre mutuamente originando dicha distorsión y debilitando la fuerza con la que el hidrógeno se une al oxígeno, y este efecto se incrementa con el aumento del número atómico, por lo tanto los elementos con las más altas valencias para cada fila presentaran ácidos más fuertes, a medida que aumenta el número atómico. A continuación se establece una especie de regla y es que para un elemento sus oxácidos son más fuertes entre más alta sea la valencia del elemento. Se puede afirmar entonces que la debilidad de los ácidos que contienen menos oxígeno es debido a la presencia de uno o más pares de electrones en el núcleo central que no son compartidas con otros átomos.

Latimer- Rodebush hacen referencia a los líquidos asociados y explican que este es un fenómeno que está relacionado con la constante dieléctrica y el poder ionizante de un disolvente, ya que un solvente polar presenta momentos dipolares elevados en el que las cargas positivas y negativas se encuentran separadas por una distancia considerable y la orientación de estos dipolos en un campo eléctrico es lo que genera la alta constante dieléctrica, de igual manera afirman que esta asociación se presume al hecho de la atracción que ejercen mutuamente estos

dipolos, sin embargo esta presunción puede estar sujeta a fuertes objeciones la primera radica en el hecho que se esperaría que las sustancias con una alta constante dieléctrica sean compuestos de hidrógeno sin embargo el cloruro de hidrógeno que debe contener dipolos con un momento mayor que el agua no presenta una alta constante dieléctrica ni el fenómeno de asociación por lo tanto la explicación se debe buscar de otra forma, para tal fin proponen analizar los compuestos de amoníaco, agua y cloruro de hidrógeno, frente a este análisis plantean que “El Amoníaco agrega hidrógeno fácilmente pero tiene poca tendencia a liberar uno. Cloruro de hidrógeno, por otro lado, muestra sólo la tendencia opuesta. El agua ocupa una posición intermedia y muestra tendencias tanto para agregar y liberar un hidrógeno, que son casi equilibradas”. (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1432)

Se establece entonces que un par de electrones libres de una molécula de agua puede atraer con suficiente fuerza a un hidrógeno de otra molécula para mantener unidas las dos moléculas y que esto puede suceder sin que haya un número límite de moléculas que se unen de esta forma. Por tanto aseveran que si esta idea de asociación es apropiada un núcleo de hidrógeno puede estar en medio de dos octetos de oxígeno por las fuerzas que obedecen la ley de Hooke, y dicho hidrógeno tendría cierta movilidad en presencia de un campo eléctrico. Esto es sólo el mecanismo postulado por la teoría matemática de la polarización dieléctrica que da lugar a una alta constante dieléctrica. Es muy posible en el caso de los compuestos de hidrógeno de los elementos más electronegativos, que la atracción generada por un octeto con presencia de muchos electrones y la repulsión del poderoso núcleo positivo del hidrógeno, puede resultar en que el hidrógeno en la molécula sencilla sea sostenido elásticamente. “La asociación de las moléculas es, sin embargo, muy probablemente el factor que produce la extremadamente alta constante dieléctrica” (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1433).

Los autores afirman que los iones hidrógenos presentan una alta movilidad debido a un desplazamiento de núcleos de hidrógeno de una molécula de agua a otra, una especie de efecto de cadena de Grotthus, en lugar de un movimiento rápido de cualquier ion H_3O^+ , dicho efecto solo puede ser posible si la molécula del disolvente es capaz de añadir y ceder de una manera fácil núcleos de hidrógeno. Esto no ocurre en el amoníaco y en el ion NH_3^+ no muestran una alta movilidad en NH_3 líquido. Concluyen que se debe resaltar que los llamados "Líquidos asociados" o "disolventes ionizantes" son bastantes no polares en la medida en que no hay separación considerable de cargas positivas y negativas en la molécula relacionada. "Por otro lado, las propiedades del solvente ionizante dependen de la existencia de campos intramoleculares moderadamente fuertes. La constante dieléctrica es una medida de este tipo de polaridad pero sin importancia con respecto a compuestos altamente polares" (Latimer y Rodebush, 1920, p. 1434).

Para concluir, de los artículos analizados se puede resaltar que el documento de Arrhenius aborda de manera detallada el fenómeno de la disociación de sustancias iónicas lo cual permite la aprehensión de conocimientos relacionados con la solubilidad y el comportamiento de los iones frente a una fuerza eléctrica, en este mismo sentido el artículo de Lewis parte de la comparación de las propiedades de la sustancias conocidas hasta el momento como orgánicas e inorgánicas, asimismo profundiza en cuanto a los conceptos de compuestos polares y no polares, explicando de manera detallada cómo se presenta esa polaridad y la relaciona como el resultado de las fuerzas intra e intermoleculares, originadas por las propiedades específicas de los núcleos a los cuales denomina Kernel. Además, el comprender los conceptos planteados en cuanto a la interacción de dichas fuerzas lleva a comprender el por qué el autor plantea el hecho que no haya

dos extremos de las moléculas sino que menciona un proceso de gradación, esto resulta de gran importancia en la comprensión del concepto de polaridad y cómo dicha polaridad se relaciona con el tipo de enlace que se presenta entre los átomos de una sustancia. Para finalizar, Latimer y Rodebush reúnen de manera significativa conceptos abordados desde los artículos de Arrhenius y Lewis, en donde introduce el concepto de electroafinidad, mantienen la idea que no es correcto hablar en términos de polar y no polar como extremos opuestos, asimismo abordan comparaciones entre sustancias fundidas y solubilizadas, lo anterior para mirar el impacto de la presencia de las moléculas de un solvente frente a una sustancia. En este sentido introducen la definición de ionización como el libre movimiento de los iones de una sustancia frente a la presencia de un campo eléctrico. Igualmente relacionan dicho concepto de ionización con el poder ionizante de un solvente este último el cual en su perspectiva está dado por la constante dieléctrica de una sustancia.

CAPITULO III

Diseño de las actividades experimentales

En este apartado se realizará la descripción detallada de la forma como se adelantó el diseño de las actividades experimentales, cuáles fueron los principios rectores que estructuraron ese diseño y de qué manera se llevó a cabo la recontextualización de la parte experimental presentada en los documentos originales en la estrategia pedagógica de clase. Por lo tanto se analizarán aspectos fundamentales mencionados anteriormente, pero que debido a su importancia para el trabajo requieren ser ampliados, aspectos como la enseñanza del enlace químico, las características y ventajas que conlleva un análisis histórico y la concepción de experimentación, permiten visualizar más la intencionalidad de cada una de las prácticas de laboratorio propuestas.

Aspectos de los análisis histórico-críticos en la enseñanza de las ciencias

En las últimas décadas la historia de las ciencias adquiere un rol y un significado importante dentro de dos ámbitos, el primero de ellos es en el ámbito de la enseñanza de las ciencias convirtiéndose en un factor motivacional para el planteamiento de actividades que conlleven aplicación de un enfoque constructivista o para facilitar la comprensión de una ley o teoría y el segundo muy importante también; es en el campo de la formación inicial de los profesores de ciencias ya que brinda elementos que permiten cualificar el concepto de ciencias que tienen los futuros docentes.

Sin embargo en el área de la enseñanza de la química específicamente no se encuentra un número significativo de investigaciones tendientes a revalidar el papel que puede llegar a jugar la historia en la asimilación de los conceptos que desde ella se abordan. En este sentido desde hace casi dos décadas en el Departamento de Física de la Universidad Pedagógica Nacional de

Colombia y concretamente el Grupo Física y Cultura, vienen desarrollando un modelo que busca resignificar el desarrollo histórico de la física como estrategia en la formación de profesores de física, mediante una reelaboración de carácter histórico-crítico, el cual visto de manera global es susceptible de relacionar y tener en cuenta cuando se hacen aproximaciones a los conceptos químicos.

Los estudios histórico-críticos son entendidos como procesos de recontextualización de los saberes científicos a partir de un análisis detallado de los escritos elaborados por los especialistas en su momento. Parafraseando a García (2012): el uso de originales y los análisis histórico-críticos permite considerar elementos que no se tienen en cuenta en la educación tradicional, y contribuyen con elementos para la elaboración de propuestas novedosas y diferentes de enseñanza de las ciencias. La propuesta que aquí se recoge, no se trata de encontrar el significado de un texto, como si éste estuviera en él, ni de desvelar lo que ciertos autores (científicos) concebían acerca de fenómenos o problemáticas particulares de acuerdo al contexto en que fueron elaborados, ni de hacer seguimientos de la evolución de una noción o concepto específico, ni de esclarecer los obstáculos por los cuales diferentes teorías tienen dificultades en ser asimiladas. “El recurso de los textos originales resulta de gran ayuda, ya que se promueve el sentido de diálogo con el autor y se destacan los hechos y problemas relevantes que en nuestro caso hacen énfasis en la experimentación temprana” (García, 2012, p. 91). Es decir, como lo propone Ayala (2006) ver viejos problemas con nuevos ojos, proceder característico de la construcción de formas alternativas de representación.

Esta aproximación a los documentos originales permite diseñar nuevas opciones para la enseñanza de la ciencia, actuando en tres dimensiones, ya que permite primero establecer una mirada diferente del fenómeno abordado, segundo categorizar los aportes realizados por el autor

al estudio de la problemática y por último establecer razonamientos que permitan fortalecer el trabajo de esos conceptos en el aula de clases. Esto se logra partiendo de unos supuestos epistemológicos Ayala (2006). El conocimiento es ante todo una actividad y un proceso complejo con un doble carácter individual y social. Todo conocimiento especializado, incluido el científico, hunde sus raíces en el conocimiento común. La búsqueda de nexos con el conocimiento común se convierte en un propósito prioritario. Los conceptos son, ante todo, formas de mirar el mundo que, al ser organizadores de la experiencia, determinan aspectos del mundo que son mirados. Históricamente los fenómenos y el mundo físico en general han sido abordados simultáneamente de múltiples maneras, es decir, desde diferentes esquemas de organización. Estos esquemas de organización se vuelven hegemónicos en algunos casos durante períodos relativamente largos, son abandonados en otros casos y muchas veces son retomados posteriormente, dependiendo de las exigencias y condiciones de los contextos específicos de resignificación. El individuo común -y por lo tanto el estudiante- en su experiencia cotidiana ha elaborado esquemas organizativos de fenómenos abordados en los cursos de física. Este es el caso de los fenómenos mecánicos y térmicos. Los esquemas de organización de estos fenómenos sirven de base para la construcción de otros esquemas y para organización de otros fenómenos. La construcción de una base fenomenológica es un centro de trabajo para aquellos casos en los cuales el estudiante no tenga mayor experiencia con el tipo de fenómenos estudiados.

Esta propuesta puede ser vista como un proceso que se llevó a cabo en distintas fases la primera es el análisis histórico-crítico el cual permite organizar las problemáticas que se pueden desarrollar en el aula, una fase siguiente y que resulta ser necesaria es la recontextualización, para proveer condiciones que haga posible que los estudiantes estructuren su experiencia con relación las problemáticas a tratar, y en este análisis de la situación cognitiva de los estudiantes

hay dos momentos el primero tiene que ver con el diseño estructural de la propuesta, en donde juega un papel primordial el análisis que se realice con respecto a la estructura cognitiva de los estudiantes, de esta manera se garantiza la pertinencia de las actividades, Esto se lleva acabo teniendo en cuenta lo que plantea Glasersfeld, E. (1995), El conocimiento es entendido, como la relación entre las estructuras conceptuales del sujeto y el mundo real que existe más allá de los límites de su percepción. De la misma forma contempla que la cognición tiene dos principios, la acomodación y la asimilación anteceditos estos, por una etapa de construcción de un esquema, el cual debe tener tres características principales: Reconocimiento de cierta situación; asociación de una actividad específica con esa clase de objetos y expectativa de cierto resultado. Cuando una situación determinada que se podría denominar cómo “nueva”, ingresa en el mundo experiencial del sujeto, esta es asimilada dentro de su esquema, en el momento que surge un nuevo evento que genere un aprendizaje, se presenta una perturbación siendo esta una condición necesaria para dicho aprendizaje, como resultado de la perturbación viene la acomodación en el esquema conceptual del sujeto, incluyendo allí el resultado obtenido de dicha experiencia. El otro momento tiene que ver con la validación de la propuesta y como se deben ir ajustando a las condiciones específicas que se generan el momento de realizar cada actividad experimental, en el sentido de darle manejo a cada una de las variables que puedan llegar a afectar las practicas valorar las dificultades que se lleguen a presentar en la forma de plantear las diversas actividades.

La actividad experimental en la enseñanza de las ciencias

Para el profesor de ciencias es muy clara la importancia que tiene el experimento como estrategia de enseñanza, como medio que facilita el aprendizaje y como agente dinamizador del conocimiento. Sin embargo algunos establecen una diferencia de principio entre la teoría y el

experimento, constituyéndose este último en el juez que determina la veracidad del conocimiento. (Malagón 2014, p. 97). A continuación se abordan algunos aspectos que fueron considerados relevantes para resaltar dicha importancia y con los cuales se busca evitar esa dicotomía teoría-experimento que suele presentarse en la práctica educativa. Por lo tanto se realizará un análisis frente al experimento en relación con lo fenomenológico y de qué manera esta relación se convirtió en un factor estructurante para llevar a cabo el trabajo de investigación.

En primera medida es necesario aclarar la definición de fenómeno, como lo plantea Malagón et. al. (2013) El fenómeno no existe en sí mismo, para que el fenómeno aparezca debe haber una conciencia y detrás de esa conciencia debe haber un individuo con alguna estructura mental y una historia para que construya partir de él un campo fenomenológico, lo que conlleva a que para poder dar razón de una determinada fenomenología, se requiere de unas descripciones e interpretaciones que exigen la organización de una serie de experiencias y observaciones intencionadas. Otro aspecto del fenómeno es que no hay nada detrás de él, es decir no hay una realidad mayor detrás de él, “de esta manera las explicaciones que se construyan no requieren de entes metafísicos o de entidades ocultas más allá de lo que se percibe. Por ende, el fenómeno no oculta nada”. (Ayala, Malagón, y Sandoval. 2014, p 204). Una tercera característica es que el fenómeno no es estático. A medida que el nivel de estructuras que dan razón de este, cambian, el fenómeno empieza a cambiar en sí mismo, por ejemplo dos observadores pueden dar razones diferentes de un mismo fenómeno dependiendo de sus niveles de estructuración y de la organización que hagan del mismo, podría decirse entonces, que están viendo fenómenos diferentes. Con ello se hace necesario reiterar la íntima relación entre los modos de hacer y de hablar que se pone de presente en este camino de la experiencia, aspectos debido a la

importancia que le confiere estos aspectos se abordarán más adelante. Teniendo en cuenta estas cualidades del fenómeno Ayala et. al. (2014) sostiene que:

Se considera una explicación a priori sustentada en ideas metafísicas (por ejemplo la explicación de la combinación de las sustancias basada en el a priori de la existencia e interacción entre átomos) sea el punto de partida para la comprensión de fenomenologías de estudio, en cambio, la organización de cualidades, la construcción de escalas de intensidad de una cualidad y el establecimiento de magnitudes y de formas de medida son una opción para la enseñanza de las ciencias desde esta perspectiva fenomenológica. (P.204)

Esto nos daría a entender que en la perspectiva fenomenológica la ciencia se basa en la explicación del fenómeno, mediante el empleo de ideas de carácter metafísico, mientras que la llamada la ciencia escolar se basa en la organización de cualidades y sus respectivas escalas de intensidad, la determinación de magnitudes y el establecimiento de escalas de medida que permitan dar razón del mismo fenómeno.

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, podemos afirmar que las explicaciones sobre lo que ocurre, sólo se pueden dar en términos de una organización de lo que se percibe. Sobreviene de esta premisa el análisis de dos aspectos que resultan interesantes, las explicaciones y las percepciones, es decir la función comunicativa resultado de la observación, entendiéndose que la comunicación puede llegar a convertirse en un indicador que nos permita medir en el aula, que tanto ha cambiado la organización de cualidades de los estudiantes con respecto a un fenómeno y como consecuencia de ello su nivel de comprensión. Por ende es adecuado hacer énfasis y ampliar un poco más el panorama a este respecto.

Ayala et. al. (2014) Establecen unos parámetros acerca de las características y las condiciones del lenguaje en la construcción de fenomenologías, sostienen que hablar del

fenómeno implica modos de hablar y proceder para referirse a él; esto es, hablar del fenómeno, es construir un lenguaje para mostrar el proceso de diferenciación de una cualidad o conjunto de cualidades que expresen el estudio u organización del mismo y esto conlleva dos relaciones la percepción y el lenguaje, la representación y el lenguaje. En relación con la percepción es está íntimamente ligada a la esfera lingüístico – cultural, teniendo en cuenta que el objeto observado está ligado a alguien que lo perciba, está inmerso y definido por el mundo del habla. El término representación hace referencia a los modos lingüísticos verbales y no verbales como pueden ser palabras, signos, dibujos, fórmulas algebraicas o procedimientos, con los cuales se comunican las experiencias y se caracterizan los comportamientos y rasgos del fenómeno que se buscan destacar. Desde el enfoque fenomenológico, los modos de hablar y de proceder tienen un carácter comunicativo, que cumplen con la tarea de mostrar el fenómeno. Por lo tanto es válido afirmar que mediante el lenguaje disponible se genera el sistema simbólico con el que se le da forma, se expresa y se comunica la experiencia en torno a un fenómeno y su organización, logrando mediante su representación una estabilización del mismo, entendida esa estabilización como darle identidad al fenómeno, en mostrar que es repetible y que lo es bajo distintos contextos y condiciones.

Se podría entender la dinámica del conocimiento en un proceso continuo que implica adquirir experiencia, se habla de ella y se usa un conocimiento que ya existe y si se trabaja sobre este se generan nuevas experiencias, lenguajes y conocimientos. Así, se establece una dinámica dialéctica entre la conciencia que conoce y el fenómeno que aparece ante ella: éste último se transforma en la medida que la primera lo hace. Además, a la vez que el ámbito de la experiencia se transforma, también se transforma el ámbito del lenguaje con el que nos referimos a esa

experiencia, y con ello la conciencia que conoce, lo que conlleva a su vez, como ya se dijo, a una transformación del fenómeno que aparece ante ella.

Con respecto al experimento y a su papel en la enseñanza de las ciencias, se considera que la práctica experimental tiene que ver principalmente con la construcción y comprensión de las fenomenologías en estudio, y con ello con la ampliación y organización de la experiencia de los sujetos, al igual que con la formalización, por lo tanto desde el punto de vista pedagógico si se reduce la actividad experimental a la verificación de relaciones conceptuales construidas en el campo de la ciencia, pierde el valor real, disipándose de esta manera su contribución a la búsqueda y posibilidades de comprensión de los estudiantes. Vale la pena resaltar la actividad experimental vinculada a la construcción de magnitudes y de formas de medida para la conformación de fenomenologías, en el contexto de esa íntima relación que se da entre la construcción de fenomenologías y desarrollo de procesos de formalización, es donde se evidencia la relevancia de la experimentación en la enseñanza de las ciencias.

En algunos casos se puede partir de la experiencia sensible que los sujetos han organizado desde su relación con el mundo que los rodea pero en otros casos se debe incluso construir esta experiencia sensible. Lo cual es el caso de este trabajo, donde se deben tener en cuenta todos los aspectos relacionados para crear de manera apropiada, la posibilidad de que los estudiantes tengan contacto directo con la experiencia que los lleve a formalizar respecto del fenómeno.

Pero el interrogante sería como se evidencia esa formalización, la respuesta está dada en términos del lenguaje, ya que un aspecto que resulta importante del proceso de construcción de un fenómeno es que en la medida que el ámbito de la experiencia se transforma también lo hace el ámbito del lenguaje. Pero como afirma Ayala et. al. (2014) “Estos procesos son tipos de

formalización que no implica la sola determinación de relaciones algebraicas o expresiones matemáticas. Aquí con formalización se entiende también la construcción de palabras, signos, dibujos, procedimientos, proposiciones, que permiten empezar a hablar del fenómeno”. (p. 126)

Para finalizar se puede destacar el papel experimento en la clase de ciencias, de la forma que lo plantean Sandoval, Malagón y Ayala (2011), “Juega un papel muy importante en la enseñanza de las ciencias, en relación con las organizaciones conceptuales que se van construyendo, rompiendo con la oposición experimento – teoría, de esta manera se puede afirmar que no se pueden establecer oposiciones o delimitar de forma absoluta” (p.160).

Diseño de la propuesta de clase

Teniendo en cuenta la pregunta de investigación de este trabajo y tomando cada uno de los aspectos abordados en el análisis histórico-crítico de los tres documentos originales se buscó plantear una serie de actividades de carácter experimental que mejoraran el nivel de comprensión del concepto de enlace. Es preciso señalar que este análisis histórico se plantea a partir de tres documentos originales los cuales fueron traducidos de manera detallada buscando mantener al pie de la letra los planteamientos realizados por los autores, estos documentos fueron, Desarrollo de la teoría de disociación electrolítica. Svante Arrhenius, El Átomo y la molécula Gilbert N. Lewis y Polaridad e ionización desde el punto de vista de la teoría de valencia de Lewis elaborado por Wendell M. Latimer y Worth H. Rodebush una vez realizado el análisis se determinan algunos aspectos que resultaron importantes para el diseño experimental, se observó que el artículo de Lewis a pesar de ser muy rico en cuanto a la elaboración teórica no presenta ninguna descripción de carácter de comportamientos de las sustancias que permitieran establecer

actividades experimentales, con respecto al original de Arrhenius, este si presenta descripción de comportamientos de sustancias, pero al realizar el análisis del documento de Latimer y Rodebush se observa que un gran número de esos comportamientos descritos por Arrhenius son recogidos en este artículo. Por lo tanto se dejan los documentos de Lewis y Arrhenius como base para una ampliación de los supuestos teóricos que en un momento dado pueden ser útiles para abordar los fenómenos caracterizados.

Entonces se procede a realizar un análisis más detallado del documento y se extraen las ideas que pasarían a ser la base de cada actividad experimental. A partir de estas ideas se plantean una serie de documentos individuales los cuales se nombran Guías y se encuentran numeradas en orden ascendente. Cada Guía tiene ciertas características esenciales como un título el cual busca ser llamativo y que encierre la idea central del tema que se va a abordar, a continuación del título viene una corta introducción de carácter teórico la cual no pretende ir mas allá de ser un elemento provocador, que despierte el interés de los estudiantes en el tema abordar. A continuación se enlistan los materiales y los reactivos necesarios para llegar a cabo la actividad. (Fig. 8)

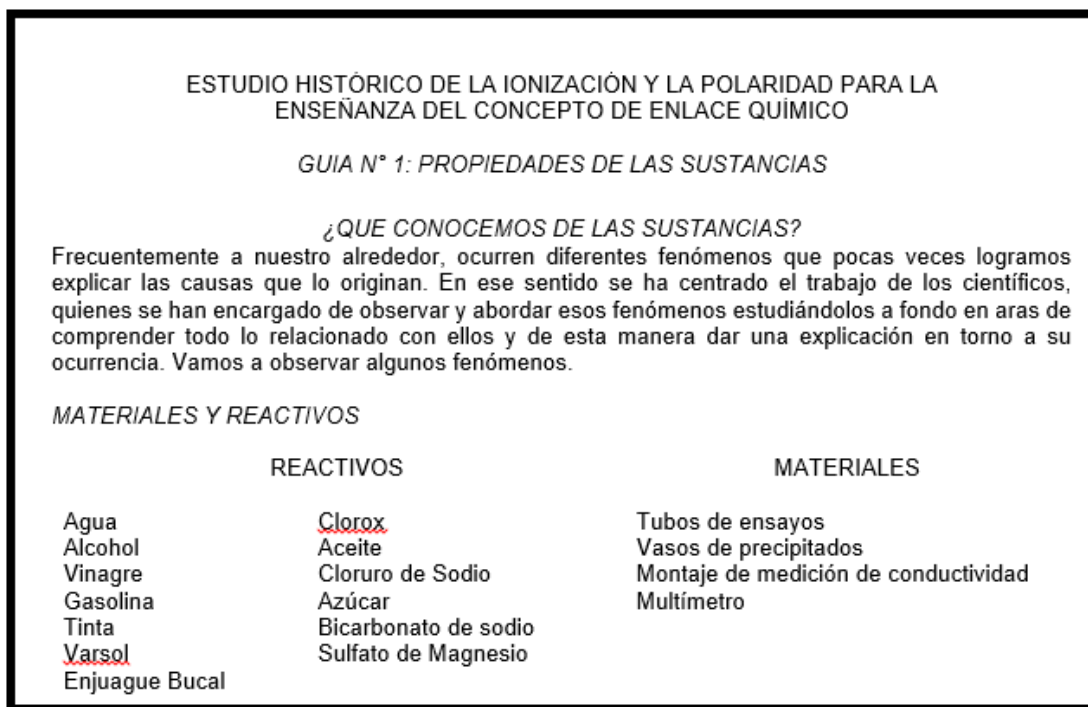
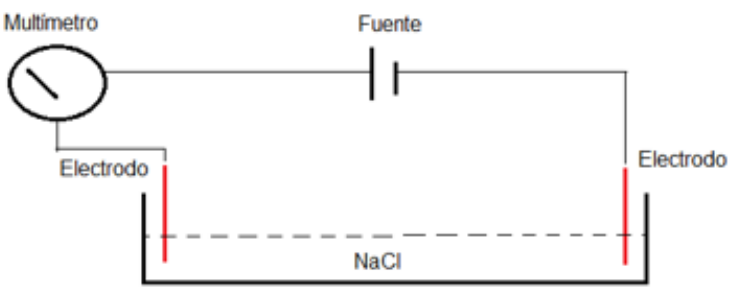


Figura 8. Imagen del encabezado de las guías elaboradas

Después del listado de materiales y reactivos se escribe el procedimiento en cada actividad, al igual que se asigna un espacio para registrar los datos obtenidos o las observaciones y por último se induce al estudiante a que escriba las ideas o conclusiones a las que puede llegar a partir de la observación. (Fig. 9)

PROCEDIMIENTO
 1. Con la ayuda del docente elabora el montaje que se muestra a continuación.



En el recipiente coloca una capa de cloruro (NaCl) sólido inserta los electrodos y mide el voltaje. Registra la medida en la tabla que se encuentra a continuación. Adiciona 10 mL de agua en el centro del recipiente y mide el voltaje, registra la medida en la tabla. Continúa adicionando igual cantidad hasta completar 100 mL y en cada caso mide el voltaje.

NaCl	VOLTAJE
Sólido	
10 mL	
20 mL	
30 mL	
40 mL	
50 mL	
60 mL	
70 mL	
80 mL	
90 mL	
100 mL	

Responde: ¿Qué crees que ocurre? ¿A qué se debe este fenómeno?

Figura 9. Imagen del procedimiento y registro de conclusiones de las guías

Para realizar el análisis histórico se diseñó una matriz, (Tabla 1) la cual consta de tres columnas, la primera columna lleva el nombre de Original allí aparecen los fragmentos del documento original analizado y que por sus características orientaban el diseño de una actividad, en la segunda columna nombrada como Actividad aparece la descripción de la actividad planteada a partir del fragmento de la primera columna, en la tercera columna se registra el objetivo que no es otra cosa que el alcance pedagógico de la actividad.

Para el caso de las tres primeras actividades planteadas las cuales no surgen del análisis del documento original, sino que son actividades de carácter introductorio las cuales buscan despertar el interés de los estudiantes, al ser planteadas trabajando sustancias que aparecen en la cotidianidad de los estudiantes.

Tabla 1.

Matriz de diseño de actividades

<i>ORIGINAL</i>	<i>ACTIVIDADES</i>	<i>OBJETIVO</i>
	ACTIVIDAD 1 Elaboración de pruebas de solubilidad de diferentes sustancias que hay en la casa	Analizar el principio de solubilidad de diferentes sustancias
	ACTIVIDAD 2 Medición de la conducción en sustancias caseras con un montaje elaborado por los estudiantes	Medir de manera cualitativa la conducción en sustancias caseras
	ACTIVIDAD 3 Medición de la conducción en sustancias caseras con el multímetro	Medir de manera cualitativa la conducción en sustancias caseras
<i>El Cloruro de sodio no conduce la corriente porque los átomos no son libres para moverse. Sin embargo, si traemos el cloruro de sodio en estado líquido, por fusión, por ejemplo, se convierte en un muy buen conductor.</i>	ACTIVIDAD 4 Medición de la conductividad eléctrica en una solución de NaCl y de NaCl fundido.	Comparar la ionización cuando hay la presencia de solvente y cuando no la hay.
<i>...una solución concentrada de cloruro de sodio está completamente ionizada. Una dilución infinita en donde los iones se encuentran separados como para estar fuera del alcance de los demás, también se presenta ionización completa. En las concentraciones intermedias, donde la distancia promedio entre iones es mayor que la distancia de equilibrio y todavía no tan grande que los iones están fuera de los campos, puede haber una tendencia de los iones para formar parejas separadas entre sí por la distancia de equilibrio.</i>	ACTIVIDAD 5 Medición de conductividad de soluciones de NaCl en un rango de concentraciones que varíe desde muy diluida hasta muy concentrada	Comparar la ionización de acuerdo a la concentración.
	ACTIVIDAD 6 Comparación de Valores de Actividad 5 con los resultados arrojados por la sal fundida en	Establecer comparación entre la conductividad de la sal fundida y disoluciones a diferentes

ESTUDIO HISTÓRICO DE LA IONIZACIÓN Y LA POLARIDAD PARA LA ENSEÑANZA
DEL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

	la Actividad 4.	concentraciones
<i>De las consideraciones anteriores, en una solución de una sal polar como cloruro de sodio los iones deben siempre estar separados por distancias mayores que en el sólido. Para que un líquido pueda actuar como un disolvente para una sustancia polar debe ser un agente de cambio de fuerza suficiente para permitir la separación de iones que tiene lugar cuando la sal se disuelve. Esta parece ser la principal importancia de la constante dieléctrica.</i>	ACTIVIDAD 7 Determinación experimental de la constante dieléctrica de diferentes solventes.	Comparar el valor de la constante dieléctrica de distintos solventes.
<i>El dióxido de azufre, con una constante dieléctrica de aproximadamente de 14, es capaz de disolver muchas Sales. Cuando consideramos líquidos de constante dieléctrica por debajo de 8 encontramos que las sales no se disuelven en ellos sensiblemente, como una regla. La solubilidad es por supuesto afectada por muchos factores, pero parece muy probable que la razón de la ligera solubilidad de sales en estos líquidos es la incapacidad del disolvente para neutralizar las fuerzas electrostáticas entre iones</i>	ACTIVIDAD 8 Medir la conductividad eléctrica de una sal disuelta en distintos solventes con valores de constante dieléctrica diversos.	Observar la relación entre constante dieléctrica y poder ionizante de un solvente.
<i>En los pocos casos en que hay conducción electrolítica en un solvente de baja constante dieléctrica, encontramos una conductividad muy pequeña en soluciones diluidas, pero aumentando muy rápidamente, con el aumento de concentración hasta que alcanza un máximo a cierta concentración...</i>	ACTIVIDAD 9 Medir la conductividad eléctrica en soluciones a distintas concentración en solventes de baja constante dieléctrica. El yoduro de magnesio en éter ó yoduro de potasio en el líquido de yodo	Establecer relación entre concentración y baja constante dieléctrica.
<i>Aun así, un ácido tan fuerte como el ácido clorhídrico es, en estado líquido puro no conductor de la misma orden como el agua. Su conductividad no aumentó sensiblemente cuando se disuelve en acetona o nitrobencono², (sustancias con constantes dieléctricas bastante altas). Incluso en el cianuro de hidrógeno líquido, que tiene una alta constante dieléctrica, el cloruro de hidrógeno no muestra una conductividad comparable con la de algunas sales en el mismo solvente³</i>	ACTIVIDAD 10 Determinar la conductividad eléctrica de HCl puro y una sal, disueltos en Agua, Acetona y Nitrobencono y establecer comparación.	Comparar la disociación entre un compuesto altamente polar y un compuesto de hidrógeno.

Cada una de las actividades anteriores se organizaron dentro de las guías teniendo en cuenta que el tiempo posible de aplicación, no superará el tiempo de una sesión doble de clase es

decir aproximadamente 90 minutos por lo tanto cada guía quedo estructurada de la siguiente manera:

Tabla 2.

Distribución de las actividades en las guías

GUIA	TITULO	ACTIVIDADES
1	¿QUE CONOCEMOS DE LAS SUSTANCIAS?	1, 2, 3
2	CONDUCTIVIDAD DE LAS SUSTANCIAS	4, 5, 6
3	CONSTANTE DIELECTRICA	7, 8, 9
4	CONSTANTE DIELECTRICA Y CONCENTRACIÓN	10, 11

Teniendo en cuenta la anterior distribución las actividades quedaron presentadas dentro de las guías de la siguiente manera:

ACTIVIDAD 1.

Se les plantea a los estudiantes mezclar en tubos de ensayos las sustancias que se les indican, las cuales se organizaron en una tabla y se deja una columna para que dibujen lo observado y otra para que escriban el porqué de sus observaciones. Como se relacionó antes las sustancias son todas caseras. Las mezclas que se plantean realizar son Aceite-Agua, Alcohol-Agua, Gasolina- Agua, Tinta – Agua, Enjuague Bucal – Agua, Clorox – Agua, Varsol - Agua, Tinta - Varsol, Aceite - Varsol, Alcohol - Varsol, Gasolina - Varsol, Tinta - Varsol, Enjuague Bucal - Varsol, Clorox - Varsol.

PROCEDIMIENTO		
1. En distintos tubos de ensayos adiciona pequeñas cantidades de las sustancias que se indican a continuación. Observa, compara y responde mediante el empleo del siguiente cuadro en tu portafolio.		
SUSTANCIAS	DIBUJO	DESCRIPCION (Qué, Cómo, Porque)
ACEITE + AGUA		
ALCOHOL + AGUA		
GASOLINA + AGUA		
TINTA + AGUA		

Figura 10. Presentación en la guía de la Actividad 1

ACTIVIDAD 2.

Para esta actividad se les pide a los estudiantes que previamente se elabore el montaje para medir conductividad de manera cualitativa. (Fig. 11)

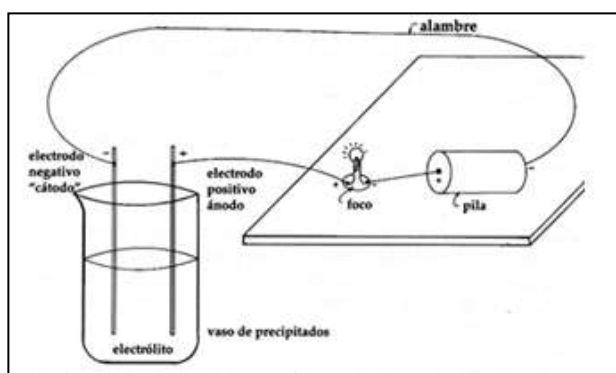


Figura 11. Montaje para determinar conductividad

(Tomado de <http://med.se-todo.com/himiya/19848/index.html>)

En esta actividad se plantea a los estudiantes que con el montaje elaborado previamente revisen la conductividad de diferentes sustancias y de algunas mezclas para evaluar de manera cualitativa esta propiedad. En la tabla de resultados se da un espacio para que describan la intensidad de la luz en términos de baja, media o alta. De la misma forma se deja para que los estudiantes libremente hagan la descripción. (Fig. 12). Las sustancias y mezclas que se plantean para esta actividad son Agua, Agua + Sal, Agua + Azúcar, Agua + Sulfato De Magnesio, Agua + Bicarbonato De Sodio, Vinagre, Enjuague Bucal, Vinagre + Agua, Aceite, Varsol, Alcohol, y Alcohol + Agua. De igual manera se solicita a los estudiantes escribir una conclusión con respecto a lo observado.

2. A partir del montaje elaborado previamente y que se muestra a continuación mide la conductividad de las siguientes sustancias, (Registra las observaciones en el portafolio siguiendo el modelo de la tabla presentada):

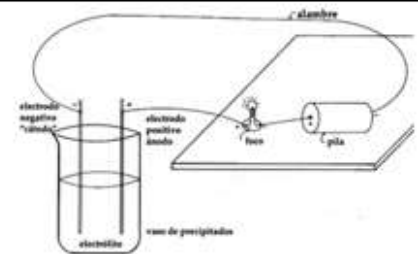


Figura 1. Montaje para determinar conductividad eléctrica


SUSTANCIAS	INTENSIDAD LUZ (Baja, media, Alta)	DESCRIPCIÓN (Qué, Cómo, Porque)
AGUA		
AGUA + SAL		
AGUA + AZUCAR		

Figura 11. Presentación en la guía de la Actividad 2

ACTIVIDAD 3.

En esta actividad se les pide a los estudiantes que partiendo de las mismas sustancias y mezclas del punto anterior realicen la medición de la intensidad de corriente con el multímetro, en la tabla de resultados se les pide que partan de la medición cualitativa realizada en la actividad anterior y frente a esta escriban el valor arrojado en la medición con el multímetro. (Fig. 12) De esta manera se busca que se establezca un vínculo entre la intensidad (baja, media o alta) y la medida determinada con el multímetro. Al igual que en los casos anteriores se da el espacio para que se anote la conclusión a la que llegan los estudiantes.

3. Con la ayuda del multímetro realiza la medición del voltaje de las sustancias analizadas en el punto anterior y completa la siguiente tabla en tu portafolio:



SUSTANCIAS	INTENSIDAD LUZ (Baja, media, Alta)	INTENSIDAD DE CORRIENTE
AGUA		
AGUA + SAL		
AGUA + AZÚCAR		

Figura 12. Presentación en la guía de la Actividad 3

ACTIVIDAD 4

En el documento original se expone que el cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad pero que si se trae en estado líquido por fusión se observa que si conduce por lo tanto en esta actividad se plantea realizar la medición en cloruro de sodio fundido por lo tanto se explica mediante una gráfica el montaje que se debe realizar para fundir la sal con la idea de insertar los electrodos y tomar la medida de la intensidad con el multímetro. (Fig. 13)

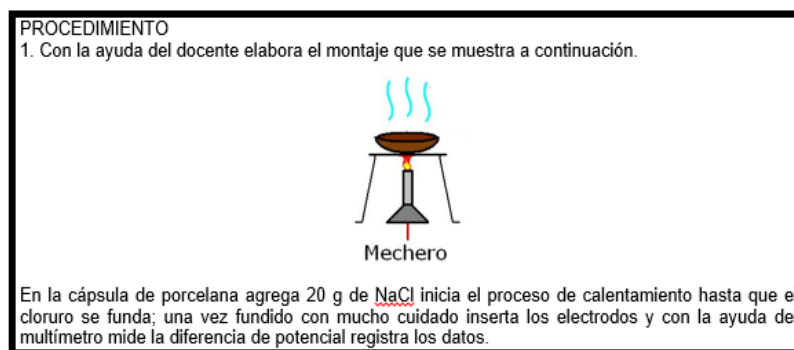


Figura 13. Presentación en la guía de la Actividad 4

ACTIVIDAD 5.

Para la Actividad número cinco, se parte del principio del original que expresa la ionización de soluciones muy concentradas y muy diluidas de cloruro de sodio al igual que de las concentraciones intermedias, por ello se les pide a los estudiantes que preparen un rango de soluciones desde muy diluidas hasta muy concentradas de cloruro de sodio las concentraciones que se piden son 0,001 M, 0,01 M, 0,1 M, 1 M, 1.5 M y 2 M. La idea es que a partir del montaje que se muestra en la figura 14, se realice la medición de la conductividad con el multímetro de cada una de las soluciones, para de esta manera analizar el efecto de la concentración en la conductividad de las sustancias. Con respecto a el montaje se deja a consideración del docente si la fuente es muy riesgosa para la seguridad de los estudiantes se puede reemplazar por una batería de 9 voltios.

Teniendo en cuenta que posiblemente el tema de concentración aún no se haya trabajado con los estudiantes y como se requiere que conozcan el tema para preparar las soluciones se les indicara la cantidad de soluto necesario para obtener cada concentración requerida.

ACTIVIDAD 6

Esta actividad como tal no sale del análisis del documento original, se les plantea a los estudiantes realizar una gráfica de intensidad contra concentración, luego se les plantean ciertos interrogantes con respecto a la misma. Interrogantes que tienden a que los estudiantes lleguen a la conclusión de la relación entre concentración y conductividad. (Fig. 15)

3. Prepara 100 ml de cada una de las siguientes soluciones de Cloruro de Sodio. Marca cada uno de los vasos de precipitados como se indica. A: 0.0058 g. B: 0.058 g. C: 0.584 g. D: 5.844g. E: 8.766 g. F: 11.68 g.

Elabora el montaje que se muestra a continuación coloca cada una de las soluciones a analizar, realiza la medición del voltaje y registra los datos en la siguiente tabla, no olvides anexarla a tu portafolio:



RESULTADOS:

SOLUCIÓN	GRAMOS	MOLARIDAD	VOLTAJE
A	0.0058	0.001	
B	0.058	0.01	
C	0.584	0.1	
D	5.844	1	
E	8.766	1.5	
F	11.68	2	

Figura 14. Presentación en la guía de la Actividad 5

ACTIVIDAD 7

Esta actividad se deriva de uno de los planteamientos que pueden resultar más interesantes del documento original y es que para que un líquido pueda actuar como un disolvente para una sustancia polar debe ser un agente de cambio de fuerza suficiente para permitir la separación de iones que tiene lugar cuando la sal se disuelve. Esta parece ser la principal importancia de la constante dieléctrica.



Figura 15. Presentación en la guía de la Actividad 6

Por lo tanto partiendo de este principio se realizó una consulta en cuanto al procedimiento para determinar la constante dieléctrica de un líquido y se estableció que se podía hacer por determinación de la capacitancia de la sustancia que esta medición se podría hacer con un montaje similar al de medir conductividad lo único que se requiere es un multímetro que permita realizar la medición de la capacitancia y a partir de este valor mediante un desarrollo matemático el cual se les explica a los estudiantes en la guía, se determina el valor experimental de la constante dialéctica, se les pide seguir este procedimiento para determinar la constante dieléctrica de las siguientes sustancias: Agua, Metanol, Etanol, Etilén glicol, Ácido acético, Ácido clorhídrico (dil), Ácido clorhídrico (conc), Benceno, CCl_4 , Sulfuro de hidrógeno y Acetona.(Fig. 16) Luego deben calcular la constante y comparar los datos teóricos con los experimentales, determinando de esta manera el porcentaje de error.

2. Con la ayuda del multímetro determina la capacitancia de las sustancias que se muestran en la siguiente tabla y registra los resultados obtenidos en una tabla similar, la cual debe ser archivada en el portafolio.

SUSTANCIA	CAPACITANCIA
Aire	
Agua	
Metanol	
Etanol	
Etilén glicol	
Ácido acético	
Ácido clorhídrico (dil)	
Ácido clorhídrico (conc)	
Benceno	
CCl ₄	
Sulfuro de hidrógeno	
Acetona	

3. Emplea los datos obtenidos en el numeral anterior para determinar la constante dieléctrica de estas sustancias a partir de la siguiente ecuación:

$$\epsilon_r = \frac{\text{Capacitancia con la sustancia}}{\text{capacitancia sin sustancia}}$$

Donde ϵ_r es la constante dieléctrica

Registra los resultados en una tabla como la que se muestra a continuación, la cual debe consignada junto con todos los cálculos en el portafolio.

SUSTANCIA	ϵ_r teórica	ϵ_r experimental	% e
Aire	5.4		
Agua	80		
Metanol	32.8		
Etanol	24.3		
Etilén glicol	37.7		
Ácido acético	9.7		

Figura 16. Presentación en la guía de la Actividad 7

ACTIVIDAD 8

Esta actividad se diseñó a partir del siguiente planteamiento en el documento original: “Cuando consideramos líquidos de constante dieléctrica por debajo de 8 encontramos que las sales no se disuelven en ellos sensiblemente, como una regla. La solubilidad es por supuesto afectada por muchos factores, pero parece muy probable que la razón de la ligera solubilidad de sales en estos líquidos es la incapacidad del disolvente para neutralizar las fuerzas electrostáticas entre iones”.

Por lo tanto se propone a los estudiantes tratar de disolver una sal en este caso NaCl en los siguientes solventes Agua, Etilén glicol, Metanol, Etanol, Acetona, Ácido acético, Benceno, Éter. (Fig. 17) De la misma forma en la tabla donde deben consignar los resultados se les da el valor de constante dieléctrica reportado en la literatura, y dos columnas adicionales para que

reporten si la sal se solubilizo en dicho solvente y se les pide medir la conducción de electricidad, esto con el fin que asocien el valor de la constante dieléctrica y el poder del disolvente y lo puedan relacionar con la conductividad eléctrica. Posterior a esto se plantean preguntas orientadoras de la discusión, las cuales deben responder a partir de la observación.

ACTIVIDAD 9

Esta actividad se diseña a partir de una conclusión a la que llegan los autores, la cual es que en los pocos casos en que hay conducción electrolítica en un solvente de baja constante dieléctrica, se puede observar una conductividad muy pequeña en soluciones diluidas, pero esta aumenta rápidamente, con el aumento de concentración, Por lo tanto se pide a los estudiantes preparar soluciones de Yoduro de Magnesio en éter a diferentes concentraciones. (Fig.18)

5. Disolver 5 g de Cloruro de Sodio (NaCl) en 40 mL de cada uno de los solventes relacionados a continuación y con la ayuda del multimetro determina su diferencia de potencial.

SOLVENTE	ϵ_r experimental	DIFERENCIA DE POTENCIAL
Agua		
Etilén glicol		
Metanol		
Etanol		
Acido clorhídrico (cono)		
Acetona		
Acido acético		
Benceno		
Eter		

En tu portafolio responde los siguientes interrogantes:

¿Cuál fue el solvente que presento mayor diferencia de potencial? ¿Cuál es su valor de constante dieléctrica?

¿Cuál fue el solvente que presento menor diferencia de potencial? ¿Cuál es su valor de constante dieléctrica?

¿Qué se logra observar con los demás solventes?

A partir de las observaciones anteriores elabora una conclusión que relacione el valor de constante dieléctrica de un solvente con la conducción de una solución que forme:

Figura 17. Presentación en la guía de la Actividad 8

Registra los datos en la siguiente tabla y responde las preguntas planteadas a continuación.

SOLUCION	CONCENTRACION <i>molar</i>	INTENSIDAD
A	0,01	
B	0,1	
C	0,5	
D	1	

¿Qué puedes decir de los valores de intensidad obtenidos?

¿Qué observas con respecto a la concentración de la solución y la conductividad?

Teniendo en cuenta que la constante dieléctrica del éter es 4.1, ¿Qué puedes decir de la relación entre la constante dieléctrica y la conductividad de una solución?

A partir de las respuestas que diste a cada uno de los interrogantes anteriores elabora una conclusión final de lo abordado en este trabajo

Figura 18. Presentación en la guía de la Actividad 9

Vale la pena señalar que debido a la dificultad de solubilizar una sal en un solvente con baja constante dieléctrica, los autores plantean en una nota a pie de página tres sugerencias y se escoge la que puede resultar más viable por la disponibilidad de las sustancias.

Una vez elaboradas las soluciones se les pide medir la conductividad de cada una y registrar los datos obtenidos en una tabla y proceder a responder las preguntas orientadoras que buscan que los estudiantes se aproximen al concepto de concentración y conductividad en un solvente de baja constante dieléctrica.

ACTIVIDAD 10

En esta actividad se les plantea a los estudiantes disolver primero ácido clorhídrico en agua, acetona y nitrobenzeno, y medir la conductividad eléctrica. Luego se les pide disolver

cloruro de sodio en los mismos solventes, medir la conductividad y registrar los datos en una tabla que permita establecer comparación. (Fig. 19)

2.

a. Con sumo cuidado disuelve una pequeña cantidad de Ácido Clorhídrico (HCl) concentrado en 30 mL de cada uno de los siguientes solventes Agua, Acetona y Nitrobenceno y procede a medir la conductividad eléctrica. Registra los datos en la tabla que se encuentra a continuación.

b. Disuelve ahora un poco de Cloruro de Sodio (NaCl) en los mismos solventes Agua, Acetona y Nitrobenceno y procede a medir la conductividad eléctrica, Registra los datos en la tabla y responde las siguientes preguntas.

SOLVENTE	HCl	NaCl
Agua		
Acetona		
Nitrobenceno		

¿Qué puedes decir de los valores de intensidad obtenidos?

¿Cuál es la diferencia entre las fórmulas del Ácido Clorhídrico y del Cloruro de Sodio?

¿Cómo crees que puede influir esta diferencia en la conductividad eléctrica?

A partir de las respuestas que diste a cada uno de los interrogantes anteriores elabora una conclusión final de lo abordado en este trabajo

Figura 19. Presentación en la guía de la Actividad 10

Una vez realizada las mediciones se les pide que respondan algunos interrogantes que les permitirán llegar a establecer la diferencia entre un compuesto con un átomo de hidrogeno y una sal. Esto obedece a la observación planteada en el documento original, “Aun así, un ácido tan fuerte como el ácido clorhídrico es, en estado líquido puro no conductor de la misma orden como el agua. Su conductividad no aumentó sensiblemente cuando se disuelve en acetona o nitrobenceno², (sustancias con constantes dieléctricas bastante altas). Incluso en el cianuro de hidrógeno líquido, que tiene una alta constante dieléctrica, el cloruro de hidrógeno no muestra una conductividad comparable con la de algunas sales en el mismo solvente”.

CAPITULO IV

Validación Experimental y Conclusiones

Validación Experimental

A partir del análisis histórico-crítico del documento Polaridad e ionización desde el punto de vista de la teoría de valencia de Lewis elaborado por Wendell M. Latimer y Worth H. Rodebush en 1920, se encontraron planteamientos que resultaron llamativos para ser tenidos en cuenta como base para el diseño de las actividades experimentales. En este capítulo se realiza una descripción detallada de los aspectos encontrados durante el proceso de validación experimental de cada una de las actividades planteadas en la unidad de clase.

Validación Actividad 1

Como se mencionó en el capítulo anterior, las tres primeras actividades no se plantean a partir del análisis de los documentos originales, se trata de actividades que buscan que los estudiantes reconozcan propiedades como la solubilidad y la conductividad eléctrica de sustancias que encuentran en su entorno. Por esta razón y debido a su viabilidad para ser realizadas su validación no requiere de mayor diseño y análisis.

Para la validación de esta actividad se realizaron pruebas de solubilidad entre diferentes sustancias de uso común, de esta manera se pudo observar que se llega al objetivo que se buscaba al momento del diseño y es que los estudiantes reconozcan el principio de solubilidad y realicen ciertos planteamientos entorno a la misma.



Figura 20. Validación experimental actividad 1. Pruebas de solubilidad en sustancias caseras

Validación Actividad 2

Para la validación de esta actividad, la cual consistía en medir la conductividad de algunas sustancias caseras y soluciones de las mismas se elaboró el montaje que se muestra en la figura 21. El cual se conecta a la corriente eléctrica directamente, vale la pena señalar que debido a que esta es una prueba de carácter cualitativo, este tipo de diseño permite observar mejor las cualidades de conducción de las sustancias en términos de bajo, medio o alta, y a pesar de haber dejado todas las conexiones completamente aisladas, al determinar el nivel de riesgo del mismo, se hace más seguro pedirles a los estudiantes que elaboren su montaje con una pila de 9 voltios.

Los resultados arrojados por estas mediciones se encuentran consignados en la tabla 3 y se puede observar que actividad puede conllevar a que los estudiantes inicien a establecer ciertos patrones de comparación como por ejemplo porque el agua sola no conduce, pero si se disuelve en ella sal si conduce y por qué al disolver una sustancia como el azúcar se pierde esa conductividad que se había ganado al disolver la sal.



Figura 21. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 2. Medición cualitativa de conductividad

Tabla 3

Resultados de validación de la actividad 2 Medición Cualitativa de la conductividad

<i>SUSTANCIAS</i>	<i>INTENSIDAD LUZ (Baja, media, Alta)</i>
Agua	No
Agua + Sal	Si (Alta)
Agua + Azúcar	No
Agua + Sulfato de magnesio	Si (Alta)
Agua + Bicarbonato De Sodio	Si (Alta)
Vinagre	Si (Baja)
Enjuague bucal	Si (Baja)
Vinagre + agua	Si (Baja)
Aceite	No
Varsol	No
Alcohol	No

Alcohol + Agua	No
----------------	----

Validación Actividad 3.

En esta actividad se realizó una medición cuantitativa de la conductividad de las mismas sustancias de la actividad anterior, para ello se empleó el multímetro en modo de voltímetro, para ello se realizó el montaje que se muestra en la figura 22. Vale la pena señalar que es necesario tener claro la manera de realizar el montaje ya que a pesar que se ve muy sencillo, cualquier conexión equivocada altera de manera drástica los resultados obtenidos.

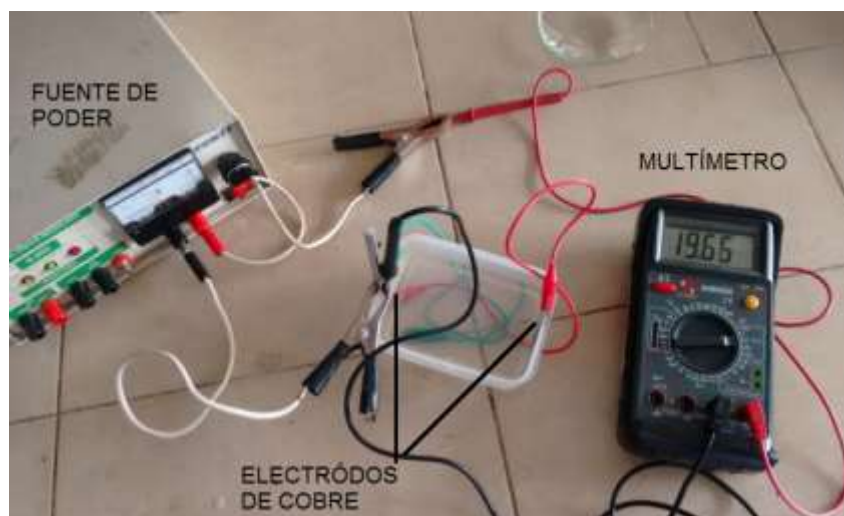


Figura 22. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 3. Medición cuantitativa de la conductividad

Los resultados arrojados en esta medición se consignan en la tabla 4. A partir de los resultados obtenidos se puede evidenciar que la actividad permite que los estudiantes comparen los resultados de la actividad anterior con los valores obtenidos y establezcan un vínculo entre una cualidad observada de manera cualitativa y la misma abordada desde una medición cuantitativa.

Tabla 4.

Resultados de validación de la actividad 2. Medición Cualitativa de la conductividad

<i>SUSTANCIAS</i>	<i>INTENSIDAD LUZ (Baja, media, Alta)</i>	<i>INTENSIDAD DE CORRIENTE</i>
Agua	No	
Agua + Sal	Si (Alta)	
Agua + Azúcar	No	
Agua + Sulfato de magnesio	Si (Alta)	
Agua + Bicarbonato De Sodio	Si (Alta)	
Vinagre	Si (Baja)	
Enjuague bucal	Si (Baja)	
Vinagre + agua	Si (Baja)	
Aceite	No	
Varsol	No	
Alcohol	No	
Alcohol + Agua	No	

Validación Actividad 4

Esta actividad se extrae a partir del siguiente planteamiento “El Cloruro de sodio no conduce la corriente porque los átomos no son libres para moverse. Sin embargo, si traemos el cloruro de sodio en estado líquido, por fusión, por ejemplo, se convierte en un muy buen conductor de hecho” (Latimer y Rodebush 1920, p. 1422) Lo cual conlleva a plantear como primera medida fundir el cloruro de sodio para posteriormente determinar la medida de la conducción eléctrica. Sin embargo cuando se va a realizar la validación de la experiencia, se

observa que la sal no funde al dejarla por un largo tiempo a la máxima llama del mechero. Esto conlleva a replantear la actividad, proponiéndola a partir de ir agregando mínimas cantidades de agua a la sal, en un montaje como el indicado en la figura 23.

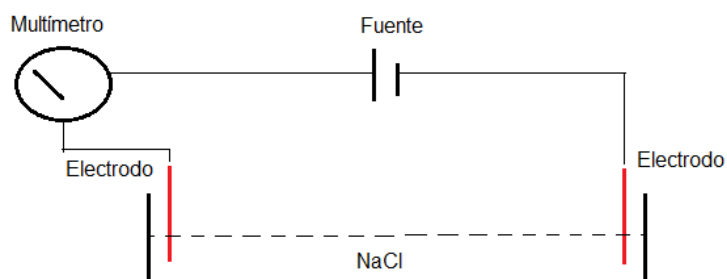


Figura 23. Montaje empleado para la validación experimental de la actividad 4. Medición cuantitativa de la conductividad en la sal a medida que se agrega pequeñas cantidades de agua

Una vez se coloca una capa de cloruro de sodio sólido y se realiza la medición, como es de esperarse no se evidencia ningún tipo de conducción, sin embargo cuando se adicionan los primeros 10 mL de agua sin agitar la solución el multímetro empieza a registrar un valor para la conductividad, en un segundo momento cuando se adicionan 10 mL más de agua el valor registrado por el multímetro este se incrementa, de igual manera ocurre a medida que se van adicionando cantidades iguales de agua, los resultados se registran en la tabla 5.

Tabla 5.

Resultados de validación de la actividad 4. Medición Cuantitativa de la conductividad en cloruro de sodio disuelto

<i>SUSTANCIAS</i>	<i>INTENSIDAD DE CORRIENTE</i>
Cloruro de sodio solido	0
10 mL	0,05
20 mL	0,10
30 mL	0,13

40 mL	0,15
50 mL	0,18
60 mL	0,23
70 mL	0,27
80 mL	0,30
90 mL	0,32
100 mL	0,35
Agitando	0,77

A partir de estos datos se puede observar que la actividad permite a los estudiantes empezar a identificar el fenómeno de la disociación, ya que es evidente que cuando hay la presencia del sólido no hay conducción pero a medida que se adiciona el agua se incrementa esa conducción y finalmente cuando se agita, el valor se amplía aproximadamente al doble.

Validación Actividad 5.

Latimer y Rodebush (1920) afirman que “una solución concentrada de cloruro de sodio está completamente ionizada. Una dilución infinita en donde los iones se encuentran separados como para estar fuera del alcance de los demás, también se presenta ionización completa. En las concentraciones intermedias, donde la distancia promedio entre iones es mayor que la distancia de equilibrio y todavía no tan grande que los iones están fuera de los campos, puede haber una tendencia de los iones para formar parejas separadas entre sí por la distancia de equilibrio” (p. 1424). Este planteamiento sirve como punto de partida para diseñar una actividad donde los

estudiantes puedan observar cómo varía la conducción de una solución de acuerdo con el valor de concentración de la misma.

Por lo tanto se prepararon 100 mL de soluciones de cloruro de sodio a partir de las siguientes cantidades en gramos de soluto 0.0058, 0.058, 0.584, 5.844, 8.766 y 11.68 para obtener concentraciones molares de 0,001, 0,01, 0,1, 1, 1.5, 2. Para efectos prácticos estas se nombraran como A, B, C, D, E y F respectivamente.

A pesar de no estar planteado dentro de la unidad de clase, se hicieron mediciones de conductividad en cada una de esas soluciones, mediante el empleo del montaje casero elaborado para la actividad 2 y los resultados obtenidos fueron interesantes para proponer esta actividad a los estudiantes. (Fig. 24). Se puede evidenciar que la solución A no alcanza una conductividad eléctrica suficiente para que el bombillo se encienda, pero a medida que se incrementa la concentración la resistencia del bombillo presenta mayor luminosidad.

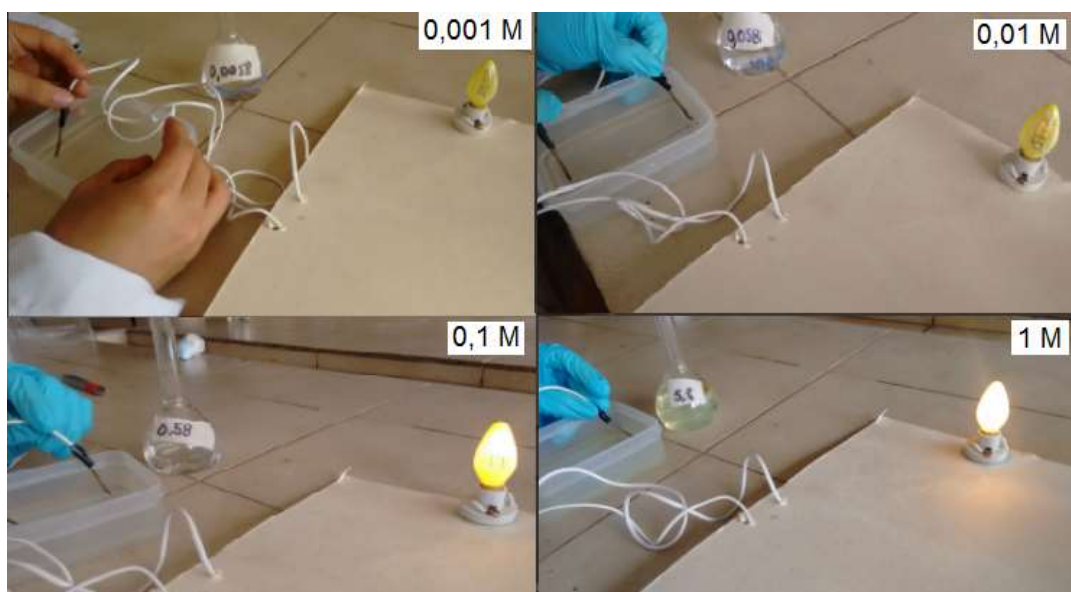


Figura 24. Resultados medición de conductividad a diferentes concentraciones mediante el uso del montaje casero

En la actividad planteada dentro de la unidad de clase se les pide a los estudiantes que realicen el montaje utilizado en la actividad 2 (fig. 21) para realizar la medición de la conductividad en cada una de las soluciones y poder observar como varia con respecto a la concentración los resultados se muestran en la tabla N°4. Allí se puede observar que los resultados arrojados concuerdan con la medición cualitativa con el montaje casero. También se puede determinar un cambio significativo en la conductividad cuando la concentración cambia de 0,1 M a 1 M, a partir de este momento el aumento es mayor que en las soluciones A, B y C. Se esperaría que esta actividad lleve a los estudiantes a relacionar que como hay una mayor cantidad de partículas cargadas se presente una mayor conducción.

Tabla 6

Resultados de Medición de Diferencia de potencial en soluciones de diferente concentración

<i>SOLUCIÓN</i>	<i>g</i>	<i>M</i>	<i>Diferencia de Potencial</i>
A	0.0058	0,001	0,32
B	0.058	0,01	0,34
C	0.584	0,1	0,35
D	5.844	1	0,45
E	8.766	1.5	0,55
F	11.68	2	0,60

Validación Actividad 6.

La actividad 6 es otra actividad que no surge del análisis histórico, se plantea con el objetivo que los estudiantes elaboren una gráfica y a partir de ella puedan establecer ciertos

puntos de comparación y llevarlos a un análisis un poco más elaborado del fenómeno de ionización.

Por lo tanto para su validación se procede a realizar una gráfica donde se compara la conductividad obtenida a partir del cloruro de sodio sólido a medida que se agregaba agua (Tabla 5) y la conductividad medida en las soluciones denominadas como A, B, C, D, E y F (Tabla 6). La grafica obtenida se muestra en la figura 25. Allí se pueden observar varios detalles que pueden llegar a resultar interesantes en el momento del análisis con los estudiantes.

En primera medida, cuando se analiza la gráfica obtenida en las soluciones de cloruro de sodio se observa que al medir la conductividad en las soluciones A, B y C la variación en el valor obtenido para estas concentraciones es mínima, mientras que al determinar la conductividad en la solución D, el cambio es mayor, lo cual se evidencia en el incremento de la pendiente de la recta; un incremento similar ocurre cuando se determina la conductividad en la solución E. Al comparar los valores de la conductividad en las soluciones D y E se puede observar que el incremento es menor que en el caso anterior, lo cual nos llevaría a pensar que a partir de este punto el valor de la conductividad aumentará en una mínima cantidad tendiendo a ser constante.



Figura 25. Gráfica de comparación de los valores de conductividad obtenidos a partir de las actividades 4 y 5.

Con respecto a la gráfica de la conductividad cuando se adiciona agua al cloruro de sodio sólido se puede notar que se parte de una conductividad inicial nula cuando se mide en la sal sólida y que el incremento se da en cantidades equivalentes, lo cual se evidencia claramente en el tipo de recta obtenido, una vez se finaliza de agregar una cantidad de 100 mL de agua, el valor determinado es igual al valor obtenido cuando se mide en la solución C cuya concentración es de 0,1 M, pero al agitar la solución se observa que el incremento se da de una manera drástica al punto de duplicar su valor, obteniéndose un valor que supera incluso al valor de la concentración de la solución F cuya concentración es 2 M. Es posible que esta observación

permita llevar a los estudiantes a cuestionarse que ocurre cuando se agita la solución, y plantear conclusiones más elaboradas.

Validación Actividad 7.

Esta actividad surge a partir del planteamiento de Latimer y Rodebush (1920) “Para que un líquido pueda actuar como un disolvente para una sustancia polar debe ser un agente de cambio de fuerza suficiente para permitir la separación de iones que tiene lugar cuando la sal se disuelve. Esta parece ser la principal importancia de la constante dieléctrica” (Pág. 1424). Por esta razón se hace necesario trabajar con los estudiantes en torno al concepto de constante dieléctrica. Para ello se planteó inicialmente determinar de manera experimental el valor de la constante dieléctrica de diferentes solventes y compararlo con el valor reportado en la literatura.

A partir de una nueva revisión bibliográfica se encontró que esta determinación es posible realizarla a partir de la determinación del valor de la capacitancia de la sustancia, en un montaje igual al desarrollado para medir cuantitativamente el valor de la conductividad, solo que la diferencia radica en el multímetro, el cual dentro de sus rangos de medida debería permitir medir esta propiedad, al momento de realizar la validación experimental se presentó la dificultad que ninguno de los multímetros con los que se cuenta en los laboratorios de la universidad permita determinar el valor de la capacitancia y esta sería una dificultad de aplicación a nivel de los colegios.

Por lo tanto en una revisión posterior se encontró que Calvet (1945) expone que “la teoría permite relacionar el índice de refracción con otra magnitud física... la constante dieléctrica o poder inductor específico. La teoría indica que entre el índice de refracción de un medio y la

constante dieléctrica existe la relación $D = n^2$. (Pág. 870). De igual forma el autor presenta una tabla (Fig. 26) donde muestra de que forma coincide el valor de la constante dieléctrica (D) de algunas sustancias con el cuadrado del índice de refracción.

	D	n^2
Hidrógeno	1,00026	1,00028
Nitrógeno	1,00061	1,00059
Oxígeno	1,00055	1,00054
Metano	1,00094	1,00088
Etano.	1,00151	1,00151

Figura 26. Tabla de relación entre la constante dieléctrica y el índice de refracción para algunas sustancias. (Tomado de “Química General aplicada a la industria” p. 871)

Para esto es necesario partir del principio que el índice de refracción (n) es entendido como la relación entre de la velocidad de la luz en el vacío (c) y la velocidad de la luz a través de la sustancia problema; $n_a = c/v_a$ y que este índice se puede determinar de manera experimental mediante el empleo del refractómetro. En este sentido se realiza el montaje que permita medir el índice de refracción de los solventes (Fig. 27). Los solventes que se emplean para esta actividad son agua, acetona, ácido clorhídrico, ácido acético, metanol, tetracloruro de carbono, benceno, metanol, y etilen glicol.



Figura 27. Montaje experimental para determinar el índice de refracción

Inicialmente se dibuja el esquema representado en la figura 28, el cual sirve de base para el montaje. En el círculo se ubicó el vaso de precipitados con la muestra a analizar, sobre la línea roja punteada se hizo coincidir el haz de luz de un dispositivo laser, el cual llega a una hoja blanca que hace las veces de pantalla y donde con la ayuda de un lápiz se trazó el punto de incidencia del haz refractado.

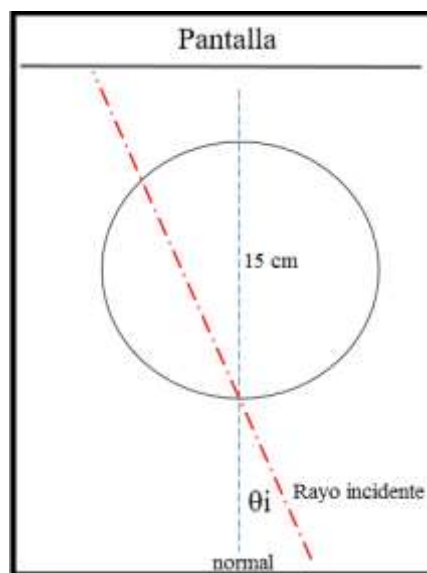


Figura 28. Esquema de la base para el montaje de refractómetro casero

Una vez se realizan todas las mediciones con los solventes planteados se procede a realizar el desarrollo matemático que se muestra a continuación para determinar el valor del índice de refracción.

Teniendo en cuenta que tanto el haz incidente como el refractado forman un ángulo de incidencia y de refracción con respecto a la línea normal, se debe aplicar la ley de Snell cuya expresión matemática es $n_1 \sin \theta_i = n_2 \sin \theta_r$. A continuación se explicaran los cálculos realizados para el caso del agua, la gráfica 29 muestra los resultados obtenidos en la base sobre los cuales se realizan los cálculos.

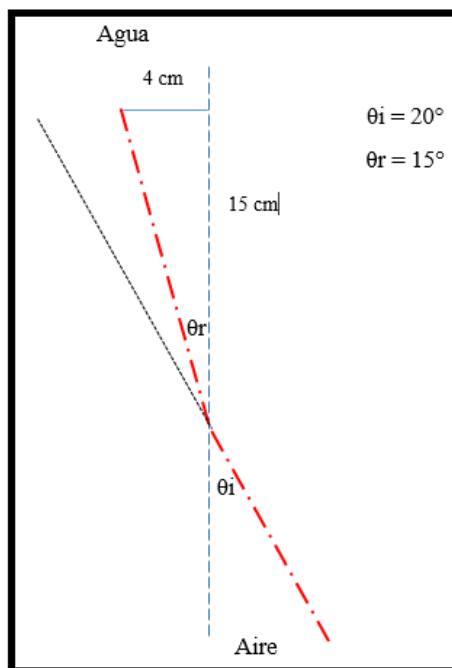


Figura 29. Esquema de la base para realizar el cálculo del índice de refracción del agua

Se procede a dibujar el haz refractado midiendo la distancia en la pantalla entre el punto de incidencia del haz cuando atraviesa el agua y la normal, esta medida fue 4cm, de esta manera cuando se dibuja en la base el haz refractado se obtiene un triángulo rectángulo, teniendo en

cuenta que la línea que representa la normal tiene una longitud de 15 cm, a partir de cálculos trigonométricos se procede a hallar el ángulo θ_r de la siguiente manera:

Partiendo del teorema de Pitágoras calculamos el valor de la hipotenusa:

$$h = \sqrt{(15)^2 + (4)^2}$$

$$h = 15,52 \text{ cm}$$

Teniendo este valor se procede a determinar el valor del ángulo de refracción por la relación del seno en un triángulo rectángulo

$$\text{sen } \theta = 4 \text{ cm} / 15,52 \text{ cm}$$

$$\text{sen } \theta = 0,257$$

$$\theta = \text{sen}^{-1}(0,257)$$

$$\theta = 14,96^\circ \approx 15^\circ$$

Partiendo de estos datos y partiendo del índice de refracción del aire que es 1,00029, se aplica la ley Snell para calcular el índice de refracción del agua que dando de la siguiente manera:

$$n_1 \text{ sen } \theta_i = n_2 \text{ sen } \theta_r$$

$$1,00029 \cdot \text{sen } 20^\circ = n_2 \text{ sen } 15^\circ$$

$$n_2 = 1,00029 \cdot 0,342 / 0,250$$

$$n_2 = 1,32$$

Como se puede observar se obtiene un valor experimental para el índice de refracción del agua es 1,32 el cual resulta ser muy próximo al reportado en la literatura para que es 1,33. El

inconveniente surge en momento de reemplazar en la expresión $D = n^2$, para determinar la constante dieléctrica que era la intención de esta actividad, se obtiene que $D = (1,32)^2 = 1.74$, valor que está bastante alejado del valor de constante dieléctrica reportado para el agua el cual es 80. Por lo tanto debido a estas dificultades y frente al hecho que esta actividad no es completamente determinante para el desempeño del estudiante en las próximas actividades se llega a la conclusión de cancelar esta actividad y no incluirla en la unidad de clase.

Validación Actividad 8.

Latimer y Rodebush (1920) en un aparte de su artículo afirman que “Cuando consideramos líquidos de constante dieléctrica por debajo de 8 encontramos que las sales no se disuelven en ellos... parece muy probable que la razón de la ligera solubilidad de sales en estos líquidos es la incapacidad del disolvente para neutralizar las fuerzas electrostáticas entre iones” (pág. 1424) Esta conclusión a la que llegan, permitió plantear una actividad en la cual se trató de disolver cloruro de sodio en solventes con diferentes valores de constante dieléctrica los resultados que se obtuvieron al realizar esta práctica fueron se presentan en la tabla 7, donde se consignan de igual manera los valores determinados de conductividad en los casos que se logró una solubilidad completa.

Tabla 7

Resultado Diferencia de potencial en soluciones con solutos de diferentes constantes dieléctricas

SOLVENTE	E_r	DISOLVIO	CONDUCTIVIDAD
Agua	78,5	SI	0,55

Etilén glicol	37	SI	0,45
Metanol	32,6	SI	0,31
Etanol	24,3	SI	0,21
Acetona	20,7	SI	0,19
Ácido acético	6,2	NO	-
Benceno	2,3	NO	-
Éter	4.33	NO	-

Como los resultados lo muestran a partir del desarrollo de esta actividad se espera que los estudiantes puedan establecer relación directa entre la constante dieléctrica y el poder de un disolvente.

Validación Actividad 9.

“En los pocos casos en que hay conducción electrolítica en un solvente de baja constante dieléctrica, encontramos una conductividad muy pequeña en soluciones diluidas, pero aumentando muy rápidamente, con el aumento de concentración hasta que alcanza un máximo a cierta concentración”. (Latimer y Rodebush, 1920, p.1425),

A partir de este planteamiento se diseña una actividad en la cual se pide a los estudiantes disolver yoduro de magnesio en éter en un rango de concentraciones desde muy diluida hasta una elevada y medir la conducción en cada caso. Para la validación de esta actividad se tomaron las siguientes cantidades en gramos de la sal 0.027, 0.278, 2.781, 13.90 para obtener las siguientes concentraciones molares 0.001 0.01 0,1 y 0,5. Vale la pena señalar que en la actividad estaba planteada inicialmente partiendo desde 0,01 M hasta 1 M, pero cuando se intentó preparar la

solución 1 M se presentaron dificultades para disolver la sal puesto que la cantidad de soluto era grande y no disolvió completamente. Una vez preparadas las soluciones se procedió a medir la conductividad, los resultados obtenidos se muestran en la tabla 8.

Tabla 8

Conductividad de las soluciones de MgI_2 a diferentes concentraciones

SOLUCIÓN	[] (N)	g sto	CONDUCTIVIDAD
A	0.001	0.027	0,16
B	0.01	0.278	0,18
C	0,1	2.781	0,15
D	0,5	13.90	0,27

En los resultados anteriores se puede observar que pese a que la conductividad que se obtiene es relativamente baja con respecto al cloruro de sodio en agua, se puede confirmar que al aumentar la concentración se incrementa de manera significativa la conductividad de la solución. Esto es posible que lleve a los estudiantes a comprender que la fuerza con que actúa un disolvente de baja constante dieléctrica para separar las partes que conforman la molécula del soluto, es diferente a la que tienen solventes con una alta constante.

Validación Actividad 10.

Teniendo en cuenta la idea expresada por Latimer y Rodebush, (1920) con respecto a la diferencia de ionización entre un ácido y una sal, cuando afirman que el ácido clorhídrico el cual es un ácido fuerte y que en estado puro es no conductor en la misma medida que ocurre con el agua; si este ácido se disuelve en acetona o nitrobenzono, los cuales son solventes que tienen una

constante dieléctrica elevada, no se evidencia una conducción comparable cuando se disuelven algunas sales en los mismos solventes; se diseña una actividad en la cual se les pide a los estudiantes que disuelvan ciertas cantidades de HCl y NaCl en agua, acetona y nitrobenceno para medir la conductividad.

Los resultados obtenidos al realizar la validación de esta actividad se encuentran registrados en la tabla 9, allí se puede observar que al comparar la conductividad entre las soluciones de HCl y NaCl, la conductividad de la sal es mayor en los tres casos y cuando comparamos la conductividad de las tres soluciones de cada solvente entre si podemos notar nuevamente que en los casos donde se disuelve el soluto en solventes con constantes dieléctricas elevadas aumenta su conductividad.

Tabla 9

Conductividad de HCl y NaCl en diferentes solventes

SOLVENTE	E	HCl	NaCl
Agua	78,5	0,23	0,48
Acetona	20,7	0,13	0,30
Nitrobenceno	34,28	0,19	0,35

Esta actividad puede permitir establecer con los estudiantes comparaciones mas elaboradas en cuanto a las estructura interna de las sustancias y servir de introducción al trabajo de nuevos conceptos de carácter teórico, ya que al comprar la fórmula química de los dos compuestos y observar cómo cambian las propiedades de una sustancia de una forma radical cuando se pasa de un átomo de hidrogeno a uno de cloro, puede servir de actividad introductoria para el tema de electronegatividad y propiedades periódicas de los elementos. Además, si se tiene en cuenta que de manera experimental, se puede ampliar el número de comportamientos

que se comparen entre estas dos sustancias, se estaría frente a un ejemplo de la manera como se puede vincular el experimento para abordar conceptos teóricos que requieren un alto grado de abstracción por parte de los estudiantes.

Conclusiones

Una vez adelantada esta investigación y con base en los logros alcanzados se puede afirmar que el análisis histórico-crítico llevado a cabo, puede aportar elementos enriquecedores que favorecen el proceso de enseñanza-aprendizaje del concepto de enlace químico:

El primero de estos elementos tiene que ver con respecto al docente a quién le permite ampliar la visión que tiene del fenómeno objeto de estudio, esto debido a que hay una profundización de carácter conceptual, suscitada por el hecho de percibir la forma como se abordó en determinado momento histórico dicho fenómeno y un enriquecimiento de carácter epistemológico, al comprender mejor la manera como se construye el conocimiento. De acuerdo con lo que manifiesta Ordoñez (2015) “Realizar un estudio histórico y crítico de los fenómenos que se van a abordar en la clase de Ciencias Naturales, le permite al docente tener los elementos conceptuales y epistémicos para transformar su labor pedagógica.”

El segundo elemento que se puede determinar es que los análisis histórico-críticos se convierten en un factor que puede enriquecer el trabajo en el aula, puesto que a partir del análisis llevado a cabo se lograron concertar siete actividades que pueden favorecer de manera sustancial el trabajo experimental en la clase, permitiendo un ambiente que contribuya a resignificar el papel del experimento y su relación con la teoría. Lo cual se encontraba planteado como un objetivo de trabajo. Como manifiesta Ayala (2006) que mediante la implementación de los estudios histórico-críticos se busca poner en circulación entre los docentes, nuevas maneras de presentar los fenómenos, mostrando posibilidades novedosas de estructuraciones que puedan resultar más significativas para la enseñanza.

Con respecto a las actividades diseñadas se observó que son diferentes a las habitualmente trabajadas para abordar la temática del enlace químico y que de acuerdo a lo que se evidenció en la revisión de antecedentes se basan en modelación con medios físicos como son los modelos de esferas y bastones o en ambientes virtuales, además abordan de manera experimental comportamientos como la ionización y la polaridad, los cuales resultan diferentes a los trabajados de manera frecuente en los casos que se realiza la vinculación teoría-experimento, lo anterior está en común acuerdo con lo que afirma García (2012), “el uso de originales y los análisis histórico-críticos de los mismos brindan aportes que usualmente no son considerados en la enseñanza tradicional” (p. 73).

El proceso de validación de las actividades experimentales que se encontraba planteado como objetivo para el desarrollo de este trabajo y que fue descrito de manera detallada anteriormente, permitió evidenciar que de las siete actividades extraídas a partir del análisis histórico-crítico, seis de ellas alcanzan el objetivo planteado para cada una, y alcanzan una gran aproximación a los planteamientos realizados por los autores del documento original. La actividad restante no se pudo llevar a cabo como se diseñó y modificó posteriormente y que tenía como objetivo la determinación experimental de la constante dieléctrica es por esta razón descartada de la unidad de clase. Esto permite rescatar la importancia de realizar la validación antes de presentarles a los estudiantes las actividades, como estrategia para ampliar la efectividad de su aplicación y evitar cualquier tipo de contratiempo que se pueda presentar.

Referencias

- Aduriz, B. A. Perafán, E. G. A. & Badillo, E. (2002). Actualización en didáctica de las Ciencias Naturales y las Matemáticas. Bogotá, Colombia. *Cooperativa Editorial Magisterio*.
- Arrhenius, S. (1903). *Development of the theory of electrolytic dissociation*. Nobell lecture. p. 45 - 58
- Ayala, M. (2006). *Los análisis histórico-críticos y la recontextualización de saberes científicos. Construyendo un nuevo espacio de posibilidades*. Pro-Posições, v. 17, n. 1 p. 19-37.
- Ayala M., Malagón F & Sandoval S. (2014). *El lenguaje y la construcción de fenomenologías: el caso del efecto Volta*. Revista Brasileira de História da Ciência, Rio de Janeiro, v. 7, n. 2, p. 203-213.
- Calvet E. (1945). *Química General aplicada a la industria con prácticas de laboratorio*. Barcelona, España. Salvat Editores
- Bello, S., Herrera A. (2007). ¿Qué piensan los estudiantes de química sobre el enlace químico. *Revista Cubana de Química*. Vol. XIX, N°2, p. 71-74
- De Jong, O. (1996). La investigación activa como herramienta para mejorar la enseñanza de la química: nuevos enfoques. *Revista de enseñanza de las ciencias*. 14 (3), p. 279-288

- De posada J. (1999). Concepciones de los alumnos sobre enlace químico, Antes, durante y después de la enseñanza formal. Problemas de aprendizaje. *Revista de enseñanza de las ciencias*. 17 (2), 227-245
- Dos Santos, L., y Fernades, A. (2013). *Situación-problema (SP) como estrategia didáctica en la enseñanza del enlace químico: contextos de una investigación*. Avances en Ciencias e Ingeniería - 4(2), p. 69-77
- Dos Santos, L., y Fernades, A. (2014). *Enseñanza del Enlace Químico desde una Perspectiva Situación-Problema*. Formación Universitaria. Vol. 7 N° 6, p. 45-62
- Estévez. B., Claro M. (2012). *Revisión teórica de los conceptos de enlace iónico y covalente y clasificación de las sustancias*. Revista Cubana de Química Vol. XXIV, N° 1, 10-18
- García, F., Garritz, A. (2006). Desarrollo de una unidad didáctica: El estudio del enlace químico en el bachillerato. *Revista de enseñanza de las ciencias*. 24 (1), p. 111-124
- García, A., Garritz A. y Chamizo A. (2008). *Enlace químico Una aproximación constructivista a su enseñanza*. Recuperado de http://garritz.com/andoni_garritz_ruiz/documentos/GarciaFranco-Garritz-Chamizo%20Enlace-Quimico_Cap4_2009.pdf
- García E. (2014). *Análisis histórico-crítico del fenómeno eléctrico. Hacia una visión de campo*. Física y Cultura: Cuadernos sobre Historia y enseñanza de las ciencias. N° 8, p. 73-92
- Gillespie, R. (1997). The great ideas of chemistry. *Journal of Chemical education*, 74 (7), p. 862-864

- Glasersfeld, E. (1986). Steps in the Construction of “Others” and “Reality”, en R. Trapp (comp.), *Power, Autonomy, Utopia*, (107-116). Londres: Plenum Press.
- Glasersfeld, E. (1995). *Radical constructivism: A way of knowing and learning*. Londres: The Falmer Press.
- Glasstone, S. (1976). *Tratado de física química*. Editorial Aguilar. Séptima edición. Madrid (España)
- Hernández, R., Fernández, C., Baptista, P. (2004). *Metodología de la Investigación*. Editorial McGraw-Hill. Cuarta Edición. México. (México)
- Izquierdo, M. (2004). *Un Nuevo Enfoque De La Enseñanza De La Química: Contextualizar Y Modelizar*. The Journal of the Argentine Chemical Society . 92 (4-6), 115 – 136
- Izquierdo M., Sanmartí N. y Espinet M. (1999). *Fundamentación y diseño de las prácticas escolares de ciencias experimentales*. Enseñanza de las ciencias, 17 (1), 45-59
- Latimer M. & Rodebush W. (1920). *Polarity and ionization from the standpoint of the lewis theory of valence*. Journal of the American Chemical Society Volume 42, p. 1419-1433
- Lewis G., (1916) *The atom and the molecule*. Journal of the American chemical society. Vol, XXXVIII, N° 4
- Malagón F., Sandoval S., Ayala M. (2013). *La actividad experimental: construcción de fenomenologías y procesos de formalización*. Praxis Filosófica Nueva serie, No. 36, 119 - 138

- Malagón F. (2014). *Teoría y experimento, una relación dinámica: Implicaciones en la enseñanza de la física*. Física y Cultura: Cuadernos sobre Historia y enseñanza de las ciencias. No. 8, P. 95-103.
- Marín R. (2015). *Una propuesta para el tratamiento del enlace químico en el segundo ciclo de educación secundaria obligatoria*. (Tesis de maestría). Universidad de Cádiz. Andalucía.
- Matus, L, Benarroch, M., & Nappa, N., (2011). *La modelización del enlace químico en libros de texto de distintos niveles educativos*. Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias Vol 10, Nº 1, 178-201.
- Maya L. (2013). *Diseño de una unidad didáctica para la enseñanza del concepto de enlace químico a los alumnos del grado décimo A de la institución educativa Marceliana Saldarriaga*, Tesis de Maestría. Universidad Nacional de Colombia, Medellín.
- Minerva S, Valdez R. (2004). *Los modelos en la enseñanza de la Química: Algunas de las dificultades asociadas a su enseñanza y aprendizaje*. Revista de Educación Química 15 (3), 243-247
- Ordoñez, A. (2015). *Las escalas de temperatura: una opción para transformar las actividades experimentales en la escuela*. (Tesis de maestría). Universidad Pedagógica Nacional.
- Pauling, L (1932). *The Nature of Chemical Bond*. Journal of Chemical education, 69 (6), 519-521
- Piaget J., Rolando G. (1989). *Psicogénesis e Historia de la Ciencia*.: Siglo Veintiuno Editores. México

- Riboldi, L., Pliego, O., Odetti, O. (2004). *El enlace químico: Una conceptualización poco comprendida*. Revista de Enseñanza de la Química. 22 (2), 195-212
- Rincón L. (2005). *Enlace Químico*. VII Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química Mérida.
- Rodríguez G., Gil J., & García E. (1996). *Metodología de la investigación cualitativa*. Ediciones Aljibe. Granada (España).
- Sandoval S., Malagón F., & Ayala M. (2011). *El papel de la actividad experimental en la ordenación de cualidades y construcción de fenomenologías*. Revista Científica. Volumen Extra
- Urbina, S., Gallego, R., Pérez, R. & Gallego, A. (2008). *Una construcción histórico-epistemológica del modelo del octeto para el enlace químico*. Tecné, Episteme y Didaxis N.º 23, 52-66
- Vergara N. (2014). *Elaboración de unidad didáctica para la enseñanza y aprendizaje de polaridad del enlace químico orientado a estudiantes de grado décimo*. (Tesis de Maestría). Universidad Nacional de Colombia, Medellín.

