



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

***LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA A PARTIR DE DEMOSTRACIONES EN EL  
AULA  
(Química tridimensional)***

Wilmer Cuellar Quiroga

Universidad Nacional de Colombia  
Facultad de ciencias  
Departamento de química  
Bogotá, Colombia  
2016

***LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA A PARTIR DE DEMOSTRACIONES EN EL  
AULA  
(Química tridimensional)***

Wilmer Cuellar Quiroga

Trabajo de grado presentado como requisito parcial para optar al título de:  
Magíster en Ciencias Químicas

Director:  
Carlos Alexander Trujillo  
Dr. Sc Químico profesor

Línea de Investigación:  
Enseñanza de la Química

Universidad Nacional de Colombia  
Facultad de ciencias  
Departamento de Química  
Bogotá, Colombia  
2016

## Dedicatoria

*Este trabajo está dedicado a Dios, pues me brindó la fuerza necesaria para superar los momentos de dificultad, a mi familia y amigos quienes siempre me apoyaron y motivaron para continuar con mi formación académica.*

## **Agradecimientos**

*En primer lugar al profesor Carlos Alexander Trujillo por incluirme en su visión de cambiar la enseñanza de la química y motivarme a desarrollar un trabajo que aporte en la formación de estudiantes.*

*A los docentes de la Maestría en Ciencias Químicas (profundización) de la Universidad Nacional de Colombia, sede Bogotá, por sus valiosos aportes en esta etapa de mi formación académica y personal.*

*A mi familia por su apoyo.*

*A los estudiantes de grado décimo y undécimo y directivos del Colegio Calasanz de Bogotá quienes con su aporte, apoyo y colaboración facilitaron el desarrollo de este trabajo.*

## CONTENIDO

RESUMEN .....	10
ABSTRACT .....	12
INTRODUCCIÓN.....	13
JUSTIFICACIÓN DEL PROBLEMA .....	16
PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA .....	20
3. OBJETIVOS.....	24
3.1 Objetivo general.....	24
3.2 Objetivos específicos .....	24
4. MARCO TEÓRICO .....	25
4.1 Antecedentes .....	25
4.2 Dificultades en la enseñanza-aprendizaje de la química.....	29
4.3 Aproximación al aprendizaje significativo en química.....	34
4.4 ¿Por qué aplicar la química que encanta ( <i>Charm</i> ) en el aula? .....	40
4.5 Motivación y aprendizaje activo .....	46
4.6 Fundamentos básicos en química como apoyo disciplinar en las demostraciones .....	49
4.6.1 Enlace químico .....	50
4.6.2 Conductividad de compuestos en disolución .....	57
4.6.3 Espectros de emisión de metales en solución a la llama .....	59
4.6.4 ¿Qué son los sistemas coloidales?.....	63
4.6.5 Velocidad en los procesos de reacción .....	67
4.6.6 Factores que influyen en las velocidades de reacción .....	74
4.6.7 Principio de Le Chatelier en equilibrio químico .....	78
4.6.8 Determinación de pH por indicadores .....	81
5. METODOLOGÍA.....	84
5.1 Etapas del diseño metodológico.....	86
6. RESULTADOS Y DISCUSIÓN .....	88
6.1 Resultados y análisis del cuestionario tipo Likert de actitudes hacia la química.....	88
6.2 Resultados y discusión de cuestionario de actitudes a hacia la química (Pre-test).....	92
6.3 Resultados del cuestionario de actitudes hacia la química (post-test). .....	95
6.4 Comparativo de los resultados obtenidos del cuestionario de actitudes hacia la química en pre-test y post-test. ....	106
6.5 Test de Fiabilidad de la Prueba de Likert por parámetro de alfa de Cronbach .....	114
7. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES .....	118
8. REFERENCIAS .....	121
9. ANEXOS.....	128

## LISTA DE FIGURAS

Figura 1. Relaciones del proceso enseñanza- aprendizaje en las demostraciones.....	45
Figura 2. Caracterización de enlace químico por electronegatividad.....	52
Figura 3. Redes espaciales Cristalinas.....	54
Figura 4. Estructuras de punto electrón de Lewis para algunas moléculas simples.....	56
Figura 5. Geometría de algunas moléculas sencillas de acuerdo al modelo (RPECV). .....	56
Figura 6. Representación de los cambios energéticos que sufre un electrón al suministrar energía.....	61
Figura 7. Espectros de emisión de algunos elementos. ....	62

## LISTA DE GRÁFICOS

Gráfico 1. Variación de la concentración de reactantes con el tiempo.....	69
Gráfico 2. Ecuación integrada de una reacción de orden cero. ....	71
Gráfico 3.Ecuación integrada de una reacción de orden uno. ....	72
Gráfico 4. Ecuación integrada de una reacción de orden dos.....	73
Gráfico 5. Diagrama de avance de una reacción exotérmica .....	76
Gráfico 6.Velocidades de formación y descomposición de HI. ....	79
Gráfico 7. Promedio de las actitudes de la población para cada ítem en prueba piloto. ....	90
Gráfico 8. Promedio de las actitudes de la población para cada ítem. (Pre-test) .....	93
Gráfico 9. Promedio de las categorías del cuestionario de actitudes hacia la química (Pre-test).....	95
Gráfico 10.Promedio de las actitudes de la población para cada ítem. ....	98
Gráfico 11.Promedio de las categorías de las actitudes.....	99
Gráfico 12. Resultados de los promedios Pre-test y Post-test del cuestionario de actitudes hacia la química .....	107
Gráfico 13. Resultados de los promedios por categorías en Pre-test y Post-test del cuestionario de actitudes hacia la química.....	109

## LISTA DE TABLAS

Tabla 1. Diferentes coloraciones de metales puestos a llama.....	63
Tabla 2. Clasificación de sistemas coloidales .....	67
Tabla 3. Indicadores ácido-base y sus respectivos virajes .....	83
Tabla 4. Etapas del diseño metodológico .....	86
Tabla 5. Valoraciones de cuestionario tipo Likert.....	88
Tabla 6. Resultados prueba piloto cuestionario de actitudes hacia la química.....	89
Tabla 7. Clasificación de promedios para las actitudes.....	90
Tabla 8. Promedios de respuesta por categorías en la prueba piloto.....	91
Tabla 9. Resultados y promedios del cuestionario de actitudes hacia la química (pre-test) en población.....	92
Tabla 10. Promedios de respuesta por categorías en el cuestionario de actitudes hacia la química (Pre-test) en la población. ....	94
Tabla 11. Resultados y promedios del cuestionario de actitudes hacia la química en población.....	96
Tabla 12. Promedio de 1° categoría .....	100
Tabla 13. Promedio de 2° categoría .....	101
Tabla 14. Promedio de 3° categoría .....	102
Tabla 15. Promedio de 4° categoría .....	103
Tabla 16. Promedio de 5° categoría .....	105
Tabla 17. Resultados del cuestionario de actitudes hacia la química.....	106
Tabla 18. Promedios de las categorías en el cuestionario de actitudes hacia la química ..	109
Tabla 19. Análisis de fiabilidad de la prueba .....	115
Tabla 20. Análisis de fiabilidad de la prueba por categorías.....	115
Tabla 21 . Análisis de varianza prueba piloto .....	116
Tabla 22. Análisis de varianza de prueba en población general.....	117
Tabla 23. Análisis estadístico para Prueba piloto.....	117

## LISTA DE ANEXOS

Anexo 1. Cuestionario de actitudes hacia la química.....	128
Anexo 2. Demostraciones en el aula para motivar el aprendizaje de la ciencia química en los estudiantes .....	129

## RESUMEN

En este trabajo se presenta una serie de demostraciones de experimentos químicos que puede ser aplicada dentro del aula por los docentes en ciencias químicas, y que busca motivar a los estudiantes de educación media a un aprendizaje significativo de esta disciplina. Además, pretende fomentar actitudes positivas en esta población, tales como el interés y la curiosidad. Se espera que de esta manera el estudiante le conceda mayor importancia a la ciencia y la investigación.

Las demostraciones se fundamentan en las temáticas establecidas para el currículo en Ciencias Naturales para Educación Media por del Ministerio de Educación Nacional-MEN. Se profundiza en los conceptos de la disciplina y se complementa con la teoría del aprendizaje significativo en ciencias, el aprendizaje activo, el cambio conceptual y la motivación hacia la química, sin desviarse de la rigurosidad e importancia de las leyes, teorías y principios que dan soporte a su explicación. Las demostraciones están enfocadas a lo que hemos denominado *química que encanta*, que involucra temas como enlace químico, tipos de reacciones, equilibrio, cinética, determinaciones ácido-base y teorías o conceptos que el docente considere pertinente interrelacionar con las demostraciones propuestas.

El trabajo se desarrolló con una población de 173 estudiantes del Colegio Calasanz de Bogotá de los grados décimo y undécimo pertenecientes al curso de química. Los estudiantes participaron como espectadores de la estrategia metodológica basada en demostraciones químicas dentro del aula y de forma paralela respondieron un cuestionario de actitudes hacia la química con opción de respuesta de acuerdo a la escala *Likert*. Este cuestionario fue propuesto inicialmente por Salta y Tzougraki (2002) y adaptado por M. Molina, J. Carriazo y D. Farías en su investigación *Actitudes hacia la química de estudiantes de diferentes carreras universitarias en Colombia* (2011). El cual se retoma en este trabajo con la finalidad de establecer la actitud de los estudiantes frente a cinco categorías del entorno químico.

El cuestionario fue adaptado al contexto de educación secundaria con el propósito de comprender la actitud de los estudiantes hacia la química a través de su vivencia diaria y de la aplicación de una herramienta didáctica como las demostraciones. Como resultado se obtuvo que la mayoría de la población encuestada manifiesta una actitud positiva por la química en todas la categorías propuestas, en donde sobresalen la *actitud positiva* por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula, y *muy positiva* por la importancia de la química y del curso de química en su formación académica y diario vivir.

**Palabras clave:** Actitud, Aprendizaje Significativo, Aprendizaje Activo, Cambio Conceptual del Currículo, Demostraciones de Aula, Enseñanza de la Química, Fundamentos en Química, Motivación en Ciencias.

## ABSTRACT

In this paper, various classroom demonstrations are designed as a methodological strategy in the Chemistry teaching and learning process. It aims to motivate middle school students to a significant understanding of this discipline by building up positive attitudes such interest and curiosity and giving more importance to science and investigation. These demonstrations are based on the established topics set in the curriculum which delve into the concepts of discipline, the theory of meaningful learning, active learning and motivation towards Chemistry. Twelve demonstrations are carried out focused on what in this research is called “*chemical charm in the class room*”, which involves topics such as chemical bond, kinds of reactions, equilibrium, kinetics and acid-base determinations.

Each demonstration was designed with the aim of fostering impact, attraction and curiosity to the spectators, without putting aside the preciseness and importance of the laws, theories and principles that support the explanation. This research was developed with tenth and eleventh grade students from Calasanz School in Bogotá. In total, 173 students attended Chemistry sessions and participated in the methodologies based on demonstrations. Afterwards, they answered a Likert-scale questionnaire about attitude towards chemistry which was firstly suggested by Salta & Tzougraki and adapted by M. Molina, J. Carriazo and D. Farías in their investigation “*Students' Attitudes toward Chemistry in Different Undergraduate Programs in Colombia*”. This research was the base to stablish students’ attitudes towards five categories in Chemistry.

This questionnaire was adapted to the high-school context with the purpose of understanding students’ attitude towards Chemistry through their daily life experiences and the application of demonstrations as a didactic tool. The research results showed that a high students’ percentage showed positive attitude towards chemistry in all the proposed categories; positive attitude towards ludic activities as a teaching and learning methodology excelled, and very positive attitude about the importance of chemistry in students’ academic and daily life.

**Key words:** Attitude, meaningful learning, active learning, curriculum, classroom demonstrations, chemistry teaching, chemistry basis, motivation in science.

## INTRODUCCIÓN

La química ha cimentado su desarrollo a través de la experimentación, en el continuo contraste de la teoría con la práctica y la comprobación de hechos empíricos a través del tiempo; estas la fortalecen como una ciencia moderna, investigativa y en constante evolución. La experimentación tiene como finalidad según Martínez *et al.* (2012), la elaboración de teorías sobre lo real cada vez más universales y coherentes, que mejoren la explicación a los fenómenos y ofrezcan la capacidad para predecir y dilucidar nuevos hechos que permitan una mejora continua.

Desde sus inicios la química se ha visto influenciada por la formulación de hipótesis frente a conceptos, teorías, postulados, leyes, suposiciones y conjeturas que son ampliamente investigadas a través de la experimentación, convirtiendo esta actividad en una de las más practicadas dentro del campo científico. La experimentación logra establecer con soportes reales la veracidad o refutación de las investigaciones. En educación, de acuerdo con Barberá & Valdés (1996), el trabajo práctico y en particular la actividad de laboratorio constituyen un hecho diferencial propio de la enseñanza de las ciencias. Hace casi trescientos años que John Locke propuso la necesidad de que los estudiantes realizaran trabajo práctico en su proceso formativo; es así como a finales del siglo XIX este ya formaba parte integral del currículo de ciencias en Inglaterra y Norte América. En los años sesenta en Estados Unidos se promueven proyectos como *Biological Sciences Curriculum Study* (BSCS), *Chemical Education Material Study* (CHEM Study) o *Physical Science Study Committee* (PSSC), así como los cursos *Nuffield* de biología, física y química en Inglaterra, en la búsqueda de una fuerte promoción de un estilo de enseñanza que suponía que el trabajo práctico realizado por los alumnos les conduciría a los fundamentos conceptuales que sustentan la disciplina; de esta manera el profesor juega un papel de apoyo y guía para que los alumnos desarrollen e interioricen los nuevos conceptos (Bioscience, 2012).

El trabajo en el laboratorio direccionado con un sentido comparativo entre las hipótesis de los estudiantes y la teoría establecida, surge como la necesidad de brindar una comprobación de los fenómenos relatados o recreados en el aula, de allí que los profesores

consideren el trabajo práctico como una estrategia educativa útil para conseguir objetivos propuestos en el currículo. Teniendo en cuenta que la química es una ciencia experimental, la enseñanza de la misma implica naturalmente un accionar por parte de los estudiantes, que también debe incluir demostraciones de los maestros (Tanis & Shakhashirl, 1984). La observación e imitación de los procesos fortalecen en los estudiantes sus habilidades y capacidades de disertación frente al trabajo experimental.

En este trabajo se quiere consolidar el aprendizaje significativo de la disciplina mediante la aplicación de experimentos en química a través de la realización de demostraciones dentro del aula que, de acuerdo con Tanis & Shakhashirl (1984), tengan impacto, sean llamativas y generen curiosidad. Estas experiencias son más atractivas para el estudiante que la lectura de un libro o la asistencia a una clase teórica, las cuales en ocasiones son abstractas y crean imaginarios erróneos.

El docente como sujeto activo en la formación, es el generador de nuevas estrategias de enseñanza que se fundamenten en el acercamiento del estudiante a la ciencia perceptible, impactante y real, que no esté alejada de su cotidianidad, y de esta forma llega a fortalecer la relación existente entre la ciencia y la experimentación.

Se desarrollaron una serie de demostraciones que sirven como herramienta metodológica para los docentes de química de los niveles de educación media, básica y superior, que involucran didácticas de experimentación en el aula. Se espera que esta estrategia ayude a generar en los estudiantes interés, curiosidad y actitud por la ciencia. Las demostraciones fueron fundamentadas en el currículo básico de ciencias naturales (química) con experimentos y demostraciones que proporcionen los niveles adecuados de seguridad tanto para el experimentador como para el observador. Se incluirán temas elementales en la formación en ciencias, experiencias que requieran de elementos de fácil adquisición al igual que recursos de uso cotidiano, que inviten al experimentador a recrear los fenómenos observados.

La construcción de las demostraciones se fundamentó en una amplia revisión bibliográfica, que facilita la elección de experiencias prácticas adecuadas, para ser modificadas, comprobadas y aplicadas en el ambiente educativo por docentes de química de educación media y superior. Dentro de la metodología se propone desarrollar cada una de las prácticas propuesta de manera repetida, esto con el fin de dar a cada práctica mayor confiabilidad y evitar que el docente sienta temor por fracasar al aplicarla en el aula (una de las causas por la cual los docentes evitan realizar demostraciones).

Se espera que este trabajo sirva como una estrategia para que el docente genere motivación en sus estudiantes y espectadores por la ciencia química, al ver, la relación directa que existe entre esta disciplina y la realidad, sacándola de ese mundo complejo a la que se ha llevado y dándole un panorama más comprensible y real.

## JUSTIFICACIÓN DEL PROBLEMA

La química ha avanzado a través de los tiempos, fundamentada en la postulación de teorías y leyes que derivan del amplio y riguroso trabajo experimental que realizan los investigadores. Por tal motivo la experimentación se convierte en una herramienta muy importante para motivar al estudio de las ciencias y especialmente el estudio de esta disciplina (Farías & Molina, 2006). Teniendo en cuenta lo propuesto por Santos *et al.* (2011), en la enseñanza de la química, actualmente la demostración y la experimentación pasan a un segundo plano, olvidando que la participación activa por parte del estudiante hace que el aprendizaje sea más efectivo y se consolide mucho más el conocimiento adquirido.

La educación científica no debe limitarse a leyes y teorías, sino que además ha de acercar al estudiante al trabajo científico (García *et al.*, 1995), estimulando su creatividad, interés y curiosidad, integrando los conceptos teóricos con la práctica; porque es una metodología innovadora e interesante que permite que el estudiante aprenda mucho más (Molina *et al.*, 2006). Así que la tarea del docente es tratar de captar el interés de los estudiantes, buscando las estrategias para generar la suficiente motivación en cada uno de ellos; además debe procurar mostrar la relación directa que existe entre esta disciplina y la realidad; es decir generar un contexto adecuado para mejorar los procesos de enseñanza-aprendizaje de dicha disciplina.

La enseñanza de las ciencias, y en este caso particular de la química, requiere llevar a la praxis todos los conceptos y principios trabajados en el aula de clase, con el fin de contextualizarlo y hacerlos más vivenciales para nuestros estudiantes. Las prácticas de laboratorio y las demostraciones como herramienta pedagógica y didáctica del docente se deben fomentar. Las demostraciones son útiles en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la química porque facilitan la asociación de conceptos abstractos con el conocimiento personal del estudiante que es el que utiliza en su vida diaria (Trujillo, 2006).

La química fue desarrollada en gran medida a lo largo del siglo XX, un resultado de este proceso fue su introducción en el plan de estudios de primaria y secundaria en la educación, ya sea como parte de los cursos de ciencias o como disciplina independiente (Salta & Tzougraki, 2002). Entonces, el planteamiento no es impartirla en las instituciones sino el cómo de su enseñanza, fundamentando su información en hechos que de manera estimulante, correlacionen el vasto cuerpo del conocimiento de la química con la teoría y la práctica. Según Tanis & Shakhashiri (1984), todos los que han respondido a las preguntas de un niño "cómo" y "por qué" sabe que el niño promedio tiene una fuerte curiosidad. Nuestro reto en el proceso educativo es estimular la curiosidad, para ayudar a desarrollar la creatividad, y para evitar que el estudiante se concentre en problemas resueltos y respuestas estándar. Siempre es posible hacer que el material de la clase sea interesante y estimulante en lugar de una recitación sin brillo de los hechos. Los educadores en ciencia han convenido en que el desarrollo de una actitud positiva hacia la ciencia debe ser una importante meta del currículo escolar (Osborne, 2003).

En este trabajo se propone el diseño y construcción de demostraciones en química para docentes en ciencias de instituciones de educación media y superior recopilando una serie de experiencias, de fácil realización en el aula o en el laboratorio. Se espera que sea un documento que motive a los docentes a la enseñanza de la química, a proponer clases que vayan más allá de la cátedra tradicional que reciben estudiantes que atentamente toman apuntes. Se desea generar en los estudiantes interés y actitud hacia las ciencias que estén estrechamente ligadas con los logros académicos, y el desarrollo de actitudes positivas hacia las disciplinas científicas, constituyéndose en una de las grandes responsabilidades de cada profesor de ciencias (Molina, *et al.*, 2011). La necesidad de cambiar la visión y postura del docente de química es difícil, y en este trabajo se pretende involucrar al docente en otra perspectiva de la enseñanza.

La ciencia no tiene por qué ser aburrida, puede ser muy divertida aun manteniendo su rigurosidad. Muchos de los estudiantes que llegan a estudiar Química fueron motivados en algún momento de sus vidas por un experimento y por las posibilidades que estos brindan para conocer el mundo a su alrededor. Los estudiantes siempre disfrutan viendo experimentos y yo también me divierto mucho.

Cuando los principios químicos se ilustran con demostraciones, no solo los estudiantes disfrutaban más su clase, también el profesor (Trujillo, 2006, p. 170)

La alegría de la experimentación química ha sido bien reconocida, al menos desde los primeros tiempos de la alquimia, y nuestra apreciación del *Charm* (encanto) químico probablemente se remonta al descubrimiento prehistórico de las maneras de hacer y controlar el fuego (Shakhashiri, 1983, p.25). La química puede ser relativamente aburrida, si al leer y trabajar sobre los problemas, no se cuenta con al menos algunas imágenes mentales vívidas de la parte experimental de la ciencia. Según Shakhashiri, (1983) “las buenas demostraciones no sólo dan vida a una sesión de clase, sino que también ayudan a enseñar los principios, y a construir el conocimiento experimental que generalmente parece abstracto para los estudiantes” (p.25).

Otra argumentación más para entender la importancia que tienen las demostraciones y experimentaciones se puede asociar con lo que plantean los psicólogos cognoscitivos quienes teorizan que los sentidos son la vía para la interiorización del conocimiento y que el aprendizaje ocurre en varias etapas. Los sentidos bombardean el cerebro con mucha información, pero únicamente una pequeña parte alcanza la memoria de trabajo o memoria de corto tiempo donde la información es retenida durante unos 15 segundos y de allí solo una fracción es almacenada como conocimiento o simplemente como recuerdos (Trujillo, 2006). Este conocimiento se puede asociar con información retenida previamente y de esta manera fortalecer las ideas adquiridas sobre una temática especial. Eventos impactantes (luminosos, coloridos y ruidosos) suelen almacenarse de forma más rápida y permanente en los recuerdos del observador, ese conocimiento espontáneo o personal debe ser fortalecido por el docente y orientado para ser transformado en un conocimiento científico.

Finalmente se debe entender que la profesión docente impone como principal preocupación el aprendizaje, la construcción de conceptos y actitudes hacia la ciencia, que actúan como condicionamiento en la formación académica. De acuerdo con Molina, *et al.* (2011) las investigaciones sobre actitudes hacia las ciencias se han realizado sobre todo en la etapa de educación secundaria y media; por ejemplo, Marba-Tallada y Márquez estudian las opiniones de los alumnos hacia la ciencia escolar encontrando que las actitudes

positivas decaen a lo largo de la educación secundaria por factores como el desencanto con los contenidos. Al perder el interés surge la falta de motivación como elemento que afecta a los estudiantes en su disposición hacia el aprendizaje, generando en ellos actitudes poco favorables y limitando sus intereses por las asignaturas; los psicólogos sociales detectan que las actitudes tienen tres componentes: el cognitivo, el afectivo y el comportamental, relacionando estos dos últimos como ejes principales de la actitud hacia la ciencia. Koballa y Crawley (citados por Salta & Tzougraki, 2002) sugieren que las actitudes hacia la ciencia pueden ser vistas “como eruditos, sentimientos positivos o negativos sobre la ciencia que sirven de predicción de las conductas relacionadas con la ciencia”. Declaraciones como "*me gusta la ciencia*" o "*no me gusta la ciencia*", se consideran expresiones de las actitudes hacia esta, ya que denotan una sensación general hacia el estudio formal de la misma o la ciencia como área de investigación. Por tal motivo en el aula o en la práctica, todas las demostraciones son una situación en la que los profesores pueden transmitir sus actitudes sobre la base experimental de la química, motivando así a los estudiantes para llevar a cabo la experimentación, que los lleva a comprender la interacción entre la teoría y la experimentación (Tanis & Shakhashiri, 1984).

## PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

La enseñanza de la química requiere de un amplio conocimiento de la disciplina, debido a su diversidad y amplitud, exige que de manera constante los docentes fortalezcan su formación académica y pedagógica, para así afrontar las problemáticas de la educación. Según Cope (1961) uno de los problemas de la enseñanza radica en mostrar la información de una manera estimulante, correlacionando el robusto cuerpo del conocimiento de la química entre teoría y práctica a través de material interesante e inspirador en lugar de una recitación sin brillo de los hechos. En la educación media se motiva al estudiante para que adopte una actitud positiva hacia las ciencias naturales, el currículo ofrece una serie de asignaturas que tiene como objetivo brindar al estudiante herramientas básicas de conocimiento para su futuro y a la vez sumergirlo en el mundo de las ciencias; Sin embargo, la idea negativa que la gente ha creado sobre la química, quizá haya sido impulsada por la forma como esta se enseña, sobre todo en los colegios donde la intención principal es cubrir contenidos y preparar a los estudiantes para el posible ingreso a la universidad, generando un aprendizaje descontextualizado y con poco impacto en la vida de las personas (Molina, Carriazo & Farías, 2009). Así como lo afirma Roadruck, (1993) hay cosas que los docentes hacen simplemente porque es al parecer "lo que hay que hacer en el momento" o "siempre se ha hecho así". De vez en cuando, es apropiado parar y reflexionar sobre nuestras técnicas y su eficacia. En este punto el docente ofrece una visión resumida de cada concepto de la química a través de nuevas situaciones y estrategias de enseñanza-aprendizaje que incentiven y motiven al individuo a estudiar la química.

Despertar la curiosidad de los alumnos de secundaria de hoy en día es una tarea monumental, en todos los niveles de enseñanza, las actitudes y motivaciones del profesor son cruciales al igual que los medios de comunicación entre los estudiantes y el profesor, estos pueden afectar su motivación para aprender (Tanis & Shakhashiri, 1984). Pilot & Bulte (2006) afirman que todos los aspectos de nuestro comportamiento influyen en la confianza de los estudiantes y su confianza en lo que dicen sus docentes. Así pues, la actitud del profesor es fundamental para el éxito de las interacciones con los estudiantes (p. 1090). Los estudiantes a menudo tienen dificultades para entender los diferentes conceptos

descritos en una clase típica de química general. Aunque ellos aprenden y pueden ser competentes en la aplicación de las ideas individuales que se presentan en una determinada clase, rara vez tienen la oportunidad de observar de manera explícita la interrelación que existe entre muchos conceptos de la disciplina (Sweeder & Jeffery, 2012). Por lo tanto, es ventajoso tener una demostración que pueda destacar la naturaleza interconectada de muchos conceptos de forma concreta basada en ejemplos reales.

Las demostraciones químicas constituyen una de las diversas actividades posibles en clase, donde se desarrolla un experimento dirigido totalmente por el profesor, son experiencias que generan impacto, incertidumbre y emoción en los estudiantes; además son actividades que sirven para aprender por asociación, ya que el estudiante relaciona la demostración con el concepto que el profesor trate de ilustrar (Molina, *et al.*, 2009). Según afirma Trujillo, (2006) las demostraciones en Química son muy atractivas para los estudiantes y estos quieren saber más de por qué ocurren y cómo pueden ellos hacer cosas similares, sin que disminuya la rigurosidad de la disciplina ni la seriedad de la clase. Una demostración permite que los estudiantes puedan hacer frente a los tres niveles principales de la representación química: macroscópica, microscópica, y simbólica (incluyendo dibujos, ecuaciones, y expresiones matemáticas) (Sweeder & Jeffery, 2012). El uso de demostraciones es percibido como una herramienta de gran alcance por la Fundación Woodrow Wilson.

Las demostraciones son una herramienta valiosa para todos los profesores de química. Se presentan fenómenos que despiertan la curiosidad, estimulan los procesos de pensamiento, desarrollan la capacidad de observación y la interiorización de nuevos conceptos. Logrado que tanto estudiantes como profesores disfruten de la actividad. Sin embargo, una demostración sólo se convierte en una herramienta de enseñanza, cuando el maestro ayuda a los estudiantes a asimilar los conceptos tanto del fenómeno estudiado como del desarrollo de la parte experimental (Roadruck, 1993, p. 1026).

La demostración ofrece observaciones macroscópicas claras que se pueden vincular a los principios subyacentes microscópicos. Los estudiantes también pueden usar representaciones simbólicas de la química para redondear plenamente sus explicaciones (Sweeder & Jeffery, 2012). Esta estrategia pretende fomentar en los docentes de educación

media el concepto de “Conocimiento Significativo” que lleva a incluir factores motivacionales del estudiante en el aprendizaje. El conocimiento se construye, según Piaget, (citado por Roadruck, 1993) por el individuo, sobre la base de sus interacciones con el medio ambiente y su comprensión, dándole al individuo una visión real del mundo a medida que este vive nuevas experiencias que asimila en sus estructuras cerebrales existentes. Así, las experiencias se convierten en una parte de la comprensión del entorno, alterando sus estructuras cerebrales en el proceso. Según afirman Santos, Lejarazo & Vilchis (2011) querer aprender y saber pensar, son condiciones básicas y particulares de cada individuo que permiten la adquisición del nuevo conocimiento y la aplicación de lo aprendido de manera efectiva cuando sea necesario.

Las demostraciones y experimentación en el aula, llevan a ver la química como un fenómeno perceptible por los sentidos y deja de ser un imaginario, al que se acostumbra recurrir comunmente. El propósito es involucrar a los estudiantes en el aprendizaje activo, aprendizaje que promueva el pensamiento, el hacer, la resolución de problemas, y la escritura, con el fin de instaurar un pensamiento de orden superior donde el individuo aplique el análisis, la síntesis de ideas y la evaluación de resultados, a partir de la investigación activa, el aprendizaje cooperativo, y la enseñanza entre pares (Worrell, 1992). Aprender activamente permite la inclusión de las experiencias concretas, la oportunidad de ver y manipular materiales que conducirían a la interiorización de los conceptos. Pero, de acuerdo con Roadruck (1993), las experiencias concretas no son particularmente útiles si todo lo que el estudiante hace es tocar, oler, ver y manipular sin analizar el porqué se está haciendo. Al parecer, las experiencias educativas que fomentan el debate intelectual de las ideas, la valoración de las pruebas, y el énfasis en dar sentido a los hechos observados, son los que conducen al desarrollo del pensamiento formal. Las demostraciones facilitan este aprendizaje activo porque se vuelven tema de conversación entre los estudiantes, es algo sobre lo que se piensa, se recuerda y se habla, son una oportunidad para que los estudiantes vean al profesor hacer experimentos y aprendan viendo, siempre se debe tener un objetivo que va de la mano con la temática desarrollada, no se puede convertir en un simple espectáculo sin ninguna finalidad más que la de divertir (Trujillo, 2006).

La química debe ofrecer, para todos los estudiantes en general, una oportunidad maravillosa y fascinante de abordar la naturaleza y el mundo que los rodea, por ello las nuevas generaciones necesitan percibir la química de forma interesante, que despierte, que intrigue y evoque perplejidad, que se aprenda acercándose al hecho de hacer química mediante la generación intuitiva de interrogantes frente a hechos reales. Hechos que motivan instantáneamente a la búsqueda de explicaciones y fortalecen el desarrollo de competencias argumentativas y propositivas (Molina, *et al.* 2009). Los educadores en Ciencia se han convencido de que el desarrollo de una actitud positiva hacia la ciencia debe ser una importante meta del currículo escolar. La ciencia se considera difícil y no muy relevante para la vida de la mayoría de las personas (Salta & Tzougraki, 2002). Por tal motivo este trabajo de profundización va encaminado a responder el interrogante ¿Son las demostraciones en clase una forma de fomentar una actitud positiva hacia la química que motive a los estudiantes a un aprendizaje activo, significativo y de carácter investigativo?

### **3. OBJETIVOS**

#### **3.1 Objetivo general**

Adaptar y aplicar una serie de demostraciones de aula para el docente, con el fin de motivar el aprendizaje activo y una actitud positiva por la química en los estudiantes.

#### **3.2 Objetivos específicos**

- Facilitar al docente de química la selección de demostraciones experimentales adecuadas, mediante guías contextualizadas de acuerdo a las temáticas fundamentales del currículo de química para educación media.
- Aplicar las demostraciones de aula en varios grupos de estudiantes de grados décimo y undécimo.
- Establecer las relaciones entre la aplicación de las demostraciones de aula y la actitud de los estudiantes frente a la química.

## 4. MARCO TEÓRICO

### 4.1 Antecedentes

Las conferencias fundamentadas en demostraciones ya eran populares desde el siglo XVII. Según afirma Taylor (1988) la *Royal Society* en 1662 nombró a Robert Hooke como curador y demostrador. Hooke accedió a proporcionar nuevos experimentos para casi cada ocasión en la que la *Real Society* se reunía, al punto que hubo un momento en que si Hooke era incapaz de producir un experimento no había reunión de la sociedad; Sin embargo, la edad de oro para las demostraciones es la segunda mitad del siglo XIX, debido a que la ciencia se había convertido en un asunto de interés público, se publican varios libros de carácter científico y la experimentación empezó a ser más popular. Pero no fue sino hasta que en 1985 que la *Royal Society* creó una comisión especial para estudiar el problema de cómo aumentar la comprensión del público acerca de la ciencia; un problema que se había discutido y debatido ampliamente en la estela de la epidemia desenfrenada de “*Chemophobia*” que estaba barriendo los Estados Unidos y otros países desarrollados. En el informe del comité (*The public understanding of science; the Royal Society: Londres, 1985*) la comunidad científica del Reino Unido dio plena aprobación a la presentación de conferencias con demostraciones a audiencias juveniles (Taylor, 1988).

A partir de 1985 las demostraciones químicas empiezan entonces a tomar auge, debido a que ayudan a los profesores a darle mayor valor a la clase, despertando interés en los estudiantes por la actividad desarrollada; ayudando a potenciar las habilidades de observación, de pensamiento crítico y de análisis; conduciendo a la indagación y generación de impactantes oportunidades de aprendizaje. Las demostraciones son especialmente importantes para aprender los principios abstractos de la química, debido a que implican relaciones entre el marcado simbolismo de la química, los fenómenos reales y las representaciones matemáticas (Molina, *et al.*, 2009). La relación entre las demostraciones y el trabajo experimental se convierte entonces en un complemento para los procesos de enseñanza-aprendizaje. Barberá & Valdés (1996) en su investigación sobre el trabajo práctico en la enseñanza de las ciencias, publicado en la revista *Investigación y experiencias didácticas* afirman que: “*Es claro sin ninguna duda, que el trabajo práctico y, en particular, la actividad de laboratorio constituye un hecho diferencial propio de la*

*enseñanza de las ciencias*” (p. 365). Sin embargo, Tanis & Shakhashirl, (1984) en sus investigaciones sobre las demostraciones de aula, consideran que éstas no deben ser, consideradas reemplazo de los experimentos de laboratorio. En el laboratorio, los estudiantes pueden trabajar con los productos químicos y equipos, haciendo sus propios descubrimientos, en las demostraciones, los estudiantes son testigos de los cambios químicos y sistemas químicos manipulados por el profesor.

A través del tiempo las investigaciones han recogido una serie de argumentaciones y evidencias que, sin lugar a duda, nos llevan a considerar la experimentación y las demostraciones como herramientas fundamentales en los procesos de enseñanza-aprendizaje, pero cada una como una metodología diferente de clase.

Según Barberá & Valdés (1996) los objetivos más nombrados por los profesores que deben cumplir el trabajo práctico fueron: el desarrollo de destreza, la recopilación de hechos y el análisis de resultados, en pro de comprender e identificar los principios observados; sin embargo, el objetivo principal que espera el estudiante; es tener mayor contacto con los fenómenos naturales de la materia, obtener respuestas del funcionamiento de su entorno y de esta forma ampliar su interés por la ciencia. Objetivo que muchos docentes de secundaria ignoran, al persistir en mostrar la ciencia como un fenómeno plano, difícil de contextualizar por la rigurosidad de los protocolos.

Los autores Lazarowitz y Tamir, citados por Barberá & Valdés (1996), señalan en su trabajo que la experimentación es fundamental en los procesos académicos y por tal razón siempre debe fundamentarse en estos principios:

1. Proporcionar experiencias concretas y oportunidades para afrontar los errores conceptuales de los estudiantes.
2. Dar la oportunidad de manipular datos por medio de los ordenadores.
3. Desarrollar destrezas de razonamiento lógico y de organización.
4. Construir y comunicar valores relativos a la naturaleza de las ciencias.
5. Motivar en el estudiante la creatividad e investigación.

Principios que fortalecen la ciencia, de modo que las actividades prácticas se relacionan con las ideas claves de las disciplinas, ya sean estas de carácter teórico o práctico. Lo importante de este enfoque es apoyar la formación de futuros científicos con la responsabilidad académica de contribuir con su trabajo al avance de las ciencias.

En 1993, Roadruck en su trabajo *Chemical Demonstrations; Learning Theories Suggest Caution*, explica la importancia de las demostraciones en el aula y su relación directa con las teorías de la enseñanza desde la visión del constructivismo (teoría de Piaget). Roadruck hace énfasis en cómo el individuo a través de los sentidos puede interactuar con el medio ambiente y construye significados a partir de estas experiencias. También afirma que la persona que aprende con los sentidos, pinta un cuadro del mundo que es congruente con sus experiencias, fortaleciendo su estructura cognitiva y facilitando la asociación de conceptos; sin embargo, la teoría del aprendizaje de Piaget nos advierte que el papel de las demostraciones puede ayudar al alumno en concreto a entender los conceptos fundamentales de la química que son muy complejos, pero a su vez se debe entender que las demostraciones no son un elixir que va lograr la reactivación de los espíritus decaídos y expandir la mente de los estudiantes abatidos por la química (Summerlin & Ealy, 1998).

De acuerdo con lo propuesto por Golombek (2008) en su trabajo *aprender y enseñar en ciencias: Del laboratorio al aula y viceversa*. Se ha prestado muy poca atención al trabajo práctico que se realiza en las escuelas de primaria, dejando de lado la importancia que tiene este espacio para desarrollar la etapa de exploración por el niño. Sin lugar a duda es necesario poner en práctica el enfoque de “*manos a la obra*” que es absolutamente imprescindible para un aprendizaje significativo en estos niveles básicos de formación. Para la enseñanza en secundaria es necesario quizás empezar por distinguir entre el trabajo práctico que se realiza en currículos cuyo principal objetivo es el de preparar a los alumnos para ser futuros científicos, algo primordial para el avance de la ciencia, y el que se hace en aquellos currículos que pretenden proporcionar una alfabetización científica básica a los estudiantes, conscientes de que muchos de ellos no seguirán estudiando ciencias.

En 2006, Molina, Farías, & Casas realizan una investigación sobre *El trabajo experimental en los cursos de química básica*. En ese trabajo proponen que las ciencias, desde su enseñanza en clases teóricas y experimentales, deben estar orientadas a presentar la química como un proceso de indagación y de desarrollo de habilidades para identificar y definir un problema, formular hipótesis, diseñar estrategias de resolución de problemas y recoger datos. En ese proceso el estudiante debe desarrollar actitudes tales como la curiosidad, el deseo de experimentar, dudar sobre ciertas afirmaciones, relacionar su entorno con la ciencia y ampliar su actitud por la ciencia motivándolo al estudio. Por tal razón, lo que la ciencia debe enseñar debe estar íntimamente ligado al trabajo experimental.

Sweeder & Jeffery (2012) afirman que en el trabajo experimental las mayores limitaciones están acentuadas en las metodologías aplicadas, las cuales no promueven las características esenciales del trabajo científico, y por tanto, no contribuyen a que los estudiantes se familiaricen con las metodologías propias de la ciencia, siendo incapaces de superar los simples esquemas de transmisión-recepción. En 2009, Molina, Carriazo & Farías realizan una investigación que busca fortalecer las dinámicas tradicionales de enseñanza, en su trabajo titulado: *Dinamizando el proceso de enseñanza-aprendizaje de la química. Las demostraciones químicas como una opción para cambiar la forma tradicional de enseñar química*, el cual tiene como enfoque principal combatir la denominada “quimifobia” que existe a nivel social. Así mismo, propone generar un cambio en las metodologías habituales y aplicar el uso de las demostraciones químicas como una herramienta didáctica válida en la enseñanza.

Por último, es importante comprender que la evolución de la química está asociada a la experimentación. La revista *Chemical and Engineering News* (C&EN), órgano de difusión de la **American Chemical Society**, publicó el artículo *Chem. Eng. News*, **2003**, *81*, 27-30; 25 en donde se eligieron los experimentos de mayor importancia para el desarrollo de la Química en todas sus áreas de trabajo. La atractiva elección de estos experimentos es que ninguno de ellos puede considerarse como un gran experimento, en el sentido de que exija instalaciones o instrumentación de gran complejidad. El experimento ganador en esta selección, el número uno indiscutible, fue el experimento de Pasteur, que consiste en la separación de los dos enantiómeros del ión tartrato, es decir, sus dos isómeros ópticos,

realizado en 1848, que es hoy en día replicado en muchas aulas del mundo (Carmona , 2010).

#### **4.2 Dificultades en la enseñanza-aprendizaje de la química**

Se han realizado numerosos trabajos sobre las dificultades concretas que tienen los estudiantes en el aprendizaje de la Química (Shayer y Adey, 1984; Driver, Guesne y Tiberghien, 1989; Hierrezuelo y Montero, 1989; Pozo y Gómez, 1998; Pro, 2003; Caamaño, 2003... Por nombrar solo a algunos investigadores) (Bueno, 2003). Aportaciones que son de gran interés para ser consideradas en la planificación de la enseñanza y en la intervención en el aula; sin embargo, centraremos nuestro interés en las dificultades conceptuales y dinámicas de enseñanza que limitan o frustran el aprendizaje del estudiante.

Las dificultades conceptuales son muy comunes y persistentes, sin importar qué tan largos sean los periodos de instrucción, en la gran mayoría de los estudiantes son el principal obstáculo en su aprendizaje. Según afirma Pozo & Gómez (1998) algunas de las dificultades más habituales que se presentan en el aprendizaje de la química en la educación secundaria son:

- Indiferenciación entre un cambio químico y uno físico
- Atribución de propiedades macroscópicas a átomos y moléculas
- Identificación y diferenciación de conceptos
- Dificultad para comprender y utilizar el concepto de cantidad de sustancia
- Dificultad para establecer relaciones cuánticas entre masa y cantidad de sustancia
- Dificultad para ajustar e interpretar una ecuación química.

Estas dificultades de aprendizaje estarían determinadas por la forma en que el alumno organiza sus conocimientos. El primer paso para explicar de manera general los orígenes de las concepciones y dificultades que tienen los alumnos sobre los fenómenos químicos es indagar, qué ideas previas posee el alumno sobre el entorno experimental y conceptual. Aunque aceptando de antemano que el pensamiento humano no está

determinado sino que es evolutivo y adaptativo (Furió, 2000). El aprendizaje de la química no implica un proceso lineal sino una sucesión de numerosos avances y regresiones, de acuerdo con Pozo & Gómez (1998) existe una serie de dimensiones de cambio conceptual (epistemológicos, ontológicos y conceptuales) enfocadas a las dificultades del estudiante, que al aplicarlas en un proceso de aprendizaje apoyarán la comprensión de la química.

Una primera característica es la ontológica, la cultura cotidiana, surge cuando se plantea la relación entre la Ciencia y la realidad. Más concretamente se observa cuando se pregunta a los estudiantes qué significa para ellos la realidad externa. Suele emerger una visión realista, ingenua en la que se considera que cualquier “hecho real” es la imagen directa que detectan nuestros sentidos (Furió, 2000). Partir de este preconcepto, implica un cambio en el conjunto de objetos asumidos en su propia teoría. Las teorías más incipientes se basarían en la existencia de diferentes estados para los sistemas y sus transformaciones, en donde se implica aceptar la existencia de sistemas en los que el conjunto de interacciones ayuda a comprender los mecanismos de los cambios que sufre el sistema prediciendo sus propiedades (Pozo & Gómez, 1998). Es decir, para los adolescentes la realidad del mundo natural coincide con las percepciones sensoriales del sujeto, que quedan registradas o impresas directamente en nuestra mente, sin tener en cuenta que dichas percepciones son filtradas a priori por lo que ya existe en ella. Se comprende así que los adolescentes pongan en duda la materialidad de aquellos estados de la materia que sean difícilmente perceptibles (Johnstone, 1993).

Otra característica ontológica del pensamiento del estudiante se deriva de su integración en el medio social y cultural. Como ser social acepta las ideas que están asumidas en su cultura y, en particular, las transmitidas a través del lenguaje, cuyo significado forma parte de esa cultura cotidiana. (Furió, 2000). Tampoco es difícil derivar que gran parte de las generalizaciones erróneas que cometen los estudiantes, se basarán en la aplicación de aquella visión realista ingenua que poseen sobre el mundo natural al nivel microscópico de descripción de la materia. Es decir, para ellos el mundo de los átomos, moléculas, redes iónicas, etcétera, es el mismo mundo macroscópico de los materiales y las sustancias pero en diminuto (Llorens, 1991). Esto es síntoma de que la cultura científica

todavía no ha llegado lamentablemente a integrarse en esa cultura popular. Según afirma Pozo & Gómez (1998), la percepción de cualquier fenómeno será filtrada ontológica y conceptualmente por el estudiante, basándose no sólo en su experiencia física, sino también en la cultura y lenguaje cotidiano (p.158).

Comprender la química implica un cambio en la lógica a partir de la cual el estudiante organice sus teorías “cambio epistemológico”. Desde las primeras teorías intuitivas, hasta la visión científica de los distintos problemas, implica superar concepciones organizadas, entorno a lo que hemos llamado realismo ingenuo, con una visión centrada en los aspectos perceptivos (Pozo & Gómez, 1998). Para algunos autores la existencia y persistencia de estas concepciones alternativas vendrían originadas por las *formas de razonar* (componentes epistemológico y metodológico del pensamiento) en el quehacer cotidiano. La *metodología del sentido común* o de la superficialidad que se caracteriza por la rapidez en extraer conclusiones o generalizaciones a partir de unas pocas observaciones cualitativas poco rigurosas, o en aceptar como verdades absolutas evidencias de sentido común asumidas en la cultura cotidiana. (Furió, 2000). Muchas veces, esta impulsividad o falta de reflexión metodológica conduce, a que a la hora de explicar fenómenos naturales la búsqueda de soluciones basadas en *relaciones causales simples*, sean inspiradas en criterios poco rigurosos. En resumen, para poder explicar el pensamiento espontáneo del alumno sobre el mundo natural en general hay que conocer las ideas de estos sobre los fenómenos estudiados. Hay que ir más allá. Es importante conocer también cómo ‘ven’ el fenómeno (componente ontológico de su pensamiento) y cómo relacionan estas ideas al razonar (componente epistemológico y metodológico). La epistemología deberá considerarse como un cuerpo pre-teórico de conocimientos que podemos tomar como paradigmático en los estudiantes y que, por supuesto, hay que valorar positivamente. Se ha de tener en cuenta que el alumnado va a tener que construir los nuevos conocimientos a partir de los que ya posee (Carretero & Limon, 1997).

En la actualidad se tiene la concepción de que el conocimiento no es solamente una construcción conceptual o contrastación del entorno real preexistente, sino que hace parte de un proceso dinámico e interactivo a través del cual se relacionan, interpretan y

argumentan eventos que posteriormente son decodificados y reinterpretados por la mente. Ésta a su vez construye de forma progresiva modelos explicativos cada vez más complejos y potentes capaces de dar respuesta a muchos de los interrogantes de su entorno (Johnstone, 1993). En términos más precisos, esto significa que el cerebro interpreta el mundo con base en modelos. Estos modelos son usados para predecir, que es la labor para la cual el cerebro fue diseñado. Se aprende para predecir, para interpretar el mundo a nuestro alrededor.

Sólo tienen cerebro los animales que tienen movimiento voluntario. El dirigirse hacia alguna parte exige predecir el siguiente paso, analizar la posible ruta, etc. Eso es energéticamente costoso. El cerebro utiliza mucha energía, si aprendemos la ruta segura disminuimos el gasto energético. Aprender algo tiene razones: predecir y disminuir el consumo energético que predecir implica. Cada individuo conoce la realidad a través de los modelos que construye para explicarla, y estos modelos siempre van a brindar la posibilidad de ser mejorados o cambiados por las circunstancias del entorno de aprendizaje.

Haciendo uso de los planteamientos de Pascual-Leone citado por Cardenas (2006), es posible buscar explicaciones para las dificultades que presentan algunos estudiantes en la adquisición y dominio de nuevas habilidades y conocimientos. El primer planteamiento se relaciona con la aplicación de estrategias razonables pero muy simplificadas en la resolución de problemas, el segundo se establece como una sobre carga de instrucciones en la memoria de trabajo o una insuficiente familiarización con las operaciones básicas requeridas para resolver diferentes situaciones problema. Planteamientos que nos lleva a pensar entonces que los procesos de enseñanza-aprendizaje que se desarrollan en la escuela deben ser más dinámicos y con una evolución diaria, para que de esta forma el individuo logre desarrollar sus competencias básicas y afiance sus destrezas en las ciencias y la resolución de problemas (Bueno, 2003).

Uno de los factores que interfiere en los procesos de enseñanza aprendizaje, y que incide en la disminución del interés de los estudiantes por la química, es la forma como se aborda el estudio de esta ciencia (Roadruck, 1993). Los currículos de química en todos los niveles están sobrecargados con material teórico, y orientados principalmente hacia los principios y

teorías. A esto se suma, el hecho de dársele demasiada importancia a la resolución de problemas numéricos, y muy poca a la esencia de esta ciencia como lo es la vivencia práctica (Llorens, 1991). Según afirma Bueno (2003) se deberá dedicar tiempo a enseñar al alumnado a reconocer hechos y fenómenos, a observar, a medir, a analizar situaciones de la vida cotidiana, a realizar predicciones y emitir hipótesis, actividades que fortalecen y arraigan en el individuo un aprendizaje más activo y significativo. Cuando hablemos de dificultades de aprendizaje no sólo nos deberíamos referir al conceptual sino también al procedimental y al actitudinal. Dificultades que aportan a que la química, vaya perdiendo su carácter atractivo y motivador. De acuerdo con Tanis & Shakhashirl (1984) los estudiantes no se motivan por profundizar o aprender acerca del amplio mundo de fascinaciones que brinda la química, debido a la forma como actualmente se presenta. Es necesario dejar de mostrar la química como una colección de principios de carácter abstracto, debido a que estos muchas veces no tienen ninguna relevancia práctica en su diario vivir y en su contexto.

La química pierde público y sus estudiantes fracasan; se ha convertido para muchos en el paradigma de lo incomprensible y de lo peligroso de acuerdo con Aymerich (2004)

Podemos considerar pues que la enseñanza de la química se enfrenta a serias dificultades; éstas constituyen un reto para los profesores que creen que la química puede aportar mucho a la actual 'sociedad del conocimiento', aún a sabiendas de que quizás tengan que cambiar algunas de las actuales prácticas docentes. Es urgente recuperar la capacidad explicativa de la química, para todos; para ello se ha de relacionar la práctica química (la intervención en determinados fenómenos mediante los procedimientos propios de la química), utilizando el lenguaje adecuado para ello y de acuerdo a finalidades educativas (p.124).

En varias instituciones la enseñanza de la química se fundamenta aún en *La fijación funcional*, que consiste en el aprendizaje memorístico de relaciones (conceptos y reglas) que impiden la reflexión y el pensamiento creativo ante situaciones reconocidas por el sujeto cognitivo (Pozo & Gómez, 1998). Muchas veces se concibe la idea de que aprender química es solo aprender las partes formales de la química, como una estructura organizada de conceptos: estructura atómica, nomenclatura, estequiometría, gases, disoluciones,

equilibrio químico, etc., dejando de lado la relación de la química con cada asunto de nuestra vida (Molina , *et al.*, 2011). Es claro que en la enseñanza, no se puede establecer un isomorfismo entre los conocimientos de ciencia que usan los científicos y los que *fluyen* en el aula. El aprendizaje en la asignatura se dificulta porque la química es una ciencia concreta y muy abstracta, además los estudiantes poseen estructuras cognitivas incompletas, experiencias limitadas y conocimientos descoordinados frente a esta.

La explosión de una mezcla de gases de oxígeno e hidrógeno puede ser una demostración que llame la atención y motive al aprendizaje de conceptos como por ejemplo: Energía, energía de activación, reacciones exotérmicas, o cualquier sin número de conceptos que le puedan interesar o generar curiosidad (Roadruck, 1993).

#### **4.3 Aproximación al aprendizaje significativo en química**

En la práctica docente conviene no solo tener conocimiento de la ciencia específica, sino también de la evolución de la psicología educativa, es decir de cómo aprende el alumno. David Ausubel, Joseph Novak y Helen Hanesian, especialistas en psicología educativa de la Universidad de Cornell, que tienen como precedente a Vigotski, han diseñado la teoría del aprendizaje significativo, aprendizaje a largo plazo, o teoría constructivista, según la cual para aprender es necesario relacionar los nuevos aprendizajes a partir de las ideas previas del alumnado (Ballesteros, 2002). La teoría de Ausubel hace hincapié en la naturaleza del aprendizaje significativo, en contraste con el aprendizaje de memoria, formulándolo como un proceso a través del cual una nueva información (un nuevo conocimiento) se relaciona de manera no arbitraria y sustantiva (no-literal) con la estructura cognitiva de la persona que aprende. En el curso del aprendizaje significativo, el significado lógico del material de aprendizaje se transforma en significado psicológico para el sujeto (Ebenezer, 1992). Para Ausubel D. (1963), el aprendizaje significativo es el mecanismo humano, por excelencia, para adquirir y almacenar la inmensa cantidad de ideas e informaciones representadas en cualquier campo de conocimiento (p.58).

Según afirma Ausubel (1963), el aprendizaje significativo se caracteriza por la No-arbitrariedad y sustantividad, que se deben fortalecer en la estructura cognitiva del

individuo. La No-arbitrariedad quiere decir que el material potencialmente significativo se relaciona de manera no-arbitraria con el conocimiento ya existente en la estructura cognitiva del aprendiz. O sea, la relación no es con cualquier aspecto de la estructura cognitiva sino con conocimientos específicamente relevantes a los que Ausubel llama subsumidores. El conocimiento previo sirve de matriz “ideacional” y organizativa para la incorporación, comprensión y fijación de nuevos conocimientos cuando estos “se anclan” en conocimientos específicamente relevantes (subsumidores) preexistentes en la estructura cognitiva. Nuevas ideas, conceptos, proposiciones, pueden aprenderse significativamente (y retenerse) en la medida en que otras ideas, conceptos, proposiciones, específicamente relevantes e inclusivos estén adecuadamente claros y disponibles en la estructura cognitiva del sujeto y funcionen como puntos de “anclaje” a los primeros. La sustantividad significa que lo que se incorpora a la estructura cognitiva es la sustancia del nuevo conocimiento, de las nuevas ideas, no las palabras precisas usadas para expresar el mismo concepto o la misma proposición, pueden expresarse de diferentes maneras a través de distintos signos o grupos de signos, equivalentes en términos de significados. El aprendizaje sustantivo ocurre cuando los estudiantes hacen un esfuerzo consciente para identificar los conceptos clave en el nuevo conocimiento. Así, un aprendizaje significativo no puede depender del uso exclusivo de determinados signos en particular (Ebenezer, 1992).

La esencia del proceso de aprendizaje significativo está, por lo tanto, en la relación no-arbitraria y sustantiva de ideas simbólicamente expresadas con algún aspecto relevante de la estructura de conocimiento del sujeto, esto es, con algún concepto o proposición que ya le es significativo y adecuado para interactuar con la nueva información. (Ausubel, Novak, & Hanesian, 1983). Podemos decir, por tanto, que el aprendizaje es construcción de conocimiento donde unas piezas encajan con las otras en un todo coherente. Por tanto, para que se produzca un auténtico aprendizaje, es decir un aprendizaje a largo plazo y que no sea fácilmente sometido al olvido, es necesario conectar la estrategia didáctica del profesorado con las ideas previas del alumnado y presentar la información de manera coherente y no arbitraria, "construyendo", de manera sólida, los conceptos, interconectando los unos con los otros en forma de red de conocimiento (Ballesteros, 2002). En la gran mayoría del alumnado prima el aprendizaje textual o memorístico, que es lo contrario de un aprendizaje significativo y se produce cuando las definiciones se memorizan sin detenerse a considerar

el significado individual o combinado de cada palabra en una definición. Los estudiantes participan en el aprendizaje textual, cuando el profesor escribe o dicta definiciones de términos y los estudiantes simplemente memorizan esta definición, sin tener en cuenta el significado de los conceptos enfatizados (Ebenezer, 1992). Ausubel hace hincapié en que la distinción entre el aprendizaje memorístico y aprendizaje significativo no es una dicotomía, sino un continuo. Se puede decir que el estudiante está en el continuo aprendizaje de memoria para obtener un aprendizaje significativo. Por ejemplo: El profesor puede felizmente asumir que los estudiantes han dominado un concepto, sin embargo, los estudiantes son propensos a haber olvidado en dos o tres días, las definiciones que fueron memorizadas. Ausubel (1963) explica la necesidad de generar la diferenciación progresiva de conceptos en la estructura mental del estudiante, en esta interacción emergen, para el aprendiz, los significados de los materiales potencialmente significativos (o sea, suficientemente no arbitrarios y relacionables de manera no-arbitraria y sustantiva a su estructura cognitiva). En esta interacción es también en la que el conocimiento previo se modifica por la adquisición de nuevos significados.

Según Ausubel (1963), la estructura cognitiva tiende a organizarse jerárquicamente en términos de nivel de abstracción, generalidad e inclusividad de sus contenidos. Consecuentemente, la emergencia de los significados para los materiales de aprendizaje típicamente refleja una relación de subordinación a la estructura cognitiva. Conceptos y proposiciones potencialmente significativos quedan subordinados o, en el lenguaje de Ausubel (p.52), son “subsumidos” bajo ideas más abstractas, generales e inclusivas (los “subsumidores”). Este aprendizaje se denomina aprendizaje significativo subordinado. Es el tipo más común. Si el nuevo material es solo corroborador o directamente derivable de algún concepto o proposición ya existente, con estabilidad e inclusividad, en la estructura cognitiva, el aprendizaje se denomina derivativo. Cuando el nuevo material es una extensión, elaboración, modificación o cuantificación de conceptos o proposiciones previamente aprendidos de manera significativa, el aprendizaje subordinado se considera correlativo.

En el proceso de enseñanza y aprendizaje muchas veces ocurre una situación paradójica, los alumnos se quejan de que la clase es poco interesante y el docente aduce la falta de interés de los alumnos, en realidad se trata de un hecho único: la falta de motivación para el aprendizaje. Para motivar el aprendizaje este debe basarse en construcciones personales, sin importar que muchas de ellas estén guiadas por la percepción y por la experiencia del alumno en su vida cotidiana. Es importante tomar este punto como referente de partida pre conceptual, claro aunque con frecuencia son conceptos erróneos y resistentes a la modificación. Especialmente, aquellos que están estrechamente ligadas a situaciones de la vida cotidiana en donde dichas ideas perfectamente adecuadas, son más difíciles de modificar (Castillo, Ramírez & González, 2013). La química dentro de su contexto de enseñanza debe mostrarse aplicada a fenómenos relevantes y significativos y las clases deben garantizar una dinámica que permita pensar, hacer y comunicar de manera coherente de acuerdo a las leyes de esta disciplina. Según Aymerich (2004) es crucial presentar a los estudiantes las teorías apropiadas a sus conocimientos y a las prácticas experimentales que puedan llegar a realizar; esto no es fácil y supone un profundo replanteamiento para identificar los obstáculos a superar y así lograr esta tarea. Un punto de partida es el generar "Contextos" adecuados para el estudio de la química, reto que debe empezar a asumir el entorno educativo para fomentar la construcción de un aprendizaje significativo en los estudiantes. En todo el mundo, en los últimos veinte años más o menos, la educación química se ha enfrentado a una serie de problemas relacionados entre sí Gilbert (2006); algunos de los más relevantes en el contexto de la educación química son:

1. Como consecuencia de la acumulación cada vez más acelerada de los conocimientos científicos, los planes de estudios se han convertido en una sobrecarga de contenido. Las consecuencias de las altas cargas de contenido han sido que los planes de estudios son agregaciones de hechos aislados y separados de su origen científico.
2. Los estudiantes no saben cómo deben conectar las agregaciones de hechos aislados en esquemas mentales coherentes, dificultando dar significado a lo que han aprendido.

3. Los estudiantes no logran resolver problemas utilizando los mismos conceptos en otras situaciones. Hay poca o ninguna transferencia de conocimientos como preparación para el aprendizaje permanente de la química o su uso en la vida cotidiana.
4. Los estudiantes no encuentran un sentido al porqué aprenden el material requerido, no se convierte en relevante para ellos. A lo sumo, la química se ha convertido en un requisito previo para el estudio de algo que realmente les interesa.
5. El énfasis tradicional del plan de estudios de química ("base sólida", "explicación correcta" y "desarrollo de habilidades científicas") es vista cada vez más como una base adecuada para el estudio avanzado de la química. Pero a su vez es también una base inadecuada para la enseñanza de la química de la mayoría de los estudiantes.

El contexto de la química se debe fundamentar en tratar de lograr el aprendizaje de la ciencia más significativo para los estudiantes. Por tal motivo muchas instituciones con enfoques de aprendizaje significativo desarrollan planes curriculares que apuntan a un profundo entendimiento de algunas ideas claves, en lugar de la cobertura más convencional de contenido científico; enfoques que asumen que los estudiantes necesitan un aprendizaje para encontrar soluciones a los problemas reales; metodologías en las que el estudiante formule preguntas de clarificación, diseñe, proponga y realice investigaciones donde tenga una recolección y análisis de información y datos haciendo interpretaciones, creando explicaciones, llegando a conclusiones y presentando resultados (Pilot & Bulte, 2006). Los contextos tienen el propósito de relacionar explícitamente las ciencias y la tecnología a los problemas socio-científicos, como base para el diseño curricular y la enseñanza en el aula. Para que tal propósito tenga éxito, el modelo educativo que encarna el significado de "contexto" debe ser tal que proporcione una respuesta eficaz al currículo, asociándolo a la vida cotidiana y los problemas sociales (Gilbert, 2006).

Según afirma Pilot & Bulte, (2006) el contexto como un instrumento que proporciona significado se define como un "evento focal", que junto con el uso de las

diversas teorías del aprendizaje, forma cuatro atributos del "contexto" que se reformularon para que sean criterios de referencia en la búsqueda del logro de un aprendizaje basado en el contexto de la química, estos son:

- i.** Los estudiantes deben valorar un entorno como un marco social, espacial y temporal de una comunidad de práctica. Este ajuste debe estar en la zona de desarrollo próximo del estudiante, que puede ser diferente a la edad y etapa de desarrollo. Debe surgir claramente de la vida cotidiana de los estudiantes, o las cuestiones sociales y las situaciones industriales que son de importancia para la sociedad contemporánea.
- ii.** Una tarea de aprendizaje de alta calidad, como un entorno de comportamiento, debe traer claramente un ambiente de comportamiento diseñado específicamente en el foco, y debe incluir los problemas que son ejemplificaciones claras de los conceptos químicos importantes.
- iii.** Los alumnos deben tener la posibilidad de desarrollar un uso coherente de lenguaje químico específico.
- iv.** Los estudiantes necesitan para relacionar cualquier evento focal, el conocimiento extrasituacional, antecedentes pertinentes para construir de manera productiva el conocimiento previo que se compone de las propias ideas del alumno.

Pilot & Bulte (2006) en su trabajo *The Use of "Contexts" as a Challenge for the Chemistry Curriculum: Its successes and the need for further development and understanding*, analizan proyectos recientes en la investigación y desarrollo de la enseñanza de la química basada en el contexto eligiendo cinco enfoques de gran revolución en la última década para el aprendizaje de la química en primaria y bachillerato, estos son: Química en Contexto en los EE. UU. (Schwartz), Salters en el Reino Unido (Bennett & Lubben), Ciencia Industrial en Israel (Hofstein y Kesner), Chemie im Kontext en Alemania (Parchmann, *et al.*) y Química en la práctica en los Países Bajos (Bulte *et al.*). Nos enfocaremos en este último dando una breve descripción del proyecto y su intervención en el aprendizaje significativo.

Este proyecto se centra en la cuestión de cómo reducir la incongruencia entre los resultados del plan de estudios de la química convencional en la escuela secundaria y lo que

debe ser alcanzado: una conexión significativa entre el aprendizaje de los estudiantes de la química, su vida cotidiana y las cuestiones sociales. El artículo presenta en su marco referencial el contexto en el que se determina el contenido ("el plan de estudios se centra en los problemas sociales del mundo real y problemas con contenido químico significativo"). El proyecto ve un reto importante en la combinación de aprendizaje basado en el contexto de un desarrollo sistemático de conceptos y competencias básicas. Siguiendo las teorías de la motivación y el cambio conceptual, se espera que los estudiantes integren sus propias ideas y su preconocimiento dentro de las diferentes actividades de una unidad. Actividades de aprendizaje en grupos se consideran como una parte esencial para el aprendizaje (Pilot & Bulte, 2006). Todo esto denota que la labor del docente de química va más allá que instruir acerca de la disciplina específica con una gran cantidad de contenidos; es más bien la de contextualizar todos estos contenidos y generar situaciones, que permitan relacionar los conceptos con un entorno real; y a su vez poder mantener el interés de estos en la construcción de aprendizajes.

#### **4.4 ¿Por qué aplicar la química que encanta (*Charm*) en el aula?**

Es algo que se escucha a menudo de los estudiantes y colegas: "Recuerdo claramente el momento en que vi por primera vez un pedazo de sodio caído al agua ...". Debe ser casi la experiencia universal de los químicos que han visto esta demostración, y la recuerde con tanta claridad. El recuerdo de experiencias en química muchas veces, nos lleva al cuestionamiento; ¿Qué hay en un experimento simple que tiene un lugar en la memoria de la gente y es tan perdurable? Tal vez es la sensación de peligro, o la ilustración de la teoría en forma vívida, tangible, o quizá es el valor de entretenimiento puro del ruido, la llama y la acción. Cualquiera que sea la razón, las demostraciones en la química son un ejemplo particular, que parecen tener un efecto significativo en los observadores (Walton, 2002). Para poder tener una aproximación más clara del efecto que tienen las demostraciones en el aula, es necesario iniciar por entender ¿Qué son las demostraciones en el aula? Según afirman Molina, *et al.* (2009) las demostraciones químicas constituyen una de las diversas actividades posibles en clase, donde se desarrolla un experimento dirigido totalmente por el profesor, son experiencias que generan impacto, incertidumbre y emoción en los estudiantes; además son actividades que sirven para aprender por asociación. El

estudiante asocia la demostración con el concepto que el profesor trate de ilustrar. Roadruck (1993) afirma que las demostraciones químicas pueden ser clasificadas como "esas experiencias educativas" que los profesores deben estar usando para promover la adquisición de conceptos y el desarrollo del pensamiento formal. Sin embargo, deben ser más que un espectáculo. Si se quiere que sean educativamente defendibles, tienen que involucrar al estudiante en una interacción con el contenido significativo de la química.

La alegría de la experimentación química ha sido bien reconocida, al menos desde los primeros días de la alquimia, y nuestras apreciaciones de encanto de la química probablemente se remonta al descubrimiento prehistórico de las maneras de hacer y controlar el fuego. Anticipándose a Piaget por medio siglo, Michael Faraday decía que para hacer de algo un hecho real tenía que verlo. Aún más en Química donde hay que verlo para ¡creerlo! la química requiere literalmente de demostraciones, traer la química de la vida al aula. Sin ellos, la enseñanza de la disciplina sería menos carente del encanto, que es lo que nos hizo entrar en la química (Kuntzleman, Rohrer, & Schultz, 2012). Por lo tanto, parece útil empezar la acuñación del término 'reacciones que encantan' (*exocharmic reactions*) y, particularmente, en nuestro papel como profesores de química, es nuestro deber buscar y compartir la mayor cantidad posible de demostraciones que encanten (Shakhashiri, 1983). Es claro que la única manera de enseñar en química es, en realidad, mostrándole al individuo la facilidad de experimentar, esto cambia a nuestros estudiantes, porque ayuda a recrear la química, esa que encanta y es perceptible por los sentidos, además las demostraciones químicas ayudan a los profesores a darle mayor valor a la clase, despertando interés en los estudiantes por la actividad desarrollada; ayuda a potenciar las habilidades de observación, de pensamiento crítico y de análisis; conduce a indagar y generar impactantes oportunidades de aprendizaje (Molina, *et al.*, 2009).

Probablemente nadie ha dominado el arte de *charmodynamics* más plenamente que Hubert Alyea, el mago de fama mundial de la magia molecular. Muchas demostraciones de química de aula que ahora son clásicas se idearon primero y fueron llevadas a cabo por Alyea (citado por Roadruck, 1993) muchas de estas demostraciones se han conservado en su libro *Demostraciones en Química*, que, sirven como doctrina para un sinnúmero de

educadores de química que comparten la creencia de Alyea en la importancia de las manifestaciones químicas en el aula. A pesar de la gran cantidad de material disponible sobre cómo realizar ciertas demostraciones, una búsqueda cuidadosa de la literatura muestra que no hay mucho acuerdo sobre el valor educativo de las demostraciones; dada la aceptación general de que las manifestaciones son educativamente beneficiosas, esto es algo sorprendente. Según Walton (2002), en la presentación de informes sobre la conferencia 'WPI Demostraciones como herramienta de enseñanza en Química: pro y contra', Beall retransmite los comentarios de Kelter que postula "El propósito principal de las demostraciones debe ser atraer a los estudiantes a hacer preguntas y desarrollar una situación de aula donde se hagan preguntas libremente".

Shakhashiri en su introducción a *Demostraciones Químicas: Manual para Profesores de Química* argumenta cómo demostraciones cuidadosamente planificadas pueden tener un impacto positivo en la comprensión de un estudiante. Aunque otros critican el uso de las demostraciones, por lo que su planificación requiere mucho tiempo, preparación y a menudo no son más que representaciones para el entretenimiento en lugar de razones educativas (Kuntzleman, Rohrer, & Schultz, 2012). Desde las teorías de aprendizaje las demostraciones sensibilizan al estudiante que está haciendo exactamente lo que las teorías constructivistas y Piaget sugieren en la construcción de nuevas estructuras. El involucrarse íntimamente con el espíritu de la química a través de demostraciones. Que a su vez son, simplemente un punto de inicio para que, una vez que el interés se despierte, se establezca una dirección que motive a los estudiantes participar en su propia área de investigación para la construcción de su propio conocimiento basado en experiencias concretas (Roadruck, 1993). Según afirman Sweeder & Jeffery (2012) actualmente no existe una evidencia muy convincente a favor o en contra de los beneficios educativos; tal vez la falta de una fuerte indicación refleja la dificultad de evaluar el valor educativo de las demostraciones.

Visualizar la química como una ciencia que encanta es algo de lo cual podemos sacar provecho en los procesos de enseñanza aprendizaje, la importancia de la comprensión conceptual y el saber acoplarlos con el encanto de la química es una herramienta que juega un papel determinante en el aula. De acuerdo con Shakhashiri (1983) se deben tener cuatro

consideraciones importantes por parte del profesor al momento de diseñar y desarrollar metodologías de enseñanza que impliquen el encanto de las reacciones químicas.

1. Cualquier cambio químico, especialmente los que son termodinámica y cinéticamente espontáneos, es un producto en potencia de encanto y puede decirse que tiene una cantidad indefinida de encanto latente.
2. Cuando la reacción química ocurre, la fracción de ese encanto latente producida depende directamente de la forma, ambientación (contexto) y técnica de quien presenta o ejecuta la experimentación.
3. La fracción de encanto producido que es asimilado depende directamente de la preparación conceptual y psicológica de la persona (estudiante) que está presenciando la experimentación.
4. El encanto no se conserva en el proceso de "transferencia" puesto que cada espectador (o participante) lo toma de acuerdo con su motivación e interés.

En estos cuatro enunciados están consignados aspectos fundamentales que como profesores debemos tener siempre en mente: la experimentación, así sea a nivel demostrativo, es definitiva para el trabajo de aula de clase, pero debe ir acompañada de las bases conceptuales necesarias y de sentido (significación) para el alumno. No es conveniente trabajar con sistemas que únicamente existen en el papel, exploremos alrededor nuestro y allí encontraremos una fuente muy rica de inspiración para la planeación y desarrollo de nuestro trabajo. Las demostraciones de aula no se deben enfocar solo como la necesidad de entretención en el aula, de acuerdo con Ramette 1980 (citado por Shakhashiri, 1983) *"no se busca que el profesor sea un payaso en el aula de clase, o que una muy diestra demostración conduzca a desarrollos profundos de la química. Una buena demostración no solamente da sabor a la clase, sino que ayuda a trabajar principios y construir conocimiento teórico y experimental que acerca la química a la realidad y la hace menos abstracta"* (p.17).

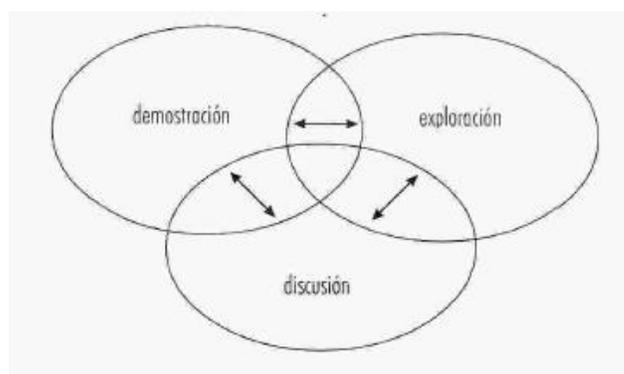
Es importante que los profesores empecemos a dar un ‘toque’ especial a las clases de química, debemos salir de la rutina del tablero y del libro de texto, necesitamos dinamizar nuestras clases, y las demostraciones químicas confieren ese ‘toque’ especial que le falta a la clase de química, ese “ingrediente” que permite enlazar algunas piezas como: conceptos, símbolos, ecuaciones, y realidades que son enormemente fundamentales en el ‘juego’ del aprendizaje de la química. Además, somos responsables de llevar una imagen más real de la química y una imagen que perdure en la mente de nuestros estudiantes, somos agentes de cambio, en este caso de cambios de creatividad e innovaciones didácticas (Molina, Carriazo, & Farías, 2009). La demostración es una herramienta didáctica valiosísima para el proceso enseñanza-aprendizaje y debe integrar y relacionar algunos elementos mínimos, según afirma Cáceres & Muñoz (2002) los cuales se pueden resumir así:

- ✓ La demostración debe poder ser objeto de discusión por los estudiantes con la debida asesoría del profesor.
- ✓ La demostración debe abrir posibilidades de exploración ya sea teórica (consulta bibliográfica), práctica (diseño de experiencias complementarias) y de aplicación, identificando aspectos de la vida diaria donde los principios y conceptos se cristalizan en constructos explicativos sobre el comportamiento de la naturaleza o de las realizaciones concretas del hombre que podemos integrar con la palabra desarrollo.

Los elementos mencionados están íntimamente relacionados y se deben retroalimentar mutuamente en las demostraciones. Debido a que esta no puede limitarse a ser presentada, solo para lograr sus propósitos en el desarrollo de la comprensión de los contenidos, una demostración debe ser parte de una lección que reciben los estudiantes involucrados activamente con el evento y el contenido que se pretende impartir. El demostrador debe involucrar a los estudiantes en la experiencia a través de preguntas, la predicción, el rediseño, la ofrenda de las explicaciones y las pruebas de esas explicaciones.

(Kuntzleman, *et al.*, 2012). Muy en concordancia con las teorías del aprendizaje del constructivismo, en donde la etapa más alta según Piaget se conoce como operación formal. Se caracteriza por la capacidad de ir más allá de los datos observables y objetos familiares, y aplicar operaciones mentales a conceptos, abstracciones y teorías de manera cualitativa y cuantitativa (Roadruck, 1993). El contenido de una demostración debe ser accesible para el estudiante, dado que la mayoría de nuestros estudiantes están funcionando por debajo del nivel de operación formal. Frente a esto surge el cuestionamiento de saber si ¿Hay alguna manera de utilizar las demostraciones para que los estudiantes con dificultades cognoscitivas obtengan una comprensión de temas conceptuales a nivel formal, y tal vez incluso facilitar el desarrollo de las operaciones formales? Cáceres & Muñoz (2002) citando a Theodore Miller con la propuesta en la que plantea la interacción entre las variables: exploración, demostración y discusión, la cual se puede evidenciar en el gráfico 1, dan a entender que en cualquiera de las intersecciones de estos tres elementos puede hacerse evidente la creatividad, el análisis e identificación de variables, establecer relaciones e integrarlas al marco conceptual general de referencia, para finalmente complementar la contextualización en una operación formal.

**Figura 1. Relaciones del proceso enseñanza- aprendizaje en las demostraciones.**



*Tomado de Cáceres & Muñoz Castillo (2002).*

Para finalizar es importante dejar claro que las demostraciones en el aula como una herramienta de enseñanza es una opción didáctica que el profesor puede tomar. Pero que sin duda alguna, hay profesores de química que todavía encontrarán difícil incluirlas en sus clases. Según afirma Walton (2002) los obstáculos principales que enfrentan las

demostraciones en el aula son: las preocupaciones sobre la seguridad, la falta de confianza por parte del maestro, el tiempo y el esfuerzo necesarios para armar una demostración exitosa. Todas estas son razones y consideraciones importantes, pero no insuperables; sin embargo, en los casos que se conocen en donde los maestros han comenzado a utilizar las demostraciones en química, han continuado, motivados por el impacto positivo que han tenido en sus alumnos y en ellos mismos (Shakhashiri, 1983).

#### **4.5 Motivación y aprendizaje activo**

El tema de la motivación de los estudiantes hacia el aprendizaje de cualquier materia científica constituye una seria preocupación para el profesorado. En primer lugar, porque los docentes constatan una falta general de interés de los alumnos hacia las disciplinas científicas como la Física y la Química. Esta percepción ha sido corroborada por los propios estudiantes en diferentes trabajos de investigación. En efecto, los estudiantes señalan como principales causantes de su actitud desfavorable y de su desinterés hacia la ciencia y su aprendizaje, a la enseñanza de una ciencia descontextualizada de la sociedad y de su entorno, poco útil y sin temas de actualidad; junto a otros factores como los métodos de enseñanza de los profesores, métodos que califican de aburridos y poco participativos; la escasez de prácticas y, especialmente, a la falta de confianza en el éxito cuando son evaluados (Vilches & Furió, 1997). En segundo lugar debemos referirnos a la importancia de la falta de una actitud favorable en química entendiendo actitud como *“el conjunto de sentimientos que una persona tiene acerca de un objeto, basado en sus creencias acerca del objeto”* (Salta & Tzougraki, 2002). Las actitudes hacia la química corresponden a las opiniones cognitivas y emocionales acerca de varios aspectos de la química. En la sociedad actual se tiene una imagen negativa de la Química (es difícil y aburrida) y de sus repercusiones en el ambiente (además, ¡es peligrosa!). Esta imagen de ciencia sufre cambios importantes en la escuela y en general las actitudes positivas hacia la ciencia escolar decrecen constantemente (Furió, 2006). Los diferentes estudios establecen la diferencia entre lo que se puede pensar de la ciencia y la actitud que se tiene frente al estudio y el aprendizaje de la ciencia en la escuela, cuestión de mayor interés para los profesores (Molina, *et al.*, 2011). Las actitudes de los estudiantes hacia la ciencia han sido ampliamente estudiadas; Salta & Tzougraki (2002) afirman en su trabajo que de acuerdo

con las conclusiones de la investigación realizada por Ramsden (1998), las principales causas de una actitud desfavorable por las ciencias son las siguientes:

- La ciencia se considera difícil y no es relevante para la vida de la mayoría de la gente.
- La ciencia se entiende como causante de problemas sociales y ambientales.
- El interés por la ciencia es bajo y disminuye con los años de escolaridad secundaria.

Así pues, los profesores nos encontramos con el siguiente círculo vicioso: los alumnos vienen a clase de Química desmotivados esto hace que no se preste atención a las explicaciones y no interioricen los conocimientos. Como no aprenden, se aburren y con ello aumenta su desinterés por aprender. Es necesario profundizar en las características del proceso de enseñanza-aprendizaje de la Química. Una solución tentativa, según Furió (2006) a título de hipótesis, puede ser expresada como sigue: La motivación no se ha de concebir como un elemento puntual a yuxtaponer al componente conceptual y procedimental de la enseñanza aprendizaje de la Química sino que ha de estar integrada a lo largo de dicho proceso (p. 222). Es importante integrar el interés, la motivación y, en general, las distintas dimensiones de las actitudes de las personas conforme van viviendo nuevas situaciones. En especial si esas nuevas situaciones se pueden dar durante la clase de Química. Las teorías cognitivas de la motivación existentes hoy día destacan que la integración de estas dimensiones afectan las percepciones acerca de sí mismos, siendo determinantes de la conducta del rendimiento escolar del individuo (Osborne, 2003). Es indudable que para el educador es importante comprender mejor la conducta escolar y de rendimiento de los estudiantes porque permiten conocer cómo motivar a los estudiantes para que se involucren en un proceso de aprendizaje activo.

El Aprendizaje Activo data desde los tiempos de Sócrates, quien promovió el pensamiento crítico y reflexivo a través de la estimulación de interrogatorios. Esta técnica consiste en que los estudiantes incrementen su capacidad de retención de la información tras el período de clase (Keyser, 2000). Esta propuesta de enseñanza es ampliamente

aceptada hoy en día como una forma de calidad de la educación, el cual se ha implementado en los diferentes niveles educativos. Pero ¿Qué se entiende por aprendizaje activo? De acuerdo con Regalado, *et al.* (2014) la definición más acertada de aprendizaje activo surge de aquella proporcionada por Açıkgöz (2006) en la cual se enuncia que: “Un Aprendizaje Activo es aquel proceso donde el alumno toma la responsabilidad del proceso de aprendizaje, viéndose obligado a usar su capacidad intelectual, ofreciéndole la oportunidad de tomar decisiones sobre los diversos aspectos del proceso de aprendizaje y se le permite hacer la autorregulación”. Aunque el aprendizaje activo o experiencial, de una forma u otra, se ha estudiado durante siglos, el término aprendizaje activo nunca ha sido definido con precisión en la literatura educativa; según afirma Ragains (1995) algunas características generales son comúnmente asociadas con el uso de estrategias que promueven el aprendizaje activo en el aula, ejemplo:

- Los estudiantes participan más de lo que atienden.
- Se pone menos énfasis en la transmisión de información y más en el desarrollo de habilidades de los estudiantes.
- Los estudiantes participan en actividades (por ejemplo, leer, discutir y escribir).
- Mayor énfasis en la exploración de sus propias actitudes y valores de los estudiantes.

Keyser cita a, Bonwell y Eison (1991) quienes sugieren que el aprendizaje activo se debe definir como cualquier actitud que involucre a los estudiantes en “hacer las cosas y pensar en lo que están haciendo”. La importancia radica en aplicar muchas técnicas para obtener que los estudiantes comprendan y se motiven por aprender, mediante el aprendizaje experiencial, el aprendizaje cooperativo, ejercicios de resolución de problemas, tareas de escritura, actividades de expresión oral, la discusión en clase, los métodos de estudio de casos, simulaciones, juegos de rol, enseñanza entre pares, el trabajo de campo de estudio independiente, las tareas de la biblioteca o la instrucción asistida por computadores. El método de aprendizaje activo elegido dependerá de la situación, es decir, sobre lo que se enseña y el nivel de los estudiantes.

Finalmente se puede entender el aprendizaje activo como una gran dimensión que encierra el aprendizaje colaborativo, aprendizaje cooperativo y el aprendizaje basado en problemas. Comprender cada uno de ellos nos aproxima a entender sus características propias. El aprendizaje colaborativo es “referido a cualquier método de enseñanza en el que los estudiantes trabajan juntos en pequeños grupos hacia un objetivo común”. Mientras que el aprendizaje cooperativo se puede definir como “una forma estructurada de trabajo en grupo donde los estudiantes persiguen objetivos comunes, marcando como diferencia la evaluación de forma individual”. Finalmente, el aprendizaje basado en problemas es “un método de instrucción donde se introducen problemas relevantes al inicio del ciclo de instrucción y utilizan un contexto matizado para brindar la motivación del aprendizaje”. Este último método de enseñanza siempre es activo y por lo general colaborativo (Keyser, 2000). Por lo tanto los profesores como verdaderos protagonistas del proceso de enseñanza-aprendizaje de la Química somos el centro de atención de los alumnos. Está en nuestras manos el interesarlos por muy desmotivados que lleguen a clase. La motivación depende, en gran medida, de cómo presentemos los problemas, de las estrategias que les proponamos y especialmente de las expectativas positivas del propio profesor respecto del éxito de cada uno de sus estudiantes. Lograr un aprendizaje activo nos es fácil pero aplicar el aprendizaje activo como metodología de aula aporta de manera significativa al crecimiento cognitivo del estudiante, fortalece su interés y actitud por las ciencias (Vilches & Furió, 1997).

#### **4.6 Fundamentos básicos en química como apoyo disciplinar en las demostraciones**

La química es el estudio integrado de la preparación de sustancias, propiedades, estructura, y reacciones de los elementos y sus compuestos, la energía involucrada en los procesos, así como de los sistemas que lo conforman. Sus aspectos de enseñanza y aprendizaje frente a un tema en particular, deben ser abordados de forma atractiva y concreta, sin dejar de lado o desconocer la importancia de la claridad, coherencia y veracidad de los conceptos que se abordan.

Las demostraciones en el aula más allá del enfoque pedagógico, deben tener muy buenos cimientos conceptuales en la disciplina, fundamentados en teorías veraces y principios universales ausentes de errores con un enfoque particular para que sean delimitados por el docente que quiere transmitirlos, pero que a la vez concedan al estudiante el punto de inicio para incentivar la curiosidad y creatividad por las ciencias. Por tal razón se fundamentará cada una de las demostraciones en el aula con definiciones claras y concretas sobre lo que se pretende ilustrar desde el enfoque puro de la ciencia química.

#### **4.6.1 Enlace químico**

Para establecer el concepto de enlace químico es importante remitirnos a uno de los autores más contribuyentes a este concepto Gilbert Newton Lewis, quien en 1916 introdujo la teoría del enlace químico como par de electrones compartido, postulado que revolucionó la química. Pero no fue sino hasta 1923 que publica en la American Chemical Society, su trabajo *Valence and the Structure of Atoms and Molecules*, en el cual suministró una larga discusión sobre la valencia electrostática y sugirió estructuras electrónicas de algunas moléculas en las que los electrones se relacionan con dos núcleos (Pauling, 1984).

Según afirma Pauling (1984) la principal contribución G. N. Lewis a la química fue la idea de que el enlace químico es en todo momento una propiedad compartida de un par de electrones entre dos átomos. Lewis también, utiliza el concepto de enlace covalente propuesto por Langmuir al igual que el uso de los ocho electrones (llamado el octeto) ubicando en las esquinas de un cubo, sugirió que los electrones se encuentran en pares en las esquinas de un tetraedro. De esta manera se podría atribuir a la molécula de acetileno una estructura con un triple vínculo de tres pares de electrones compartidos situados en los ángulos de la cara común de los tetraedros de dos carbonos. Lewis discutió el carácter iónico parcial de los enlaces covalentes debido a que el par de electrones está a medio camino entre dos átomos idénticos pero se puede desplazar hacia uno u otro átomo diferente.

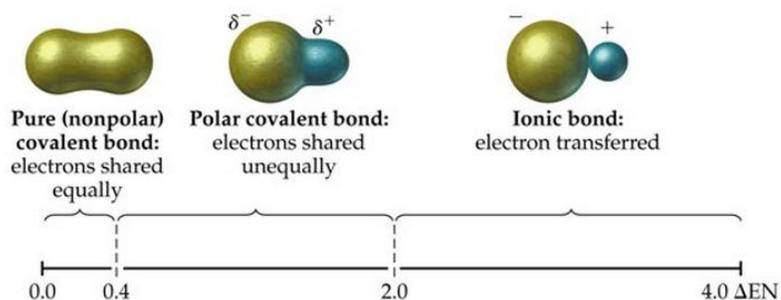
Otro gran contribuyente a este concepto es Irving Langmuir, quien contribuyó con ideas importantes como la de electroneutralidad, principio que postula que los átomos en

una molécula poseen electrones a un grado tal que puedan mantener la carga eléctrica de cada átomo cercano a cero. Introdujo el concepto de isósteros, señalando que las moléculas con un número igual de núcleos y un número igual de electrones totales en general tienen muy cerca las mismas estructuras y llegó a la conclusión de que el  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  y otras moléculas covalentes tienen tendencia a ser lineales (Pauling, 1984). En la historia del enlace químico, la mecánica cuántica de la década de 1930 fue relevante; un ejemplo de ello fue la escala de electronegatividad de los elementos. Concepto formulado en 1933 mediante el análisis de la disminución de la entalpía de reacción que acompaña la formación de los enlaces simples entre los átomos. Esta idea básica, sugiere que el carácter iónico parcial de un enlace hace que sea más estable, con una energía más baja, que en un enlace covalente. Este vínculo real permite establecer que un enlace covalente con carácter iónico parcial es más estable que el enlace covalente puro.

El enlace químico surge de la inferencia de que la mayoría de los átomos en la naturaleza no se encuentran aislados y la tendencia de los átomos es mantener una atracción electrostática, que aumenta las atracciones y disminuye las repulsiones. Estas fuerzas de atracción son constantes entre diversos átomos, para formar moléculas o iones, cuya predisposición es la de mantenerse unidos y de esta forma liberar energía, que resulta en un conjunto de átomos con estados energéticos más estables con relación a aquellos que permanecen aislados (Estevez & Quintana, 2012). Estas interacciones energéticas son las responsables de mantener la unión entre entidades químicas denominadas moléculas. Robert S. Mulliken, quien recibió el Premio Nobel de Química en 1966 por su trabajo sobre los estados de enlace químico define que: “Una molécula puede ser pensada ya sea como una estructura construida de átomos unidos por fuerzas químicas o como una estructura en la que dos o más núcleos se mantienen en una configuración geométrica definida por fuerzas de atracción de una nube circundante de electrones” (Dekock, 1987). Esta unión de átomos libera energía debido a las fuerzas de atracción que existen entre ellos, y de esta forma llegar a un estado energético más estable. Por tal razón para perturbar ese estado energético estable y romper los enlaces, se hace necesario suministrar energía suficiente para vencer estas fuerzas de atracción que mantiene la unión.

Dekock (1987) cita a Kutzelnigg quien afirma que "El enlace químico es un fenómeno muy complejo que escapa a todo intento de descripción simple". Por tal razón trataremos de dar una aproximación a tan amplio concepto sin perder de vista el hecho de que se trata de modelos simplificados del enlace químico. Inicialmente es necesario comprender que los átomos de los diferentes elementos se combinan, entre sí para formar moléculas y una de las propiedades de cada átomo es que en la formación de moléculas, se combinan formando siempre un mismo número de enlaces a esto se le denomina valencia, que en alguna medida es el número de enlaces que es capaz de formar un átomo al combinarse; esta valencia es independiente del compuesto del cual haga parte o tipo de enlace que forme (Aytekin, Burçkin , & Gonca, 2014). La valencia y el tipo de enlace que tienen los átomos al combinarse dependen de su configuración electrónica, es decir el número de electrones que posee y su distribución en niveles de energía, siendo los electrones de las regiones más externas los involucrados en la formación de enlaces químicos (Ogilvie & Ramirez, 2012). Una propiedad atómica que se asocia ampliamente con el enlace químico es la electronegatividad propuesta por Linus Pauling, es una escala arbitraria fundamentada en las energías de enlace, que define la capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones, o densidad electrónica, para formar un enlace. Como se observa en la figura 2 esta es la propiedad que ayuda a comprender y clasificar los diferentes tipos de enlace o interacción entre átomos como lo son el enlace iónico y covalente (Rayner, 2000).

**Figura 2. Caracterización de enlace químico por electronegatividad**



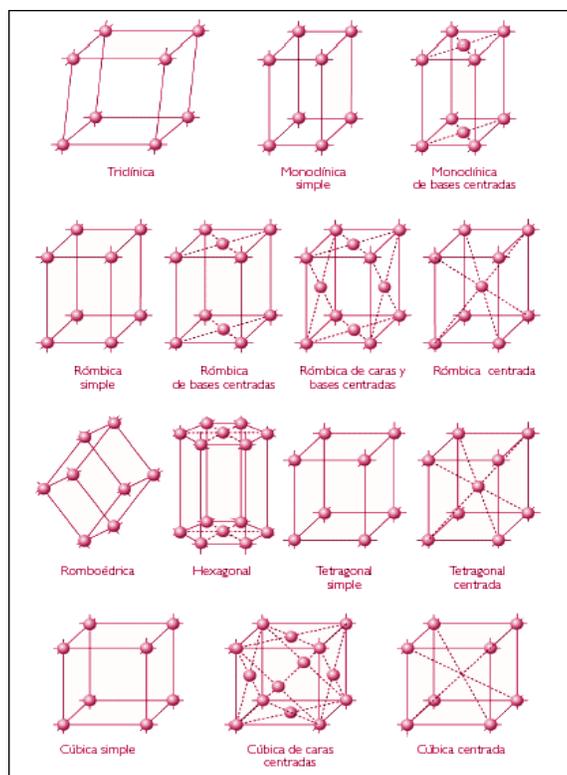
Fuente: Abalos (2015).

El enlace iónico es una fuerza de naturaleza electrostática y ésta es la responsable de la unión de varios átomos con bajo potencial de ionización que pueden perder fácilmente electrones para formar cationes con otros átomos que presentan una elevada electronegatividad y afinidad electrónica, que al capturar fácilmente electrones forman aniones. Las fuerzas electrostáticas generan interacción entre cationes y aniones, para la formación del enlace químico (Aytekin, *et al.*, 2014). La mayor parte de los compuestos iónicos se forman por la combinación de elementos ubicados cerca de los extremos opuestos de la tabla periódica. Estos compuestos por lo general son óxidos, sulfuros o haluros de metales electropositivos. La característica principal de los sólidos iónicos es la de iones con cargas opuestas unidos entre sí por acción de fuerzas de Coulomb, que consisten en iones metálicos con potenciales de ionización relativamente bajos, mientras que los átomos o radicales no metálicos deben tener afinidades electrónicas relativamente grandes (Cotton & Wilkinson, 1969).

Los enlaces simples son los que resultan de atracciones entre iones de carga opuesta, como en la mayoría de los sólidos cristalinos. Desafortunadamente, incluso los sólidos cristalinos simples tienen complicados patrones de conectividad entre los átomos en comparación con moléculas simples. Por ejemplo, en un solo cristal de sal de mesa ordinaria, cada átomo de sodio está rodeado por seis átomos de cloro y viceversa (DeKock, 1987). Estas atracciones entre átomos se denominan enlace iónico que es la simple atracción electrostática entre un ion positivo (catión) y un ion negativo (anión) (Rayner, 2000). Este se caracteriza por la formación de redes cristalinas donde cada anión está rodeado por un número determinado de cationes y cada catión a su vez está rodeado por un número determinado de aniones. Estas interacciones entre iones son denominadas números de coordinación (Cotton & Wilkinson, 1969). Los compuestos iónicos tienden a la formación de redes de cristales que son procesos donde la mayor parte de la energía liberada se debe a la organización de los iones en la red cristalina. Esa energía se denomina energía reticular o de red; entre mayor es la energía de red mayor es la estabilidad del compuesto. En general, los aniones son mucho más grandes que los cationes; por tanto, son los aniones los que constituyen el armazón y los cationes, de menor tamaño, encajan en los huecos (llamados intersticios) entre los aniones (Rayner, 2000). La forma esquemática de

representar el estado sólido de los compuestos iónicos se denomina modelo electrostático de esferas rígidas, que representa el empaquetamiento de la red iónica de acuerdo a sus fuerzas reticulares (Cotton & Wilkinson, 1969). En la figura 3 se muestran algunos ejemplos de las posibles formas de empaquetamientos de sólidos iónicos.

**Figura 3. Redes espaciales Cristalinas.**



**Fuente: Navia & Cortes (2015)**

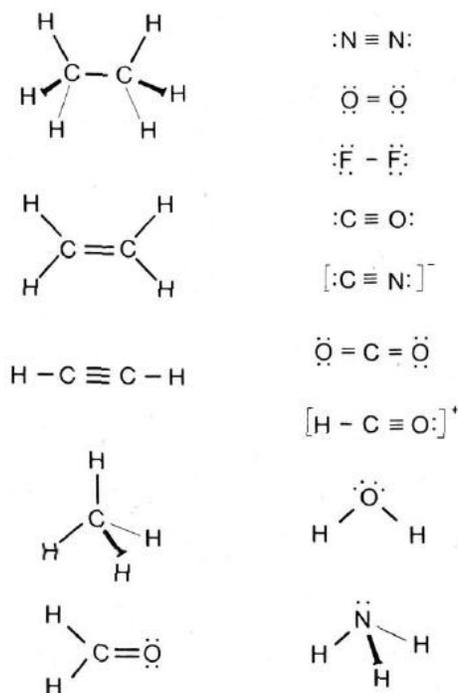
El enlace covalente tiene a G.N. Lewis como su gran precursor, quien sugirió en 1925 la importancia de los electrones de valencia para entender el enlace covalente como la unión de dos átomos, mediante la compartición de electrones de su región más externa o capa de valencia, que una vez compartidos no pertenecen a ninguno de los dos átomos; los electrones se encuentran en un estado internuclear, denominado nube electrónica (Rayner, 2000). En este tipo de enlace el supuesto de pérdida o ganancia de electrones no existe, debido a que la electronegatividad de los átomos involucrados es semejante, no hay transferencia neta de electrones y de esta forma el sistema alcanza un nivel más bajo de

energía (Pauling, 1984). Una de las metodologías básicas de estudio del enlace es conocido comúnmente como las “estructuras de punto electrón de Lewis”, que se presentan habitualmente para varias moléculas simples. En estas estructuras se señalan conceptos como: pares de electrones, regla del octeto de electrones, relación entre pares libres vs pares enlazados, y la característica de que en una molécula existan enlaces simples o enlaces múltiples (Dekock, 1987). Su aplicación también es fundamental para predecir qué sistemas moleculares serán reactivos, y la predicción de la forma molecular a través del método de repulsión de pares de electrones capa de valencia (Aytekin, *et al.*, 2014).

Múltiples publicaciones proponen los diferentes mecanismos para la construcción adecuada de la estructura de puntos de Lewis en una molécula; sin embargo, existen directrices básicas para el proceso de formulación. Por tal motivo, invitamos al lector a revisar a Dekock (1987) quien en su trabajo *The Chemical Bond* propone un conjunto probable de parámetros a tener en cuenta en la formulación de las estructuras de punto electrón de Lewis.

La aplicación de estos parámetros facilita la construcción de las estructuras de punto electrón de Lewis en moléculas simples, como se observa en la figura 4, estructuras de carácter plano, donde se identifica la multiplicidad de enlaces y organización estructural de los electrones. Estas estructuras también predicen en gran parte la disposición tridimensional de los átomos de una molécula o geometría molecular. El fundamento de este enfoque es la suposición de que los pares de electrones de la capa de valencia de un átomo se repelen entre sí. La geometría que finalmente adopta la molécula es aquella en donde la repulsión es mínima (Chang & College, 2002). El enfoque para estudiar la geometría molecular se conoce como modelo de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV). En la figura 4 se observan algunos ejemplos de moléculas simples en su organización tridimensional de acuerdo a los pares electrónicos que rodean el átomo central en términos de repulsión electrostática.

Figura 4. Estructuras de punto electrón de Lewis para algunas moléculas simples.



Fuente: Dekock (1987)

Figura 5. Geometría de algunas moléculas sencillas de acuerdo al modelo (RPECV).

Molecular shape	Example	Molecular shape	Example
 linear	$BeH_2, CO_2$	 tetrahedral	$CH_4, CF_4,$ $SO_4^{2-}$
 trigonal planar	$SO_3, BF_3$	 trigonal pyramidal	$NH_3, PF_3,$ $AsCl_3$
 angular	$SO_2, O_3$	 angular	$H_2O, H_2S,$ $SF_2$

Fuente: Dekock (1987)

En 1937 Linus Pauling concibió un modelo que implicaba la superposición de orbitales atómicos. Los orbitales atómicos se convierten entonces en un método más refinado y útil para explicar la manera de cómo los átomos se combinan para formar moléculas covalentes; sin embargo, cuando se aplica a moléculas que contienen más de dos átomos se convierte en un método algo complejo. Por tal razón, se invita al lector a revisar textos como Cotton & Wilkinson (1969), Atkins & De paula (2007) o Rayner (2000), si se desea profundizar en las teorías del orbital atómico. También es de anotar que esas teorías están siendo reevaluadas gracias a la mecánica cuántica y hoy en día se prefiere hablar de densidades electrónicas.

Podemos concluir que desde varias perspectivas siempre se entenderá el enlace químico como una interacción de fuerzas electrostáticas de atracción y repulsión que se fundamenta en la interacción de cargas que mantienen la unión. Por tal motivo hablamos de interacciones de fuerzas iónicas, covalentes polares y apolares en donde un átomo ejerce mayor atracción por los electrones que otro (Ogilvie & Ramirez, 2012), dando origen a la multiplicidad de moléculas con naturalezas y propiedades diversas. La formación de todo enlace libera energía, su ruptura la consume (Trujillo). La formación de enlaces está condicionada por la segunda ley de la termodinámica. La formación de un enlace a partir de dos partículas separadas tiene un  $\Delta S$  negativo, pero ocurre por tener también un  $\Delta H$  negativo. El resultado de tal formación de enlace es un  $\Delta G$  negativo (a temperatura baja) o una dispersión neta de la energía del universo.

#### **4.6.2 Conductividad de compuestos en disolución**

Otra de las propiedades de los compuestos que permite conocer algo más de la naturaleza íntima de los enlaces es su comportamiento frente al paso de la corriente eléctrica. Cualquier átomo está formado por partículas con cargas eléctricas, sin embargo es aventurado decir que cualquier sustancia debe conducir la corriente eléctrica (Garritz & Chamizo, 1998). La realidad es que esto no ocurre en todos los casos, por lo cual, conocer el principio de conducción, qué sustancias conducen, cuáles no y en qué condiciones lo hacen, es relevante para establecer la conductividad eléctrica de sustancias. Según afirma

Hawkes (2009) siempre que se hace una aproximación a la conductividad del metal muchas veces no se tiene en cuenta que la conductividad, semiconductividad, y no conductividad son procesos continuos, en donde una sustancia pasa a través de una transición metal-aislante. Un aislante puede ser convertido a un conductor y un fluido conductor puede ser convertido en un aislante. Surge esta interconvertibilidad porque el mar de electrones que es la base de la conductividad del metal puede ser formado solo si, la densidad es suficientemente alta para que los átomos estén lo suficientemente cerca uno del otro y que sus electrones externos pueden ser afectados simultáneamente por más de un núcleo, de modo que puedan deslocalizarse para formar el mar de electrones, en caso contrario actuará como un aislante.

Según afirman Petrucci, *et al.* (2003) la conductividad eléctrica se puede definir como la capacidad de un cuerpo, de permitir el paso de la corriente eléctrica a través de sí. Esta puede presentarse en los diferentes estados de la materia dependiendo de la naturaleza de la sustancia. Cuando un material no permite el flujo de corriente eléctrica se considera aislante, aunque de acuerdo con Edwards, *et al.* (2014) cualquier sustancia aislante también se puede convertir en un conductor cuando está suficientemente comprimido. Un caso famoso de esto es el gas de hidrógeno que rodea a Júpiter, que por sus altas presiones cerca de la superficie del planeta, actúa como hidrógeno metálico y es un conductor, también se ha demostrado que el xenón, azufre y oxígeno se convierten de elementos no metálicos a metales a presiones similares y por lo tanto se convierten en conductores. Por tal razón Hawkes (2009) establece que "en principio y de hecho, a menudo en la práctica, es posible transformar cualquier aislador tenazmente resistivo, en un metal o material altamente conductor y viceversa" (p. 430).

Sin embargo nuestro interés está más enfocado en identificar la capacidad de una sustancia para conducir la corriente eléctrica y sus medios de propagación. Por tal razón, es necesario iniciar por indagar y comprender cuáles son los medios en los que esto se puede presentar. Según Whitten, *et al.* (1992) la gran mayoría de los compuestos no conductores en estado sólido son iónicos y covalentes apolares; sin embargo, estos presentan una buena conductividad disueltos en agua destilada, algunos ejemplos son: el cloruro de sodio, el

fenol, el ácido acético, entre otros. Es importante establecer que la conductividad en medio líquido de las especies depende de la formación de iones solvatados, que se atraen fuertemente entre sí, hacen que en medio acuoso el flujo de corriente se desplace con mayor facilidad (Rayner, 2000). Estas fuerzas que en estado líquido permiten la conductividad de corriente, en estado sólido son las responsables de que las moléculas se mantengan firmemente unidas y empaquetadas con una variación de cargas opuestas, como en el cloruro de sodio.

Finalmente, es importante dar claridad acerca de ¿Por qué una sustancia iónica sólida no puede conducir corriente mientras que en estado acuoso sí? Hawkes (2009) afirma que en estado sólido los compuestos iónicos tienen una organización molecular muy empaquetada y los iones no tienen movilidad suficiente para permitir el transporte de cargas a través de la materia, por ello cuando sufren un proceso de fundición o disolución desaparecen las interacciones multidireccionales, formando iones (especies químicas que presentan carga positiva o negativa), estos átomos cargados quedan separados y libres para moverse, lo cual permite el paso de la corriente eléctrica. Una propiedad de los compuestos iónicos es la de conducir electricidad en disolución. Rayner (2000) sugiere dos características importantes para que se dé una buena conductividad en disolución, la primera de ellas, la cantidad del compuesto disuelto debe ser amplia, lo cual generará una mayor concentración y por ende una mayor cantidad de iones, así se ampliará la capacidad de conducción eléctrica. La segunda característica depende de la naturaleza del soluto, el cual debe tener la capacidad de liberar electrolitos, que, por definición son sustancias que al disolverse en agua aumenta la conductividad eléctrica en medio acuoso; usualmente en solventes polares como el agua, para la formación de disoluciones altamente electrolíticas.

#### **4.6.3 Espectros de emisión de metales en solución a la llama**

Hay considerable evidencia de que el análisis del espectro tuvo su origen en el oeste de Pensilvania. En 1854, el Dr. David Alter, un médico de Freeport, Pensilvania, quien publicó en su obra titulada: "Ciertas propiedades físicas de la luz producida por la combustión de diferentes metales en una chispa eléctrica refractada por un prisma". En su

publicación mostró un gráfico de las líneas de color o bandas de doce metales. De esta manera allanó el camino para el análisis del espectro mediante la demostración de líneas espectrales de bronce que correspondieron a las de cobre y zinc (Retcofsky, 2003). Seis meses más tarde, se extendió su trabajo para incluir los espectros de seis gases (incluidos las hasta ahora desconocidas líneas de Balmer del hidrógeno). Pero no fue sino hasta 1860 que Kirchoff y Bunsen publicaron su trabajo "Emisión de análisis espectroquímico" en el que se registraron los espectros de dos metales alcalinos y seis metales alcalinotérreos, mostrando la presencia de muchos de estos elementos en una variedad de materiales de origen natural.

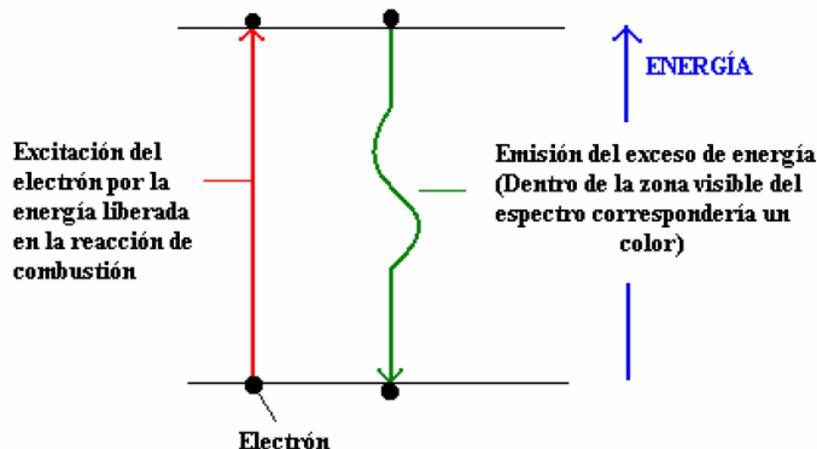
Los espectros de emisión son considerados espectros continuos o líneas de radiación emitidas por las sustancias, que se observan al energizar una muestra de material mediante energía térmica o, cualquier otra fuente de energía como una descarga eléctrica. Los espectros de átomos en fase gaseosa no muestran una distribución continua de longitudes de onda del rojo al violeta; más bien, los átomos producen líneas brillantes en distintas partes del espectro visible, que corresponden a la emisión de luz y color a ciertas longitudes de onda (Chang & College, 2002). Esta parte del espectro visible para el ojo humano es el color, considerado como un fenómeno físico de la luz, asociado con las diferentes longitudes de onda en la zona visible del espectro electromagnético. La luz visible está formada por vibraciones electromagnéticas cuyas longitudes de onda van de unos 350 nm a unos 750 nm. Donde la longitud de onda de 750 nanómetros se percibe como roja, y la luz con la longitud de onda de 350 nanómetros se percibe como violeta. Las luces de longitudes de onda intermedias se perciben como azul, verde, amarilla o anaranjada.

Los átomos y los iones están constituidos en su interior, por una parte central muy densa, cargada positivamente, denominada núcleo y por partículas negativas llamadas electrones, las cuales rodean al núcleo a distancias relativamente grandes, tomando como referencia el tamaño del núcleo. La energía está cuantizada y los electrones que se mueven alrededor del núcleo se encuentran en niveles de energía particulares y definidos. Cada nivel tiene una capacidad máxima para albergar electrones. Los electrones pueden cambiar de nivel energético, pero como consecuencia de la segunda ley de la termodinámica,

intentarán ocupar los niveles energéticos más bajos posibles. Debido a este hecho, cuando un electrón pasa de un nivel energético mayor a uno menor, emite energía en forma de fotones. Esta energía emitida es lo que llamamos espectro de emisión del átomo (Maynard, 2008). Al estimular las sustancias en estado gaseoso mediante calentamiento o descargas eléctricas, podemos conseguir que sean capaces de emitir radiación electromagnética discontinua o espectro de emisión (Whitten, *et al.*, 1992).

Al suministrar energía calorífica a una sustancia metálica los electrones más externos de esta son excitados a niveles de energía superiores como se observa en la figura 6 debido a las grandes cantidades de energía que se liberan en la reacción de combustión. Sin embargo, los electrones suelen tender a volver rápidamente al nivel energético que ocupaban antes de la excitación. Por ello, para tomar el camino de vuelta deben emitir el exceso de energía que han adquirido con la combustión, lo que nos permite observar el color (Maynard, 2008).

**Figura 6.** Representación de los cambios energéticos que sufre un electrón al suministrar energía.

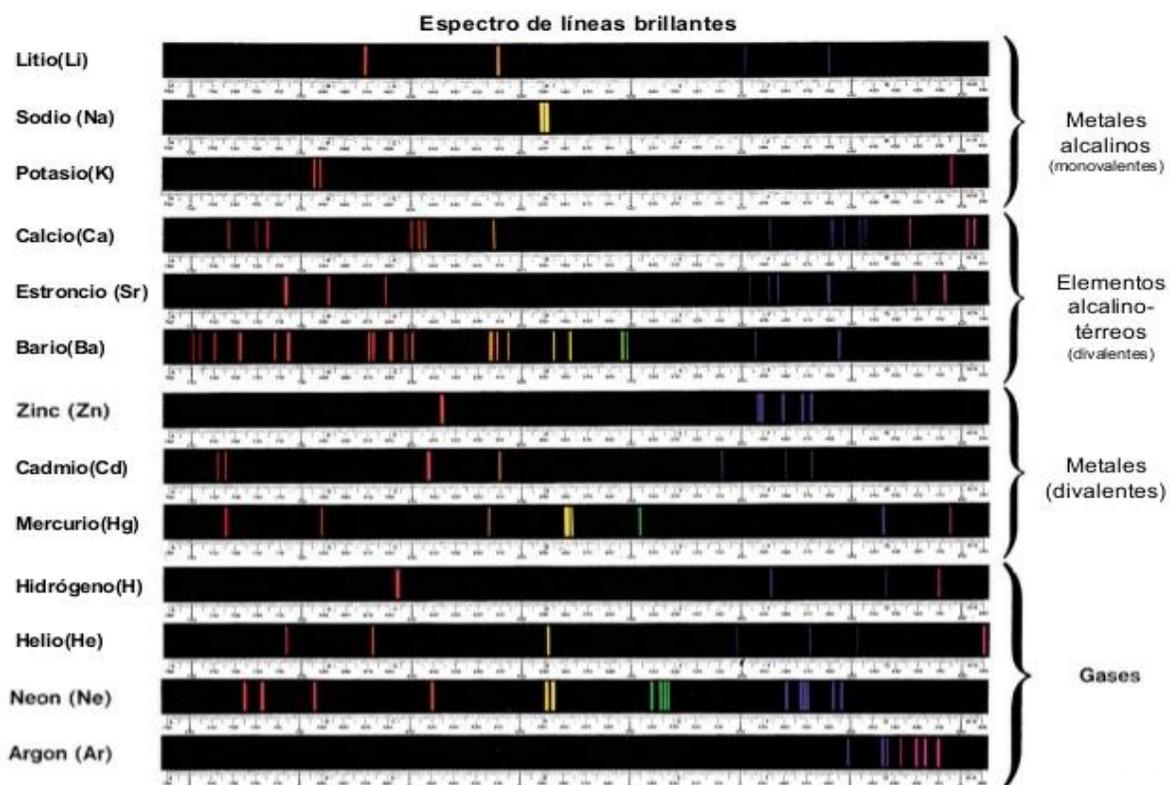


**Fuente:** Rayner, (2000)

Cada átomo emite radiación en determinada frecuencia, produciendo una serie de líneas en un espectro que pueden ser medidas por patrones de superposición. Todo elemento químico excitado de forma adecuada emite siempre las mismas rayas a la misma frecuencia, son características propias de él por lo tanto sirven para identificarlo

(Kuntzleman, *et al.*, 2012). Esta propiedad se cumple si el elemento está puro o mezclado con otros, por lo tanto es una técnica básica de análisis en identificación atómica. De esta manera, un determinado elemento da lugar a una serie de radiaciones características que constituyen su espectro de emisión, que puede considerarse como su "huella dactilar"; en la figura 7 se observan algunos ejemplos de espectros de emisión de metales y gases.

**Figura 7. Espectros de emisión de algunos elementos.**



*Fuente: Chang & College (2002)*

Según afirma Maynard (2008) este principio es muy utilizado en la pirotecnia, debido a que los vapores de ciertos elementos en combustión imparten un color característico a la llama. Esta coloración en la llama es causada por un cambio en los niveles de energía de algunos electrones de los átomos y elementos en reacción. Donde la coloración del elemento es siempre la misma, independientemente de si el elemento se

encuentra en estado libre o combinado con otros. Ciertos colores, sin embargo, son más intensos y más brillantes, enmascarando a aquellos de menor intensidad. El color amarillo del sodio, por ejemplo, opacará parcialmente a todos los demás, como se muestra en la tabla 1. Estas llamas coloreadas permiten también detectar cualitativamente elementos en técnicas de análisis como emisión atómica.

**Tabla 1. Diferentes coloraciones de metales puestos a llama**

<b>ELEMENTO</b>	<b>COLOR DE LA LLAMA</b>	<b>INTENSIDAD</b>
Ba	Verde Claro	Baja
Ca	Rojo - Anaranjado	Media
Cu	Azul verde - intenso	Media
Cr	Amarillo	Media
Cs	Rojo Claro	Media
In	Violeta - Rosado	Media
K	Violeta	Alta
Li	Rojo - Intenso	Alta
Na	Amarillo	Muy Alta
Pb	Azul Gris Claro	Escasa
Sr	Rojo	Media

Tomado de: <http://www.frlp.utn.edu.ar/grupos/aepeq/textespect3.html>

#### **4.6.4 ¿Qué son los sistemas coloidales?**

En la naturaleza no abundan las sustancias puras. La mayor parte de sustancias que manejamos son mezclas, algunas de las cuales denominamos disoluciones. Cuando hablamos de disoluciones nos referimos a sistemas de más de un componente en los que distinguimos un solvente (componente normalmente en mayor proporción) y uno o más solutos. Las disoluciones son sistemas termodinámicamente estables, es decir sistemas que se encuentran en un estado energético menor que el de los componentes separados. Además, en la gran mayoría

de los casos el soluto está constituido por partículas que no superan 1 nm (Whitten, *et al.*,1992). También existen disoluciones con macromoléculas, como proteínas, polisacáridos, polímeros etc., que pueden también formar disoluciones. Estos sistemas, sin embargo presentan propiedades particulares por el tamaño de la partícula lo que hace que se consideren como un tipo especial de sistemas dispersos o sistemas coloidales (Rodríguez, 2006).

Un coloide se define como una dispersión de partículas de una sustancia (fase dispersa) entre un medio dispersor, formado por otra sustancia. Las partículas coloidales son mucho más grandes que las molécula comunes; miden entre  $1 \times 10^3$  pm a  $1 \times 10^6$  pm. Estas suspensiones coloidales también carecen de la homogeneidad de una disolución común (Atkins & De paula, 2007).

El nombre que recibe la fase dispersa depende de las dos fases implicadas. Un sol es una dispersión de un sólido en un líquido (como agregados de átomos de oro en agua) o de un sólido en otro sólido (como un cristal de rubí, que es óxido de aluminio con impurezas de hierro, cromo y otros metales, que adquiere su color por dispersión). Un aerosol es una dispersión de un líquido en un gas (como la niebla y muchos pulverizadores) o de un sólido en un gas (como humo) (Sanromá, 1996). Una emulsión es una dispersión de un líquido en otro líquido (como la leche). Los coloides se pueden clasificar en liófilos que atraen el disolvente; y liófilos, que repelen el disolvente. Si el disolvente es agua se puede usar el término hidrófilo e hidrófobo (Wilson, 1962).

En los sistemas coloidales el tamaño de las partículas es demasiado grande para que las llamadas disoluciones coloidales se comporten como las disoluciones moleculares ordinarias. Por otra parte, el tamaño de partícula es suficientemente pequeño para que el movimiento Browniano prevenga la sedimentación en el campo de gravedad. Como el tamaño de partícula es demasiado pequeño para que se pueda realizar una observación microscópica con luz visible, no se pueden ver las partículas directamente, sino a través del efecto Tyndall producido por la difusión de luz (Wilson, 1962). Tyndall señaló que tal luz opalescente se halla parcialmente

polarizada, en particular cuando se le observa perpendicularmente a la trayectoria del rayo original. Al principio se supuso que la opalescencia era una propiedad exclusiva de las partículas en estado gaseoso, pero esta difusión de la luz o turbidez en disoluciones hace parte de lo que se conoce como el efecto Tyndall. (Sanromá, 1996). Según afirma Wilson (1962) desde el punto de vista del observador humano, una solución coloidal es un sistema monofásico. Sin embargo, es un sistema con propiedades muy particulares como:

- ✓ **Propiedades eléctricas:** toda partícula coloidal está eléctricamente cargada, la carga varía su magnitud de acuerdo a la naturaleza del material coloidal y puede ser positiva o negativa. La estabilidad de los coloides depende de su carga eléctrica. Los de igual signo se repelen y no dejan formar aglomerados de muchas partículas.
- ✓ **Movimiento browniano:** las partículas coloidales son bombardeadas por moléculas del medio de dispersión y por su pequeño tamaño y masa se mueven de manera efervescente. Este movimiento se creía debido a materia viva, pero Brown en 1827, mostró que la materia inerte también exhibía este fenómeno. Este movimiento constante y desordenado les impide a los coloides sedimentarse, aunque las partículas sean más densas que el líquido que las rodea.
- ✓ **Efecto Tyndall:** un rayo de luz es diseminado al pasar a través de una suspensión coloidal. El tamaño de los coloides es mayor que la longitud de onda promedio de la luz blanca y por esto interfiere en su paso y la refleja.
- ✓ **Adsorción:** por su gran superficie, los coloides son adsorbentes poderosos. La adsorción preferencial o selectiva, donde se adsorben algunas clases de partículas, según su carga, es la base fundamental de la estabilidad de algunas dispersiones coloidales.

- ✓ **Efecto sobre las temperaturas de ebullición y congelación:** los coloides afectan los puntos de ebullición y congelación de los líquidos que los contienen, o sea siguen la ley de Raoult. Su efecto no es medible con instrumentos ordinarios porque su número es pequeño comparado con el número de Avogadro.
- ✓ **Diálisis:** por su tamaño no atraviesan membranas semipermeables ordinarias. Por esto para separar cristales y coloides se usa la diálisis.

Según afirma Atkins & de Paula (2007) en un sistema coloidal la fase dispersa es termodinámicamente inestable respecto al seno del sistema. Esta inestabilidad se puede expresar termodinámicamente si se tiene en cuenta la variación de energía de Gibbs, que tiene lugar cuando el área superficial de una muestra cambia a presión y temperatura constante. Se deduce entonces, que la estabilidad de los coloides es, por tanto, una consecuencia de la cinética del colapso; los coloides son estables cinéticamente, pero no termodinámicamente. En este punto, se invita al lector a profundizar más sobre la estabilidad de los sistemas coloides en libros como *Química Inorgánica Avanzada* (Cotton & Wilkinson, 1969) y en la revista *Journal of Chemical Education* (Benson, 1962).

Algunos sistemas coloidales de importancia industrial se basan en las interacciones entre las partículas anisométricas. Papel, fieltros, y lubricantes a base de jabón de grasas implican partículas fibrosas, cuya base de fabricación se fundamenta en que las longitudes son mucho menores en dos dimensiones frente a la tercera (Sanromá, 1996). Según Wilson (1962) este modelo elaborado por Van Olphen es un buen ejemplo de una combinación de varios conceptos que son importantes en la química coloidal moderna: los efectos de la asimetría en las interacciones entre los grupos de partículas, las atracciones eléctricas, repulsiones entre partículas, y el efecto de los electrolitos en la gama de estas fuerzas eléctricas son parte del avance y del estudio de las superficies coloidales en semiconductores y catálisis heterogénea.

Finalmente, se puede establecer que los sistemas coloidales, son más comunes de lo que imaginamos convivimos con ellos a diario y en muchas ocasiones los clasificamos como mezclas o disoluciones. Por tal razón es necesario recurrir a unas clasificaciones para los sistemas coloides, basadas en su fase dispersante y fase continua, según afirma Atkins & de Paula (2007). Algunos ejemplos muy comunes de esta clasificación e identificación en entornos cotidianos se muestran en la tabla 2.

**Tabla 2. Clasificación de sistemas coloidales**

Tipo	(ejemplos)	Fase dispersa	Fase continua
Aerosol líquido	(niebla, vaho)	Líquido	Gas
Aerosol sólido	(humo)	Sólido	Gas
Espuma	(cerveza, nata montada)	Gas	Líquido
Emulsión	(mayonesa, leche)	Líquido	Líquido
Sol	(pintura, fluido celular)	Sólido	Líquido
Espuma sólida	(piedra pómez, esponja)	Gas	Sólido
Emulsión sólida	(helado, mantequilla, queso)	Líquido	Sólido
Sol sólido	(acero, ópalo)	Sólido	Sólido
[No existe]		Gas	Gas]

Tomado de: [http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/sedes/manizales/4090020/files/pdf/cap\\_4+.pdf](http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/sedes/manizales/4090020/files/pdf/cap_4+.pdf)

#### 4.6.5 Velocidad en los procesos de reacción

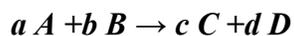
De acuerdo con Benson (1962) la química ha sido objeto de dos grandes revoluciones en el siglo pasado. El primero de ellos fue el desarrollo de la teoría atómica y molecular que provocó un replanteamiento de la química descriptiva y cuantitativa, en términos moleculares. El segundo fue la constatación de que la mayoría de las moléculas tienen estructuras relativamente rígidas, centrando su atención en otros aspectos de las reacciones químicas, como lo son sus mecanismos. De allí que entender una reacción "química" requiere una visualización más amplia desde el punto de vista molecular, en términos de reactivos y productos y también en términos del mecanismo de reacción. Siendo el proceso de reacción un sistema dinámico en el que los átomos se mueven en el espacio de la configuración molecular de los reactivos a la de los productos (Whitten, *et al.*, 1992). Cuando se produce una reacción química, las concentraciones de cada uno de los reactivos y productos va variando con el tiempo, hasta que se produce el equilibrio

químico, en el cual las concentraciones de todas las sustancias permanecen constantes. A este fenómeno se le denomina cinética química que es la parte de la fisicoquímica que estudia la forma y la rapidez con la que se desarrollan las reacciones químicas (Barceló & Solís, 2010)

La cinética química es el área de la química que tiene relación con la rapidez o velocidad, con que ocurre una reacción química. La palabra “cinética” sugiere movimiento o cambio en la energía debido al movimiento; en este caso a la velocidad de una reacción, que es el cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto al tiempo (Chang & College, 2002). Por lo tanto, la cinética informa del tiempo necesario para que se alcance el equilibrio y que a partir de este estudio se pueda conocer el camino por el que transcurre la reacción.

De acuerdo con Connors (1990) tan importante como la posición del equilibrio, es la velocidad a la que ocurren las reacciones, por ejemplo desde un punto de vista termodinámico, el nitrógeno y el oxígeno del aire podrían reaccionar con el agua de los océanos. Sin embargo, la velocidad de la reacción es tan pequeña que no se puede medir. La velocidad de una reacción es la derivada de la concentración de un reactivo o producto con respecto al tiempo tomado siempre como valor positivo. Es decir, es el cociente de la variación de la concentración de algún reactivo o producto por unidad de tiempo, cuando los intervalos de tiempo tienden a cero (Benson, 1962). A continuación se dará una aproximación del concepto de cinética para varios procesos de reacción, teniendo en cuenta la ley de velocidad y algunos órdenes de reacción. Conceptos que se pueden ampliar en Benson (1962), Connors (1990), Cotton & Wilkinson (1969) y Cunningham (2007).

➤ **Velocidad de reacción para un proceso de reacción estándar:**



En este proceso el número de moles de cualquier especie  $i$  ( $i = A, B, C, D$ ) viene dado por  $\eta_i = \eta_i^\circ + \nu_i \xi$ , donde  $\xi$  representa el avance de la reacción,  $\eta_i^\circ$  y  $\eta_i$  son el número de moles de la especie  $i$  antes y después, respectivamente, de que la reacción haya avanzado  $\xi$  unidades,

y  $v_i$  es el coeficiente estequiométrico (negativo para los reactivos y positivo para los productos).

De acuerdo con Connors (1990) La velocidad de reacción ( $v$ ) se expresa como el cambio en el avance de la reacción con el tiempo,  $v = \frac{d\xi}{dt}$ . Si  $\frac{dn_i}{dt} = v_i \frac{d\xi}{dt}$  entonces:

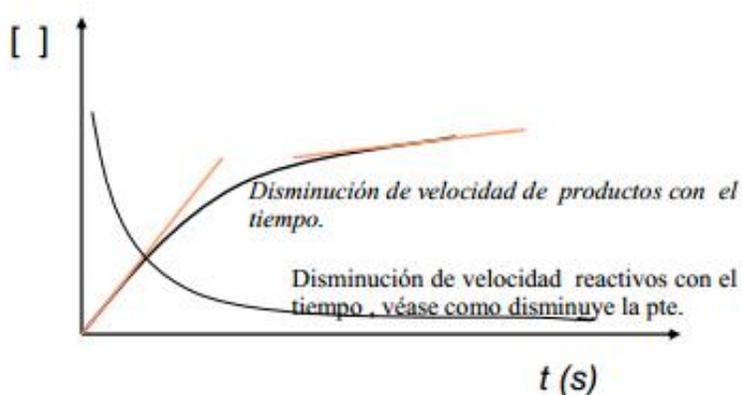
$$v = \frac{d\xi}{dt} = \frac{1}{v_i} \frac{dn_i}{dt} \quad (v = -\frac{1}{a} \frac{dn_A}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dn_B}{dt} = \frac{1}{c} \frac{dn_C}{dt} = \frac{1}{d} \frac{dn_D}{dt})$$

De acuerdo con esta definición, la velocidad de reacción es una propiedad extensiva, puesto que depende del tamaño del sistema. Pero dividiendo por el volumen del sistema ( $V$ ) se transforma en intensiva (Atkins & de Paula, 2007).

$$v = \frac{v}{V} = \frac{1}{V} \left[ \frac{1}{v_i} \frac{dn_i}{dt} \right] = \frac{1}{v_i} \frac{d[i]}{dt}$$

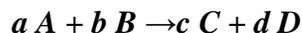
Para la velocidad de reacción a volumen constante donde  $[i]$  son los moles de la especie  $i$  por unidad de volumen, molaridad o concentración. La velocidad es positiva según transcurre la reacción hacia la derecha, es decir según van desapareciendo los reactivos. Como se observa en el gráfico 1.

**Gráfico 1. Variación de la concentración de reactantes con el tiempo.**



**Fuente: Gómez, Gonzales & Viruela (2015)**

➤ **Ley de Velocidad para procesos de reacción estándar:**



Para la mayoría de las reacciones homogéneas (que tienen lugar en una sola fase), se puede escribir una relación empírica entre la velocidad y las concentraciones de los reactivos, esto se conoce como ley de velocidad, ecuación de velocidad o ecuación cinética (Benson, 1962). Esta define que, en general, la velocidad depende de las concentraciones de los reactivos siguiendo una expresión similar a la reacción estándar ilustrada a continuación:

$$v = k[A]^\alpha [B]^\beta$$

En esta expresión [X] (X = A, B) es la concentración de los reactivos,  $\alpha$  y  $\beta$  son los órdenes de reacción con respecto a la especie A y B respectivamente (órdenes de reacción parciales), y k es una constante de proporcionalidad denominada constante cinética, constante de velocidad o coeficiente de velocidad. Esta constante es independiente de la concentración, pero depende de la presión y de la temperatura (aunque la dependencia con la presión es muy pequeña y generalmente no se tiene en cuenta). La suma de los órdenes parciales de reacción es el orden total (o simplemente orden) de la reacción ( $n = \alpha + \beta$ ). Indica la dependencia de la velocidad de la reacción con la concentración y puede ser un número entero, fraccionario o cero (Connors, 1990). Donde es importante señalar que,  $\alpha$  y  $\beta$  con órdenes de reacción no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos. Por lo tanto, la ecuación de velocidad debe determinarse experimentalmente a partir de medidas de velocidades de reacción y no puede ser deducida a partir de la estequiometría (Atkins & de Paula, 2007).

Las leyes de la velocidad también se utilizan para determinar las concentraciones de los reactivos en cualquier momento durante el curso de una reacción. Se mostrará esta aplicación considerando los tipos más sencillos de leyes de velocidad de acuerdo a reacciones de orden cero, primer orden y segundo orden global, junto a la vida media de la

reacción o tiempo requerido para que la concentración de uno de los reactivos disminuya a la mitad de su concentración inicial.

### ➤ Reacciones de orden Cero

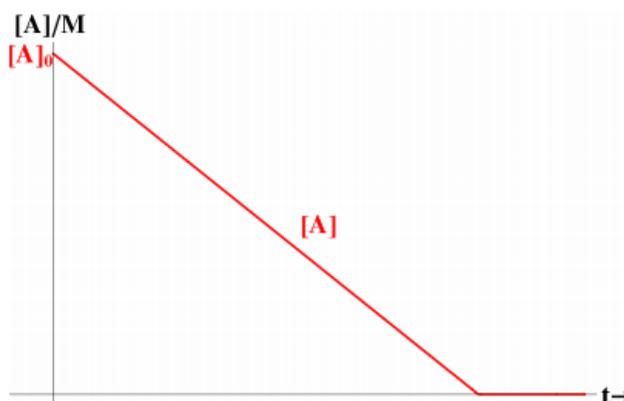
Las reacciones de orden cero se encuentran frecuentemente en reacciones heterogéneas en superficies. La velocidad de reacción en este caso es independiente de la concentración de la sustancia reactiva (Atkins & de Paula, 2007). Para encontrar el comportamiento con el tiempo de esta reacción, la ecuación diferencial de velocidad es:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k$$

Integrando  $\int_{[A]_0}^{[A]} d[A] = -\int_0^t k dt$  tenemos,  $[A] = [A]_0 - kt$

La representación de [A] frente a t da una recta de pendiente  $-k$  y ordenada en el origen  $[A]_0$  como se observa en el gráfico 2.

*Gráfico 2. Ecuación integrada de una reacción de orden cero.*



*Fuente: Connors (1990)*

### ➤ Reacciones de primer orden

Una reacción de primer orden es una reacción cuya velocidad depende de la concentración de los reactivos elevada a la primera potencia (Connors, 1990). Vamos a considerar una reacción del tipo  $aA \rightarrow P$ , cuya ecuación diferencial de velocidad es:

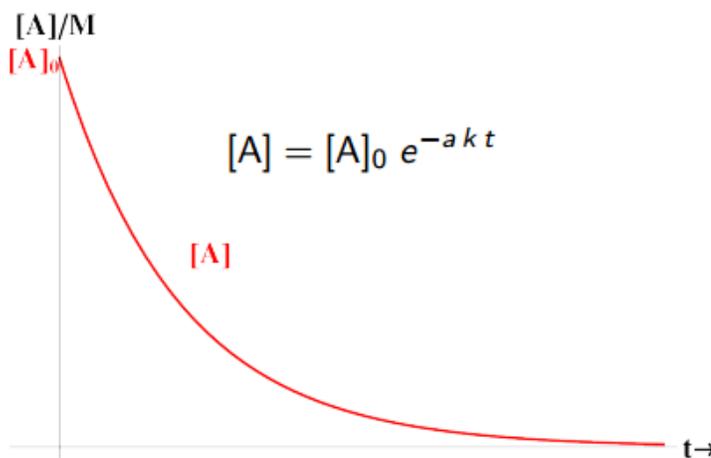
$$-\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k[A] \Rightarrow \frac{d[A]}{dt} = -k_A [A] \text{ (donde } k_A \equiv ak).$$

Integrando se obtiene que:  $\ln[A] = \ln[A]_0 - k_A t$        $[A] = [A]_0 e^{-k_A t}$

Según afirma Connors (1990) la concentración de A decae exponencialmente con el tiempo como se observa en el gráfico 3. La representación de  $\ln[A]$  frente a toda una recta de pendiente  $-k_A$  y ordenada en el origen  $\ln[A]_0$ . Si a  $t = 0$   $[P]_0 = 0$  (solo hay reactivo), para un tiempo  $t$ ,  $[A] + [P] = [A]_0$  y la concentración de producto a cualquier  $t$  vendrá dada por:

*Gráfico 3. Ecuación integrada de una reacción de orden uno.*

$$[P] = [A]_0 (1 - e^{-k_A t}).$$



*Fuente: Connors (1990)*

### ➤ Reacciones de segundo orden

Una reacción de segundo orden es una cuya velocidad depende de la concentración de uno de los reactivos, elevada a la segunda potencia, o de la concentración de dos reactivos diferentes cada uno elevado a la primera potencia (Connors, 1990). El tipo más sencillo comprende solo una clase de molécula como reactivo.

Considerándola una reacción de  $aA \rightarrow P$  de segundo orden con respecto al reactivo A, La ecuación diferencial de velocidad es:

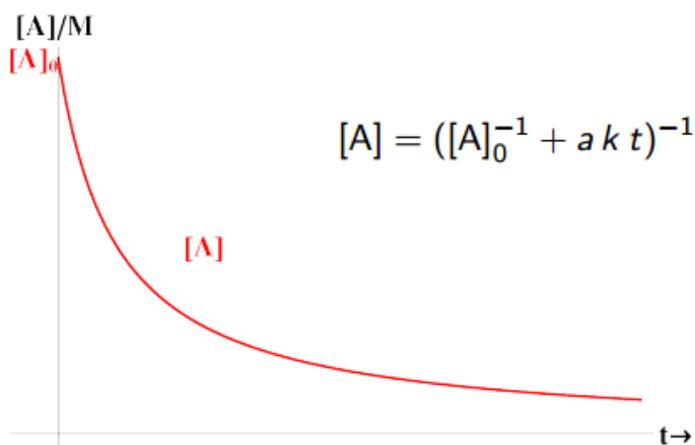
$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \Rightarrow \frac{d[A]}{[A]^2} = -k_A dt$$

En donde  $k_A = ak$  integrando se obtiene que:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k_A t$$

La representación de  $1/[A]_t$  frente a  $t$  da una recta de pendiente  $k_A$  y de ordenada en el origen  $1/[A]_0$ . En el gráfico 4, la representación de  $[A]_0$  contra  $t$ , para la ecuación integrada de una reacción de orden dos.

**Gráfico 4. Ecuación integrada de una reacción de orden dos**



*Fuente: Connors (1990)*

Un caso especial de Segundo orden se presenta cuando se considera la ecuación  $aA + bB \rightarrow P$  de primer orden para cada uno de los reactivos, La ecuación diferencial de velocidad es:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = k[A][B]$$

Las cantidades de A y B que reaccionan son proporcionales a sus coeficientes estequiométricos de forma que:

$$\frac{[B] - [B]_0}{[A] - [A]_0} = \frac{b}{a}$$

Donde la ecuación de velocidad se transforma en:

$$\frac{d[A]}{[A] \left( [B]_0 - \frac{b}{a}[A]_0 + \frac{b}{a}[A] \right)} = -kdt$$

Cuya solución integrada es:

$$\frac{1}{a[B]_0 - b[A]_0} \ln \frac{[B]/[B]_0}{[A]/[A]_0} = kt$$

Hay muchas razones para estudiar la velocidad de una reacción, partiendo de la curiosidad de entender por qué las reacciones ocurren a tan diferentes velocidades, unas tan rápidas como reacciones nucleares en cadena y otras lentas como la restauración del cemento o la conversión de grafito en diamante. Sin importar su complejidad en un nivel práctico la cinética química es de gran utilidad para el mundo, desde el aprendizaje en la escuela hasta el diseño de fármacos, control de la contaminación o procesamiento de alimentos (Benson, 1962).

#### 4.6.6 Factores que influyen en las velocidades de reacción

Mediante el estudio de la cinética de la reacción, los químicos adquieren conocimientos sobre la forma de controlar las condiciones de reacción para lograr un resultado deseado. A pesar de que la velocidad de una reacción depende de la identidad química de los elementos y compuestos involucrados, varios factores pueden afectar la cinética de la reacción entre algunos de ellos están: las concentraciones de reactivos, la temperatura, los estados físicos y áreas superficiales de los reactivos, y las propiedades de disolvente y de catalizador (Atkins & de Paula, 2007). En general, cualquier factor que aumenta el número de colisiones entre las partículas aumentará la velocidad de reacción y un factor que disminuye el número de colisiones entre las partículas disminuirá la velocidad de reacción química. Por ejemplo, el sodio metálico reacciona rápidamente con el agua a temperatura ambiente por su baja energía de ionización, mientras que el calcio lo hace con

lentitud ya que su energía de ionización es mayor (Whitten, *et al.*, 1992). En este apartado trataremos cuatro factores que permiten modificar la rapidez con que ocurren reacciones

#### ✓ **El estado físico de los reactivos**

De acuerdo con Cunningham (2007) para que se produzca una reacción es necesario que las moléculas de los reactivos choquen entre sí. Cuanto más fácilmente chocan las moléculas, con tanta mayor rapidez reaccionan. La mayor parte de las reacciones que se estudian son homogéneas: en ellas participan gases o disoluciones líquidas. Si los reactivos están en fases diferentes, como se presenta cuando uno es un gas y otro es un sólido, su área de contacto limita la reacción. Por tanto, las reacciones en las que intervienen sólidos tienden a avanzar más a prisa si se aumenta el área superficial del sólido (Connors, 1990).

#### ✓ **La concentración de los reactivos**

De acuerdo con la teoría de colisiones, para que se produzca una reacción química tienen que chocar entre sí las moléculas reaccionantes. El número de choques será proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos (Atkins & de Paula, 2007). Este hecho viene recogido en la expresión de la ecuación de velocidad, puesto que esta es proporcional a las concentraciones elevadas a su orden de reacción. Todas las reacciones químicas no catalizadas se llevan a cabo con más rapidez si se aumenta la concentración de uno o más de los reactivos. Según afirma Connors (1990) a medida que la concentración de los reactivos aumenta, la frecuencia de colisión de las moléculas aumenta y esto origina velocidades mayores.

#### ✓ **La temperatura a la que se lleva a cabo la reacción**

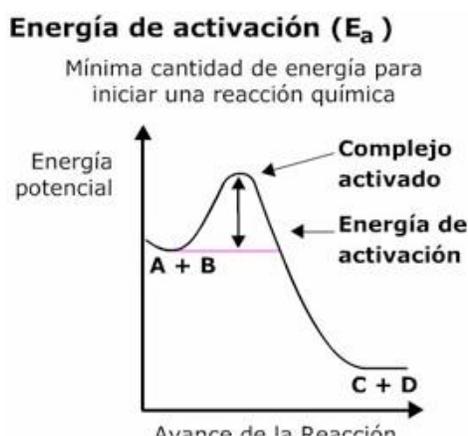
La dependencia de las velocidades de reacción con la temperatura, se debe a la constancia de velocidad de la mayoría de las reacciones. La constante aumenta cuando se incrementa la temperatura. Experimentalmente se observa que para muchas reacciones la representación de  $\ln k$  frente a  $1/T$  es una línea recta. Este comportamiento se expresa matemáticamente introduciendo dos parámetros, uno representando la ordenada en el

origen y otro la pendiente de la recta englobados en la ecuación de Arrhenius (Atkins & de Paula, 2007). De la siguiente forma.

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

El parámetro  $A$  viene dado por la ordenada en el origen cuando  $1/T=0$ , es llamado factor preexponencial y el parámetro  $E_a$  que se obtiene a partir de la pendiente de la recta, se conoce como energía de activación; en conjunto se conocen como parámetros de Arrhenius. Cuando se produce un aumento en la temperatura incrementa la energía cinética de las moléculas, que al moverse con mayor rapidez, y de acuerdo con la teoría de las colisiones chocan con más frecuencia y con mayor energía, logrando de esta manera la energía mínima necesaria para que una reacción se lleve a cabo (Cunningham, 2007). Una colisión con mayor energía que  $E_a$  consigue que los átomos de las moléculas alcancen el complejo activado (o estado de transición), que se conoce como la disposición de máxima energía en la trayectoria de reactivos a productos como se observa en el gráfico 5. Una energía de activación elevada significa que la constante de velocidad depende fuertemente de la temperatura (Connors, 1990).

**Gráfico 5. Diagrama de avance de una reacción exotérmica**



Tomado de: <http://www.educarchile.cl/ech/pro/app/detalle?ID=136398>

## ✓ La presencia de un catalizador

Los procesos catalíticos representan más del 90% de los procesos de fabricación de productos químicos en uso en todo el mundo, la guía de reacción catalítica publicada por Johnson Matthey, uno de los proveedores líderes en el mundo de los catalizadores, incluye una lista de 69 reacciones orgánicas catalizadas por metales preciosos, con un aumento constante debido a la implementación de nuevas tecnologías y usos (Rodríguez, 1998). El papel del catalizador consiste en el aumento de la velocidad y el control de la selectividad de las reacciones químicas implicadas. Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de reacción sin sufrir cambio permanente en el proceso (Benson, 1962). Los catalizadores aceleran las reacciones químicas formando enlaces débiles con los reactivos y de esta forma disminuyen la energía de activación (Connors, 1990). El uso de catalizadores es muy frecuente, la mayoría de las reacciones que ocurren en el organismo, la atmósfera, los océanos o en química industrial son afectadas por catalizadores.

Los catalizadores pueden ser elementos libres (los halógenos, por ejemplo, en estado atómico catalizan la descomposición del ozono), compuestos (especialmente los óxidos, halogenuros, o sulfuros), o mezclas. Ellos pueden ser homogéneos (en la misma fase que los reactivos) o heterogéneos (en una fase separada). Por lo general, la catálisis homogénea se produce en la fase gaseosa o en solución líquida, mientras que la catálisis heterogénea implica un sólido de elevada área superficial (Kolb, 1979). Los metales finamente divididos suelen usarse como catalizadores heterogéneos de reacciones en fase líquida o gaseosa. Las moléculas reaccionantes sufren enlazamiento, o adsorción, en la superficie del catalizador. Los puntos del catalizador en donde se lleva a cabo la reacción se llaman sitios activos. La adsorción de un reactivo en un sitio activo facilita la ruptura de enlaces y reduce la energía de activación (Rodríguez, 1998). Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción, pero no aparece como reactivo o producto en la ecuación estequiométrica. También puede ser una sustancia que disminuye la velocidad de las reacciones, en estos casos las sustancias son llamadas inhibidores. Es popular referirse a los inhibidores como "catalizadores negativos", pero este término ahora se considera incorrecto. Un inhibidor actúa a menudo mediante la vinculación o

desactivación de un catalizador presente, o bloquea la acción de un reactivo de alguna manera (Kolb, 1979). En los organismos vivos, este proceso de catálisis e inhibición se consigue por medio de las enzimas, que son proteínas con una alta especificidad.

Los efectos catalíticos más espectaculares provienen de reducir la energía de activación. Como regla general un catalizador reduce la energía de activación de la reacción. Este proceso se presenta haciendo que la reacción tenga lugar por un camino (mecanismo) diferente (Barceló & Solís, 2010).

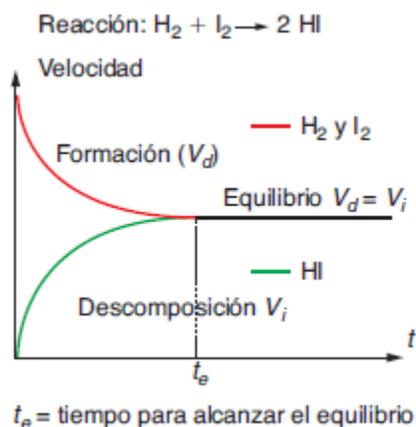
#### **4.6.7 Principio de Le Chatelier en equilibrio químico**

Su principio expuesto por primera vez en 1888, declara que cuando se aplica una tensión a un sistema en equilibrio químico estable, el sistema intentará ir en una dirección que va a aliviar la tensión. Este principio fundamentalmente maravilloso que parece haber resistido las pruebas del tiempo. En su aplicación más general, explica gran parte de la manera en que funciona la vida, y algunos fenómenos naturales (Lhde, 1989). Esta regla general predice en qué dirección se desplazará una reacción en equilibrio cuando hay un cambio de concentración; todos los procesos químicos evolucionan desde los reactivos hasta la formación de productos a una velocidad cada vez menor, puesto que a medida que transcurren, hay menos cantidad de reactivos (Atkins & de Paula, 2007). Este proceso continua hasta que la velocidad de formación de los productos es igual a la velocidad de descomposición de estos para formar nuevamente los reactivos. Es decir, se llega a la formación de un estado dinámico en el que las concentraciones de todas las especies reaccionantes (reactivos y productos) permanecen constantes. Ese estado se conoce como equilibrio químico (Lhde, 1989).

El equilibrio químico es un estado de un sistema reaccionante en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo, a pesar de que siguen reaccionando entre si las sustancias presentes (Chang & College, 2002). Un ejemplo claro es la reacción de formación del yoduro de hidrógeno, donde la velocidad de descomposición es igual a la velocidad de formación, esta igualdad en las velocidades determinan el tiempo para alcanzar el equilibrio de la reacción (Petrucci, *et al.*, 2003). Una forma de representar este

cambio se muestra en el gráfico 7, en donde se confronta la velocidad de reacción con el tiempo en alcanzar el equilibrio.

**Gráfico 6. Velocidades de formación y descomposición de HI.**



Tomado de: <http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>

En la mayoría de las reacciones químicas, los reactivos no se consumen totalmente para obtener los productos deseados, sino que por el contrario, llega un momento en el que parece que la reacción ha concluido. Según Lhde (1989) se puede deducir que el sistema evolucionará cinéticamente, en uno u otro sentido, con el fin de adaptarse a las condiciones energéticas más favorables. Cuando estas se consiguen, diremos que se ha alcanzado el equilibrio, esto es,  $\Delta G = 0$ .

Guldberg y Waage, en 1864, encontraron, de una forma absolutamente experimental, la ley que relacionaba las concentraciones de los reactivos y productos en el equilibrio con una magnitud, que se denominó constante de equilibrio. Fundamentada en la ley de acción de masas que enuncia

En un proceso elemental, el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es una constante para cada temperatura, llamada constante de equilibrio (Petrucci, *et al.*, 2003).

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La magnitud  $K_c$  nos informa sobre la proporción entre reactivos y productos en el equilibrio químico, así:

- ✓ Cuando  $K_c > 1$ , en el equilibrio resultante la mayoría de los reactivos se han convertido en productos.
- ✓ Cuando  $K_c \rightarrow \infty$ , en el equilibrio prácticamente solo existen los productos.
- ✓ Cuando  $K_c < 1$ , indica que, cuando se establece el equilibrio, la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose solo pequeñas cantidades de productos.

Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico, entre los que se destacan la temperatura, la presión, el volumen y las concentraciones. Esto significa que si en una reacción química en equilibrio se modifican la presión, la temperatura o la concentración de uno o varios de los reactivos o productos, la reacción evolucionará en uno u otro sentido hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio (Atkins & de Paula, 2007). La influencia de los tres factores señalados anteriormente se puede predecir de una manera cualitativa por el Principio de Le Chatelier.

El principio de Le Chatelier fue formulado por primera vez en 1884. En los años 1888 y 1908 Le Chatelier proporcionó dos nuevas formulaciones equivalentes. La aparente simplicidad con la que fue formulado tal principio y el éxito conseguido en el desarrollo de diferentes procesos industriales le han proporcionado un reconocimiento inicial que continúa hasta la actualidad. Este principio se enuncia de la siguiente forma:

La modificación de alguna de las condiciones que puede influir sobre el estado de equilibrio químico de un sistema, provoca una reacción en un sentido tal que tiende a producir una variación de sentido contrario de la condición exterior modificada (Quílez, 1995).

Quílez, 1995 afirma que para un equilibrio, un aumento de la temperatura provoca una reacción que tiende a producir un descenso de temperatura, es decir, una reacción con

absorción de calor. Un aumento de la presión produce una reacción tendiente a producir una disminución de presión, es decir, una reacción con disminución del volumen. En donde el sistema va a evolucionar de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación hasta obtener su equilibrio.

#### 4.6.8 Determinación de pH por indicadores

La acidez en solución de agua es debida a la presencia de iones de hidrógeno ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), más conocido con el símbolo  $\text{H}^+$ . Este hecho fue reconocido por primera vez por Svante Arrhenius (1884) y es una característica importante de su teoría ácido-base. Por lo tanto, el grado de acidez se expresa en términos de concentración de  $\text{H}^+$ . Soporte para simbolizar "moles por litro" o concentración de  $[\text{H}^+]$  que representa la concentración molar de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  en una solución, y es por lo tanto una descripción cuantitativa de su acidez (Kolb, 1979). Es de entender que los iones de hidrógeno en una solución no son los protones que flotan libremente, por supuesto. En realidad, están unidos a moléculas del disolvente. Por esta razón, los iones  $\text{H}^+$  en el agua se escriben a menudo en forma de iones hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , con una acidez expresada como  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  (Eun-Jung & Kyunghee, 2012).

El concepto de pH se originó en 1909 con el bioquímico danés Sören Peter Lauritz. Él había estado trabajando en algunos problemas relacionados con la elaboración de la cerveza (en el que es importante el control de la acidez), y se le ocurrió que era innecesariamente engorroso tener que decir "la concentración de iones de hidrógeno en esta solución es uno de cien milésima parte de un mol por litro" cuando  $[\text{H}^+] = 0,00001$  (o  $1 \times 10^{-5}$ ). Por qué no se refiere simplemente a la solución como tener pH 5. Soren llama entonces el pH de una solución, como "ion exponente de hidrógeno". Donde El **H** significaba "de iones de hidrógeno" y el **p** para "puissance" (francés), "Potenz" (alemán), o "poder" (Petrucci, *et al.*, 2003). El pH se define entonces como escala logarítmica (base 10) de la concentración molar de iones de hidrógeno con su signo cambiado con el fin de que los valores de pH normalmente deben ser positivos. Hoy es más común llamarlo pH o potencial de hidrógeno cuya definición matemática originalmente establecida por Sørensen es:

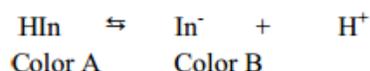
$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} = -\log[H^+]$$

La concentración de  $H^+$  es cuantificable directamente y se puede expresar en moles/litro, pero en la mayoría de los laboratorios se deduce la cantidad de  $H^+$  por comparación de la muestra estudiada con soluciones reguladoras de concentración conocida (Petrucci, *et al.*, 2003). Este resultado se expresa en unidades de pH, los cuales se pueden ubicar en una escala de acidez (escala pH) que para efectos prácticos va de 0 a 14. El punto medio de la escala de pH 7 representa la neutralidad a 25 °C, con valores por debajo de 7 es cada vez más ácida y los mayores de 7 cada vez más básica. Valores superiores a 14 son posibles para bases fuertes concentradas, y los valores de pH negativos son posibles para los ácidos fuertes concentrados, pero es para las soluciones diluidas que la escala de pH de 0-14 es más útil (Kolb, 1979).

El pH es variable en muchas de las sustancias de uso común (alimentos, jabones, desinfectantes etc.) las diferentes formas de calcularlo cuantitativamente y cualitativamente han crecido a través del tiempo, pero una de las más utilizadas implementa indicadores ácido-base. Según afirma Corominas (2010) en 1664, Boyle escribió “The Experimental History of Colours”. En ella se inicia el reconocimiento de ácidos y bases a través de los cambios de color de extractos de plantas. A partir de Boyle, el cambio de color del jarabe de violetas, sirvió para indicar la presencia de un ácido; en este momento nacen los indicadores químicos. En 1671, Duclós llama “turnesol” (litmus), a un indicador extraído de líquenes, que le da un gran resultado. Casi cien años después, James Watt, el inventor de la máquina de vapor y nominador del caballo de vapor como unidad de potencia, descubre que el repollo morado es uno de los mejores indicadores.

Los indicadores químicos ácido-base son sustancias de carácter ácido o base débil cuya forma disociada tiene diferente color con relación a su forma sin disociar, debido a que están formados por sistemas resonantes aromáticos, que pueden modificar la distribución de carga según la forma que adopten (Kooser, Jenkins, & Lawrence, 2001). Esta alteración por el desplazamiento hacia una forma más o menos disociada, hace que la absorción

energética del sistema se modifique y con ello el color. Según afirma Kooser, *et al.* (2001) se puede establecer un equilibrio de disociación para una forma de indicador ácido (HIn) de acuerdo a la siguiente ecuación:



En donde la aplicación de la ley de acción de masas a este equilibrio presenta:

$$K_a = \frac{[\text{In}^-][\text{H}^+]}{[\text{HIn}]} \qquad \frac{K_a}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

De lo que se puede deducir si el medio es ácido, y aumenta la concentración de  $\text{H}^+$ , deberá disminuir la relación  $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ . Para ello el equilibrio tendrá que desplazarse hacia la izquierda, aumentando la concentración de HIn, y dominando su color. Pero si el medio es básico, el cociente tendrá que aumentar, desplazándose el equilibrio hacia la derecha y en consecuencia el dominador será el color B que se observará en la sustancia analizada.

Los Indicadores químicos ácido-base naturales contienen pigmentos naturales conocidos como antocianinas y antoxantinas que son las causantes de los virajes de color (Kooser, et al., 2001). La antocianina es roja en medio ácido, púrpura en medio neutro y azul en medio básico, sin embargo la antoxantina es amarilla en medio básico. Algunas veces la proporción en que se encuentre la mezcla de pigmentos hace que las flores tengan distintos colores y que se puedan modificar según el pH del medio (Corominas, 2010). A continuación se muestran algunos de los indicadores ácido-base más utilizados con su respectivo viraje y cambio de color de acuerdo al pH de la solución (tabla 3).

**Tabla 3. Indicadores ácido-base y sus respectivos rangos de viraje**

<b>Predicador</b>	<b>Ácidos</b>	<b>Básicos</b>	<b>Rango de pH</b>
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1.1-2.9
Anaranjado de metilo	Rojo	Amarillo	0.1-4.3
Verde de bromocresol	Amarillo	Azul	3.9-5.3
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4.9-6.0
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6.1-7.0
Azul de timol	Amarillo	Azul	8.1-9.3
Fenofaleina	Incoloro	Rosa	8.1-10
Amarillo de alizarina	Amarillo	Rojo	10.0-12.1

Tomado de: [http://datateca.unad.edu.co/contenidos/358005/contLinea/leccin\\_30\\_valoracin\\_cido\\_base.html](http://datateca.unad.edu.co/contenidos/358005/contLinea/leccin_30_valoracin_cido_base.html)

## 5. METODOLOGÍA

Este trabajo de profundización se realizó bajo un enfoque de método mixto de investigación, representa un conjunto de procesos sistemáticos, empíricos y críticos de la investigación que implican la recolección y el análisis de datos cuantitativos y cualitativos, así como su integración y discusión conjunta, para realizar inferencias, producto de toda la información recolectada y lograr un mayor entendimiento del fenómeno bajo estudio de acuerdo con (Hernández R, 1991). A partir de datos numéricos (porcentajes, promedio, tablas y gráficos) y la interpretación de los mismos, se pretende establecer la actitud de los estudiantes hacia la química y el grado de aceptación por las demostraciones de aula.

El desarrollo del trabajo en la etapa número uno tiene como punto de partida los estándares básicos de competencias en ciencias naturales para realizar la elección de temas en química básica que son de complicada comprensión para los estudiantes. Temas que por su complejidad o dificultad para relacionarlos con un entorno real; los temas de elección son: diferenciación de elementos químicos, enlace químico, sistemas coloides, tipos de reacciones, cinética química, equilibrio químico y determinación de pH.

Se realiza una revisión en la literatura y medios virtuales para recopilar y adaptar una serie de demostraciones atractivas (una o dos por tema) de fácil reproducibilidad, aplicación, comprensión, seguras y llamativas. Demostraciones que pueden ser aplicadas en el aula durante el desarrollo de la clase teniendo como trabajo previo una serie de cuestionamientos que llevarán al estudiante a indagar más sobre los fenómenos observados.

Después de realizada la revisión bibliográfica y la recopilación de las demostraciones, se procede a la ejecución de cuatro etapas más. Éstas se aplican de la siguiente forma: Etapa número dos; esta etapa se realizó en dos partes de forma paralela. Primera parte: ejecución previa de las demostraciones en laboratorio en ausencia de público, de tal manera que se puedan identificar y corregir errores en su reproducibilidad y para comprobar la seguridad. Segunda parte: adaptación y prueba piloto de un cuestionario tipo Likert sobre actitudes de los estudiantes hacia la ciencia química, en una población de 30 individuos comprendida por estudiantes de los grados décimo y undécimo,

pertenecientes a los seminarios de ciencias naturales del Colegio Calasanz. Etapa número tres, aplicación de pre-test de cuestionario tipo Likert de actitudes hacia la química y las demostraciones de aula (ver anexo 1). Posteriormente se ejecutan las demostraciones en cuatro grupos (173 estudiantes) de los grados décimo y undécimo del Colegio Calasanz de Bogotá. Previo al inicio de cada demostración se proponen una serie de cuestionamientos que los estudiantes deberán responder durante la demostración. Etapa número cuatro: finalizada la demostración se aplica en la población el mismo cuestionario tipo Likert de actitudes hacia la química y las demostraciones de aula (ver anexo 1) con el fin de contrastar las variaciones obtenidas. Es importante resaltar que el cuestionario es original de Salta & Tzougraki (2002) aplicado en Grecia para comprender las actitudes de los estudiantes hacia la ciencia química, y posteriormente adaptado al contexto colombiano por Molina, *et al.*, (2011) quienes, siguiendo las consideraciones de Hambleton (2002) realizaron; a) traducción del cuestionario teniendo en cuenta el idioma y la cultura; b) revisión de la versión adaptada del cuestionario por 5 expertos en investigación didáctica; c) realización de un estudio piloto a la versión adaptada; d) estudio de la consistencia interna del cuestionario. Su aplicación, estandarización y resultados se encuentran en el trabajo denominado “Actitudes hacia la química de estudiantes de diferentes carreras universitarias en Colombia” En este trabajo se utilizará este instrumento y se aplicará con una metodología similar de categorización de acuerdo a: la importancia de la química y el curso química, dificultad en el estudio y comprensión de la misma, interés por la química y utilidad de los conceptos químicos. Agregando una categoría más que es, motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula, enfoque que pretende evaluar la actitud de los estudiantes en cuanto a su motivación por las demostraciones en química. Es importante mencionar que el cuestionario fue diseñado para un ambiente escolar

Los resultados y análisis hacen parte de la quinta etapa de ejecución; con los datos recolectados en la aplicación del cuestionario previo y posterior a las demostraciones, se realizó un tratamiento estadístico para evaluar la consistencia interna de la prueba y su fiabilidad a partir del parámetro conocido como alfa ( $\alpha$ ) de Cronbach. De igual manera se contrastan y analizan las actitudes de los estudiantes hacia la química antes y después de

haber observado las demostraciones, tomando como referente las categorías dadas en el cuestionario.

### 5.1 Etapas del diseño metodológico

Para el desarrollo del trabajo se establecen las siguientes etapas enunciadas en la tabla 4 que dan cumplimiento a cada uno de los objetivos específicos planteados, y las actividades a realizar que soportan este trabajo.

**Tabla 4. Etapas del diseño metodológico**

<b>ETAPAS</b>	<b>OBJETIVO</b>	<b>ACTIVIDADES</b>
<b>Etapa 1:</b> Revisión, elección y adaptación de demostraciones	Facilitar la selección por parte del docente de química de demostraciones adecuadas, de acuerdo a las temáticas fundamentales del currículo de química para educación media y contextualizarlas en guías.	1.1 Revisión de estándares curriculares grado décimo y undécimo. 1.2 Revisión de plan de área y currículo para grado décimo y undécimo establecido por la institución. 1.3 Revisión bibliográfica. 1.4 Elección de demostraciones en química. 1.5 adaptación de las demostraciones.
<b>Etapa 2:</b> Ejecución previa de las demostraciones	Facilitar la selección por parte del docente de química de demostraciones adecuadas, de acuerdo a las temáticas fundamentales del currículo de química para educación media y	2.1 Preparación de materiales, reactivos y espacios para las demostraciones. 2.2 Ejecución de las demostraciones seleccionadas. 2.3 Revisión y ajustes de cada demostración. 2.4 Recopilación de las

	contextualizarlas en guías.	demostraciones en una guía.  2.5 Adaptación y aplicación de cuestionario de actitudes hacia la química tipo Likert, en población muestra (Prueba piloto)
<b>Etapa 3:</b> Ejecución de las demostraciones con el grupo de estudiantes	Aplicar las demostraciones de aula en varios grupos de estudiantes de grados décimo y undécimo.	3.1 Aplicación de cuestionario de actitudes hacia la química y preparación de las demostraciones.  3.2 Ejecución de las demostraciones.  3.3 Desarrollo del cuestionario diseñado para cada demostración por parte de los estudiantes.
<b>Etapa 4:</b> Aplicación de cuestionario de actitudes hacia la química tipo Likert en población de estudio.	Establecer las relaciones entre la aplicación de las demostraciones de aula y la actitud de los estudiantes frente a la química.	4.1 Revisión de prueba piloto, ajuste y aplicación de cuestionario de actitudes hacia la química tipo Likert, en población de estudiantes después de las demostraciones.
<b>Etapa 5:</b> Análisis de resultados y conclusiones	Establecer las relaciones entre la aplicación de las demostraciones de aula y la actitud de los estudiantes frente a la química.	5.1 Recolección de resultados y tratamiento estadístico.  5.2 Análisis de la prueba y de los resultados del cuestionario de actitudes hacia la química  5.3 Elaboración de conclusiones

## 6. RESULTADOS Y DISCUSIÓN

### 6.1 Resultados y análisis del cuestionario tipo Likert de actitudes hacia la química

Previo al desarrollo del trabajo de aula y después de la realización de las demostraciones con los estudiantes de grado décimo y undécimo pertenecientes a la asignaturas de química y seminarios de ciencias naturales, se efectuó la aplicación de un cuestionario tipo Likert (ver anexo 1), que consta de 23 ítems con 13 preguntas redactadas de forma positiva y 10 de forma negativa, para de esta forma evitar tendencias al responder. Las preguntas están distribuidas en cuatro categorías, que son: importancia de la química y del curso de química (preguntas 4, 8, 9, 11); dificultad en el estudio y comprensión de la química (preguntas 2, 5, 14, 20 y 22); interés por el curso de química (preguntas 1, 3, 6, 7, 12, 15, 17 y 21); utilidad del conocimiento químico (preguntas 10 y 23) y motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula (13, 16, 18 y 19). Las preguntas tendrán una selección de respuesta de acuerdo a la escala tipo Likert así: **TA** = totalmente de acuerdo. **A** = de acuerdo. **I** = no estoy seguro(a): Indecisión. **D** = en desacuerdo. **TD** = totalmente en desacuerdo.

Para cuantificar el resultado del cuestionario a las respuestas se les asignaron valores entre 1 y 5, teniendo en cuenta el tipo de pregunta. Para las positivas tendrá mayor valor la opción totalmente de acuerdo, como actitud favorable y en las negativas la mayor valoración la tendrá totalmente en desacuerdo, como la actitud más favorable, los valores se asignarán de la siguiente forma:

*Tabla 5. Valoraciones de cuestionario tipo Likert.*

Opción de respuesta	TA	A	I	D	TD
Positivas	5	4	3	2	1
Negativas	1	2	3	4	5

*Fuente: Molina , Carriazo & Farías (2011)*

Una vez culminada la adaptación del cuestionario y propuesta su valoración, se realizó la aplicación de este en un grupo piloto de 30 estudiantes que observaron algunas de las demostraciones de aula propuestas. El fin de esta prueba piloto es verificar que el

cuestionario sea claro, de fácil desarrollo y que haya sido completamente diligenciado. Los resultados obtenidos se muestran en la tabla 6, los cuales se cuantificaron y promediaron de acuerdo a las valoraciones asignadas. Posteriormente se realizó la evaluación de la consistencia interna de la prueba y su fiabilidad a partir del parámetro conocido como alfa ( $\alpha$ ) de Cronbach, tanto para la prueba como para cada una de las categorías propuestas los valores se observan en la tabla 19.

**Tabla 6. Resultados prueba piloto cuestionario de actitudes hacia la química.**

ITEM	TA	A	I	D	TD	TOTAL ESTUDIANTES	TA	A	I	D	TD	PROMEDIO
1	9	13	3	3	2	30	45	52	9	6	2	3.8
2	3	6	4	13	4	30	3	12	12	52	20	3.3
3	4	11	8	4	3	30	20	44	24	8	3	3.3
4	15	11	3	1	0	30	75	44	9	2	0	4.3
5	7	14	5	3	1	30	35	56	15	6	1	3.8
6	2	3	8	13	4	30	2	6	24	52	20	3.5
7	1	4	3	14	8	30	1	8	9	56	40	3.8
8	16	10	2	0	2	30	80	40	6	0	2	4.3
9	4	13	7	5	1	30	20	52	21	10	1	3.5
10	5	9	7	7	2	30	5	18	21	28	10	2.7
11	10	10	6	4	0	30	50	40	18	8	0	3.9
12	2	5	5	13	5	30	2	10	15	52	25	3.5
13	2	4	6	14	4	30	2	8	18	56	20	3.5
14	10	14	1	3	2	30	50	56	3	6	2	3.9
15	3	5	5	12	5	30	3	10	15	48	25	3.4
16	13	14	1	2	0	30	65	56	3	4	0	4.3
17	2	4	9	12	3	30	2	8	27	48	15	3.3
18	12	10	7	1	0	30	60	40	21	2	0	4.1
19	6	12	5	4	3	30	30	48	15	8	15	3.9
20	9	13	5	2	1	30	45	52	15	4	1	3.9
21	9	16	2	2	1	30	45	64	6	4	1	4.0
22	3	6	4	11	6	30	12	12	12	44	30	3.7
23	3	10	13	4	0	30	15	40	39	8	0	3.4

Posteriormente se hizo una agrupación de los resultados con base a los tres referentes de actitudes propuestos en el cuestionario, según afirma Salta & Tzougraki (2002) para la ponderación de las respuestas del cuestionario los promedios se clasificaron entre 0.0 y 1.9 como muy negativas 2.0 y 2.9 como actitudes negativas, el valor de 3.0

como actitud de indiferencia, 3.1 y 3.9 como actitud moderadamente positiva y los valores que se encuentren entre 4.0 y 5.0 como altamente positivas. En la tabla 7 se observan los límites para los promedios con relación a las actitudes establecidas y la forma en la que estas se simbolizan.

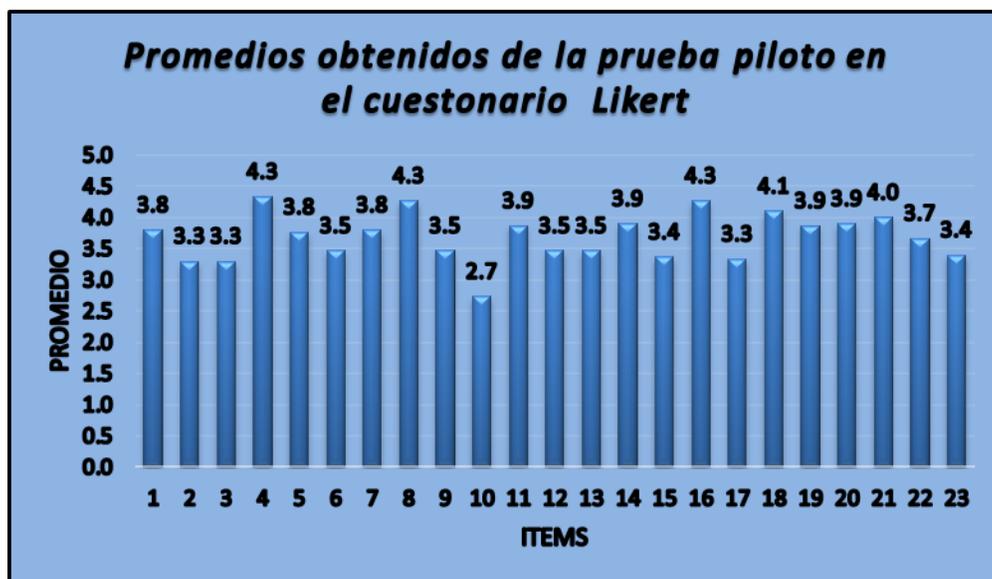
**Tabla 7. Clasificación de promedios para las actitudes.**

VALORACION	--	-	±	+	++
PROMEDIO	0.0 – 1.9	2.0 – 2.9	3.0	3.1 – 3.9	4.0 – 5.0
ACTITUD	MUY NEGATIVA	NEGATIVA	NEUTRA	POSITIVA	MUY POSITIVA

*Fuente: Molina , Carriazo & Farías (2011)*

Tomando los valores promedios de esta prueba piloto se hizo una representación en diagramas de barras (gráfico 7), de esta forma se visualiza la variación de los promedios de cada pregunta. Se determina que los ítems 4, 8 y 16 evidencia una actitud muy positiva (4.3 promedio) con relación a los demás ítems, seguido por los ítems 18 y 21 con actitudes muy positivas pero con menor promedio (4.1 y 4 respectivamente). Durante la prueba piloto se indaga a los estudiantes sobre la complejidad, comprensión de la pregunta y se estima el tiempo máximo de respuesta; esto con el fin de realizar ajustes previos a la aplicación de la prueba en la población de estudio.

**Gráfico 7. Promedio de las actitudes de la población para cada ítem en prueba piloto.**



Otros resultados que se logran extraer del cuestionario, son los promedios de respuestas clasificados por categorías de análisis (tabla 8), en donde se observa que el mayor promedio, con una actitud muy positiva, lo tiene la categoría de importancia de la química y del curso de química. El resto de las categorías se ubican en una actitud positiva por la química. Los resultados obtenidos por la prueba piloto nos permiten de manera confiable aplicar este cuestionario en una población mayor, utilizando las mismas técnicas de análisis.

*Tabla 8. Promedios de respuesta por categorías en la prueba piloto.*

<b>Categoría</b>	<b>Promedio</b>	<b>Actitud</b>
<b>Importancia de la química y del curso de química</b>	4.0	Muy positiva
<b>Dificultad en el estudio y comprensión de la química</b>	3.7	Positiva
<b>Interés por el curso de química</b>	3.6	Positiva
<b>Utilidad del conocimiento químico</b>	3.1	Positiva
<b>Motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula.</b>	3.9	Positiva

Posterior a la realización de la prueba piloto, se procede a la aplicación del cuestionario en la población de estudio, que está conformada por 173 estudiantes comprendida por 90 mujeres y 83 hombres con edades entre los 15 a 18 años, pertenecientes a los grados décimo y undécimo del Colegio Calsanz de Bogotá, asistentes al curso de química establecido por la institución en su diseño curricular. El cuestionario propuesto se aplica en dos momentos de acuerdo a la metodología. Primero se aplica como pre-test para determinar cuál es la actitud de los estudiantes frente a la química, sin la

realización de demostraciones de aula. El segundo momento de su aplicación será posterior a la realización de las demostraciones.

## 6.2 Resultados y discusión de cuestionario de actitudes a hacia la química (Pre-test)

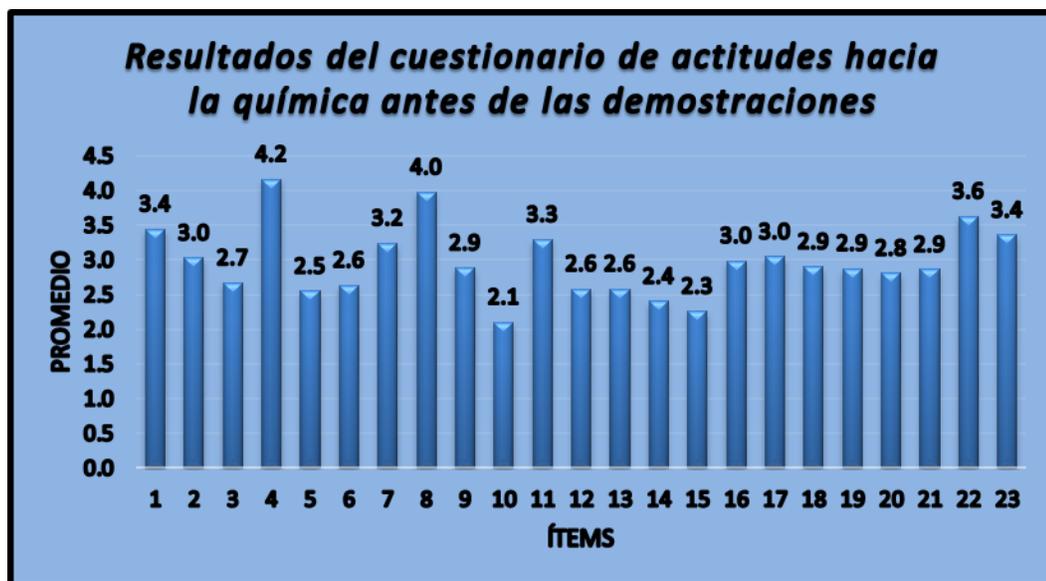
El pre-test de actitudes se aplica en la población de 173 estudiantes los cuales desconocen la finalidad del estudio, se les aclara que esta actividad no tendrá carácter evaluativo, con el fin de evitar respuestas condicionadas o influenciadas por el docente. Los resultados obtenidos en el cuestionario de actitudes (pre-test) se presentan en la tabla 9, donde se cuantificaron las respuestas según la escala Likert y se promediaron los valores de respuesta para cada uno de los ítems.

**Tabla 9. Resultados y promedios del cuestionario de actitudes hacia la química (pre-test) en población.**

ITEM	TA	A	I	D	TD	TOTAL ESTUDIANTES	TA	A	I	D	TD	PROMEDIO
1	40	56	36	23	18	173	200	224	108	46	18	3.4
2	23	45	27	60	18	173	23	90	81	240	90	3.0
3	14	28	35	79	17	173	70	112	105	158	17	2.7
4	86	42	35	7	3	173	430	168	105	14	3	4.2
5	23	27	14	67	42	173	115	108	42	134	42	2.5
6	41	52	31	27	22	173	41	104	93	108	110	2.6
7	31	25	28	49	40	173	31	50	84	196	200	3.2
8	62	75	15	12	9	173	310	300	45	24	9	4.0
9	32	35	22	49	35	173	160	140	66	98	35	2.9
10	68	50	32	15	8	173	68	100	96	60	40	2.1
11	47	34	36	35	21	173	235	136	108	70	21	3.3
12	48	45	33	25	22	173	48	90	99	100	110	2.6
13	50	41	33	29	20	173	50	82	99	116	100	2.6
14	13	23	35	52	50	173	65	92	105	104	50	2.4
15	63	46	32	20	12	173	63	92	96	80	60	2.3
16	33	35	32	43	30	173	165	140	96	86	30	3.0
17	35	38	23	38	39	173	35	76	69	152	195	3.0
18	32	34	27	45	35	173	160	136	81	90	35	2.9
19	30	35	29	42	37	173	150	140	87	84	37	2.9
20	25	40	23	47	38	173	125	160	69	94	38	2.8
21	35	31	23	43	41	173	175	124	69	86	41	2.9
22	38	32	31	41	31	173	152	64	93	164	155	3.6
23	42	46	38	26	21	173	210	184	114	52	21	3.4

Los valores registrados en la tabla 9 se organizan en la gráfica 8 para una mejor comprensión. En este gráfico se observa que previo a la realización de las demostraciones de aula, la gran mayoría de los ítems se encuentran con valores inferiores a 3.0, lo que permite inferir que la actitud de los estudiantes ante la química es negativa en términos generales. El ítem con menor promedio de respuesta según la escala es el N° 10, con un promedio de 2.1 (actitud negativa), así, esto nos permite interpretar que para la población los conceptos en química no son tan relevantes para su futuro profesional. Sin embargo, es de resaltar que el ítem 4 cuyo promedio es el más alto del pre-test, se categoriza como una actitud muy positiva frente a la importancia de la química en nuestra vida cotidiana y como ésta puede afectar nuestro entorno y desarrollo como sociedad.

*Gráfico 8. Promedio de las actitudes de la población para cada ítem. (Pre-test)*



Para lograr establecer de forma más clara cuál es la actitud de los estudiantes frente a la química, previo al trabajo con las demostraciones de aula se hace necesario organizar el cuestionario, agrupando los ítems de acuerdo a las categorías mencionadas anteriormente y de esta forma lograr identificar las actitudes de los estudiantes con relación a los campos de interés. En la tabla 10 se muestran los promedios obtenidos en el pre-test de acuerdo a las categorías y su respectiva clasificación actitudinal.

**Tabla 10. Promedios de respuesta por categorías en el cuestionario de actitudes hacia la química (Pre-test) en la población.**

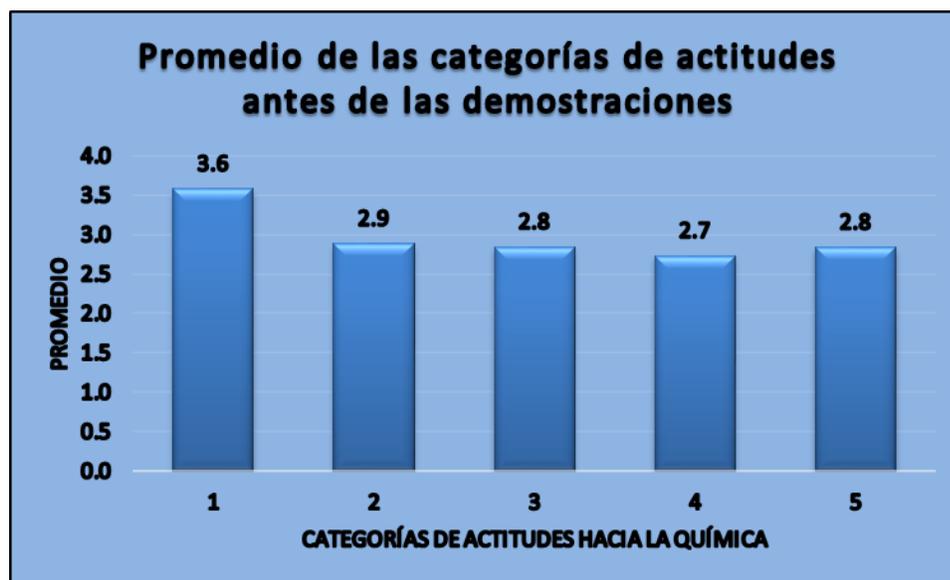
<b>Categoría</b>	<b>Promedio</b>	<b>Actitud</b>
<b>Importancia de la química y del curso de química</b>	3.6	Positiva
<b>Dificultad en el estudio y comprensión de la química</b>	2.9	Negativa
<b>Interés por el curso de química</b>	2.8	Negativa
<b>Utilidad del conocimiento químico</b>	2.7	Negativa
<b>Motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula.</b>	2.8	Negativa

Con relación a las categorías propuestas y de acuerdo con el gráfico 9. La categoría que presentó el menor promedio, es la relacionada con la utilidad del conocimiento químico, considerándose esta como una actitud negativa por parte de los estudiantes. Es factible relacionar esta actitud con las expectativas profesionales de la población, sus inclinaciones disciplinares pueden estar desviadas de las ciencias naturales específicamente de la química. Esta apreciación puede ser corroborada también por el promedio obtenido de 2.8 en la categoría interés por el curso de química, clasificándose también como una actitud negativa por el curso o su metodología.

Es importante analizar los resultados obtenidos del pre-test en conjunto y relacionarlos entre sí debido a que otras dos categorías como lo son las comprensión de conceptos y metodología de la clase se encuentran en un promedio similar a las mencionadas anteriormente. Esto muestra que en la población de estudio prima una actitud negativa por la química en cuanto a su comprensión y utilidad, lo cual puede verse influenciado por la falta de interés del estudiante o la motivación que pueda brindar la

ciencia y el docente. Sin embargo, es de resaltar que la categoría importancia de la química y del curso; es la que presenta un mayor promedio dentro de las categorías propuestas por el cuestionario, considerándose esta como una actitud positiva para su aprendizaje. Lo que permite afirmar que la población en general, reconoce la importancia del estudio de la química, su utilidad en el mundo y la necesidad de aprenderla, pero a su vez la considera como una ciencia complicada, abstracta en sus conceptos y lejana de la realidad.

*Gráfico 9. Promedio de las categorías del cuestionario de actitudes hacia la química (Pre-test).*



### **6.3 Resultados del cuestionario de actitudes hacia la química (post-test).**

Después de varias sesiones de trabajo con los estudiantes de química, aplicando la metodología de demostraciones en aula junto a las preguntas de cuestionamiento planteadas en las guías de las demostraciones (anexo 2). Se procede a realizar un post-test de actitudes hacia la química, utilizando el mismo cuestionario propuesto al inicio del estudio (pre-test), con el fin de analizar; el comportamiento de las respuestas en cada ítem, las respuestas obtenidas por categorías y la actitud de los estudiantes frente a la química después de las demostraciones. Finalmente contrastar los resultados obtenidos del pre-test de actitudes con los obtenidos en el post-test y de esta forma determinar si la propuesta metodológica generó algún cambio en la actitud de los estudiantes hacia la química. Es importante resaltar que el cuestionario se aplica teniendo en cuenta las mismas pautas del

pre-test, autonomía total en sus respuestas, tiempo suficiente y ninguna valoración académica con el fin de no influenciar en la respuesta o generar condicionamientos.

Los resultados obtenidos se observan en la tabla 11. Estos valores se promediaron de acuerdo con la escala Likert, con valores que van desde 1 hasta 5 para cada ítem. Los promedios obtenidos se encasillan dentro de las actitudes propuestas en la tabla 7 según los rangos previamente establecidos. Posteriormente los ítems se agrupan por categorías y se evalúan en grupos, de acuerdo con la escala de actitudes propuesta en esta tabla, para así determinar la actitud de los estudiantes hacia la química desde varios aspectos.

**Tabla 11. Resultados y promedios del cuestionario de actitudes hacia la química en población.**

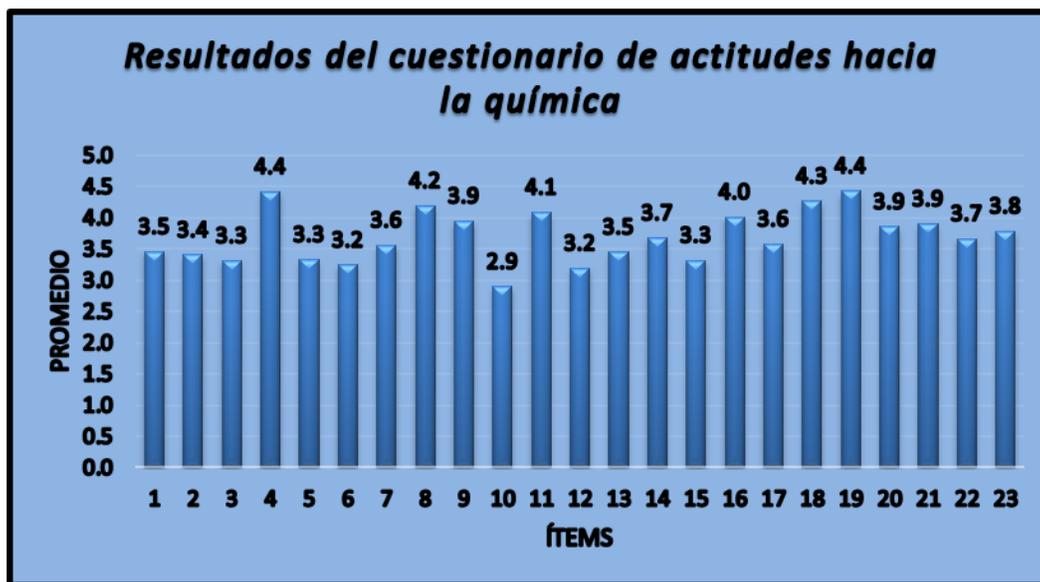
<i>ítem</i>	<b>TA</b>	<b>A</b>	<b>I</b>	<b>D</b>	<b>TD</b>	<i>Total</i>	<b>TA</b>	<b>A</b>	<b>I</b>	<b>D</b>	<b>TD</b>	<b>Promedio</b>
<b>1</b>	39	65	23	28	18	173	195	260	69	56	18	3.5
<b>2</b>	15	22	46	58	32	173	15	44	138	232	160	3.4
<b>3</b>	29	63	37	21	23	173	145	252	111	42	23	3.3
<b>4</b>	88	72	10	3	0	173	440	288	30	6	0	4.4
<b>5</b>	33	53	40	32	15	173	165	212	120	64	15	3.3
<b>6</b>	19	24	47	62	21	173	19	48	141	248	105	3.2
<b>7</b>	12	19	34	76	32	173	12	38	102	304	160	3.6
<b>8</b>	68	82	13	8	2	173	340	328	39	16	2	4.2
<b>9</b>	59	77	14	15	8	173	295	308	42	30	8	3.9
<b>10</b>	26	45	44	37	21	173	26	90	132	148	105	2.9
<b>11</b>	72	65	21	9	6	173	360	260	63	18	6	4.1
<b>12</b>	19	33	42	54	25	173	19	66	126	216	125	3.2
<b>13</b>	13	24	46	52	38	173	13	48	138	208	190	3.5
<b>14</b>	42	75	26	18	12	173	210	300	78	36	12	3.7
<b>15</b>	17	21	46	68	21	173	17	42	138	272	105	3.3
<b>16</b>	53	89	15	12	4	173	265	356	45	24	4	4.0
<b>17</b>	11	13	41	81	27	173	11	26	123	324	135	3.6
<b>18</b>	73	75	11	10	4	173	365	300	33	20	20	4.3
<b>19</b>	82	79	7	2	3	173	410	316	21	4	15	4.4
<b>20</b>	48	79	25	15	6	173	240	316	75	30	6	3.9
<b>21</b>	49	87	16	13	8	173	245	348	48	26	8	3.9
<b>22</b>	15	19	43	73	23	173	60	38	129	292	115	3.7
<b>23</b>	51	71	22	21	8	173	255	284	66	42	8	3.8

En el gráfico 10 se muestran los promedios de cada uno de los ítems propuestos en el cuestionario, se observa que para el ítem 4, uno de los de mayor promedio de respuesta, cuya pregunta es; “La química sirve para conocer muchos aspectos de nuestra vida cotidiana”. La actitud de la población se puede catalogar como muy positiva hacia la importancia de la química y el curso de química, lo que permite inferir que se reconoce el valor de la ciencia dentro del entorno social y cultural al comprender que sus aportes son de gran valor en la construcción de un mejor entorno y en consecuencia de un mejor mundo.

Los ítems 18 y 19 son dos elementos importantes de análisis para este trabajo, debido a que sus enunciados van dirigidos a indagar sobre la importancia de las demostraciones en química en el aula de clase. Se obtuvieron promedios significativos de 4.3 y 4.4 respectivamente, valores muy positivos que permiten clasificar la actitud de la población como muy positiva hacia la química, más específicamente hacia la metodología aplicada de demostraciones en clase. Lo que lleva a determinar qué es mucho más satisfactorio para un estudiante tener un concepto ilustrado en una realidad tangible, que cuando se discute en clase y se invita a proyectar imaginarios relacionados con los posibles fenómenos o cambios observables.

En contraste el ítem diez cuya pregunta es; “La seguridad de mi futuro es independiente del conocimiento químico” planteada de forma negativa. Es el menor de los promedios ubicando, esta como una actitud negativa de los estudiantes hacia la utilidad del conocimiento químico. De acuerdo con Salta & Tzougraki (2002) una actitud es la tendencia a pensar, sentir o actuar de manera positiva o negativa frente a diferentes situaciones de nuestro entorno. Por tal razón es posible relacionar que para muchos estudiantes la ciencia en especial los conceptos químicos son necesarios en la formación profesional pero no relevante en su posible desempeño laboral, motivo por el cual sus respuestas la categorizan como una actitud negativa.

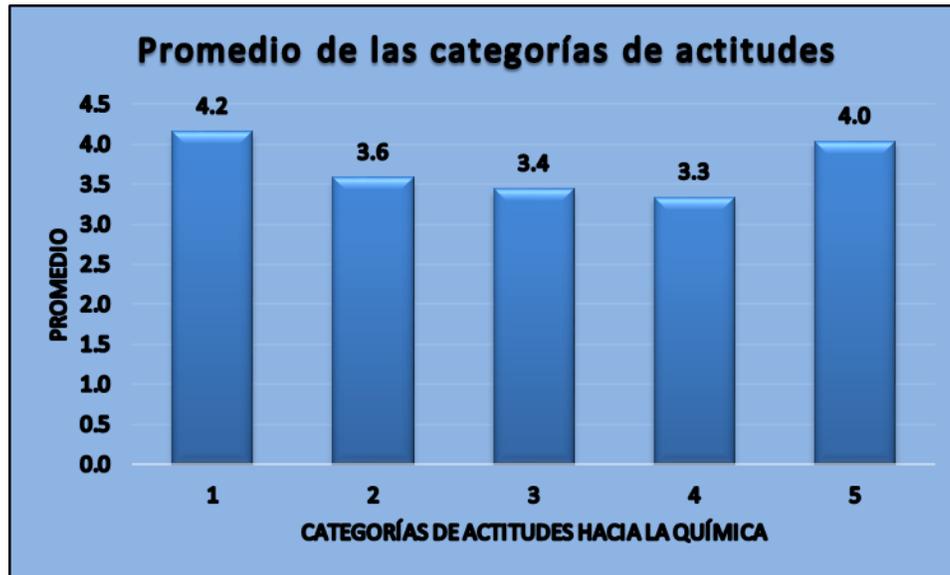
Gráfico 10. Promedio de las actitudes de la población para cada ítem.



Teniendo en cuenta los resultados del cuestionario (post-test) se realiza la agrupación de los ítems por categorías, esto con la finalidad de delimitar las actitudes de los estudiantes en los diferentes campos de acción de la química. Estas categorías fueron establecidas previamente y se relacionan con actitudes hacia la química, como son: 1. Importancia de la química y del curso de química, 2. Dificultad en el estudio y comprensión de la química, 3. Interés por el curso de química, 4. Utilidad del conocimiento químico y 5. Motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula. Los promedios obtenidos se observan en el gráfico 11, valores que permitirán identificar y clasificar las actitudes de los estudiantes frente a diferentes aspectos de la ciencia. Para finalmente lograr establecer si la metodología aplicada aportó de manera significativa a la obtención de una actitud positiva por la química.

De acuerdo con el gráfico 11 en promedio todas las categorías se encuentran por encima del rango de 3.0, lo que permite establecer que la población refleja una actitud positiva hacia la química. Sin embargo, es apresurado dar un juicio sin analizar la composición de cada categoría, por tal razón se examina cada una de ellas con sus ítems y valores de forma minuciosa, para establecer las principales causas de las actitudes de la población y los aspectos a fortalecer.

Gráfico 11. Promedio de las categorías de las actitudes



En la tabla 12 se presenta la categoría, **importancia de la química y del curso de química**. Esta categoría arroja el mayor de los promedios (4.2) de acuerdo con el gráfico 10, dentro de las actitudes evaluadas. El ítem que mejor manifiesta la actitud muy positiva hacia la importancia de la química es el 4, de esta manera se deduce que los estudiantes son conscientes de que en nuestro entorno es vital la química, no solo para comprender nuestro diario vivir sino por sus aplicaciones y beneficios. Los ítems 8 y 11 también se clasifican como actitudes muy positivas, estas preguntas relacionan la importancia de la química en la industria y en el avance del país, es claro que los estudiantes asocian la amplia gama de aplicaciones que tiene la química y cómo esta puede contribuir de manera significativa a nuestro bienestar individual y grupal. El ítem 9 clasificado como una actitud positiva es el de menor promedio dentro de esta categoría, es de suponerse como lo afirma Salta & Tzougraki (2002) que muchos entienden que la ciencia química puede ser la causante de varios de los problemas sociales y ambientales, pero también se contempla como una posible solución. En general se puede catalogar que la actitud de los estudiantes es muy positiva para esta categoría.

*Tabla 12. Promedio de 1ª categoría*

ítems	Pregunta	Promedio	Actitud	Promedio categoría	Actitud categoría
4	La química sirve para conocer muchos aspectos de nuestra vida cotidiana.	4.4	++	4.2	++
8	El desarrollo de la química ha mejorado nuestra calidad de vida.	4.2	++		
9	La esperanza de resolver muchos problemas ambientales está en la química.	3.9	+		
11	El progreso del país está relacionado con la industria química.	4.1	+		

La segunda categoría denominada, **dificultad en el estudio y comprensión de la química**, se analiza de acuerdo a los valores que se muestran en la tabla 12. El promedio general de esta categoría (3.6) la ubica como una actitud positiva, en donde el mayor promedio lo refleja el ítem 20 que indaga sobre la facilidad para comprender los conceptos químicos. Por tal razón, es válido afirmar entonces que para la gran mayoría de los estudiantes los conceptos de química no son tan complicados de asimilar y de acuerdo con los ítems 14 y 2 tampoco existe una gran dificultad con su simbología y lenguaje que en ocasiones puede llegar a ser abstracto. En cuanto a la actitud de los estudiantes frente a los problemas en química y su resolución, ítems 5 y 22 el grupo manifiesta una actitud positiva, a pesar de que estos aspectos de la química son los que en general presentan mayor dificultad entre los estudiantes, como afirma Pozo & Gómez (1998) muchos estudiantes siempre están buscando respuestas cortas, rápidas y de fácil obtención en los procesos evaluativos y muchas veces este camino no suele ser fácil de lograr en la química.

Tabla 13. Promedio de 2ª categoría

ítems	Pregunta	Promedio	Actitud	Promedio categoría	Actitud categoría
2	Los símbolos utilizados en la clase de química me parecen difíciles de aprender.	3.4	+	3.6	+
5	Resuelvo con facilidad los problemas de química.	3.3	+		
14	El lenguaje de la química y sus símbolos son fáciles de aprender	3.7	+		
20	Comprendo los conceptos de química con facilidad	3.9	+		
22	Cuando me enfrento a los problemas de química <b>NO</b> puedo resolverlos con facilidad.	3.7	+		

En la tabla 13 se analiza la categoría 3 denominada **Interés por el curso de química**, cuyo promedio general es 3.4, esta categoría muestra una actitud positiva por el curso de química. La gran mayoría de los ítems expresan un comportamiento homogéneo tanto en preguntas afirmativas como negativas, así se puede afirmar que, los estudiantes comprenden lo interesante e importante que es el estudio de la química, soportado a su vez con los resultados obtenidos en la categoría uno. Sin embargo, es trascendental detenernos y analizar los ítems 21 y 6, puesto que estos nos permiten realizar algunas inferencias importantes. La primera de ellas con relación al ítems 21 este es el promedio más alto para esta categoría, siendo esta una actitud positiva de los estudiantes frente al interés por el curso de química. No obstante, el ítem 6 es el más bajo de esta categoría, aunque sin salirse del límite de actitud positiva, manifiesta la dificultad que tienen muchos de los cursos de química, tornarse aburridos y monótonos. Es una gran contradicción pensar que un curso de química puede ser interesante pero a la vez aburrido, aunque de acuerdo con Roadruck (1993) muchas veces los profesores limitamos nuestro actuar didáctico y hay cosas que

hacemos simplemente porque parece que es "lo que hay que hacer" en el momento o, "Siempre se ha hecho así" sin variar en las estrategias de enseñanza. Es apropiado parar y reflexionar sobre nuestras técnicas de enseñanza y su eficacia; es el docente quien propone la didáctica de su curso y establece que tan atractiva, interesante y productiva puede llegar a ser, está debe permitir romper con la rutina y generar inquietudes, que atraigan e involucran a los estudiantes en un aprendizaje activo y con visión real de su entorno (Molina, et al., 2009).

*Tabla 14. Promedio de 3ª categoría*

ítems	Pregunta	Promedio	Actitud	Promedio categoría	Actitud categoría
1	El curso de química me parece más agradable que otros cursos.	3.5	+	3.4	+
3	Me gustaría tener clase de química con mayor frecuencia.	3.3	+		
6	Me aburro durante la clase de química.	3.2	+		
7	El conocimiento de química solo me sirve para pasar el curso de química.	3.6	+		
12	La química es muy compleja para mi nivel de conocimiento	3.2	+		
15	La profesión del químico es poco interesante	3.3	+		
17	Detesto los cursos de química	3.6	+		
21	El curso de química es muy interesante	3.9	+		

En la Tabla 15 se presentan los promedios de la categoría **utilidad del conocimiento químico**, este parámetro se evalúa desde tan solo dos ítems algo que puede limitar su veracidad. Por tal razón es importante aclarar que dentro de todas las categorías

esta es la de menor relevancia, debido a que el grupo es muy heterogéneo con respecto a su preferencia académica futura. Esta afirmación es corroborada por el ítem 10 donde la actitud manifestada es negativa dejando muy en claro que la población de estudiantes, comprende la independencia existente entre el conocimiento químico y su futuro laboral o académico, estableciendo que el conocimiento en química es algo importante para las personas que se van a dedicar a la química en su vida. Sin embargo, en el ítem 23 se muestra una actitud positiva por la importancia de los conocimientos en química, es claro que los estudiantes no descartan totalmente la posibilidad de requerir de su comprensión para alcanzar un desempeño aceptable en una futura carrera.

*Tabla 15. Promedio de 4ª categoría*

ítems	Pregunta	Promedio	Actitud	Promedio categoría	Actitud categoría
10	La seguridad de mi futuro es independiente del conocimiento químico.	2.9	-	3.3	+
23	Los conocimientos en química son necesarios en el desarrollo de mi futura carrera.	3.8	+		

Esta última categoría es la que obtiene el segundo mejor promedio del cuestionario y es denominada, **motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula**, esta categoría busca comprender cómo son tomadas las demostraciones en el aula por los estudiantes y de qué forma pueden incentivar una actitud positiva por la química. Los promedios de cada ítem para esta categoría y su promedio general se presentan en la tabla 16. El ítem 16 manifiesta una actitud muy positiva frente a la importancia de tener al menos una demostración de aula por tema en clase, de lo que se establece que existe una buena aceptación por parte de los estudiantes frente a la metodología adoptada en el curso para la enseñanza de la química, de este resultado también se puede inferir; según Summerlin & Ealy (1998) que los estudiantes se sienten cautivados por el trabajo experimental observado, ampliando su curiosidad e interés por la

química y más aún cuando esta nos da muestras de fenómenos de carácter luminoso o ruidosos.

Las demostraciones como una buena didáctica de clase, motivan el aprendizaje, fomentan la interacción del individuo con lo aprendido en el aula y facilitan la labor del docente al mantener el grupo atento a la actividad desarrollada (Trujillo, 2006). Por tal razón cuando se les pregunta a los estudiantes, ítem 19, uno de los de mayor aceptación dentro del cuestionario, manifiestan su actitud muy positiva frente al deseo de contar con las demostraciones como estrategia de aula que actúa a su vez como una fuente motivadora del aprendizaje. Para el docente este ítem permite evaluar cómo las demostraciones pueden aportar en la teoría del aprendizaje significativo, en el cual Ausubel, Novak & Hanesian (1983) proponen la importancia del aprendizaje por descubrimiento; lo que va a ser aprendido no se da en su forma final, sino que debe ser re-construido por el alumno antes de ser aprendido e incorporado significativamente en la estructura cognitiva, basado en un aprendizaje sensorial.

El ítem 18 establece que los estudiantes muestran una actitud muy positiva frente a la importancia de la comprensión de los conceptos en química, cuando se aplica una demostración previa al trabajo teórico, utilizar una demostración introductoria es una herramienta didáctica que motivará al estudiante a indagar sobre las bases teóricas que explican el fenómeno observado. Porque, de acuerdo con Roadruck (1993), siempre se hace necesario mantener la rigurosidad de las clases teóricas y conceptuales debido a que esto es especialmente importante para el aprendizaje de los principios abstractos de la química. Conceptos que implican relaciones entre el marcado simbolismo, los fenómenos reales y las representaciones matemáticas. Pero sin lugar a dudas las demostraciones químicas ayudan a mejorar la comprensión de los textos, conduciendo a nuevas preguntas y despertando el interés por conceptos que, aún con la mejor ilustración en un libro, no cobran sentido para el estudiante (Molina, et al., 2009).

Dentro de esta categoría el ítem 13, Debo esforzarme mucho para aprender química. Es el de menor promedio (3.5), manteniéndose aun dentro del rango de las actitudes positivas, sin embargo, este es un factor que debe ser tenido en cuenta por cualquier docente en ciencias naturales al momento de enseñarlas, debido a que es habitual encontrar que la gran mayoría de los estudiantes requieren un esfuerzo mayor al momento estudiarlas. Aún más cuando se trata de un área tan amplia y compleja como lo es la química, estudiarla, comprenderla y aplicarla requiere en los estudiantes un esfuerzo extra; que de acuerdo con Cardenas (2006) se podría minimizar si se recurriera a metodologías menos tradicionales que en ocasiones limitan el aprendizaje. El aplicar constantemente situaciones de tablero y papel mostrándola como una ciencia rigurosa, con contenido extremadamente abstracto y difícil de asimilar, no es la forma más adecuada de motivar su estudio. Es necesario implementar en el aprendizaje de la química o de cualquier tema en particular, su aplicabilidad, esto facilita que el estudiante se involucre de forma activa en su proceso formativo, que es vital para cualquier modelo de enseñanza-aprendizaje; mostrar ante todo la importancia de lo aprendido y su utilidad en la vida diaria.

Finalmente en esta categoría se establece que existe una actitud muy positiva por la química, desde el enfoque de las demostraciones como herramienta lúdica de clase, lo que nos lleva a deducir que es importante generar e integrar una estrategia metodológica para la enseñanza- aprendizaje de las ciencias, entre un modelo basado en demostraciones de aula guiado por la rigurosidad conceptual (Walton, 2002).

**Tabla 16. Promedio de 5ª categoría**

ítems	Pregunta	Promedio	Actitud	Promedio categoría	Actitud categoría
13	Debo esforzarme mucho para aprender química	3.5	+	4.0	++
16	Todas las clases de química deberían tener al menos una demostración sobre el tema.	4.0	++		

18	Las demostraciones en clase constituyen una herramienta necesaria para la comprensión de conceptos	4.3	+		
19	Desearía que la asignatura de química tuviera más demostraciones experimentales en el aula	4.4	+		

#### 6.4 Comparativo de los resultados obtenidos del cuestionario de actitudes hacia la química en pre-test y post-test.

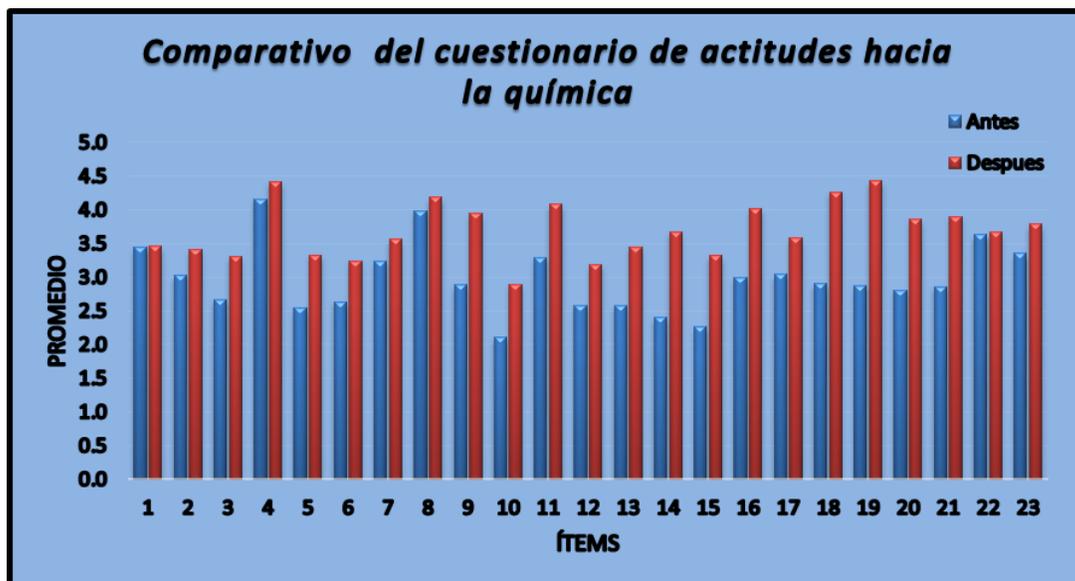
Después de realizar todas las actividades propuestas con la población, es necesario contrastar los resultados obtenidos del cuestionario pre-test con los del cuestionario post-test. Para, de esta forma, poder establecer si la estrategia metodológica establecida, logró generar algún cambio en la actitud de los estudiantes hacia la química. Para este análisis se tendrá en cuenta la variación de los ítems entre las pruebas, la variación de las categorías y su clasificación de acuerdo con la escala de actitudes establecida en la tabla 7.

Los promedios obtenidos después de la aplicación del cuestionario se muestran en la tabla 17. Al contrastar estos valores es fácil evidenciar que todos los ítems aumentaron con relación al pre-test. Algunos generan una variación significativa al cambiar de clasificación actitudinal mientras que otros afirman la actitud reflejada anteriormente por la población. El gráfico 12 permite afirmar lo mencionado anteriormente, debido a que se superponen cada uno de los promedios obtenidos en cada cuestionario, donde sobresalen los resultados logrados en el post-test.

**Tabla 17. Resultados del cuestionario de actitudes hacia la química**

Comparativo entre Pre-test y Post-test																							
Ítems	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
<b>Pre-test</b>	3.4	3.0	2.7	4.2	2.5	2.6	3.2	4.0	2.9	2.1	3.3	2.6	2.6	2.4	2.3	3.0	3.0	2.9	2.9	2.8	2.9	3.6	3.4
<b>Post-test</b>	3.5	3.4	3.3	4.4	3.3	3.2	3.6	4.2	3.9	2.9	4.1	3.2	3.5	3.7	3.3	4.0	3.6	4.3	4.4	3.9	3.9	3.7	3.8

**Gráfico 12. Resultados de los promedios Pre-test y Post-test del cuestionario de actitudes hacia la química.**



Al contrastar cada una de los ítems del cuestionario, se identifican aquellos que variaron su promedio de forma positiva cambiando su clasificación actitudinal inicial en el pre-test por valores que los permiten ubicar dentro de una clasificación actitudinal diferente. Como es el caso de las respuestas obtenida para los ítems 3, 5, 6, 9, 12, 13, 14, 15, 20, 21 cuyos promedios iniciales los clasificaban como actitudes negativas hacia la química por parte de la población, pero que posteriormente variaron para ser encasillados como actitudes positivas de los estudiantes por la química. Es importante resaltar que cada promedio aumento de forma sustancial, sin embargo, es de destacar que los ítems que reflejaron un mayor cambio son el 14, 20 y 21, donde el ítem 14 es el de mayor variación en la cuantificación actitudinal alcanzando una diferencia de 1.3 con respecto a la inicial, estos valores permiten inferir que los estudiantes cambiaron su actitud de manera significativa frente al lenguaje y simbología empleada en la química. De igual forma los ítems 20 y 21 relacionados con el curso de química y la comprensión de conceptos aumentaron 1.1 y 1.0 respectivamente, lo que manifiesta una mayor aceptación en la población por las nuevas dinámicas de clase y a su vez una mejor disposición para la comprensión de nuevos conceptos.

Otros ítems que representan cambios significativos en los resultados de los cuestionarios son los ítem 18 y 19 al ser los de mayor variación dentro de la comparación entre pruebas, su promedio aumentó 1.4 y 1.5 respectivamente para cada ítem, dando un salto en la clasificación actitudinal de actitud negativa a una muy positiva por parte de la población. Estos ítems hacen referencia a la metodología de demostraciones en el aula como herramienta didáctica para promover mejores actitudes en los estudiantes hacia la química, estrategia que funcionó en la población de manera positiva debido a la amplia aceptación que se obtuvo. Esta afirmación es corroborada por el ítem 16 donde los estudiantes aprueban con una variación actitudinal de positiva a muy positiva la utilización de al menos una demostración en cada una de las sesiones de clase de química.

Dentro de los resultados obtenidos los ítems 1, 2, 4, 7, 8, 17, 22, 23 mantuvieron su clasificación actitudinal dentro de actitudes positiva hacia la química, mostrando cambios leves en su promedio, como en el caso del ítem 1 aumentando en 0.1 con relación al inicial. Este ítem de bajo cambio está relacionado con la preferencia de los estudiantes por el curso de química con relación a otros cursos, esta actitud entre otras que también mostraron poco aumento sería importante retomarlas para ser fortalecidas en un futuro trabajo aplicando más estrategias motivacionales hacia la química. En contraste el de mayor aumento es el ítem 17 con una sustancial variación de 0.6, ratificando el cambio de actitud de los estudiantes hacia el curso de química, transformando su posición inicial de detestarlo a empezar apropiarlo y entenderlo como una herramienta útil y necesaria en su futura formación profesional. Finalmente el ítem 10 no sufre cambios en su clasificación actitudinal, manteniéndose en actitud negativa, sin embargo es importante mencionarlo debido a que su variación de 0.8 en promedio ratifica lo expuesto anteriormente con respecto a la actitud de los estudiantes, la cual mejora positivamente frente a la posición de independencia total entre su futuro profesional y los cursos de química en secundaria.

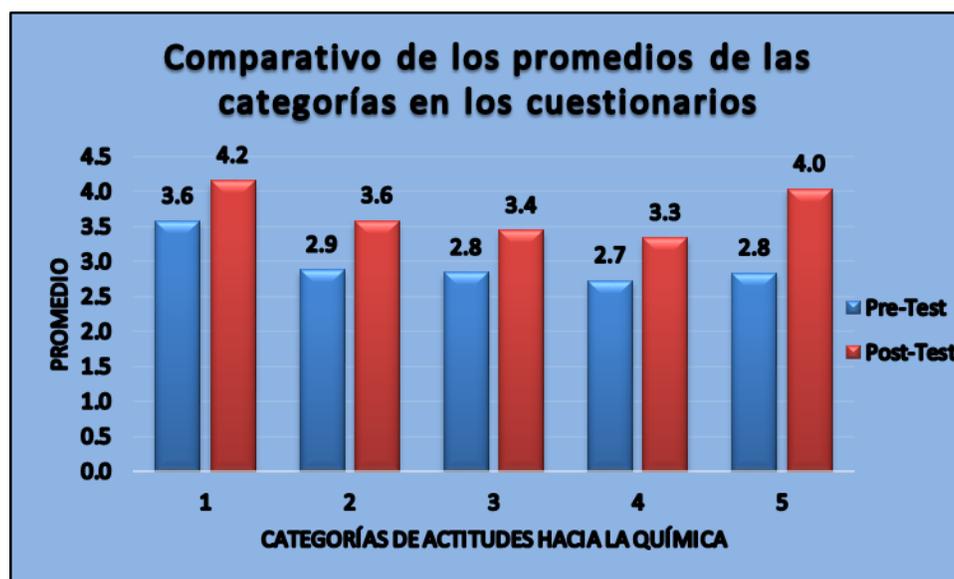
Al contrastar cada uno de los ítems de las pruebas aplicadas se logró evidenciar una tendencia marcada de mejora en las actitudes de la población hacia la química, sin embargo para conseguir ratificar lo expuesto anteriormente es necesario emplear el mismo método de análisis realizado con los cuestionarios en pre-test y post-test, categorizando

cada ítem de acuerdo a la actitud que se pretendía estudiar. En la tabla 18 se muestran los promedios de las categorías establecidas para determinar la actitud hacia la química en la población, junto con la clasificación actitudinal para cada una. A partir de esta información se puede establecer que todas las categorías aumentaron considerablemente su promedio, lo que refleja una mejora en la actitud de los estudiantes hacia la química, este comparativo también permite identificar cuáles son las categorías con mayor incidencia y cuáles son las que requieren ser reforzadas en futuros estudios. De igual forma se construye el gráfico 13 que permite identificar y analizar mejor los resultados obtenidos en la aplicación de cada prueba, en donde la gran variación se observa en las categorías 2 y 5, siendo esta última la de mayor aumento en su promedio. A continuación se realizará un análisis para cada categoría estableciendo las posibles razones de la variación, junto con las fortalezas y debilidades observadas durante el desarrollo del estudio.

**Tabla 18. Promedios de las categorías en el cuestionario de actitudes hacia la química**

Categorías	Cuestionario de actitudes		Actitud de la población Pre-test	Actitud de la población Post-test
	Pre-test	Post-test		
1	3.6	4.2	Positiva	Muy positiva
2	2.9	3.6	Negativa	Positiva
3	2.8	3.4	Negativa	Positiva
4	2.7	3.3	Negativa	Positiva
5	2.8	4.0	Negativa	Muy positiva

**Gráfico 13. Resultados de los promedios por categorías en Pre-test y Post-test del cuestionario de actitudes hacia la química.**



La categoría uno relacionada con la **importancia de la química y del curso de química**, aumento 0.6 puntos con relación al promedio obtenido en el pre-test, reflejando un cambio en la actitud de la población de positiva a muy positiva. Variación que se puede atribuir al aumento que tuvieron los ítems 9 y 11 de 1.0 y 0.8 respectivamente. Estos ítems estaban enfocados hacia la importancia que tiene la química en la solución de problemas ambientales y a su vez como esta ciencia es fundamental en el progreso de la sociedad. Aspectos que fueron tratados durante el desarrollo de las preguntas planteadas en las guías de demostraciones, donde se cuestionó a los estudiantes sobre la importancia de estos fenómenos en nuestro entorno y como varios de los conceptos propuestos en la química pueden ser aplicados en la resolución de problemáticas ambientales.

Para la categoría dos la **dificultad en el estudio y la comprensión de la química**, fue uno de los aspectos más complejos de abordar en la población debido a que inicialmente la gran mayoría de la población mostraba una actitud negativa frente a esta. Así, de acuerdo con Gilbert (2006) es consecuencia de la acumulación cada vez más acelerada de contenidos en ciencia y de los planes de estudios que se han convertido en una sobrecarga académica para el estudiante. Sin embargo, la estrategia propuesta en este trabajo permitió variar esta actitud negativa a positiva con una variación de 0.7 puntos en la categoría, donde los ítems más relevantes en aumento fueron el 14 y 20 con variaciones de 1.3 y 1.1 respectivamente. Estos ítems relacionados con la comprensión de conceptos, del lenguaje y de la simbología en química, fueron tratados durante el desarrollo de todas las demostraciones, algunos ejemplos de su aplicación fueron demostraciones como cambios de color a la llama, tipos de reacciones y variación de pH en diferentes sustancias. Experiencias que facilitaron a los estudiantes familiarizarse y entender algunos conceptos en química como los son elementos, compuesto, propiedades y varios de los cambios que sufre la materia en procesos de reacción.

En la categoría tres se revisó la actitud de la población con relación al **interés que se tenía por el curso de química**, inicialmente la actitud fue negativa con un promedio de 2.8, actitud que cambio después de aplicar la estrategia metodológica propuesta en este trabajo a positiva con un promedio de 3.4 y una diferencia de 0.6 puntos. Los ítems 15 y

21 fueron los de mayor impacto en esta categoría, la variación de cada uno fue de 1.0 entre pruebas, donde el ítem a resaltar es el 20 debido a que este cuestionaba lo interesante que puede ser el curso de química para la población. En un principio las actitudes reflejadas fueron negativas, pero a través de las sesiones de clase fue cambiando a positiva. Cambio que se puede atribuir a la estrategia adoptada de usar demostraciones en el aula de manera constante en el curso, donde siempre existía la expectativa de los estudiantes de que se iba hacer en clase; aumentando su curiosidad y deseo de asistir, con la finalidad de aprender más acerca de aquellos fenómenos, sus explicaciones y posibles formas de replicarlos. Por tal razón y de acuerdo con Shakhashiri (1983) es importante establecer que es el profesor el que debe propiciar situaciones en clase que motiven a los estudiantes a indagar, crear y experimentar en ciencias, contagiando a los espectadores de curiosidad e interés.

La categoría cuatro está comprendida por dos ítems el 10 y 23, en esta categoría se analizaron las actitudes de los estudiantes con relación a **la utilidad de los conceptos en química en su futura carrera profesional**, estos dos ítem mantuvieron su clasificación actitudinal inicial de negativa y positiva respectivamente, sin embargo, su promedio de categoría si estable un cambio de actitud de negativa a positiva con una diferencia de 0.6 puntos. Variación que se atribuye en gran medida al cambio que tuvo el ítem 10, que a pesar de mantenerse en clasificación actitudinal negativa aumento 0.8 puntos con relación al promedio inicial. Este aumento permite determinar que la actitud negativa de algunos estudiantes cambió, posiblemente llevándolos a comprender la importancia de aprender química para su futuro profesional y no solo como una asignatura más dentro de su formación secundaria. Por tal razón es necesario resaltar constantemente en los estudiantes lo relevantes que son las ciencias en muchas carreras profesionales, estas nunca serán independientes de nuestro desarrollo intelectual y futuro desempeño laboral.

La categoría cinco es la más relevante para este trabajo debido a que en ella se fundamenta toda la estrategia metodológica de cambio de actitud hacia la química. Su variación es la más amplia en el comparativo de categorías, con un aumento entre test de 1.2 con relación al inicial, lo que a su vez permitió un cambio en su clasificación actitudinal de negativa a muy positiva. El aumento de cada uno de sus ítems fue sobresaliente tanto

en promedio como en actitud, pasando de actitudes negativas en su mayoría a muy positivas. Los cambios obtenidos en cada ítem fueron 0.9 para el 13, 1.0 para el 16, 1.4 para el 18 y 1.5 para el 19. Cada uno de estos ítems tenían como fundamento evidenciar el cambio de actitud de los estudiantes hacia las actividades lúdicas en la enseñanza de la química, más específicamente el uso de demostraciones en el aula como fuente motivadora en el aprendizaje.

Desde lo propuesto en las preguntas 18 y 19 sobre el deseo de los estudiantes de tener más demostraciones en la asignatura de química y la importancia que estas tienen como herramienta didáctica. Es necesario empezar a analizar la actitud de los estudiantes frente a las demostraciones. Lo primero que se deduce es que las demostraciones de aula fueron ampliamente acogidas por el grupo, debido a que estos ítems fueron los de mayor aceptación dentro de la población. Segundo la función motivadora de esta actividad permitió cambiar la actitud negativa de los estudiantes por una actitud muy positiva hacia la química en ambos ítems. Por último, los estudiantes sienten una mayor atracción por este tipo de dinámica de clase, ya que como lo afirma Tanis & Shakhshirl (1984) las demostraciones en todos los casos, permiten que la química hable por sí misma y siempre será más elocuente que cualquier cosa que se pueda describir con palabras, escribir en una pizarra, o mostrar en una diapositiva.

Dentro de esta categoría el ítem 16 indaga sobre la actitud de los estudiantes frente a la necesidad de tener al menos una demostración por tema en clase. Su actitud inicial frente a esto era positiva, no obstante, se fortaleció después de la aplicación de varias demostraciones, cambiando a muy positiva. Así, de acuerdo con Roadruck (1993) se debe a que las demostraciones son valiosas herramientas de aula, que esencialmente son una ayuda visual que facilita a los estudiantes “a ver descripciones abstractas en forma concreta”. Una demostración a menudo ayuda a hacer la conexión entre la teoría y la realidad.

Por último esta categoría logra establecer que las demostraciones en el aula, usadas como herramienta didáctica para motivar en los estudiantes el aprendizaje de la química,

siempre serán actividades que dinamizan la clase, promueven el trabajo en el aula, generan emociones, despiertan la creatividad y generan un sentido de apropiación de conocimiento sobre el “misterio” de las cosas (Molina, et al. 2009). De igual forma también se pueden considerar como fuentes de motivación para aquellos estudiantes que consideran que aprender química requiere de un mayor esfuerzo. Actitud muy frecuente en los estudiantes que algunas veces los lleva a desistir de su aprendizaje. Este aspecto fue tenido en cuenta en esta categoría por el ítem 13 donde el promedio inicial mostró una actitud negativa de la población, después de la aplicación de múltiples demostraciones cambió a positiva. Lo que nos permite afirmar que los estudiantes comprendieron que las demostraciones en el aula son una alternativa metodológica muy útil que facilita la adquisición de conocimientos.

## 6.5 Test de Fiabilidad de la Prueba de Likert por parámetro de alfa de Cronbach

El método de consistencia interna basado en el alfa de Cronbach permite estimar la fiabilidad de un instrumento de medida a través de un conjunto de ítems que se espera que midan el mismo constructo o dimensión teórica.

La fiabilidad de la consistencia interna del instrumento se puede estimar con el alfa de Cronbach. La medida de la fiabilidad mediante el alfa de Cronbach asume que los ítems (medidos en escala tipo Likert) miden un mismo constructo y que están altamente correlacionados. Cuanto más cerca se encuentre el valor del alfa a 1, mayor es la consistencia interna de los ítems analizados. La fiabilidad de la escala debe obtenerse siempre con los datos de cada muestra para garantizar la medida fiable del constructo en la muestra concreta de estudio.

Como criterio general, George & Mallery (2003 p. 231) sugieren las recomendaciones siguientes para evaluar los coeficientes de alfa de Cronbach:

- Coeficiente alfa  $>.9$  es excelente
- Coeficiente alfa  $>.8$  es bueno
- Coeficiente alfa  $>.7$  es aceptable
- Coeficiente alfa  $>.6$  es cuestionable
- Coeficiente alfa  $>.5$  es pobre
- Coeficiente alfa  $<.5$  es inaceptable

El test de fiabilidad y sus resultados fueron realizados por el programa Excel para la prueba piloto y las pruebas en la población de estudio, los resultados se presentan en la tabla N° 19, de igual manera se realiza el análisis de la consistencia interna de la prueba para las categorías propuestas. Estos valores se pueden observar en la tabla N° 20

**Tabla 19. Análisis de fiabilidad de la prueba**

<b>Coefficientes de alfa (<math>\alpha</math>) de Cronbach</b>		
<b>Prueba piloto</b>	<b>Prueba en población a estudio (pre-test)</b>	<b>Prueba en población a estudio (post-test)</b>
0.84	0.85	0.88

La consistencia interna de la prueba fue estimada aplicando la fórmula de la varianza de cada uno de los ítems, generando un valor de coeficiente de Cronbach de 0.84 en la prueba piloto, 0.81 para la prueba inicial o pre-test y de 0.88 para la prueba final o post-test, lo que indica, de acuerdo a George & Mallery (2003), que la fiabilidad de la prueba es buena y los datos son confiables. Los valores fueron comparables con los obtenidos por Salta & Tzougraki (2002) cuyo valor resultante en la prueba piloto fue de 0,89 y Molina, Carriazo & Farías (2009) cuyo valor fue de 0.81. Finalmente nos lleva a afirmar que existe una consistencia adecuada de la prueba.

**Tabla 20. Análisis de fiabilidad de la prueba por categorías.**

<b>Coefficientes de alfa (<math>\alpha</math>) de Cronbach por categorías</b>					
<b>Categorías</b>	<b>Importancia de la química y del curso de química</b>	<b>Dificultad en el estudio y comprensión de la química</b>	<b>Interés por el curso de química</b>	<b>Utilidad del conocimiento químico</b>	<b>Motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula</b>
<b>Prueba piloto</b>	0.93	0.82	0.86	0.73	0.84
<b>Prueba pre-test</b>	0.90	0.80	0.83	0.71	0.86
<b>Prueba post-test</b>	0.96	0.87	0.84	0.79	0.89

Se determinó el parámetro de alfa de Cronbach para cada una de las categorías utilizando toda la población como se observa en la Tabla N° 20, los valores de referencia son los

obtenidos en la prueba post-test, los cuales son contrastados con los obtenidos por Salta y Tzougraki. En el mismo orden, de izquierda a derecha, muestran que el alfa es de 0.87; 0.89; 0.71 y 0.67 respectivamente. Esto nos lleva a inferir que la utilidad del conocimiento químico es el valor más bajo para los dos estudios, posiblemente se deba a que los estudiantes no encuentran la química como parte fundamental de su proceso formativo futuro. Pero con relación al estudio realizado por Molina, et al., (2009) cuyos valores de alfa fueron de 0,83; 0,91; 0,81 y 0,80 respectivamente el interés y utilidad de la química se comportan mejor debido a que la población seleccionada, son estudiantes involucrados en una carrera universitaria y no estudiantes de final de secundaria que pueden ver la química como una materia más. Con respecto a la última categoría “Motivación por las actividades lúdicas como herramienta de enseñanza en el aula” esta es involucrada en este trabajo, por tal razón no se cuenta con un antecedente de referencia, sin embargo arroja un valor de fiabilidad bueno con respecto a los establecidos para el coeficiente de Cronbach.

Posteriormente se realiza el análisis estadístico utilizando el programa Excel (análisis de varianza y estadística descriptiva) para la prueba piloto Tabla N° 21 y prueba de post-test en la población Tabla N° 22. El análisis de estadística descriptiva se fundamenta en la prueba piloto observado en la Tabla N° 23

**Tabla 21 . Análisis de varianza prueba piloto**

Grupos	Suma	Promedio	Varianza
TA	136	5.91	20.81
A	201	8.74	18.93
I	119	5.17	8.24
D	177	7.70	32.77
TD	57	2.48	4.72

Origen de las variaciones	Suma de cuadrados	Grados de libertad	Promedio de los cuadrados	F	Probabilidad	Valor crítico para F
Entre grupos	539.83	4	134.96	7.90	1.24E-05	2.45
Dentro de los grupos	1880.17	110	17.09			
Total	2420	114				

**Tabla 22. Análisis de varianza de prueba en población general**

<b>Grupos</b>	<b>Suma</b>	<b>Promedio</b>	<b>Varianza</b>
<b>TA</b>	800	34.78	516.72
<b>A</b>	1129	49.09	757.54
<b>I</b>	708	30.78	159.27
<b>D</b>	913	39.70	755.13
<b>TD</b>	429	18.65	154.87

<b>Origen de las variaciones</b>	<b>Suma de cuadrados</b>	<b>Grados de libertad</b>	<b>Promedio de los cuadrados</b>	<b>F</b>	<b>Probabilidad</b>	<b>Valor crítico para F</b>
<b>Entre grupos</b>	11609.86	4	2902.47	6.19	0.000157	0.412
<b>Dentro de los grupos</b>	51557.74	110	468.71			
<b>Total</b>	63167.6	114				

**Tabla 23. Análisis estadístico para Prueba piloto.**

<b>TA</b>		<b>A</b>		<b>I</b>		<b>D</b>		<b>TD</b>	
Media	5.91	Media	8.74	Media	5.17	Media	7.70	Media	2.48
Error típico	0.95	Error típico	0.91	Error típico	0.60	Error típico	1.19	Error típico	0.45
Mediana	4.00	Mediana	10.00	Mediana	5.00	Mediana	5.00	Mediana	2.00
Moda	3.00	Moda	4.00	Moda	5.00	Moda	3.00	Moda	0.00
Desviación estándar	4.56	Desviación estándar	4.35	Desviación estándar	2.87	Desviación estándar	5.72	Desviación estándar	2.17
Varianza de la muestra	20.81	Varianza de la muestra	18.93	Varianza de la muestra	8.24	Varianza de la muestra	32.77	Varianza de la muestra	4.72
Coficiente de Asimetría	0.91	Coficiente de asimetría	0.01	Coficiente de asimetría	0.78	Coficiente de asimetría	0.33	Coficiente de asimetría	0.81
Rango	15	Rango	14	Rango	12	Rango	18	Rango	8
Mínimo	1	Mínimo	2	Mínimo	1	Mínimo	0	Mínimo	0
Máximo	16	Máximo	16	Máximo	13	Máximo	18	Máximo	8
Suma	136	Suma	201	Suma	119	Suma	177	Suma	57
Cuenta	23	Cuenta	23	Cuenta	23	Cuenta	23	Cuenta	23
Mayor (1)	16	Mayor (1)	16	Mayor (1)	13	Mayor (1)	18	Mayor (1)	8
Menor(1)	1	Menor(1)	2	Menor(1)	1	Menor(1)	0	Menor(1)	0

## 7. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

La actitud de los estudiantes hacia la química después de la aplicación de la estrategia metodológica y de acuerdo a los promedios obtenidos en las categorías se puede catalogar como positiva. Así, se puede concluir que la gran mayoría del grupo comprende la importancia de la química en nuestro diario vivir y cómo esta puede ser una fuente de progreso de la sociedad. El interés que despierta esta ciencia en la población es bueno, existe curiosidad y deseo de exploración. No se considera una ciencia abstracta e incomprensible, al contrario se percibe fácil de estudiar y comprender. Sin embargo, es importante fomentar su estudio a nivel universitario; actualmente los estudiantes sienten poca motivación por las carreras afines a la química. Es posible que otras carreras estén acaparando el interés de nuestros estudiantes por su dinamismo o aplicabilidad, por tal motivo es necesario que los docentes busquen estrategias para interesar y motivar a las nuevas generaciones por el aprendizaje de la química, enamorarlos de esta ciencia como una opción de vida. Labor que de acuerdo con autores como Shakhashiri se puede apoyar mediante la utilización de herramientas motivacionales como las demostraciones en el aula. Que para nuestro caso generaron gran atracción en la población de estudio, al punto de catalogarlas como actividades enriquecedoras que dinamizan la clase, fortalecen los conceptos y son primordiales en los procesos de enseñanza de la química.

Esta metodología de enseñanza apoyada en las demostraciones generó en los estudiantes una actitud muy positiva hacia la química, debido a que aporta de manera significativa al aprendizaje del estudiante, al integrar los componentes teóricos de la disciplina, y su aplicación en el ámbito práctico. Se consideran como una buena herramienta motivacional para captar la atención de los estudiantes, fomentar la creatividad, curiosidad e interés por la investigación en ciencia química. Es importante destacar que las demostraciones hacen parte de una serie de eventos impactantes (luminosos, coloridos y ruidosos) que suelen almacenarse de forma más rápida y permanente en los recuerdos del observador, ese conocimiento espontáneo o personal debe ser fortalecido por el docente, quien debe orientarlo en pro de ser transformado en un conocimiento científico.

Una conferencia, clase o exposición apoyada en demostraciones, requiere del conocimiento de los maestros y de las propiedades del sistema químico que va a explicar. Por tal razón el diseñar y aplicar demostraciones de aula, implican una mayor profundización de la ciencia química, debido a que esta actividad involucra una gran variedad de enfoques paralelos y cuestionamientos, que algunas veces el docente no puede planificar inicialmente, pero que finalmente demandan su adecuada explicación.

De acuerdo con Ausubel (1963) en la postura de la teoría de la enseñanza-aprendizaje, se debe considerar el aprendizaje como un proceso de adquisición de significados potenciales provenientes de un material de enseñanza. Donde la enseñanza se considera como el proceso mediante el cual se comunican o transmiten conocimientos especiales o generales sobre una materia. Partiendo de esta premisa es válido afirmar que, al incluir las demostraciones en química como una metodología de enseñanza, se fomentará una actitud muy positiva hacia la química que conlleva al fortalecimiento del proceso de aprendizaje de los estudiantes al extender, cambiar o dar nuevos significados a los conceptos obtenidos mediante la experiencia.

Algunas de las recomendaciones que surgen a partir de este trabajo de grado para los futuros estudios relacionados con el tema son: Cuantificar la relación entre lo aprendido por el estudiante y las demostraciones de aula, debido a que es importante establecer en términos numéricos que tan enriquecedora puede llegar a ser la experiencia y que tan constructiva conceptualmente es para el estudiante. Involucrar a los docentes en el proceso de cambio de actitud hacia la química y de esta manera fomentar la aplicación de nuevas herramientas didácticas de enseñanza. Profundizar en las temáticas en química ampliando su campo de estudio hacia la orgánica, bioquímica, fitoquímica o demás ramas afines; con la idea de diseñar experiencias atractivas para los estudiantes interesados en profundizar en ciencias químicas. Por último se recomienda a los docentes de química y asignaturas afines fomentar en los estudiantes, el interés por el estudio de las ciencias, sin importar la didáctica, metodología o estrategia es necesario encaminar a las futuras generaciones hacia la investigación científica y de esta forma contribuir al crecimiento de la sociedad.

Faltaría decir algo sobre que es importante que los estudiantes vean la química como una ciencia muy aplicada, que brinda muchas posibilidades a su futuro profesional y bienestar a la sociedad.

## 8. REFERENCIAS

- Abalos, A. (16 de Septiembre de 2015). *Slideplayer*. Obtenido de <http://slideplayer.es/slide/4035882/>
- Atkins, P., & De paula , J. (2007). *Química Física* . Buenos aires : Medica panamericana .
- Ausubel, D. (1963). *Psychology of meaningful verbal learning*. New York: Grune & Stratton.
- Ausubel, D., Novak , J., & Hanesian, H. (1983). *Psicología Educativa: Un punto de vista cognoscitivo*. 2° Ed. México: Trillas.
- Aymerich, M. I. (2004). Un nuevo enfoque de la enseñanza de la química: contextualizar y modelizar. *The Journal of the Argentine Chemical Society Vol. 92 - N° 4/6*, 115-136.
- Aytekin, C., Burçkin , D., & Gonca, H. (2014). Turkish middle school students' conceptions and modelling of chemical bonds. *Journal of Baltic Science Education*, 483-496.
- Ballesteros, A. (2002). *El Aprendizaje Significativo en la Práctica, Cómo hacer aprendizaje significativo en el aula*. . Madrid .
- Barberá, O., & Valdés, P. (1996). El Trabajo Práctico En la Enseñanza de las ciencias: Revisión. *Enseñanza de las ciencias*, 365-379.
- Barceló, I., & Solís, H. (2010). *Cinética y Catálisis de las reacciones químicas en fase homogénea*. México D.F: Universidad Autónoma Metropolitana.
- Benson, S. W. (1962). Some Aspects of Chemical Kinetics for Elementary Chemistry. *Journd of Chemical Education*, 321-324.
- Bioscience. (2012). *Biology education in the United States*. Recuperado el 12 de 08 de 2015, de <http://bioscience.oxfordjournals.org/content/52/7/560.full>
- Bueno Garesse, E. (2004). Aprendiendo Química en casa. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 45-51 Vol. 1, N° 1,.
- Bueno, A. (2003). Algunas reflexiones sobre la enseñanza y el aprendizaje de la Física y de la Química. *Educación en el 2000*, 12-17.
- Cáceres, D., & Muñoz Castillo, J. (2002). Demostraciones y enseñanza. En D. C. Rojas, *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela* (págs. 60-138). Bogota: Universidad Nacional de Colombia, Programa RED.

- Cardenas, A. (2006). Dificultades de Aprendizaje Química: Caracterización y búsqueda de alternativas para superarlas. *Ciência & Educação*, v. 12, n. 3., p. 333-346.
- Carmona, E. (2010). La importancia de la experimentación en química. *Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales*, 189-202.
- Carretero, M., & Limon, M. (1997). Problemas actuales del constructivismo. De la teoría a la práctica. En M. Rodrigo, & J. Arnay, *La construcción del conocimiento escolar* (págs. 135-154). Barcelona: Paidós.
- Castillo, A., Ramírez, M., & González, M. (2013). El aprendizaje significativo de la química: condiciones para lograrlo. *Omnia Año 19, No. 2*, 11-24.
- Chang, R., & College, W. (2002). *Química*. México D.F: Mc Graw Hill.
- Connors, K. (1990). *Chemical Kinetics, The Study of Reaction Rates in Solution*. Madison, Wisconsin: VCH Publishers Inc.
- Cope, A. (12 de Diciembre de 1961). Encouraging Creativity in chemistry. *Journal of Chemical Education*, 589-591.
- Corominas, J. (2010). Fiesta química: licores que no lo son, bebidas que no hay. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 8, 454-459.
- Cotton, F., & Wilkinson, G. (1969). *Química Inorgánica Avanzada*. Mexico: Limusa Wiley S. A.
- Cunningham, K. (2007). Applications of Reaction Rate. *Journal of Chemical Education*, 430-433.
- Dekock, R. (1987). The Chemical Bond. *Journal of Chemical Education*, 934-941.
- Delors, J. (1996). *Los cuatro pilares de la educación* en *La educación encierra un tesoro*. Madrid, España: Santillana/UNESCO.
- Ealy, J. B. (1995). *Visualizing Chemistry Investigations for Teacher*. Washington: Library of Congress Cataloging.
- Ebenezer, J. (1992). Making Chemistry Learning More Meaningful. *Journal of Chemical Education*, 464-467.
- Edwards, P., Krebs, B., Raithby, N., Cheetham, A., Long, N., & Schröder, M. (2014). The new chemistry of the elements. *Phil. Trans. Royal Society*, 373-375.
- Estevez, B., & Quintana, M. (2012). Revisión teórica de los conceptos de enlace iónico y covalente y clasificación de las sustancias. *Revista Cubana De Química*, 9-12.

- Eun-Jung, P., & Kyunghye , C. (2012). Analysis of student understanding of science concepts including mathematical representations: pH values and the relative differences of pH values. *International Journal of Science and Mathematics Education*, 683-706.
- Fariás Camero, D. M., & Molina Caballero , M. F. (2006). Una experiencia de trabajo por investigación en el laboratorio de Química Fundamental II. En F. A. Germán Hernández, *Experiencias significativas en innovación pedagógica* (págs. 158-164). Bogota, Colombia: Unibiblos.
- Furió, C. (2000). Dificultades conceptuales y epistemológicas en el aprendizaje de los procesos químicos. *Educación Química* , 300-308.
- Furió, C. (2006). La motivación de los estudiantes y la enseñanza de la Química. Una cuestión controvertida. *Educación Química* 17, 222-227.
- García Barros, S., Mondelo, A., & Martínez Losada, S. (1995). El trabajo práctico. Una intervención Para la formación de profesores. *Enseñanza de las Ciencias*, 203-209.
- García Liarte, D., & Peña Martínez, M. (2006). Cinética recreativa. Un análisis de aspectos relativos a la velocidad de las reacciones químicas basado en el desarrollo de experiencias con gran impactovisual. *II Jornadas sobre la enseñanza de las ciencias y las ingenierías*, 12-26.
- Garriz , A., & Chamizo, J. (1998). *Manifestaciones de la materia*. Mexico: Pearson Prentice Hall.
- George , D., & Mallery, P. (2003). *SPSS for Windows step by step: A simple guide and reference. 11.0 update*. Boston: MA: Allyn & Bacon.
- Gilbert, J. (2006). On the nature of ‘context’ in chemical education. *International Journal of Science Education*, 957-976.
- Golombek, D. (2008). Aprender y enseñar ciencias: del laboratorio al aula y viceversa. *Documento base del V Foro Latinoamericano de Educación - Aprender y enseñar ciencias. Desafíos, estrategias y oportunidades promovido por la Fundación Santillana*. Buenos Argentina: Santillana.
- Gómez, C., Gonzales , R., & Viruela , R. (14 de Mayo de 2015). *Open course ware*. Obtenido de [http://ocw.uv.es/ciencias/1-1/teo\\_cinetica\\_nuevo.pdf](http://ocw.uv.es/ciencias/1-1/teo_cinetica_nuevo.pdf)
- Hawkes, S. (2009). Conductivity. *Journal of Chemical Education*, 430-431.

- Hernández R, C. F. (1991). *Metodología de la Investigación*. México: Mc Graw Hill Interamericana de México, s.a.
- Hudle, P. W. (2000). Simulations form Teaching Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 920-926.
- Johnstone, A. (1993). The development of Chemistry teaching. *Journal of Chemical Education*, 701-703.
- Juan, P. Q. (1995). Una formulación para un principio: análisis histórico del principio de Le Chatelier. *Revista Mexicana de Física 41, No. 4* , 586-598.
- Keyser, M. (2000). Active learning and cooperative learning: understanding the difference and using both styles effectively. *Research Strategies*, 35-44.
- Kolb, D. (1979). Catalysis, Chemical Principles. *Journal of Chemical Education*, 743-749.
- Kolb, D. (1979). The pH Concept. *Journal of Chemical Education*, 49-53.
- Kooser, A., Jenkins, J. L., & Lawrence, W. (2001). Acid–Base Indicators: A New Look at an Old Topic. *Journal of Chemical Education*, 1504-1506.
- Kuntzleman, T., Rohrer, K., & Schultz, E. (2012). The Chemistry of Lightsticks: Demonstrations To Illustrate Chemical Processes. *Journal of Chemical Education*, 910-916.
- L.Gilbert, G. (1989). *Tested Demonstrations in Chemistry* . Granville, Ohio: Journal of Chemical Education .
- Lee, B. C. (1988). *Chemical Activities for Teacher*. Washington: American Chemical Society.
- Lhde, J. (1989). Le Chatelier and Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 238-239.
- Lister, T. (2002). *Experimentos de Química Clásica*. The Royal Society of Chemistry. Madrid: Síntesis.
- Llorens, J. (1991). *Comenzando a Aprender Quimcia: Ideas para el diseño curricular* . Madrid: Ed Visor .
- Martínez Torregrosa , J., Doménech Blanco, J., Menargues, A., & Romo , G. (2012). La integración de los trabajos prácticos en la enseñanza de la química como investigación dirigida. *Educación Química*, 112-126.

- Maynard, J. (2008). Using Hydrogen Balloons To Display Metal Ion Spectra. *Journal of Chemical Education* , 519-520.
- Molina , M., Carriazo, J., & Farías, D. (2011). Actitudes hacia la química de estudiantes de diferentes carreras universitarias en Colombia . *Química Nova* , 1672-1677.
- Molina, F., Farías, M., & Casas, A. (2006). El trabajo experimental en los cursos de química básica. *Coloquio Investigación e Innovación en la Enseñanza de las Ciencias*, 51-59.
- Molina, M. F., Carriazo, J., & Farías, D. (2009). Dinamizando el proceso de enseñanza-aprendizaje de la química. Las demostraciones químicas como una opción para cambiar la forma tradicional de enseñar química. *Tecné, Episteme y Didaxis*, 1118-1124.
- Navia, J., & Cortes , V. (09 de Octubre de 2015). *El estado sólido*. Obtenido de [http://quimicadelamateria.blogspot.com.co/2009\\_10\\_01\\_archive.html](http://quimicadelamateria.blogspot.com.co/2009_10_01_archive.html)
- Ogilvie , J., & Ramirez, H. (2012). La naturaleza del enlace químico 2013 !No existe tal cosa llamada orbital!. *Ciencia Y Tecnología*, 25-28.
- Osborne, J. (2003). Attitudes towards science: a review of the literature and its implications. *Science Education*, 1049-1079.
- Pauling, L. (1984). G. N. Lewis and the Chemical Bond. *Journal of Chemical Education*, 201-203.
- Petrucci , R., Harwood , W., & Herring , F. (2003). *Química General Octava edición*. Madrid: Pearson Educación.
- Pilot, A., & Bulte, A. (2006). The Use of “Contexts” as a Challenge for the Chemistry Curriculum: Its successes and the need for further development and understanding. *International Journal of Science Education*, 1087–1112.
- Pozo Municipio, J. I., & Gómez Crespo, M. Á. (1998). *Aprender y enseñar ciencia, del conocimiento científico al conocimiento práctico*. Madrid: Ediciones Morata S.L (2006).
- Quílez, J. P. (1995). Una formulación para un principio: análisis histórico del principio de Le Chatelier. *Revista Mexicana de Física 41, No. 4*, 586-598.
- Rayner, G. (2000). *Química Inorgánica Descriptiva*. Mexico: Pearson Educación.

- Regalado, A., Delgado, F., Martínez, R., & Peralta, E. (2014). Balanceo de Ecuaciones Químicas Integrando las Asignaturas de Química General, Álgebra Lineal y Computación: Un Enfoque de Aprendizaje Activo. *Formación Universitaria* , 29-44.
- Retcofsky, H. (2003). Spectrum Analysis Discoverer? *Journal of Chemical Education*, 1001-1003.
- Roadruck, M. (1993). Chemical Demonstrations: Learning Theories Suggest Caution. *Journal of Chemical Education* , 1025-1028.
- Rodríguez, F. (1998). The Role of Carbon Materials in Heterogeneous Catalysis. *Elsevier Science* , 159-175.
- Rodríguez, L. J. (2006). *Sistemas coloidales: Características generales* . Salamanca : Universidad de Salamanca .
- Salta, K., & Tzougraki, C. (2002). Attitudes Toward Chemistry Among 11th Grade Students in High Schools in Greece. *Science Education*, 535-547.
- Sanromá, N. (1996). *Ciencia de los Coloides Física, Química y Técnica* . Barcelona : Gustavo Gili S.A.
- Santos, E., Lejarazo, E., & Vilchis, M. (2011). Enseñanza Experimental y Química Combinatoria. *Formacion Universitaria*, 3-12.
- Shakhashiri, B. (1983). *Chemical Demonstrations A Handbook for Teachers of Chemistry*. Madison, Wisconsin: University of Wisconsin.
- Summerlin, J., & Ealy, J. (1998). *Chemical Demonstrations Sourcebook for Teachers*. Washington: American Chemical Society.
- Sweeder, R., & Jeffery, K. (2012). A Comprehensive General Chemistry Demonstration. *Journal of Chemical Education*, 96-98.
- Tanis, D., & Shakhashiri, B. (Noviembre de 1984). Why I Do Demonstrations and Lecture Demonstrations. *Journal of Chemical Education*, 1010-1012.
- Taylor , C. (1988). *The Art and Science of Lecture demonstration*. New York: Taylor and Francis Group.
- Trujillo, C. A. (2006). Una imagen vale más que mil palabras: la utilidad de las demostraciones y la aplicación de los conceptos a la vida práctica en la enseñanza

- de la Química. En F. A. Germán Hernández, *Experiencias significativas en innovación pedagógica* (págs. 163-172). Bogotá, Colombia: Unibiblos.
- Vilches, A., & Furió, C. (1997). Las actitudes del alumnado hacia las Ciencias y las relaciones Ciencia, Tecnología y Sociedad. En L. Del Carmen, *La enseñanza y el aprendizaje de las Ciencias de la Naturaleza en la Educación Secundaria* (págs. 47-71). Barcelona: Universitat de Barcelona y Horsori.
- Walton, P. (2002). On the use of chemical demonstrations in lectures. *The Royal Society of Chemistry*, 22-27.
- Whitten, K., Gailey, K., Davis, R., & Ortega, M. (1992). *Química general*. Madrid: McGraw-Hill.
- Wilson, J. (1962). Colloid and Surface Chemistry in Industrial Research. *Journal of Chemical Education*, 187-193.
- Worrell, J. (1992). Creating excitement in the chemistry classroom: Active learning strategies. *Journal of chemical Education*, 963-964.

## 9. ANEXOS

### ANEXO 1: CUESTIONARIO DE ACTITUDES HACIA LA QUÍMICA

Curso: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_ Edad: \_\_\_\_\_

**OPCIONES DE RESPUESTA:** Responda de forma autónoma y de acuerdo a su criterio cada uno de las siguientes preguntas, teniendo en cuenta si usted está:

*TA = totalmente de acuerdo. A = de acuerdo. I = no estoy seguro(a): Indecisión. D = en desacuerdo. TD = totalmente en desacuerdo.*

Lea cada uno de las siguientes preguntas y marque con una **X** la respuesta escogida.

1	El curso de química me parece más agradable que otros cursos.	TA	A	I	D	TD
2	Los símbolos utilizados en la clase de química me parecen difíciles de aprender.	TA	A	I	D	TD
3	Me gustaría tener clase de química con mayor frecuencia.	TA	A	I	D	TD
4	La química sirve para conocer muchos aspectos de nuestra vida cotidiana.	TA	A	I	D	TD
5	Resuelvo con facilidad los problemas de química.	TA	A	I	D	TD
6	Me aburro durante la clase de química.	TA	A	I	D	TD
7	El conocimiento de química solo me sirve para para pasar el curso de química.	TA	A	I	D	TD
8	El desarrollo de la química ha mejorado nuestra calidad de vida.	TA	A	I	D	TD
9	La esperanza de resolver muchos problemas ambientales está en la química.	TA	A	I	D	TD
10	La seguridad de mi futuro es independiente del conocimiento químico.	TA	A	I	D	TD
11	El progreso del país está relacionado con la industria química	TA	A	I	D	TD
12	La química es muy compleja para mi nivel de conocimiento	TA	A	I	D	TD
13	Debo esforzarme mucho para aprender química	TA	A	I	D	TD
14	El lenguaje de la química y sus símbolos son fáciles de aprender	TA	A	I	D	TD
15	La profesión del químico es poco interesante	TA	A	I	D	TD
16	Todas las clases de química deberían tener al menos una demostración sobre el tema.	TA	A	I	D	TD
17	Detesto los cursos de química	TA	A	I	D	TD
18	Las demostraciones en clase constituyen una herramienta necesaria para la comprensión de conceptos	TA	A	I	D	TD
19	Desearía que la asignatura de química tuviera mas demostraciones experimentales en el aula	TA	A	I	D	TD
20	Comprendo los conceptos de química con facilidad	TA	A	I	D	TD
21	El curso de química es muy interesante	TA	A	I	D	TD
22	Cuando me enfrento a los problemas de química <b>NO</b> puedo resolverlos con facilidad.	TA	A	I	D	TD
23	Los conocimientos en química son necesarios en el desarrollo de mi futura carrera.	TA	A	I	D	TD



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

**ANEXO 2**

**DEMOSTRACIONES EN AULA  
PARA MOTIVAR EL  
APRENDIZAJE DE LA  
CIENCIA QUÍMICA EN LOS  
ESTUDIANTE**



**DISEÑADO POR: WILMER CUELLAR QUIROGA**

**UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA  
FACULTAD DE CIENCIAS  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA  
SEDE BOGOTÁ  
2016**

## **REGLAS MÍNIMAS DE SEGURIDAD PARA TENER EN CUENTA ANTES, DURANTE Y DESPUÉS DE LAS DEMOSTRACIONES EN QUÍMICA**

1. Conocer las propiedades de los productos químicos y de las reacciones químicas que intervienen en todas las demostraciones que se presentan.
2. Tener en cuenta las fichas técnicas y de seguridad de los reactivos, al igual que los protocolos a cumplir en caso de emergencia.
3. Usar protección ocular adecuada para todas las demostraciones químicas (guantes de látex o nitrilo y bata).
4. Advertir a los miembros de la audiencia para cubrir sus oídos siempre que se pronostique un fuerte ruido.
5. Utilizar campanas de extracción en las demostraciones con gases, de modo que las cantidades nocivas de estos (por ejemplo,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) no entran en el suministro de aire local.
6. Establecer la protección de seguridad adecuada siempre que haya la más mínima posibilidad de que un contenedor, sus fragmentos, o sus contenidos sean impulsados con fuerza suficiente para causar lesiones personales.
7. Mantener un extintor de incendios a mano siempre que exista la más mínima posibilidad de incendio.
8. No degustar o animar a los espectadores a probar cualquier sustancia no alimentaria.
9. No utilice demostraciones en las que partes del cuerpo humano se colocan en peligro (como la colocación de hielo seco en la boca o manos, al igual que la inmersión en nitrógeno líquido).
10. No utilice recipientes "abiertos" de sustancias volátiles, tóxicos (por ejemplo, benceno, formaldehído) sin ventilación adecuada, utilice las campanas de extracción.
11. Proporcionar la información del procedimiento, peligro y recomendaciones de cómo desechar los productos para cada demostración, cada vez que se anime al público a repetir la demostración.
12. Mantener los contenedores de residuos adecuados para la posterior eliminación de materiales nocivos para el medio ambiente.

# CONTENIDO

<b>1. CONCEPTOS RELACIONADOS CON EL ENLACE QUÍMICO</b> .....	5
<b>1.1 Demostración N°1:</b> Fenómeno de atracción fuerza eléctrica.....	5
<b>1.2 Demostración N°2:</b> Conductividad de corriente en disolución.....	7
<b>2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y DIFERENCIACIÓN DE ELEMENTOS QUÍMICOS</b> .....	10
<b>2.1 Demostración N°3:</b> Colores emitidos por diferentes sales a la llama.....	10
<b>3. MEZCLAS Y DISOLUCIONES (SISTEMAS COLOIDES)</b> .....	13
<b>3.1 Demostración N°4:</b> Efecto Tyndall para diferenciar disoluciones verdaderas de sistemas coloidales.....	14
<b>4. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS COMUNES</b> .....	16
<b>4.1 Demostración N°5:</b> Reacción de descomposición de Dicromato de amonio.....	17
<b>4.2 Demostración N°6:</b> Reacción de sustitución simple entre cobre y nitrato de plata	18
<b>4.3 Demostración N°7:</b> Reacción de sustitución doble entre yoduro de potasio y nitrato de plomo (lluvia de oro).....	18
<b>4.4 Demostración N°8:</b> Emisión de colores por los elementos en llama (Combustión). 19	
<b>4.5 Demostración N°9:</b> Reacción entre permanganato de potasio y glicerina. ....	20
<b>4.6 Demostración N°10:</b> Reacción redox, magia en “la botella azul”.....	21
<b>5. CINÉTICA QUÍMICA</b> .....	25
<b>5.1 Demostración N°11:</b> Cambio de velocidad de un proceso de reacción al variar la concentración de los reactivos. Reloj de yodo.....	26
<b>5.2 Demostración 12:</b> Formación de un complejo activado de cobalto en el proceso de oxidación de tartrato de sodio y de potasio por el peróxido de hidrógeno. ....	28
<b>5.3 Demostración 13:</b> Formación de espuma por la descomposición de peróxido de hidrógeno, con la ayuda de un catalizador de yoduro de potasio (pasta dental para elefantes). 30	
<b>5.4 Demostración 14:</b> Descomposición de peróxido de hidrógeno a vapor de agua por la acción de permanganato de potasio (genio de la botella).....	31
<b>6. EQUILIBRIO QUÍMICO</b> .....	34
<b>6.1 Demostración N°15:</b> <i>Equilibrio Rosa-Azul</i> . ....	35
<b>7. DETERMINACIÓN DE pH</b> .....	37
<b>7.1 Demostración N°16:</b> Disoluciones coloridas con repollo morado.....	37
<b>7.2 Demostración N°17:</b> Neutralización ácido-base con dióxido de carbono.....	39
<b>8. Diversión y más demostraciones</b> .....	42

<b>8.1 Demostración N°18:</b> Cristalización de acetato de sodio (disolución en sobresaturación) .....	42
<b>8.2 Demostración N°19:</b> Reacción exotérmica entre zinc y óxido de cobre (II).....	44
<b>8.3 Demostración N°20:</b> Vasos mágicos (variación de colores por sustancias indicadoras ácido-base, oxidantes o neutralizadoras) .....	45
<b>8.4 Demostración N° 21:</b> Juego de colores con hielo seco e indicadores ácido-base. ....	48
<b>9. Bibliografía</b> .....	53

# 1. CONCEPTOS RELACIONADOS CON EL ENLACE QUÍMICO

## ¿Qué vamos a trabajar?

### Fuerzas de atracción en la materia

## ¿Cómo lo vamos a explicar?

La finalidad es dar a entender al estudiante que la materia, presenta interacciones electrostáticas de atracción y repulsión, importante en la formación de moléculas.

### Descripción

La gran mayoría de los átomos en la naturaleza no se encuentran aislados, la tendencia de los átomos es la de mantener una atracción electrostática constante con otros átomos, para formar moléculas o iones. Su predisposición es la de mantenerse unidos y de esta forma liberar energía, que resulta en un conjunto de átomos con estados energéticos más estables con relación a aquellos que permanecen aislados o separados. Estas interacciones energéticas son las responsables de mantener la unión entre entidades químicas, fuerza de atracción electrostática o enlace químico (Ogilvie, 2012).

### Acción en el aula

#### 1.1 Demostración N°1: Fenómeno de atracción fuerza eléctrica.

##### Elementos para la demostración:

<i>Materiales</i>
➤ Hoja de papel
➤ Paño de lana
➤ 3 Globos medianos
➤ Trozo papel de aluminio
➤ Hilo
➤ Bolígrafo

##### Procedimiento:

- Cortar pequeños trozos de papel dejar sobre la superficie y acercar un bolígrafo. Posteriormente tomar el bolígrafo frotar en el paño o cabello y acercar a los trozos de papel. Ilustración 1

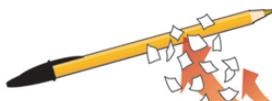


Ilustración 1. Cargas eléctricas en un bolígrafo tomado de

<http://wmtndta.blogspot.com/2013/04/sobre-las-cargas-electricas.html>

- b. Inflar un globo y acercarlo a nuestro cabello. Luego frotamos el globo contra el trozo de paño o lana y lo volvemos acercar al pelo.
- c. Tomar dos globos inflados y frotarlos contra unos trozos de paño o lana y posteriormente acercarlos.
- d. Atar un trozo de papel aluminio a un hilo, tomar una pajilla o esfero y frotar contra el pelo o lana y acercar al papel aluminio.



*Ilustración 2. Elementos para comprobar cargas en la materia.*

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Por qué existe una atracción entre estos objetos?
2. ¿Todos los objetos se pueden atraer sin importar su naturaleza?
3. ¿Qué materiales consideras que no pueden generar atracción o repulsión y por qué?
4. ¿Cómo podemos relacionar este fenómeno con la atracción entre los átomos?
5. ¿Nombre una situación en donde se pueda evidenciar un fenómeno similar al observado?

### **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Dar a entender a los estudiantes que la materia tiene cargas eléctricas que pueden intercambiarse.
- ✓ La materia experimenta procesos de interacción de cargas electrostáticas, fundamentadas en la atracción de las partículas más que en su repulsión.
- ✓ El estudiante debe conocer que los átomos presentan diferentes cargas eléctricas y sus interacciones son las principales razones de la formación de enlaces. Un mecanismo muy utilizado es la formación de iones por el intercambio de electrones (perdida o ganancia) principalmente los de valencia. Sin embargo es de resaltar que la mayor parte de los compuestos se forman al compartir cargas eléctricas (electrones). En la actualidad se conoce más de 100 millones de compuestos covalentes y sólo unos 4 millones de compuesto iónicos.
- ✓ Es una propiedad de la materia; cuando un átomo se une a otro, cede, recibe o comparte electrones, que son los únicos que se pueden intercambiar en la materia de forma natural. Esta partícula subatómica es la única a la que se le atribuye movimiento subatómico.

## ***¿Qué vamos a trabajar?***

**Propiedades del enlace químico (Conductividad de compuestos iónicos y covalente)**

## ***¿Cómo lo vamos a explicar?***

Se realiza un circuito eléctrico involucrando diferentes disoluciones de uso común, buscando que el estudiante comprenda cómo el flujo de corriente eléctrica se puede dar en medios acuosos, por acción de las cargas de diferentes iones y cómo en la ausencia de estos iones, se limita o restringe el flujo de corriente.

### **Descripción**

La conductividad eléctrica se define como la capacidad de una sustancia de conducir la corriente eléctrica. La gran mayoría de los compuestos no conductores en estado sólido son iónicos y covalentes apolares; sin embargo, los compuestos iónicos o que forman iones al disolverse en agua presentan una buena conductividad en medio acuoso. Es importante resaltar que esta conducción no es electrónica, es iónica debido a que la conductividad en este medio depende de la formación de iones solvatados, La corriente eléctrica en agua no se presenta por movimiento de electrones, ocurre por movimiento de iones. .

Un electrolito por definición es una sustancia que al disolverse en agua, aumenta la conductividad eléctrica. Los electrolitos se clasifican en débiles y fuertes, los débiles se disocian parcialmente en agua; mientras que los fuertes son aquellos que en agua se encuentran 100% o casi totalmente disociados. Esta Propiedad favorece la conducción eléctrica y es independiente de la solubilidad, debido a que una sal puede ser muy poco soluble; pero si lo poco que se disuelve está disociado será suficiente para permitir el paso de corriente y en consecuencia se obtendrá la formación de una disolución iónica con gran poder conductor (Garritz A., 1998).

### **Acción en el aula**

#### **1.2 Demostración N°2: Conductividad de corriente en disolución**

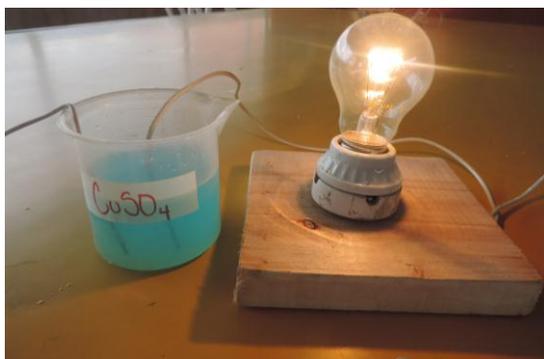
##### **Elementos para la demostración:**

<b>Materiales</b>	<b>Reactivos</b>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Fuente eléctrica de corriente alterna</li><li>➤ Una conexión para bombillo (gráfico)</li><li>➤ Un vaso de precipitado</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Cloruro de sodio (sal de cocina)</li><li>➤ Sulfato de cobre</li><li>➤ Agua des ionizada</li><li>➤ Azúcar</li><li>➤ Hidróxido de sodio</li><li>➤ Etanol</li></ul>

- Glicerina
- Jugo de limón
- Formaldehido

### Procedimiento:

1. Realice un montaje utilizando un bombillo y una toma corriente como se muestra en la ilustración 3(a). La conexión al bombillo se interrumpe cortando uno de los cables de corriente y sumergiéndolo en la disolución problema para que esta sirva de puente conductor. Ilustración 3(b) al conectar a la toma de corriente el bombillo encenderá si esta disolución tiene la capacidad de permitir el flujo de corriente eléctrica.



(a)



(b)

*Ilustración 3. Montaje para identificación de conductividad en disoluciones*

2. Pruebas de conductividad: como primera medida adicionar de 50 mL a 100 mL de agua de grifo en el vaso de precipitado y cerrar el circuito propuesto de acuerdo con la ilustración 3(a), observar que sucede identificando la conductividad.



*Ilustración 4. Disoluciones para identificar la conductividad eléctrica.*

3. Tomar de 50 mL a 100 mL de agua destilada y agregar pequeñas cantidades de sal de cocina (NaCl), observando la variación de la intensidad del bombillo, agitar hasta disolución completa y probar la conductividad (Repita este proceso con sulfato de cobre, agua y azúcar, vinagre, agua-jabón, jugo de limón y otras sustancias que considere convenientes).



*Ilustración 5. Conductividad en disolución de agua y cloruro de sodio*

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Qué se puede entender por conductor en disolución?
2. ¿Qué diferencias existen entre las sustancias utilizadas de acuerdo a lo observado y teniendo en cuenta la naturaleza química de las sustancias?
3. ¿Qué tienen en común las sustancias que presentaron conductividad en disolución?
4. ¿Por qué se utilizan materiales que contengan metales en la fabricación de conductores eléctricos?

### **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ La conductividad eléctrica en disolución tiene como variable, la cantidad de iones presentes en la disolución. La resistividad se define como el inverso de la conductividad.
- ✓ Este experimento ilustra cómo el movimiento de iones puede cerrar un circuito eléctrico en una disolución. Los iones positivos migran al electrodo negativo y ganan electrones. Este proceso se conoce como reducción. Los iones negativos migran al electrodo positivo y pierden electrones. A este proceso se le llama oxidación. Este movimiento de iones o carga eléctrica es el responsable de la corriente eléctrica, que fluye en una solución. La conductividad eléctrica de cada solución es, por lo tanto, dependiente de su concentración iónica. Si la corriente alterna es de alta frecuencia no se observa reducción ni oxidación, pero con corriente alterna de 60 Hz como la utilizada en Colombia, es probable que observe deposición de metal en los electrodos.
- ✓ El agua pura, no tiene iones más que los pocos producidos durante la autoionización del agua. En el agua pura, a 25 °C, sólo, aproximadamente, una molécula de cada diez millones forma iones. Así, la concentración de iones es muy baja ( $1,0 \times 10^{-7} \text{M}$  a 25°C). La conductividad del agua destilada es un poco mayor pero demasiado baja para encender el bombillo.

## **2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y DIFERENCIACIÓN DE ELEMENTOS QUÍMICOS**

### **¿Qué vamos a trabajar?**

**Diferenciación entre átomos por espectros de emisión de metales a la llama**

### **¿Cómo lo vamos a explicar?**

Una forma de demostrar al estudiante que los átomos presentan diferencia en su composición y comportamiento es mediante los espectros de emisión, que son únicos para cada elemento. Combustión de sales inorgánicas en disolución (diferenciación de metales)

#### **Descripción**

Los espectros de emisión son considerados espectros continuos o líneas de radiación emitidas por las sustancias, que son observables al energizar una muestra de material mediante energía térmica o cualquier otra fuente de energía como una descarga eléctrica. Cada átomo emite radiación en determinada frecuencia, una serie de líneas en un espectro que puede ser medido por patrones de superposición. (Whitten, 1992). Esta propiedad de los átomos se cumple si el elemento está puro o mezclado con otros, por lo tanto es una técnica básica de análisis en identificación atómica. De esta manera, un determinado elemento da lugar a una serie de radiaciones características que constituyen su espectro de emisión, y pueden considerarse como su "huella dactilar". (Garritz A., 1998)

#### **Acción en el aula**

### **2.1 Demostración N°3: Colores emitidos por diferentes sales a la llama**



*Ilustración 6. Desarrollo de demostración colores emitidos a la llama en aula*

## Elementos para la demostración:

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Pinzas para crisol.</li><li>➤ Tapas metálicas</li><li>➤ Algodón</li><li>➤ Agitador</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Etanol o metanol</li><li>• Sales de distintos compuestos: cloruros de Li, Cu, Na, K, Sr, Ba, Ca. (Se pueden utilizar otro tipo de compuestos, como <math>\text{CuSO}_4</math>, (pero los cloruros son más volátiles y presentan mejores resultados).</li></ul>

## Procedimiento

1. Se prepara una disolución saturada de cada sal (con menos de un gramo) en una mezcla de 20 mL de etanol-metanol en proporciones iguales. Se recomienda agitar fuertemente hasta observar la disolución de la sal. Las sales recomendadas por su vistosidad a la llama y costo son: **cloruro de litio=rojo**, **cloruro de sodio=amarillo**, **cloruro de potasio=violeta**, **ácido bórico =verde**, **cloruro de estroncio=rojo carmín**, **cloruro de calcio=naranja** y **sulfato y cloruros de cobre= verde**.
2. Se pone un poco de cada una de las disoluciones en tapas metálicas (una por cada sal) y se impregna una porción de algodón con la disolución hasta que este se humedezca en su totalidad y posteriormente se enciende.
3. Se hace necesario etiquetar de forma clara cada uno los recipientes que se encuentra ardiendo, para que se visualice claramente cuáles son las sales en combustión y se relacionan con el color.



*Ilustración 7. Colores de sales inorgánicas a la llama* Tomada de <http://www.taringa.net/posts/cienciaeducacion/12766878/De-que-color-es-el-fuego.html>

## Cuestionamientos para discutir

1. ¿A qué atribuye que cada una de las disoluciones genera llamas de distintos colores?
2. ¿Cuál es la diferencia entre un espectro de emisión y uno de absorción?

3. ¿Qué relación hay entre los espectros de los metales y la astronomía?
4. ¿En qué otros campos de la ciencia puede tener importancia o aplicación los espectros de emisión de un metal?

### **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Durante el desarrollo de esta demostración es importante tener en cuenta la seguridad del público y del docente, debido a que se están manipulando sustancias comburentes. Por tal razón es necesario el uso de gafas protectoras en todos los asistentes y guantes de nitrilo para quien va a desarrollar la demostración.
- ✓ Se puede realizar con botellas que contengan pulverizador. Inicialmente se preparan las disoluciones y se introducen a la botella. Luego se apunta directamente a la llama y se observa. Se debe tener cuidado al momento de accionar el pulverizador debido a que la llama puede retroceder e introducirse en la botella.
- ✓ Esta demostración se recomienda realizarla en espacios ampliamente ventilados, con el fin de evitar la absorción de gases provenientes de la combustión.
- ✓ Las sustancias generadoras de color a la llama se encuentran usualmente en forma de sales y raramente como metales en polvo. En las sales metálicas solamente el catión produce el color, mientras que los aniones no influyen directamente en el este, aunque sí lo hacen en la temperatura de la llama, que está relacionada con la excitación de las moléculas.
- ✓ Johann Glauber 1659 observó que el color de la llama indica qué metales están presentes, dando inicio a un método de análisis de sustancias a la llama. Siendo este uno de los primeros ensayos que se hacen sobre sustancias que contengan metales.
- ✓ El nitrato de estroncio es un producto indispensable en pirotecnia para obtener fuegos artificiales de color rojo. Otros metales como el potasio y el cobre se emplean también debido a su intensidad y vistosidad. Merece la pena destacar que los fuegos artificiales fueron monocromos hasta el siglo XIX, ya que se utilizaba el sodio casi de manera exclusiva.



*Ilustración 8. Combustión de KCl, NaCl y CuCl respectivamente*

### **3. MEZCLAS Y DISOLUCIONES (SISTEMAS COLOIDES)**

#### **¿Qué vamos a trabajar?**

**Diferenciación de Sistemas coloidales y disoluciones verdaderas**

#### **¿Cómo lo vamos a explicar?**

Diferenciar entre disoluciones verdaderas o disoluciones coloidales, es bastante complicado a simple vista. Pero mediante la utilización de la luz y aplicando el efecto Tyndall el estudiante comprenderá y estará en capacidad de determinar la diferencia entre un sistema coloidal o disperso de una disolución.

#### **Descripción**

En la naturaleza no abundan las sustancias puras. La mayor parte de las sustancias que manejamos son mezclas, algunas de las cuales denominamos disoluciones, otras dispersiones o suspensiones coloidales. Cuando hablamos de disoluciones nos referimos a sistemas de más de un componente en los que distinguimos un disolvente y uno o varios solutos, donde los solutos cuentan con tamaños inferiores a 1 nm. Otros sistemas son los de tipo coloidal formados por partículas de mayor tamaño (se estima que entre 1 nm y 100 nm). Dispersiones de proteínas, polisacáridos, polímeros y otras moléculas grandes forman sistemas coloidales. (Rodríguez, 2006)

Los sistemas coloidales son sistema de al menos dos fases, una de ellas finamente dividida en pequeñas partículas (fase dispersa, fase discontinua) a la que rodea completamente la otra sustancia (fase dispersante, medio de dispersión, fase continua).

Para comprender de una forma más clara la diferencia entre estos dos sistemas se recurre al efecto Tyndall que es un fenómeno físico que hace que las partículas coloidales en una disolución dispersen un haz de luz, permitiendo visualizar pequeñas partículas; por el contrario, en las disoluciones verdaderas y los gases sin partículas en suspensión, prácticamente no dispersan la luz. Esta diferencia permite distinguir a aquellas mezclas heterogéneas que son dispersiones coloidales de soluciones verdaderas (Sanromá, 1996).

Comprender este concepto es importante debido a que diariamente entramos en contacto con una gran cantidad de dispersiones coloidales, por ejemplo: En la industria, los cauchos, los plásticos, las pinturas, las lacas, los textiles, el papel, las películas fotográficas, las tintas, los cementos, las gomas, los cueros, los lubricantes, los jabones, los insecticidas agrícolas, los detergentes y los barnices son coloides. Estas dispersiones también las podemos encontrar en el medio ambiente como contaminación atmosférica, aerosoles o espumas y son ampliamente usadas en la purificación de agua, lodos y pesticidas.

## Acción en el aula

### 3.1 Demostración N°4: Efecto Tyndall para diferenciar disoluciones verdaderas de sistemas coloidales.

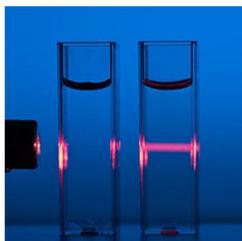


Ilustración 9. Efecto Tyndall. Tomada de <http://ilustracionmedica.wordpress.com/2014/08/27/fisicos-haciendo-medicina-john-tyndall/>

#### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Vaso de vidrio transparente o Erlenmeyer</li><li>➤ Apuntador o laser</li><li>➤ Vara de Incienso</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Agua</li><li>• Leche</li><li>• Gelatina</li><li>• Enjuague bucal</li><li>• Vino de manzana o durazno</li><li>• Bebida gaseosa transparente</li></ul>

#### Procedimiento:

1. Tomar un vaso o Erlenmeyer, adicionar una de las sustancias propuestas y llevar a una superficie oscura (se recomienda iniciar con agua como referente) como se muestra en la imagen.

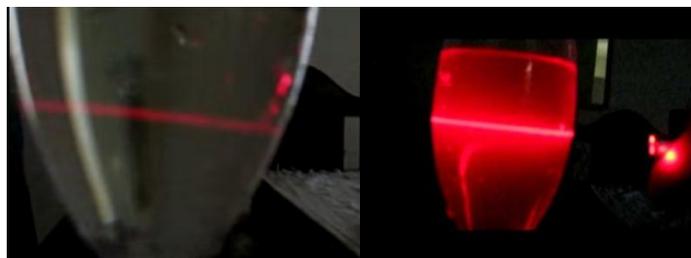


Ilustración 10. Efecto Tyndall en licores de manzana

2. Tomar el apuntador o laser y dirigir la luz al recipiente que contiene la sustancia problema, identificar si se observa alguna distorsión de la luz o si es evidente identificar la trayectoria del haz de luz.

3. Realizar el mismo procedimiento con cada una de las sustancias e identificar, cuales sustancias se pueden clasificar como coloides o disoluciones verdaderas. Para la demostración con la vara de incienso se debe encender el incienso y poner dentro de una botella o recipiente, tapar de tal forma que el humo no se libere y apuntar con el rayo de luz.

### ***Cuestionamientos para discutir***

1. ¿Qué entiende por sistema coloidal?
2. ¿A qué se atribuye el poder evidenciar la trayectoria de la luz en algunas sustancias y en otras no?
3. ¿Cuál es la diferencia entre una disolución verdadera y una disolución coloidal?
4. ¿Qué sistemas serán más abundantes en la naturaleza las disoluciones verdaderas o los sistemas coloidales?

### ***Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación***

- ✓ Se pueden aplicar diferentes sustancias a las propuestas, son de gran utilidad los licores de frutas facilitan el observar claramente el efecto Tyndall.
- ✓ Es importante para el éxito de la demostración contar con un espacio bajo en iluminación y mantener una superficie oscura para evidenciar la trayectoria de la luz en las diferentes soluciones.
- ✓ El científico irlandés John Tyndall estudió el efecto que lleva su apellido en 1869. Este efecto se observa claramente cuando se usan los faros de un automóvil en la niebla o cuando entra luz solar en una habitación con polvo.
- ✓ Algunos Ejemplos familiares de coloides son: la neblina, las nubes, humos, smog, que son dispersiones de finas partículas en un medio de dispersión gaseoso; la leche es una fina dispersión de grasas en agua. Emulsiones, pinturas, lodos son dispersiones de partículas sólidas en un medio líquido o suspensiones coloidales; gelatinas o geles son dispersión de macromoléculas en líquidos. De gran importancia dentro de los biocoloides están: la sangre, tejido óseo, tejido muscular y cartilaginoso entre otros.

## 4. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS COMUNES

### *¿Qué vamos a trabajar?*

#### **Algunos tipos de reacciones**

### *¿Cómo lo vamos a explicar?*

Las reacciones químicas son evidenciables en muchos fenómenos de la vida cotidiana la combustión de un papel, la respiración, la oxidación de una manzana son fenómenos que observamos diariamente. También existen otros tipos de reacciones que no son tan comunes y algunas veces difíciles de evidenciar, como lo son la sustitución simple, doble o descomposición, por tal motivo esta demostración está enfocada a trabajar algunas de estas reacciones.

#### **Descripción**

Una reacción química consiste en el cambio de una o más sustancias en otras. Si cambia la composición o la estructura de la materia ha ocurrido una reacción química. Los reactantes son las sustancias involucradas al inicio de la reacción y los productos son las sustancias que resultan de la transformación, esta reorganización de los átomos conforma nuevas moléculas, cambiando la composición o estructura de la materia. Para que esto suceda es necesario que en la interacción molecular se rompan enlaces en las moléculas originales y se formen nuevos enlaces (Petrucci R.H., 2003).

Una ecuación química describe la reacción, entre los reactantes, representados por sus fórmulas o símbolos, que se ubican a la izquierda de una flecha; y posterior a esta, se escriben los productos, igualmente simbolizados (Whitten, 1992).

Las reacciones se clasifican de acuerdo al proceso de cambio que se evidencia. Los tipos de reacciones más comunes son metátesis y óxido reducción; las cuales trataremos en esta demostración como:

- **Reacciones de síntesis:** en este tipo de reacciones dos o más sustancias se combinan para dar un sólo producto.
- **Reacciones de descomposición:** En este caso a partir de un único compuesto se obtienen como producto dos o más sustancias.
- **Reacciones de sustitución simple:** En esta transformación un elemento se “traslada” de un compuesto a otro.
- **Reacciones de sustitución doble:** En esta transformación dos elementos se “trasladan” de un compuesto a otro para formar nuevos productos.
- **Reacciones de combustión:** Se caracterizan por la participación del oxígeno, (aunque no es la única sustancia capaz de soportar la combustión). Por lo general

están acompañadas de un gran aumento de la temperatura y emisión de luz. Las combustiones más frecuentes son combinaciones con oxígeno atmosférico, los productos más habituales son el dióxido de carbono y el agua.

- **Reacción de óxido-reducción:** se caracterizan por que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando cambios en los estados de oxidación de los elementos participantes.

## Acción en el aula

**Demostraciones:** Se plantean algunas transformaciones químicas de la materia en los diferentes procesos de reacción.

### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Cápsula de porcelana</li> <li>➤ Vaso de precipitado</li> <li>➤ 3 tubos de ensayo</li> <li>➤ Cerrillo o palillo (de pincho)</li> <li>➤ Mechero bunsen</li> <li>➤ Hielo</li> <li>➤ Pinzas con nuez para tubo</li> <li>➤ Soporte universal</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• 20 g Dicromato de amonio <math>(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math></li> <li>• Disolución de nitrato de plomo 0,1 M</li> <li>• Disolución de yoduro de potasio 0,1 M</li> <li>• Alambre de cobre</li> <li>• Disolución al 20% de nitrato de plata</li> <li>• Clorato de potasio</li> <li>• Cloruro de estroncio</li> <li>• 5g de Cristales de permanganato de potasio.</li> <li>• 20 mL de glicerina</li> </ul>

### Procedimiento:

#### 4. 1 Demostración N°5: Reacción de descomposición de Dicromato de amonio

1. Tomar una cápsula de porcelana y adicionar arena en el fondo hasta un poco menos de la mitad. Luego adicionar de 5 g a 10 g de dicromato de amonio en la cápsula sobre la arena (forma de cono o montaña), prender un cerillo o palillo en la punta y acercar a la punta del cono, como se observa en la ilustración 11, hasta observar que el dicromato de amonio inicia su combustión.

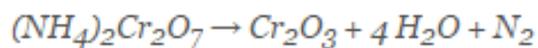


Ilustración 11. Descomposición de  $(NH_4)_2Cr_2O_7$

**Precauciones:** utilizar bata, guantes y gafas de seguridad. Retirase de forma considerable de la reacción para observar sin correr ningún riesgo.

#### 4.2 Demostración N°6: Reacción de sustitución simple entre cobre y nitrato de plata

1. Tomar un vaso de precipitado de 100 ml y adicionar 50 ml de solución de nitrato de plata al 20%, posteriormente adicionar un alambre de cobre enrollado en forma de espiral y observar los cambios que se presentan.

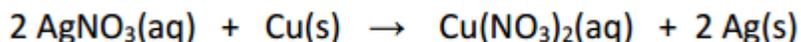


Ilustración 12. Reacción de sustitución entre cobre y plata

#### 4.3 Demostración N°7: Reacción de sustitución doble entre yoduro de potasio y nitrato de plomo (lluvia de oro)

1. Tomar un tubo de ensayo y adicionar aproximadamente 5 ml de nitrato de plomo, posteriormente adicionar igual cantidad de yoduro de potasio.
2. Observar la formación de un precipitado de color amarillo.



3. Hasta este punto se evidencia la reacción de sustitución doble, pero si se desea obtener pequeños cristales de yoduro de potasio (lluvia de oro) se debe calentar la solución a baño de maría hasta observar la solubilización total de la sal. Evitando la ebullición por calentamiento, de forma inmediata dejar caer sobre el tubo un chorro de agua helada hasta observar la formación de los cristales.



Ilustración 13. Cristales de yoduro de potasio

#### 4.4 Demostración N°8: Emisión de colores por los elementos en llama (Combustión).

1. Se prepara una mezcla de aproximadamente 1,8 g de clorato de potasio y 0,2 a 0,4 g de la sal de interés (cloruro de estroncio), en un tubo de ensayo de 16 mm x 150 mm, hasta obtener homogeneidad.

2. Se debe sujetar el tubo de ensayo con pinzas al soporte universal. Posteriormente se empieza a calentar la parte inferior del tubo, con movimientos circulares, hasta evidenciar la fundición del clorato y su burbujeo.



3. En el punto de fundición y burbujeo, introducir el palillo (pincho) hasta evidenciar varias chispas, dejar caer el palillo para observar el fuego de acuerdo a el color (ver tabla N° 1 de composición de mezcla para el color) y proceso de combustión.



Ilustración 14. Proceso de reacción del clorato de potasio con cloruro de estroncio

**Tabla 1 Composición de la mezcla para el color de la llama**

Metal	Color de la llama	Composición de la mezcla
Litio	Rojo fucsia	$\text{KClO}_3$ 1,7g - $\text{LiCl}$ 0,3g
Sodio	Amarillo	$\text{KClO}_3$ 1,7g o 2g $\text{NaClO}_3$ más $\text{NaCl}$ 0,3g
Potasio	Rosado pálido	$\text{KClO}_3$ 2g
Calcio	Naranja y rosado	$\text{KClO}_3$ 1,8 g - $\text{CaCl}_2$ 0,1g
Estroncio	Rojo	$\text{KClO}_3$ 1,8 g - $\text{SrCl}_2$ 0,2g
Bario	Amarillo-verde	$\text{KClO}_3$ 1,7g más 0,4g $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ o $\text{BaCl}_2$

#### **4.5 Demostración N°9: Reacción entre permanganato de potasio y glicerina.**

Esta reacción de tipo redox exotérmica se caracteriza por su espectacularidad lo que permite que sea una atractiva demostración en donde se pueden observar los colores de los diferentes estados de oxidación del manganeso. Que en un lapso de tiempo corto, produce una espectacular llama rosa.

1. Tomar 3 g de  $\text{KMnO}_4$  y llevar a una cápsula mediana, posteriormente abrir con un palillo un pequeño agujero en la mitad de los cristales, adicionar 1 mL de glicerina goteando lentamente como se muestra en la ilustración 15.



**Ilustración 15. Permanganato de potasio y glicerina previo a la reacción.**

- Esperar aproximadamente 20 segundos y observar la reacción, como se muestra en la ilustración 16. Tomar el residuo de la cápsula y disolver en 50 mL de agua, se verá una solución verde (lo que sugiere Mn(VI)), así como un sólido marrón (lo que sugiere Mn(IV)). Esto confirma la naturaleza redox de la reacción.



*Ilustración 16. Secuencia de reacción de permanganato de potasio y glicerina*

#### **4.6 Demostración N°10: Reacción redox, magia en “la botella azul”**

Esta demostración se basa en el comportamiento reducción-oxidación (redox) de una molécula ampliamente utilizada como colorante en la actualidad y de amplio uso en la veterinaria como antiséptico: el azul de metileno. Este compuesto presenta en su forma oxidada un color azul muy intenso, mientras que en su forma reducida es incoloro. La glucosa es un agente reductor en solución alcalina; que en presencia del azul de metileno se reduce a una forma incolora. Al agitar la solución admite el oxígeno del recipiente para volver a oxidar el azul de metileno de nuevo a la forma azul.

##### **Procedimiento:**

###### **Antes de la demostración**

- Tomar dos botellas de 500 mL se llenan con 250 mL de agua del grifo. Posteriormente se adiciona a una de las botella 2,5 g de glucosa y agitar hasta disolver (botella A), a la segunda botella adicionar 5 g de glucosa y agitar hasta disolver (botella B).
- Justo antes de la demostración adicionar 2,5 g de hidróxido de sodio (NaOH) a la botella A y disolver y 5 g de NaOH en la botella B y disolver.

###### **En la demostración**

- Durante la demostración adicionar aproximadamente 1 ml de solución de 0,1% de azul de metileno en cada una de las botellas y se procede a tapar los dos recipientes, se agitan con vigorosidad para disolver el azul de metileno.
- Durante un espacio de tiempo las botellas se tornaran de color azul, la decoloración iniciara en unos segundos. Se recomienda utilizar este tiempo para dar explicación química a lo que está sucediendo. Las botellas se organizan de lado a lado, y el color azul de las soluciones desaparece

gradualmente a medida que la glucosa se oxida por el oxígeno disuelto. El efecto de la concentración sobre la tasa de reacción también se demuestra aquí con los tiempos de variación del color.



Ilustración 17. Secuencia del proceso redox de la "botella azul". Tomada de <http://triplenlace.com/wp-content/uploads/2014/07/experimento-botella-azul.jpg>

3. Después de que las soluciones se tornan incoloras el color azul puede ser restaurado por agitación de las botellas. Este proceso puede ser realizado varias veces durante la demostración.

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿A qué atribuye que la reacción del dicromato de amonio libere tanta energía y sea autosostenible?
2. ¿Explique cómo se da el fenómeno de óxido- reducción en una reacción de descomposición?
3. ¿A qué se debe que la disolución de nitrato de plata cambie su coloración en la reacción con el cobre?
4. Proponga la ecuación para la reacción entre el nitrato de plata y el cobre y explique el fenómeno de óxido- reducción
5. En la reacción de nitrato de plomo(II) con yoduro de potasio ¿a qué compuesto le atribuyes la coloración amarilla? ¿Cómo explicar lo que sucede cuando se calienta y posteriormente se enfría el tubo de ensayo?
6. Tenido en cuenta la reacción de clorato de potasio con diferentes sales para la emisión de colores por combustión.
  - ¿Por qué se hace necesario calentar la mezcla?
  - ¿Qué función cumple el palillo durante la demostración?
  - ¿A qué atribuyes la emisión de color y a que la incandescencia de la llama?
7. Se podría considerar que la reacción entre permanganato de potasio y glicerina es un ejemplo de combustión espontánea ¿sí o no? ¿Por qué?

8. ¿A qué se atribuye que las dos disoluciones que contiene azul de metileno cambien en tiempos distintos su coloración?
9. ¿cuáles podrían ser las posibles causas que llevan a que este proceso redox deje de ocurrir con el transcurrir del tiempo?

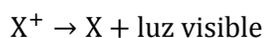
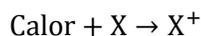
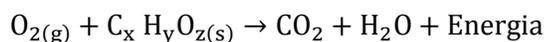
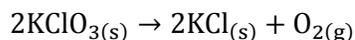
### **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Para el desarrollo de estas demostraciones se recomienda que el auditorio no se encuentre tan cerca del sitio donde tendrá lugar el proceso de reacción, esto por seguridad de los mismos. Principalmente se recomienda en los procesos de descomposición y combustión.
- ✓ La “erupción” de un volcán de dicromato de amonio  $[(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$  es un experimento químico clásico. Esta sustancia se pone al rojo y chispea cuando se descompone produciendo abundante ceniza de dióxido de cromo(III). El experimento es muy fácil de preparar y llevar a cabo.
- ✓ La descomposición del dicromato de amonio comienza a 180 °C y se auto sostiene cuando alcanza aproximadamente los 225 °C gracias a una vigorosa reacción de oxidación-reducción en la que el oxidante (Cr(VI)) y el reductor (N<sup>-3</sup>) se encuentran en la misma estructura.



- ✓ Las reacciones químicas más comunes en nuestra vida son las de óxido-reducción, un ejemplo convencional de esta reacción son las baterías (pilas). las cuales son de uso común, podemos encontrar pilas alcalinas de manganeso-cinc ( $\text{MnO}_2\text{-Zn}$ ) y de cadmio-mercurio ( $\text{Cd-HgO}$ ), en las que las reacciones se producen en medio básico, caracterizadas por mantener un voltaje más elevado durante un tiempo mayor. Existen otras pilas, llamadas secundarias, acumuladores o baterías recargables, capaces de regenerar los reactivos por aplicación de corriente eléctrica. Cuando se descargan, la energía química se transforma en eléctrica, mientras que se produce el proceso contrario en la carga. Un ejemplo muy utilizado es la batería del teléfono móvil.
- ✓ Las reacciones químicas nos ayudan a entender comportamientos de nuestro entorno que muchas veces son tan comunes que carecen de nuestra atención:
  - Por qué se oxidan los metales o por qué se destiñe la ropa.
  - Gracias a ellas es posible fabricar fuegos artificiales de hermosos colores.
  - Los antisépticos y desinfectantes tienen una acción oxidante que permite conservar la salud.
  - Están presentes en las baterías de vehículos, teléfonos móviles y dispositivos electrónicos portátiles.

- Es la energía solar la que impulsa las reacciones óxido - reducción en las plantas, así generan su propio alimento a través de este proceso llamado fotosíntesis.
- La explicación a la emisión de luz por descomposición de clorato de potasio, se debe a la liberación de oxígeno, que genera un ambiente adecuado para la combustión de la madera y la liberación de los cationes presentes en la sal de la mezcla que es el causante del destello de color. Las reacciones que mejor nos ilustran este proceso son:



**$\text{C}_x \text{H}_y \text{O}_z(s)$  constituye la madera**

**$\text{X}$  es el catión de la sal**

**$\text{X}^+$  es el catión de la sal en estado excitado**

- ✓ En la demostración de la botella azul cabe señalar que la botella que tenía dos veces la concentración, utiliza el oxígeno disuelto en la mitad del tiempo con relación a la otra. También debe tenerse en cuenta que, después de haber ido de azul a incoloro, una zona se mantiene aún azul muy cerca de la superficie. Esto es debido a la difusión de oxígeno desde el espacio de aire dentro de los frascos. Para una mayor ilustración del proceso y otras demostraciones fundamentadas en reacciones redox se invita a visitar: <https://www.youtube.com/watch?v=BzI0Izuptls> y <http://www.rsc.org/eic/2014/05/indigo-carmine-traffic-light-demonstration>.

## 5. CINÉTICA QUÍMICA

### ¿Qué vamos a trabajar?

**Velocidad de los procesos de reacción y principio de funcionamiento de un catalizador.**

### ¿Cómo lo vamos a explicar?

Se podrá evidenciar el cambio de velocidad en un proceso de una reacción, mediante la variación de la concentración de reactantes en una reacción denominada **Reloj de yodo**. Se comprenderá el principio de funcionamiento de un catalizador en una reacción química, utilizando:

- La aplicación de un catalizador de cobalto en un proceso de reacción denominado **Complejo activado visible**.
- La descomposición de peróxido de hidrógeno mediante el uso de dos sustancias que actúan como catalizadores o agentes oxidantes. El primer proceso lo realizaremos con yoduro de potasio demostración denominada **pasta dental para elefantes** y el segundo proceso con permanganato de potasio demostración denominada **el genio de la botella**

Cuatro demostraciones que nos llevarán a comprender el concepto de cinética mediante cambios de color, aparición de espuma o vapor de agua. Variaciones que evidencian el cambio en la velocidad de una reacción, por concentraciones de los reactivos o la acción de un catalizador en el proceso.

### Descripción

La cinética química se ocupa de la medida de las velocidades de reacción, de la predicción de estas velocidades y de cómo establecer los probables mecanismos de reacción a partir de los datos de velocidades de reacción. Cuando se produce una reacción química, las concentraciones de cada uno de los reactivos y productos va variando con el tiempo, hasta que se produce el equilibrio químico, en el cual las concentraciones de todas las sustancias permanecen constantes. (Icela Barceló, 2010)

La velocidad de una reacción es la derivada de la concentración de un reactivo o producto con respecto al tiempo tomada siempre como valor positivo. Para que se dé la formación de productos es preciso tener en cuenta que para que se produzca la reacción química las moléculas de los reactivos deben alcanzar un nivel de energía llamado energía de activación  $E_a$ . Cuando las moléculas de los reactivos chocan eficazmente, se forma un complejo molecular llamado complejo activado, especie no aislable en la cual los enlaces existentes en los reactivos no se han roto definitivamente, ni los enlaces presentes en los productos se han formado totalmente. El complejo activado es, por lo tanto, poco estable

y rápidamente evoluciona a la formación de productos (García Liarte & Peña Martínez, 2006).

## Acción en el aula

### 5.1 Demostración N°11: Cambio de velocidad de un proceso de reacción al variar la concentración de los reactivos. Reloj de yodo.

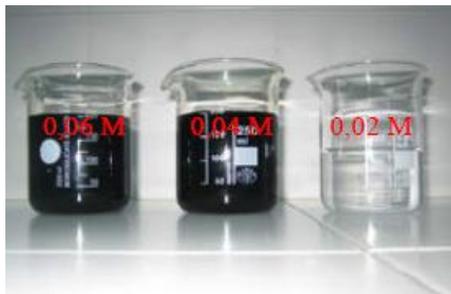


Ilustración 18. Formación de complejo yodo-amiloso de color azul oscuro. Tomada de (García Liarte & Peña Martínez, 2006)

#### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Dos vasos de precipitado de 50 mL</li><li>➤ 3 recipientes ámbar de 50 mL</li><li>➤ Pipeta de 10 mL o jeringa de 10 mL</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Pastilla de vitamina C</li><li>➤ Tintura de yodo(isodine)</li><li>➤ Almidón</li><li>➤ Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)</li></ul>

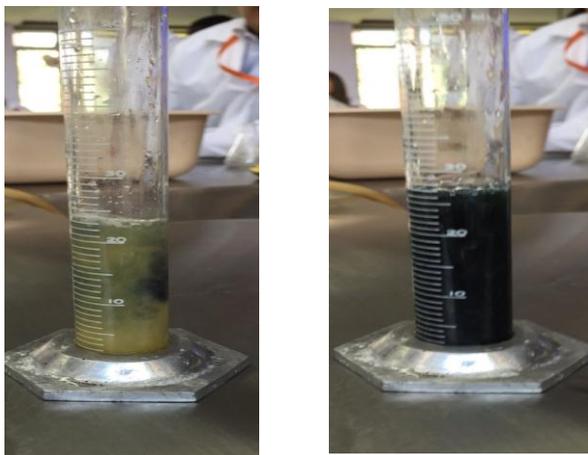
#### Procedimiento:

##### Antes de la demostración

1. Preparación de disoluciones (este proceso se puede realizar previo a la demostración) en recipientes independientes **disolución 1** en 100mL de agua caliente, disolver de 3 g a 5 g de almidón, **disolución 2** en 60 mL de agua disolver una pastilla efervescente de vitamina C.
2. Rotular los vasos de precipitado como **A** y **B**, en el vaso **A** adicionar 3 mL de agua y 1 mL de disolución de yodo, agregar la **disolución 2** hasta observar una decoloración en la disolución de yodo. En el vaso **B** adicionar 3 mL de agua y 1 mL de agua oxigenada. Por último 1 mL de la **disolución 1**.

## En la demostración

3. Adicionar la disolución del vaso **B** en la disolución del vaso **A**, de forma paralela, tomar el tiempo desde que se adicionan las disoluciones hasta observar un cambio de color de transparente a azul oscuro. Posteriormente se repite el paso anterior, pero cambiando la cantidad de peróxido de hidrógeno a 2 mL o 3 mL en la preparación del vaso que se ha denominado como **B**, realizar nuevamente la mezcla de los dos vaso **A** y **B** cronometrando nuevamente el tiempo en que se observe el cambio de color.



*Ilustración 19. Formación de complejo yodo-amilosa de color azul oscuro en un tiempo aproximado de 50 segundos*

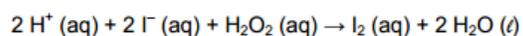
## **Questionamientos para discutir**

1. ¿Por qué la disolución de vitamina C decolora la de yodo?
1. ¿A qué se debe la tonalidad que toma la disolución obtenida de mezclar los vasos **A** y **B** después de transcurrido cierto tiempo?
2. ¿Qué diferencia se encuentra entre la prueba uno y dos al cambiar la cantidad de  $H_2O_2$ ?
3. ¿De qué forma se puede explicar el concepto de velocidad de reacción mediante esta demostración?
4. ¿Qué otra variable se puede alterar en este proceso que incida directamente en la velocidad de reacción?

## **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Esta es una reacción clásica de yodo con almidón, en la que se forma un complejo yodo-amilosa de color azul oscuro. La concentración de  $I_2$  aumenta considerablemente en la disolución y se forma un compuesto de yodo con almidón. La amilosa, el componente del almidón de cadena lineal, forma hélices donde se juntan las moléculas de yodo, formando este color azul oscuro a negro.

- ✓ La demostración es útil para ver la influencia de las concentraciones en la velocidad de reacción; se puede cronometrar el tiempo que tarda en aparecer el color azul-negro, conforme se van mezclando disoluciones y la variación con la concentración de peróxido de hidrógeno.
- ✓ Aplicando cambios de temperatura en la preparación de las soluciones y al momento de mezclar el contenido de los vasos, se puede evaluar esta variable como aspecto que afecta la velocidad de reacción.
- ✓ Cuando se agrega la tintura de yodo, esta contiene yodo molecular (I<sub>2</sub>) y yoduro de sodio disuelto en etanol y agua, todo el yodo molecular se convierte en ion yoduro.
- ✓ La velocidad de reacción para este proceso depende de



- ✓ La cinética química es de gran importancia en nuestro diario vivir pues tanto la absorción de medicamentos hasta la sangre como su eliminación, sobre todo en los riñones, siguen cinéticas de orden uno. No son procesos químicos, sino físicos, pero el tratamiento es similar.

## 5.2 Demostración 12: Formación de un complejo activado de cobalto en el proceso de oxidación de tartrato de sodio y de potasio por el peróxido de hidrógeno.

### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Mechero bunsen o plancha calefactora</li> <li>➤ Trípode y rejilla</li> <li>➤ Un vaso de precipitados de 250 o 500 mL</li> <li>➤ Pipeta 10 mL</li> <li>➤ Termómetro de 0-100°C</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ 5 g de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado (sal de Rochelle)</li> <li>➤ 0,2 g de cloruro de cobalto(II) 6-hidrato</li> <li>➤ 20 mL de peróxido de hidrógeno de 20%V</li> <li>➤ 65 mL de agua destilada.</li> </ul>

### Procedimiento

#### 1. Antes de la demostración.

- ✓ Preparamos una disolución de 0,2 g de cloruro de cobalto(II) en 5 mL de agua destilada.
- ✓ Preparamos una disolución de 5 g de la sal de Rochelle en 60 mL de agua destilada en el vaso de precipitado.

## 2. La demostración.

- ✓ Añadimos 20 mL de peróxido de hidrógeno de 20%V a la disolución de la sal de Rochelle y calentamos la mezcla aproximadamente a 75 °C con la ayuda de un mechero Bunsen. Se observará la lenta aparición de un gas que indica que la reacción se está produciendo.
- ✓ Añadimos la disolución de cloruro de cobalto(II) a la mezcla anterior. Casi inmediatamente la disolución rosa se tornará verde y después de unos segundos comenzará a desprender con fuerza gas y se formará gran cantidad de espuma. Al cabo de unos 30 segundos, la espuma disminuye y regresa el color rosa de la sal de cobalto (ilustración 20).



Ilustración 20. Formación de complejo activado de cobalto tomado de (García Liarte & Peña Martínez, 2006)

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Qué función cumple el cloruro de cobalto en la reacción?
2. ¿a qué se puede atribuir el cambio de color en la disolución?
3. ¿Qué efecto tiene un catalizador sobre la velocidad de reacción?
4. ¿Se ha modificado el catalizador tras la reacción química? ¿Cómo puede saberse?

### **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Para esta reacción se debe tener precaución con el manejo de la temperatura, debido a que si se excede y se agrega la solución de cobalto es altamente probable que se genere una efervescencia y posibles derrames de líquido a altas temperaturas.
- ✓ El peróxido de hidrógeno oxida al tartrato de sodio y de potasio (sal de Rochelle) a dióxido de carbono. La reacción es catalizada por cloruro de cobalto(II). Cuando se mezclan las disoluciones de peróxido de hidrógeno y la sal de Rochelle, se produce lentamente dióxido de carbono. La adición de cloruro de cobalto(II) provoca la formación de espuma en la reacción, lo que indica una evolución más rápida de la misma (un aumento en la velocidad de reacción). Al mismo tiempo el color del cloruro de cobalto(II) cambia de rosa a verde (un complejo activado), que vuelve de nuevo a rosa al cabo de unos segundos. Esto indica que los catalizadores toman parte realmente en la reacción y finalizan inalterados cuando la reacción ha acabado.

La reacción básica parece ser:



- ✓ La reacción es catalizada por los iones  $\text{Co}^{2+}$ , que se oxidan primero a iones  $\text{Co}^{3+}$ , de color verde (formando complejo con los iones tartrato) y luego se reducen otra vez a iones  $\text{Co}^{2+}$ .
- ✓ Se estima que el 90% de todos los productos químicos producidos comercialmente involucran catalizadores en alguna etapa del proceso de su fabricación.

### **5.3 Demostración 13: Formación de espuma por la descomposición de peróxido de hidrógeno, con la ayuda de un catalizador de yoduro de potasio (pasta dental para elefantes).**

#### **Elementos para la demostración**

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Probeta de 100 ml</li><li>➤ Espátula</li><li>➤ Vidrio de reloj</li><li>➤ Balanza</li><li>➤ Balón aforado de 50 mL</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Peróxido de hidrogeno al 30%V</li><li>➤ 50 g de yoduro de potasio</li><li>➤ Jabón líquido para vajilla</li><li>➤ Colorantes para alimentos</li></ul>

#### **Procedimiento**

##### **Antes de la demostración.**

1. Pesar 2g de yoduro de potasio en un vidrio de reloj, realizar este pesaje al menos dos veces según la cantidad de veces que se vaya a realizar la demostración

##### **En la demostración**

2. En una probeta de 100 mL se añaden 30 ml de peróxido de hidrógeno de concentración 30% V y una pequeña cantidad de jabón para loza aproximadamente 1 ml, adicionar unas gotas de colorante líquido, esto para hacer más atractiva la formación de espuma.
3. Adicionar los 2g de yoduro de potasio en la probeta y observar. Esta demostración se hace más atractiva si utilizamos varias probetas y diferentes colorantes como se observa en la ilustración 21.



Ilustración 21. Descomposición de peróxido de hidrógeno (pasta para elefantes)

**5.4 Demostración 14:** Descomposición de peróxido de hidrógeno a vapor de agua por la acción de permanganato de potasio (genio de la botella).

**Elementos para la demostración**

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Botella ámbar de 250 mL</li> <li>➤ Espátula</li> <li>➤ Vidrio de reloj</li> <li>➤ Balanza</li> <li>➤ Beaker de 100mL</li> <li>➤ Probeta</li> <li>➤ Hilo y servilleta</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Peróxido de hidrógeno al 30%V</li> <li>➤ 5 g de permanganato de potasio</li> </ul>

**Procedimiento**

**Antes de la demostración:**

1. Pesar 2 g de permanganato de potasio y llevar dentro de una servilleta. Realizar una envoltura en forma de paquete con hilo como se muestra en la ilustración 22.



Ilustración 22. Materiales necesarios para la demostración y envoltura del  $KMnO_4$

2. Depositar en el recipiente ámbar 30 mL de peróxido de hidrógeno de concentración 30%V, posteriormente colocar el paquete con permanganato de potasio

extendiendo el hilo evitando el contacto con el peróxido de hidrógeno y cerrar la botella, ilustración 23.



*Ilustración 23. Preparación de la botella antes de la demostración*

### **En la demostración**

3. Después de realizar un pequeño preámbulo, abrir la botella permitiendo que el paquete que contiene el permanganato de potasio entre en reacción con el peróxido de hidrógeno. Se debe tener precaución debido a que la reacción es exotérmica y el vapor de agua puede estar un poco caliente al igual que la botella ámbar. En la ilustración 24 se observa el vapor de agua producto de la descomposición del peróxido de hidrógeno imitando la salida de un genio de la botella.



*Ilustración 24. Vapor de agua producto de la descomposición de  $H_2O_2$*

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Qué función cumplen el permanganato de potasio y el yoduro de potasio en la descomposición de peróxido de hidrógeno?
2. ¿A qué atribuye usted que esta descomposición libere tanta energía en forma de calor?
3. ¿Por qué en un proceso obtenemos vapor de agua y en otro la formación de una espuma?
4. Con base en las reacciones químicas establezca tres diferencias entre las dos demostraciones.

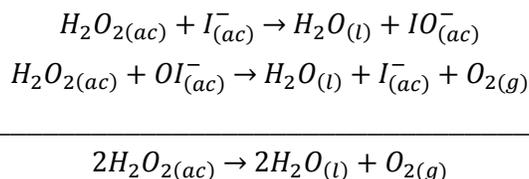
## Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación

- ✓ Es importante tener mucho cuidado en la preparación previa de la demostración con el paquete que contiene permanganato, ya que si el paquete cae dentro de la botella con la botella cerrada la presión aumentará hasta hacerla explotar y podría lastimar al público
- ✓ Algunas de las aplicaciones del peróxido de hidrógeno son, en la industria como blanqueador, en sustitución del cloro, para telas, papel, queso, huesos e incluso pollos. En la industria farmacéutica se emplea en la elaboración de medicamentos y también en dentífricos adaptados para el blanqueamiento dental. Pero sin lugar a dudas el uso más conocido y extendido del peróxido de hidrógeno es como antiséptico de uso general, ya que produce radicales hidroxilo y otros múltiples radicales libres que atacan a los componentes orgánicos de los microorganismos y los destruyen.
- ✓ Se debe tener en cuenta que es una sustancia muy inestable y que tiende a descomponerse en oxígeno y agua en una reacción exotérmica:



- ✓ La descomposición es lenta a condiciones normales (25°C), sin embargo cuando se utiliza un agente catalizador en este caso el ion yoduro el proceso es rápido. El efecto del catalizador puede comprenderse de la siguiente forma:

Reacciones:



El ion yoduro actúa como catalizador porque inicialmente se consume y luego se genera nuevamente en el mismo proceso, y como consecuencia modifica la velocidad de la reacción, aumentando la velocidad de descomposición.

- ✓ Cuando una disolución de peróxido de hidrógeno entra en contacto con un agente oxidante aparece un espectacular chorro de vapor de agua, que evidencia la descomposición, esta reacción se caracteriza por ser fuertemente exotérmica. El uso de un agente oxidante como el permanganato de potasio se puede explicar según la siguiente reacción:



Es necesario dar a entender a los estudiantes que existen diferentes formas de ayudar en la descomposición del peróxido de hidrógeno. Que en esta demostración se utilizó un agente oxidante pero que esta experiencia se puede repetir utilizando óxido de manganeso (IV), aunque en este caso el óxido de manganeso no actuaría como agente oxidante, sino que actuaría como agente catalizador.

## 6. EQUILIBRIO QUÍMICO

### ¿Qué vamos a trabajar?

#### Equilibrio químico (principio de Le Chatelier)

### ¿Cómo lo vamos a explicar?

Una reacción muy indicada para mostrar el principio de Le Chatelier es el equilibrio que se establece entre el catión hexaacuocobalto(II), que se forma cuando una sal de cobalto(II) se disuelve en agua, y el anión tetraclorurocobalto(II). Demostración que hemos denominado de *equilibrio Rosa-Azul*.

#### Descripción

El principio de Le Chatelier fue formulado por primera vez en 1884, Este principio fundamentalmente maravilloso, que parece haber resistido las pruebas del tiempo. En su aplicación más general, explica gran parte de la manera en que funciona la vida, y algunos fenómenos naturales (Lhde, 1989). Esta regla general predice qué:

*“La modificación de alguna de las condiciones que puede influir sobre el estado de equilibrio químico de un sistema, provoca una reacción en un sentido tal que tiende a producir una variación de sentido contrario de la condición exterior modificada. (Quílez, 1995)”*

La ley del desplazamiento del equilibrio químico de Le Chatelier fue aceptada como principio universal. Una de las razones por las que el principio ha llegado a alcanzar tan gran popularidad ha sido su carácter metafísico, en el sentido del intento de explicar algún principio básico de la ciencia en términos de "**sentido común** " o de "**experiencias cotidianas**". El principio de Le Chatelier ha sido relacionado con la naturaleza que actúa oponiéndose a las infracciones de sus normas para conservar sus leyes reaccionando contra cualquier cambio (Petrucci R.H., 2003).

## Acción en el aula

### 6.1 Demostración N°15: Equilibrio Rosa-Azul.

#### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Mechero bunsen o plancha calefactora</li><li>➤ Dos vaso de precipitados o Erlenmeyer de 250 mL o 500 mL</li><li>➤ Termómetro de 0-100°C</li><li>➤ Cubeta</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Cloruro de sodio</li><li>➤ hexaacuocobalto(II) (cloruro de cobalto )</li><li>➤ Hielo</li></ul>

#### Procedimiento

1. Tomar en un vaso de precipitado 100 ml de agua y disolver de 5 g a 8 g de hexaacuocobalto(II), hasta observar una coloración rosa intensa. Posteriormente adicional cloruro de sodio en exceso (varias cucharadas), agitar continuamente.
2. Calentar la solución por alrededor de 5 min hasta observar un cambio de coloración, que variará de rosa –azul. Detener calentamiento y bajar de plancha calefactora.
3. Separar la solución azul en dos vasos cada uno con igual cantidad, las cuales denominaremos A y B. al vaso A le adicionamos agua hasta evidenciar un cambio en la coloración de azul a rosa, al vaso B lo sumergimos en una cubeta que contenga hielo por 5 min o más hasta observar el cambio de coloración.



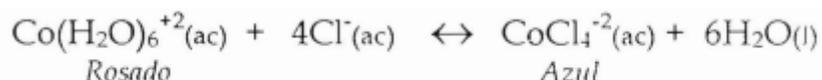
Ilustración 25. Equilibrio de cloruro de cobalto tomado de <http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Videos/EquilibrioQ/>

#### Cuestionamientos para discutir

1. ¿Qué se puede entender por equilibrio químico?
2. ¿A qué atribuimos la coloración rosada de la solución inicial?
3. ¿Por qué cambia el color de la solución?
4. ¿Qué función cumple el agua después del cambio de coloración?
5. ¿Qué influencia tiene la temperatura en este proceso de equilibrio?

## **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ Esta demostración se puede realizar aplicando ácido clorhídrico como fuente de iones cloruro, al realizar esta variación de compuestos se podrá observar por agitación constante el cambio de color del proceso en el equilibrio.
- ✓ La explicación de este equilibrio se fundamenta en que, en presencia de iones cloruro, el cobalto(II) forma otro ión complejo distinto:  $\text{CoCl}_4^{-2}$  de color azul. Se usan sus distintos colores para mostrar las concentraciones en equilibrio de acuerdo a la siguiente reacción:



- ✓ El equilibrio químico, es afectado por factores como cambios de temperatura, de concentración o presión parcial de los reactantes; debido a que, de ellos puede depender la dirección que tome la reacción.
- ✓ El equilibrio químico y la cinética química, son campos de esta ciencia que se complementan en muchos procesos de la industria, algunos ejemplos comunes son:
  - Industria de los alimentos: Período de caducidad de alimentos enlatados y el uso de conservadores
  - Industria automotriz: Convertidores catalíticos para disminuir la emisión de sustancias nocivas.
  - Medicina: Determinar la caducidad de los medicamentos.
  - Perfumería: Producción de sustancias estables y con olores agradables.
  - Ecología: Control de emisiones tóxicas con ayuda de catalizadores, evitar la contaminación por plaguicidas al conocer su tiempo de permanencia en el ambiente.
  - En casa: Conservación de los alimentos por congelación.

## 7. DETERMINACIÓN DE pH

### ¿Qué vamos a trabajar?

#### Mediciones de pH, con indicadores de repollo morado

### ¿Cómo lo vamos a explicar?

La naturaleza nos ofrece diferentes pigmentos que pueden, actuar como indicadores ácido-base, un ejemplo de ellos es la antocianina perteneciente al grupo de los flavonoides, que da el color púrpura al repollo morado. Para esta demostración se realizan soluciones coloridas a partir de indicadores naturales del repollo morado, en contacto con sustancias de uso común.

#### Descripción

El pH es un índice logarítmico del grado de acidez o alcalinidad de una disolución acuosa. Este índice es logarítmico por que se expresa mediante un exponente (en base 10) que es fácil de manejar. De acuerdo a la concentración de iones  $H^+$  se indica el grado de acidez, o basicidad, de una disolución acuosa a 25°C. En 1908 el bioquímico danés Sören Peter Lauritz Sørensen, propuso que en lugar de concentraciones de ion  $H^+$  se usaran sus logaritmos negativos y que este índice logarítmico se representara por el símbolo ph inicialmente que con el tiempo se estableció como pH p=potencial (Chang & College, 2002). Hoy más común llamarlo pH (potencial de hidrógeno). La definición original de Sørensen establece que:

$$pH = -\log[H^+]$$

Desde entonces, el término pH ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando así el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una concentración de  $[H^+] = 1 \times 10^{-8} M$  (0,00000001) es simplemente un pH de 8 ya que:  $pH = -\log[10^{-8}] = 8$ , de tal forma se establece la relación entre la concentración de iones  $H^+$  y pH (Chang & College, 2002).

### Acción en el aula

#### 7.1 Demostración N°16: Disoluciones coloridas con repollo morado

##### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Recipiente metálico</li><li>➤ Estufa</li><li>➤ Jarra o botella de vidrio</li><li>➤ 5 vasos</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Repollo morado</li><li>➤ Vinagre</li><li>➤ Limón</li><li>➤ Hidróxido de sodio</li><li>➤ Ácido sulfúrico o clorhídrico</li><li>➤ Amoníaco</li><li>➤ Cloro (desinfectante comercial)</li></ul>

## Procedimiento:

### Previo a la demostración

1. Se prepara el indicador cocinando varias hojas de repollo morado en agua (de ser posible, destilada durante unos 10 minutos), que se colorea de azul oscuro y se deja enfriar para almacenarse en una botella. Otra forma sencilla de preparar el indicador es macerar el repollo morado con alcohol antiséptico



*Ilustración 26. Indicador ácido-base natural de repollo morado*

### En la demostración

2. Se disponen cinco vasos o tubos de ensayo a los cuales se le adicionarán diferentes sustancias de la siguiente forma
  - El primero, se deja vacío
  - El segundo, se añaden de 5 mL a 10 ml aproximadamente de un ácido débil (vinagre o limón) o ácido acético 0.1M
  - El tercero, de 10 mL a 20 mL aproximadamente de una disolución de NaOH 0.1M o unas gotas de amoníaco 0.1M (sustancias básicas);
  - El cuarto, de 2 mL a 5 ml de ácido fuerte, como ácido sulfúrico concentrado ( $H_2SO_4$  0.1M), o de agua fuerte comercial (ácido clorhídrico).
  - El quinto, de 2 a 5 mL de cloro (desinfectante comercial) en este caso, lo que hace es decolorar el sumo del repollo morado.
  - En el sexto vaso disolver de 1g a 2g de bicarbonato de sodio en 20 ml de agua



*Ilustración 27. Identificación de sustancias con indicador ácido-base natural de repollo morado*

3. Se llenan los vasos o tubos hasta la mitad con agua (destilada si es posible), se añade un poco del indicador de repollo morado en cada uno, aparecerán los colores: azul, violeta, verde, rojo y amarillo, respectivamente, como se observa en la ilustración 28.



Ilustración N°28 Diferentes disoluciones en contacto con el indicador ácido-base casero

## 7.2 Demostración N°17: Neutralización ácido-base con dióxido de carbono

### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Beaker de 100mL</li> <li>➤ Vela con soporte</li> <li>➤ Frasco de vidrio con tapa de aprox. 4L</li> <li>➤ Agitador magnético</li> <li>➤ Gotero</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Hidróxido de sodio 0,001M</li> <li>➤ Fenolftaleína</li> <li>➤ Cinta indicadora de pH</li> </ul>

### Procedimiento:

#### Antes de la demostración

1. Preparar 200 mL de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) al 0,001 M, tomar 70mL de la disolución y llevar al beaker de 100 mL.

#### En la demostración

2. Tomar el beaker que contiene los 70 mL de NaOH y adicionar 2-3 gotas de fenolftaleína. Dar la respectiva explicación sobre el cambio de color y realizar la lectura de pH con la cinta. Posteriormente realizar el montaje de neutralización como se muestra en la ilustración 29.



*Ilustración 29. Esquema de montaje de neutralización*

3. Encender la vela en el interior del frasco de vidrio y colocar el magneto dentro de la solución de NaOH, ajustar la agitación y cerrar el frasco de vidrio como se observa en la ilustración 30. En el transcurso del tiempo se observará el viraje de la fenolftaleína de púrpura a incoloro. Este proceso se puede repetir agregando de 1 a 3 mL de NaOH más al recipiente y tomar lecturas de pH.



*Ilustración 30. Montaje de la neutralización de NaOH con gas de dióxido de carbono disuelto en agua. Tomado de Ryan D. Sweeder, 2012*

## **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Por qué se hace necesario tener una escala para medir la acidez de una sustancia?
2. ¿Qué aplicaciones se le pueden dar a los indicadores ácido-base?
3. ¿Por qué en la escala de acidez se pueden ubicar sustancias de carácter básico?
4. ¿Qué importancia tiene el pH en la sangre y organismos?
5. ¿Cómo explicar la necesidad de fabricar y consumir antiácidos estomacales en la sociedad actual?
6. ¿Qué entiende por neutralización ácido-base?
7. ¿por qué un gas puede producir este cambio en la disolución básica?

## **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ El indicador ácido-base casero, puede generar variedad de tonalidades, esto varía de acuerdo con las sustancias que entre en contacto, por tal razón se invita al docente a probar con otras, además de las propuestas en la demostración, se recomiendan aquellas de uso casero basadas en agua.
- ✓ La importancia del pH en la cotidianidad, lo ha convertido en una medida ampliamente conocida comercialmente y muy nombrada en nuestros días, algunas de sus aplicaciones son:
  - El pH de nuestro estómago es alrededor de 1,4 debido al ácido que contiene que es útil para descomponer los alimentos.
  - Los médicos recomiendan tomar un anti-ácido. Los antiácidos, que químicamente son una base, neutralizan el ácido estomacal.
  - El pH de la humedad del suelo afecta la disponibilidad de nutrientes para las plantas. Muchas plantas prefieren un suelo ligeramente ácido (pH entre 4,5 y 5,5), mientras que otras prefieren un suelo menos ácido (pH entre 6,5 y 7).
  - El agua de los lagos, lagunas y ríos sanos generalmente tiene un pH entre 6 y 8. La mayoría de los peces tolera el agua con pH entre 6 y 9. Los sapos y otros anfibios son más sensibles al pH que muchos peces.
  - Después de cepillar tus dientes, el pH de la saliva en la boca, debe encontrarse con un valor alrededor de 7, Si el pH se encuentra debajo de 5,5, el esmalte comienza a perderse.
  - El pH de la sangre suele estar en el rango de 7,36 y 7,44 aproximadamente, siendo ésta ligeramente alcalina.
  - Generalmente una piel sana tiene un pH entre 4,5 y 5,9, es decir, ligeramente ácido.
- ✓ En el proceso de neutralización el dióxido de carbono generado por la combustión de la vela se difunde desde la llama a la solución en la que está disuelto el NaOH formando ácido carbónico que neutraliza la base. El indicador de fenolftaleína muestra el cambio al perder su característico color rosa o púrpura al protonarse. Además, la producción de productos de la reacción de combustión se ilustra por la condensación de agua en el interior del recipiente.

## 8. Diversión y más demostraciones

### ¿Qué vamos a trabajar?

Cristalización de una sal, identificación del producto de una reacción exotérmica, reacciones químicas que ofrecen cambios de color y jugando con dióxido de carbono (hielo seco) e indicadores ácido-base.

### ¿Cómo lo vamos a explicar?

Buscar el asombro de los estudiantes es uno de los anhelos de los profesores en ciencias, la espectacularidad de una reacción química o la fascinación ante un fenómeno son eventos que inducen al estudiante a indagar más en ciencia, despertando su creatividad y curiosidad. Por tal razón estas demostraciones buscan relacionar el juego y la ciencia mediante demostraciones como: **a)** La cristalización de una sal, esta se realizará utilizando acetato de sodio en disolución, el cual, después de una preparación previa cristalizará casi instantáneamente durante la presentación. **b)** Los procesos de combustión son siempre de gran interés en los estudiantes, la reacción entre dos sólidos como el zinc y el óxido de cobre(II), activados por fuego generan una reacción exotérmica que será auto sostenible por unos instantes y que permitirá evidenciar los productos de la reacción. **c)** Partiendo de la gran variedad de colores que ofrecen los reactivos químicos e indicadores, se hará pasar un líquido por una serie de recipientes haciendo variar sucesivamente su color, dando la idea de estar realizando magia. **d)** Finalmente se utilizará dióxido de carbono en estado sólido (hielo seco) en combinación con sustancias básicas e indicadores ácido-base mostrando una variación de color.

### Acción en el aula

#### 8.1 Demostración N°18: Cristalización de acetato de sodio (disolución en sobresaturación)

##### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ 2 Beaker de 250 mL</li><li>➤ Vidrio de reloj</li><li>➤ Agitador magnético o varilla</li><li>➤ Mechero y trípode</li><li>➤ Balanza</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ 150 g de acetato de sodio trihidratado (<math>C_2H_3NaO_2 \cdot 3H_2O</math>)</li><li>➤ Agua</li></ul>

## **Procedimiento:**

### **Previo a la demostración:**

Pesar 125 g de acetato de sodio en un beaker y añadir 12,5 mL de agua. Calentar el vaso de precipitados utilizando el mechero Bunsen y trípode, agitar hasta obtener una solución clara. Luego cubrir con un vidrio de reloj y dejar que se enfríe a temperatura ambiente. En algunas ocasiones es necesario llevar a un congelador, se recomienda depositar con precaución evitando movimientos bruscos de la disolución y no exceder el tiempo de almacenamiento.

### **En La demostración:**

**La cristalización se puede realizar de dos formas estas son:**

- a. Coloque unos pocos cristales de acetato de sodio en un vidrio de reloj para posteriormente verter la disolución sobre estos. La solución sobresaturada se cristaliza como se muestra en la ilustración 31, casi inmediatamente formando una "estalagmita".



*Ilustración 31. Cristalización de acetato de sodio*

- b. Impregnar un dedo con un poco de acetato de sodio sólido y sumergirlo en la disolución de acetato de sodio luego retíralo y observar el fenómeno de cristalización dentro del recipiente.

## **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Qué se entiende por nucleación y cristalización?
2. ¿Por qué se hace necesario perturbar la disolución con un movimiento para iniciar la cristalización?
3. ¿Cuál sería la explicación más adecuada para entender que una sustancia se puede cristalizar de forma casi instantánea?
4. ¿a qué atribuye que este proceso de cristalización sea exotérmico?

## Acción en el aula

### 8.2 Demostración N°19: Reacción exotérmica entre zinc y óxido de cobre(II)

#### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ Cápsula de porcelana o superficie plana resistente a la temperatura (tapa de una lata)</li><li>➤ Mechero</li><li>➤ Espátula</li><li>➤ Beaker de 100mL</li><li>➤ Pipeta 10mL</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ 4 g de óxido de cobre(II)</li><li>➤ 3,2 g de zinc en polvo</li><li>➤ 20 mL de ácido clorhídrico 0,1 M</li><li>➤ 2 mL de ácido nítrico al 75%</li></ul>

#### Procedimiento:

##### Previo a la demostración:

1. Pesar 2 g de óxido de cobre y 1,6 g zinc en polvo, mezclar bien para dar un polvo uniformemente gris. Verter la mezcla sobre la cápsula y formar una línea de unos 5 cm de largo y 1 cm de alto como se observa en la ilustración 32 (a). Se recomienda realizar al menos otra mezcla para tener disponible debido a que el proceso es muy rápido.

##### En la demostración:

2. Ubicar la mezcla en un lugar visible y desplazar el público a una distancia prudente por seguridad. Se calienta un extremo de la línea desde arriba con una llama Bunsen de forma constante hasta que comienza a brillar como se observa en la ilustración 32 (b y c), a continuación quitar la llama. Se observará un resplandor que se extenderá a lo largo de la línea hasta que reacciona totalmente la mezcla como se observa en la ilustración 32 (d). finalizada la reacción se obtendrá una mezcla blanco / gris que es polvo de óxido de zinc.

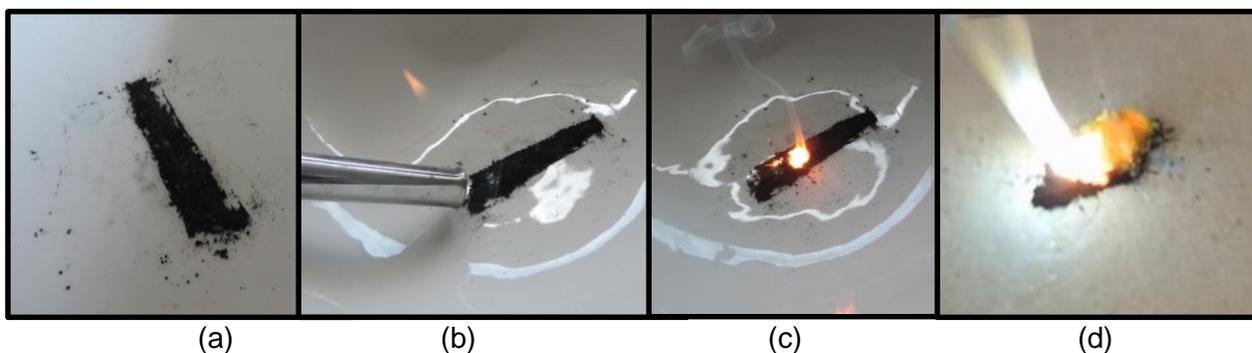


Ilustración 32. Secuencia de reacción de óxido de cobre (II) y zinc en polvo

3. Para comprobar la obtención de cobre, el residuo fresco se vierte en un beaker de 100 mL y se añade un poco de ácido clorhídrico diluido para disolver el óxido de zinc (también cualquier residuo de zinc sin reaccionar y óxido de cobre). Se obtendrá una sustancia de color Rojo-marrón (cobre). Se enjuaga con agua y se pasa alrededor de la clase para ser observado.
4. Si se desea comprobar la veracidad de la sustancia rojo-marrón, se procederá a adicionar 1mL de ácido nítrico concentrado para dar una solución de nitrato de cobre azul. Esta reacción se debe realizar en una campana de extracción debido a los gases tóxicos que se pueden generar.

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Por qué se puede considerar esta reacción como autosostenible?
2. Proponga la ecuación química para esta reacción
3. ¿A qué sustancia en reacción le atribuye el color de la llama?
4. Esta reacción se considera exotérmica, proponga al menos dos procesos más en los cuales se observe liberación de energía.
5. ¿Qué diferencia existe entre una reacción de combustión y la observada?

### **Acción en el aula**

#### **8.3 Demostración N°20: Vasos mágicos (variación de colores por sustancias indicadoras ácido-base, oxidantes o neutralizadoras)**

##### **Elementos para la demostración**

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ 8 Beaker de 250 mL</li> <li>➤ Espátula</li> <li>➤ Agitador</li> <li>➤ Pipetas</li> <li>➤ Gotero</li> <li>➤ Recipientes ámbar de almacenamiento</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Hidróxido de sodio 0,4 M</li> <li>➤ Fenolftaleína</li> <li>➤ Ácido sulfúrico 1 M</li> <li>➤ 0,5 g de permanganato de potasio</li> <li>➤ 5 g de sulfato de hierro(II) heptahidratado</li> <li>➤ 10 mL de tiocianato de potasio al 10%</li> <li>➤ Blanqueador de ropa</li> </ul>

## **Procedimiento:**

### **Previo a la demostración:**

1. Preparación de las disoluciones de la siguiente manera:
  - 10 mL de NaOH 0,4 M
  - 20 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1M
  - 10 mL de sulfato de hierro(II) heptahidratado (la disolución se prepara disolviendo 4,76 g en 10 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 M)
  - 10 mL de tiocianato de potasio 10% (la disolución se prepara disolviendo 1 g en 10 mL de H<sub>2</sub>O)
  
2. Se prepara una mesa de trabajo preferiblemente oscura, debido a que esta es ideal para enmascarar el contenido de cada vaso. Se procede a organizar los vasos de la siguiente manera:
  - 1. Vaso de precipitado: vacío
  - 2. Vaso de precipitado: 20 gotas de NaOH 0,4 M
  - 3. Vaso de precipitado: 10 gotas de fenolftaleína
  - 4. Vaso de precipitado: 15 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1M
  - 5. Vaso de precipitado: esparcir unos pocos cristales KMnO<sub>4</sub>
  - 6. Vaso de precipitado: 40 gotas de disolución de sulfato de hierro(II) heptahidratado (acidificado con ácido sulfúrico)
  - 7. Vaso de precipitado: 50 gotas de blanqueador de ropa

### **En la demostración**

3. Llenar el vaso de precipitado 1 con aproximadamente 200 mL de agua del grifo para que el público puede ver que no hay nada inusual en el líquido, luego dar inicio a la demostración. Para empezar verter el contenido del vaso de precipitado 1 de una altura de unos 10 cm en el vaso de precipitado 2 esto ayudará a la mezcla del agua con el NaOH tanto como sea posible y evitando salpicaduras. Luego aplicar el mismo proceso con los siguientes vasos de precipitado de forma consecutiva. A medida que el líquido se vierte de un vaso de precipitado al siguiente, una serie de cambios de color sorprendentes tendrá lugar:
  - Vaso de precipitado 1: incoloro
  - Vaso de precipitado 2: incoloro
  - Vaso de precipitado 3: rosa
  - Vaso de precipitado 4: incoloro
  - Vaso de precipitado 5: púrpura
  - Vaso de precipitado 6: incoloro
  - Vaso de precipitados 7: naranja

- Vaso de precipitados 8: incoloro

La experiencia se puede extender utilizando otras sustancias como los complejos formados por elementos de transición. Un ejemplo de ellos es el hexacianoferrato(III) de potasio al 2% , este puede ser un intermediario entre el séptimo y octavo vaso generando un color azul oscuro muy intenso (Lister T. , 1995).



*Ilustración 33. Cambios de coloración en la demostración de vasos mágicos. Tomado de [http://www.rsc.org/eic/sites/default/files/upload/0215EiC\\_Exhibition\\_630m.jpg](http://www.rsc.org/eic/sites/default/files/upload/0215EiC_Exhibition_630m.jpg)*

Se sugiere revisar el siguiente link como apoyo al procedimiento: <http://www.rsc.org/eic/2015/03/magic-beakers-water-wine-chemical-change>

### **Cuestionamientos para discutir**

1. ¿Qué sucede en el segundo vaso al adicionar agua al hidróxido de sodio, es un cambio químico o físico?
2. Al adicionar el contenido del tercer vaso en el cuarto sucede un proceso de neutralización. Explique estos procesos con las respectivas ecuaciones y determinando el producto del recipiente cuatro.
3. Se puede afirmar que en el vaso cinco se da un proceso de disolución o reacción química. ¿por qué?
4. ¿Qué iones son los responsables del color en el vaso siete?
5. ¿Qué función cumple el blanqueador al final de la demostración?

## Acción en el aula

### 8.4 Demostración N° 21: Juego de colores con hielo seco e indicadores ácido-base.

Esta breve pero espectacular demostración se fundamenta en la utilización de dióxido de carbono sólido (hielo seco) que se añade a diferentes disoluciones que contienen indicadores ácido-base. Su contacto con disoluciones a temperaturas de más de 50 °C genera burbujas y un atractivo vapor del gas semejante a una "niebla" producto de su cambio de estado, junto con un cambio gradual de color. Esta experiencia es una gran manera de demostrar las reacciones de neutralización y los cambios de pH, así como resaltar que el dióxido de carbono en disolución (ácido carbónico) forma disoluciones débilmente ácidas.



#### Elementos para la demostración

<i>Materiales</i>	<i>Reactivos</i>
<ul style="list-style-type: none"><li>➤ 2 Probeta de 250 mL o 500 mL</li><li>➤ Varilla de agitación</li><li>➤ Plancha calefactora</li><li>➤ Beaker de 250 mL</li><li>➤ Goteros</li><li>➤ Pipeta 10 mL</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>➤ 500 g de Hielo seco</li><li>➤ Indicadores ácido base universal (fenolftaleína, rojo de metilo, amarillo de metilo, azul de bromotimol, azul de timol, etanol y escamas de hidróxido de sodio)</li><li>➤ 50 mL de solución de hidróxido de sodio 0,1 M</li><li>➤ 50 mL de solución de hidróxido de amonio 0,1 M.</li><li>➤ 10 mL Ácido clorhídrico 1 M</li></ul>

#### Procedimiento

##### Previo a la demostración:

1. Calentar 500 mL de agua a una temperatura aproximada de 70 °C, de forma paralela preparar las disoluciones de hidróxido de sodio e hidróxido de amonio.

*Nota: El indicador universal es una mezcla de indicadores ácido-base que se comercializa previamente preparada, pero si no se consigue se puede preparar. Para ello, se van a disolver 0,1 g de fenolftaleína, 0,2 g de rojo de*

*metilo, 0,3 g de amarillo de metilo, 0,4 g de azul de bromotimol y 0,5 g de azul de timol en 500 mL de etanol, añadiendo suficiente hidróxido de sodio disuelto hasta lograr el color amarillo.*

### **En la demostración:**

2. Adicionar a cada una de las probetas, 200 mL de agua (previamente calentada), 30 gotas de indicador universal y 5 a 10 mL de hidróxido de sodio en una probeta e igual cantidad de hidróxido de amonio a la otra. Dar al público la explicación pertinente referente al color, registrar con papel indicador el pH de cada probeta y proceder a adicionar de 3 a 4 cubos de hielo seco a la probeta que contiene hidróxido de sodio. Observar el vapor en forma de neblina que se desprende y mostrar las variaciones de color que van ocurriendo. Registrar los cambios de pH teniendo como referente los virajes de color de los indicadores. Realizar el mismo procedimiento con la otra probeta que contiene hidróxido de amonio.



3. Después de observar que no hay ninguna variación más de color en las dos probetas, se procede a la adición de 5 gotas de ácido clorhídrico, de esta forma la disolución tendrá pH inferior a 4,5, permitiendo que la variación del color continúe. Pero una vez el pH sea ácido no habrán más cambios de color en las probetas. Para hacer más atractiva la demostración se recomienda aplicar constantemente cubos de hielo, para mantener la atención y curiosidad en el público.



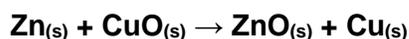
**Ilustración 34.** Hielo seco en disoluciones básicas de NaOH y NH<sub>3</sub>. Proceso de neutralización ácido-base

## **Cuestionamientos para discutir**

1. Esta reacción es tipificada como neutralización, proponga las posibles ecuaciones que se presentan en cada una de las probetas.
2. ¿Cómo se puede explicar la aparición de neblina cuando el hielo seco entra en contacto con el agua caliente?
3. ¿A qué atribuye que el hielo seco, genere burbujeo en el agua?
4. Explique los cambios de estado que sufre el hielo seco durante esta demostración
5. ¿Cuál es la función del indicador universal en este proceso?
6. Proponga 3 sustancias de carácter básico y tres de carácter ácido que se puedan neutralizar utilizando algo diferente a hielo seco, pronosticando un posible pH final.
7. ¿Qué se entiende por “gastritis” y qué relación tiene esto con la temática ácido base?

## **Consejos para el docente y curiosidades de su aplicación**

- ✓ El acetato de sodio, utilizado en esta demostración, tiene muchos usos en la industria pero probablemente resulte más familiar su uso como saborizante, puesto que es el compuesto químico que da sabor a las papas fritas.
- ✓ Cuando se calientan cristales de acetato de sodio trihidratado (punto de fusión 58 °C) alrededor de 100 °C, estos se funden. El posterior enfriamiento, genera una disolución sobresaturada de acetato de sodio en agua. Esta disolución es capaz de sobreenfriarse a temperatura ambiente, es decir, por debajo de su punto de fusión, sin formar cristales. Este líquido sobreenfriado se encuentra en un estado metaestable, lo que implica un estado de pseudoequilibrio, donde cualquier perturbación, puede provocar que solidifique rápidamente. Esta perturbación puede ser por medio de una agitación leve o por la adición de un cristal de la misma sustancia que actúa como semilla de la cristalización.
- ✓ En la reacción exotérmica entre zinc y óxido de cobre, el metal más reactivo desplaza el metal menos reactivo de su óxido, en este caso el zinc, desplaza al cobre(II) de su óxido, como se muestra en la siguiente ecuación:

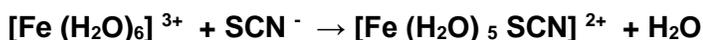


- ✓ El óxido de zinc al calentarse toma una tonalidad amarilla, al enfriarse vuelve a blanco, esta es una característica de la identidad de este producto. Este fenómeno se atribuye a un cambio en la estructura cristalina del compuesto, considerando este un cambio físico. Este fenómeno sirve de ejemplo para establecer las diferencias entre los cambios de la materia.

- ✓ Esta reacción es útil para dar una introducción a las reacciones redox, donde el metal más reactivo tiene un comportamiento de agente reductor, y el óxido metálico actúa como un agente oxidante.
- ✓ En los últimos vasos de precipitados bastará con reconocer los cambios de color, sin embargo, es importante mencionarle al público la química de los metales de transición. La explicación más adecuada radica en que Inicialmente en el vaso 5 vemos un cambio de color, se obtiene un rosa producto del ion  $\text{MnO}_4^-$  que se reduce a casi incoloro  $\text{Mn}^{2+}$ .

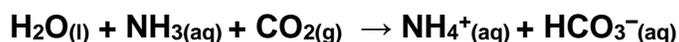
Cuando se pasa del vaso 5 al vaso 6 por acción del ion  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  que se oxida a  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , se genera la pérdida de color debido a que ambos iones son incoloros a esta concentración. Resultado de este proceso se proporciona el Fe(III) necesario para el siguiente vaso de precipitados.

- ✓ El paso del vaso 6 al vaso 7 es producto de la sustitución de un ligando de agua en el complejo  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , por un ion  $\text{SCN}^-$  presentes en el tiocianato de potasio, que a altas concentraciones produce un color rojo sangre, pero que a esta concentración tan baja aparece más como un naranja. La ecuación del proceso se describe así

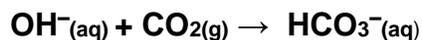


- ✓ En la demostración de variación de color con hielo seco es importante antes de añadir este, colocar al lado una probeta con la disolución alcalina e indicador universal para que actúe de referencia durante toda la demostración. Es bueno saber que debido a que los cambios de color se llevan a cabo gradualmente durante un aproximado de unos 15 minutos, es una buena idea tener algo más preparado para mostrar durante la clase alternando con la observación de la probeta.
- ✓ Esta demostración con la audiencia apropiada, es adecuada para realizar una introducción a los cambios de pH durante las titulaciones de ácidos débiles con bases fuertes y débiles. Estableciendo algunas características de las disoluciones amortiguadoras.
- ✓ En esta demostración de neutralización es importante tener en cuenta las reacciones de cada una de las probetas y así establecer las relaciones ácido- base conjugada que se pueden generar. Las ecuaciones propuestas para este proceso son:

A. Con amoníaco en disolución

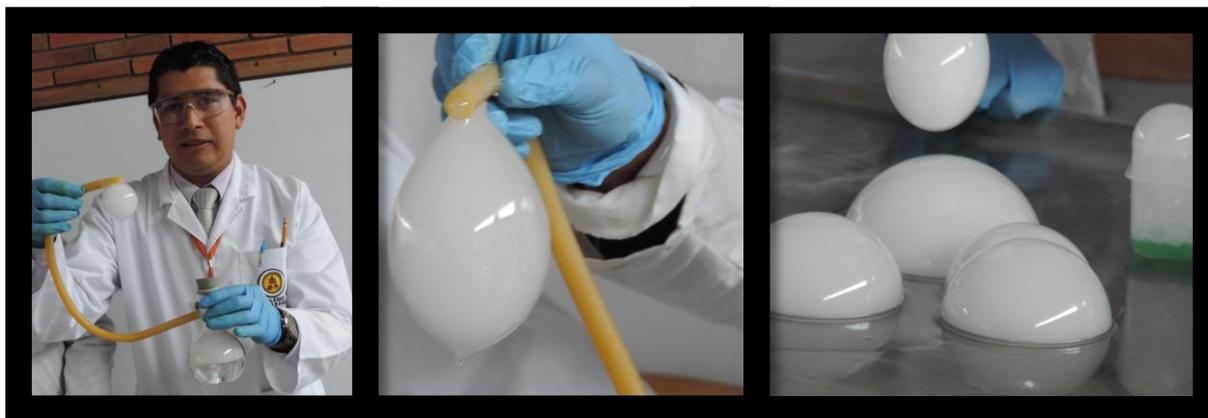


## B. Con hidróxido en disolución



Este proceso de neutralización tiene un pH final de aproximadamente 4,5 debido al ácido débil que se obtiene. Por tal razón si se desea obtener variaciones en rangos de pH más altos o establecer un barrido más amplio en la disolución, lo mejor es usar indicadores con virajes de color en niveles más altos y de esta forma se facilitará la identificación de pH por encima de este, como por ejemplo la fenolftaleína.

- ✓ Una demostración muy atractiva con hielo seco, es la formación de burbujas utilizando jabón líquido y un recipiente adecuado, como se muestra en la ilustración 35. Esta actividad se puede alternar durante la demostración principal no es de gran complejidad y es bastante divertida. Se recomienda aplicar en niños, aunque los jóvenes también la encuentran muy entretenida.



*Ilustración 35. Proceso de formación de burbujas de hielo seco*

## 9. Bibliografía

- Ealy, J. B. (1995). *Visualizing Chemistry Investigations for Teacher*. Washington: Library of Congress Cataloging .
- Bueno Garesse, E. (2004). Aprendiendo química en casa. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 45-51 Vol. 1, Nº 1,.
- Chang, R., & College, W. (2002). *Química*. México D.F: Mc Graw Hill.
- Corominas, J. (2010). Fiesta química: licores que no lo son, bebidas que no hay. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 8, 454-459.
- Dagoberto Cáceres, J. A. (2002). Demostraciones y enseñanza. En D. C. Rojas, *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela* (págs. 60-138). Bogota: Universidad Nacional de Colombia, Programa RED.
- Ealy, J. B. (1995). *Visualizing Chemistry Investigations for Teacher*. Washington: Library of Congress Cataloging .
- García Liarte, D., & Peña Martínez, M. (2006). Cinética recreativa. Un análisis de aspectos relativos a la velocidad de las reacciones químicas basado en el desarrollo de experiencias con gran impactovisual. *II Jornadas sobre la enseñanza de las ciencias y las ingenierías*, 12-26.
- Garriz A., C. J. (1998). *Manifestaciones de la materia*. Mexico : Pearson Prentice Hall.
- Hudle, P. W. (2000). Simulations form Teaching Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 920-926.
- Icela Barceló, H. E. (2010). *Cinética y Catálisis de las reacciones químicas en fase homogénea*. México D.F: Universidad Autónoma Metropolitana .
- Jr, L. S. (1998). *Chemical Demonstrations Sourcebook for Teachers*. Washington: American Chemical Society.
- L.Gilbert, G. (1989). *Tested Demonstrations in Chemistry*. Granville, Ohio: Journal of Chemical Education .
- Lee, B. C. (1988). *Chemical Activities for Teacher*. Washington: American Chemical Society.
- Lister, T. (1995). *Classic Chemistry Demonstrations The Royal Society of Chemistry*. London: The Royal Society of Chemistry.
- Lister, T. (2002). Experimentos de química clásica. *The Royal Society of Chemistry*.
- Ogilvie, J. F. (2012). La naturaleza del enlace químico 2013 !No existe tal cosa llamada orbital!. *Ciencia Y Tecnología*, 25-28.

- Petrucci R.H., H. W. (2003). *Química General Octava edición* . Madrid : Pearson Educación .
- Quílez, J. P. (1995). Una formulación para un principio: análisis histórico del principio de Le Chatelier. *Revista Mexicana de Física 41, No. 4*, 586-598.
- Rayner, G. (2000). *Química Inorgánica Descriptiva*. Mexico: Pearson Educación.
- Rodríguez, L. J. (2006). *Sistemas coloidales: Características generales* . Salamanca : Universidad de Salamanca .
- Ryan D. Sweeder, K. A. (2012). A Comprehensive General Chemistry Demonstration. *Journal Chemical Education* , 96-98.
- Sanromá, N. (1996). *Ciencia de los Coloides Física, Química y Técnica* . Barcelona : Gustavo Gili S.A.
- Shakhashiri, B. Z. (1983). *Chemical Demonstrations A Handbook for Teachers of Chemistry*. Madison, Wisconsin: University of Wisconsin.
- Trujillo, C. (2006). Una imagen vale más que mil palabras: la utilidad de las demostraciones y la aplicación de los conceptos a la vida práctica en la enseñanza de la Química. En F. A. Germán Hernández, *Experiencias significativas en innovación pedagógica* (págs. 163-172). Bogotá, Colombia: Unibiblos.
- Whitten, K. W. (1992). *Química general*. Madrid: McGraw-Hill.

### **Referencias web utilizados:**

<http://www.quimitube.com/ensayos-de-coloracion-a-la-llama-para-los-elementos-quimicos>

<http://scifun.chem.wisc.edu/chemweek/fireworks/fireworks.htm>

[http://ficus.pntic.mec.es/~olov0001/PRACTICA\\_DE\\_REACCIONES\\_QUIMICAS.pdf](http://ficus.pntic.mec.es/~olov0001/PRACTICA_DE_REACCIONES_QUIMICAS.pdf)

<http://triplenlace.com/2011/11/05/dicromato-amonio-volcan-quimico-muy-realista/>

<http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00000703/indicators-and-dry-ice-demonstration?cmpid=CMP00005150>

<http://www.rsc.org/eic/2015/03/magic-beakers-water-wine-chemical-change>