



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

**Enseñanza de los factores que
afectan la velocidad de
reacción: una propuesta de
aula desde el aprendizaje
activo**

Juan Gabriel Barrera Herrera

Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias
Bogotá, Colombia
2012

Enseñanza de los factores que afectan la velocidad de reacción: una propuesta de aula desde el aprendizaje activo

Juan Gabriel Barrera Herrera

Trabajo final presentado como requisito parcial para optar al
título de:
Magíster en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Director:
Ms, Esp., Químico Manuel Fredy Molina Caballero

Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias
Bogotá, Colombia
2012

Al Único fiel y verdadero.

A mi esposa y nuestros hijos.

Agradecimientos

El autor manifiesta su profunda gratitud:

A la Universidad Nacional de Colombia, por su vigencia en aras del desarrollo nacional.

A todos los docentes involucrados en el programa, por compartir generosamente tanto su vasta experiencia, como sus enriquecedoras vivencias.

Al profesor Manuel Fredy Molina Caballero, por su apoyo y disponibilidad permanentes.

Al profesor Freddy Alberto Monroy Ramírez, por sus valiosos aportes en la elaboración del documento.

A todas aquellas personas que, decidida y desinteresadamente, contribuyeron a la materialización de este anhelo.

Resumen

En este trabajo se propuso una estrategia de aula con un componente experimental para la enseñanza de los factores que modifican la velocidad de una reacción química, utilizando como fundamento, entre otros, algunos principios del aprendizaje activo. La propuesta se aplicó en el único curso de grado undécimo del colegio Calatrava School, institución de carácter privado y calendario B, ubicada en la localidad de Suba en Bogotá, Colombia.

La propuesta sugerida de un lado estimuló la proposición, la discusión y la comunicación de los estudiantes y, de otro lado, la visualización del comportamiento de algunas reacciones químicas en las condiciones generadas, no sólo favoreció la consolidación de los temas estudiados de la cinética química, sino que también permitió retomar, relacionar, integrar y retroalimentar temas trabajados con anticipación.

Conforme a los resultados esperados, se notó una mayor participación y una mejor disposición de los estudiantes, comparativamente con las observadas en las prácticas experimentales tradicionales.

Palabras clave: aprendizaje activo, aprendizaje mediante la práctica, enseñanza cinética química, enseñanza secundaria.

Abstract

This work proposed a classroom strategy with an experimental component for teaching the factors that are affecting the rate of a chemical reaction using as basis, among others, some principles of active learning. The proposal was applied in the 11th grade of Calatrava School (B Term) of Bogotá, Colombia.

The suggested proposal stimulated the proposition, discussion and communication of students. And on the other hand, the visualization of the behavior of some chemical reactions in the conditions generated, it did not only favor the consolidation of the topics studied in chemical kinetics, but also, allowed to resume, connect, integrate and feedback issues discussed in advance.

According to the expected results, a better participation and willingness in students was noted compared with those in traditional practices.

Keywords: active learning, learning by doing, teaching chemical kinetics, secondary education.

Contenido

	Pág.
Resumen	XI
Lista de figuras.....	XV
Introducción	1
1. Capítulo 1 Aspectos histórico-epistemológicos	3
1.1 Aspectos históricos	4
1.2 Aspectos epistemológicos	8
1.2.1 Modelo antropomórfico	8
1.2.2 Modelo de afinidad corpuscular	8
1.2.3 Primer modelo cuantitativo	9
1.2.4 Modelo mecanismo	9
1.2.5 Modelo termodinámico	9
1.2.6 Modelo cinético	10
1.2.7 Modelo mecanismos estadísticos	10
1.2.8 Modelo del estado de transición	10
2. Capítulo 2 Elementos disciplinares	13
2.1 Cinética química	13
2.2 La reacción química	13
2.3 Factores que influyen en las velocidades de reacción	14
2.3.1 El estado físico de los reactivos	14
2.3.2 La concentración de los reactivos	14
2.3.3 La temperatura a la que se lleva a cabo la reacción	15
2.3.4 La presencia de un catalizador	17
2.4 Velocidades de reacción	19
2.5 Concentración y velocidad	19
2.6 Cambio de la concentración con el tiempo	21
2.6.1 Reacciones de primer orden	21
2.6.2 Reacciones de segundo orden	21
2.7 Mecanismos de reacción	23
3. Capítulo 3 Propuesta didáctica	25
3.1 Análisis conceptual de la propuesta	25
3.1.1 Estándares básicos de competencias en ciencias naturales	25
3.1.2 Aprendizaje activo	26
3.1.3 El papel de la experimentación en el aprendizaje de las ciencias naturales	27
3.2 Estrategia de aula	28

3.2.1	Planteamiento generador.....	29
3.2.2	Predicción.....	29
3.2.3	Deliberación.....	29
3.2.4	Experimentación.....	29
3.2.5	Elaboración de conclusiones.....	30
3.3	Análisis de resultados.....	30
4.	Conclusiones y recomendaciones	33
4.1	Conclusiones.....	33
4.2	Recomendaciones.....	34
A.	Anexo: Prototipo de la propuesta.....	35
B.	Anexo: Práctica tradicional (Irazábal & de Irazábal, s.f, p.42-43).....	37
	Bibliografía.....	39

Lista de figuras

	Pág.
Figura 2-1: Influencia del grado de subdivisión de un sólido en la velocidad de reacción	15
Figura 2-2: Perfiles de energía potencial para reacciones exotérmicas y endotérmicas....	16
Figura 2-3: Método gráfico para determinar la energía de activación, E_a	17
Figura 2-4: Comparación entre las barreras de energía de activación de reacciones exotérmica y endotérmica con y sin catalizador.....	18
Figura 2-5: Efecto de la presión en la velocidad de reacción de un sistema gaseoso.....	18
Figura 2-6: Gráfica de $\ln[A]$ en función del tiempo de una reacción $A \rightarrow$ productos, que sigue una cinética de primer orden.....	22
Figura 2-7: Gráfica de $1/[A]$ en función del tiempo de una reacción $A \rightarrow$ productos, que sigue una cinética de segundo orden	23
Figura 2-8: Ejemplo de un perfil energético y mecanismo de una reacción química orgánica (S_N2)	24
Figura 3-1: Visión esquemática de la propuesta de aula.....	29

Introducción

Se presenta una propuesta de aula para la enseñanza de algunos factores que modifican la velocidad de una reacción química, la cual tiene un componente experimental cuyo modelo, por una parte está catalogado dentro del enfoque de aprendizaje activo y por otra, puede ser replicado en el estudio de otros temas.

Se exploró este aspecto de la cinética química, atendiendo a varias consideraciones:

- El tema está contemplado explícitamente en los Estándares Básicos de Competencias en Ciencias Naturales promulgados por el Ministerio de Educación Nacional (MEN) para los grados décimo y undécimo:

Al finalizar el undécimo grado los estudiantes relacionarán la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico. Para lograrlo los estudiantes [entre otros] identificarán las condiciones para controlar la velocidad de cambios químicos (MEN, 2004, p.22).

- El tema puede considerarse de un lado integrador en la medida en que relaciona principios estudiados con anterioridad y de otro lado, habilitador ya que es relevante para el estudio de temas posteriores (equilibrio químico). En este punto, adquiere importancia la posibilidad de acceso a múltiples oportunidades de confrontar ideas y errores conceptuales de los estudiantes, para la reconstrucción de significados.

- El tema guarda relación estrecha con muchos aspectos de la vida cotidiana de los estudiantes fácilmente observables.

- El tema resulta pertinente para alcanzar uno de los objetivos de la enseñanza de las ciencias, "que los estudiantes logren explicar los fenómenos observables (nivel macroscópico) a través de modelos microscópicos (Santilli, Sánchez & Roble, s.f., p.3). Además, el nivel de abstracción es estimulado ya que "el estudio de éstos factores [los que modifican la rapidez con que ocurren reacciones específicas] permite incursionar en los

detalles de los procesos mediante los cuales ocurren las reacciones" (Whitten, Davis, Peck & Stanley, 2008, p.611).

▪ Según datos iniciales en Bogotá, Colombia, el tema no se imparte de manera generalizada en la educación secundaria y si se hace, se trabaja magistralmente y tal vez, de manera soslayada, tangencial o dispersa. Tras encuestar 70 estudiantes, en su gran mayoría de primer semestre de la carrera de Farmacia de la Universidad Nacional de Colombia Sede Bogotá, se encontró que el 51% trató el tema en su educación media y de esa población el 39% lo hizo experimentalmente. A su vez, de 28 profesores de química de educación media consultados, el 57% impartió el tema y de éstos el 50% acudió a prácticas de laboratorio.

Por otra parte, la propuesta surge con el ánimo de atender varios aspectos: en primer lugar, la necesidad de atraer e involucrar al estudiante en su propio aprendizaje de una manera más decidida y en segunda instancia, proponer alternativas tanto a la clase magistral, dominada por el paradigma transmisión-asimilación, como a las prácticas experimentales tradicionales en donde el estudiante se limita a seguir procedimientos o ser un espectador. Finalmente, se busca propiciar el desarrollo de la indagación y algunas de sus implicaciones (planteamiento de preguntas, realizar consultas, hacer predicciones, planear experimentos, etc.), para familiarizar al estudiante con las características del trabajo científico.

Experiencias de este tipo han conseguido ambientes de trabajo que estimulan la participación del estudiante y con ella, una mayor motivación en la búsqueda y establecimiento de relaciones que, en últimas, garantizan actitudes favorables tanto para un aprendizaje significativo, como para un incremento en el aprecio por la ciencia.

A pesar de que se analizaron aspectos meramente cualitativos de la aplicación de la propuesta a un grupo, quedan abiertas posibilidades de estudio inmediatas como la cuantificación del impacto didáctico de algunos de sus aspectos y otras alternativas que pueden incluir el uso de laboratorios virtuales o propuestas de diseños curriculares que organicen y ubiquen el tópico tratado, considerando su importancia en la educación química preliminar.

1. Capítulo 1 Aspectos histórico-epistemológicos

Posiblemente, el afán conceptual en la enseñanza de las ciencias exactas y naturales ha sacrificado el vínculo disciplinar con la historia y la epistemología, de tal manera que los estudiantes terminan por desconocer la forma como se está construyendo y estructurando el conocimiento y el carácter evolutivo y dinámico del mismo. "Así resulta muy difícil, si no es que imposible, discutir sobre la ciencia en las aulas, sin considerar su historia" (Chamizo, 2007, p.139). Además, los estudiantes fijan la idea deformada de un conocimiento terminado y elaborado por seres superdotados.

En este sentido, es pertinente considerar la implementación de aspectos históricos en los planes de estudio de ciencias naturales, puesto que todos los cursos comienzan con definiciones, más o menos completas, en la que se usan una serie de conceptos de manera descuidadamente mecánica. Se recitan, entre otras, palabras como ciencia, vida, materia..., vocablos que no paran de evolucionar. Por ejemplo, no son pocas las dificultades para lograr una definición del concepto de vida (Diéguez, 2008) y detrás del concepto de ciencia, está, nada más ni nada menos, que la historia misma de la humanidad.

En el referente filosófico y epistemológico de los lineamientos curriculares del Ministerio de Educación Nacional (MEN) para el área de ciencias naturales y educación ambiental se establece que:

La ciencia es ante todo un sistema inacabado en permanente construcción y destrucción: se construyen nuevas teorías en detrimento de las anteriores que no pueden competir en poder explicativo. Con las nuevas teorías nacen nuevos conceptos y surgen nuevas realidades y las viejas entran a hacer parte del mundo de las "antiguas creencias" que, en ocasiones, se conciben como fantasías pueriles (MEN, 1998, p.32).

Además, "la historia de la ciencia es una historia conflictiva, de elecciones, de apuestas, de redefiniciones inesperadas" (Prigogine&Stengers, 1990, p.12). Por otro lado, según Serres (1998), sin la enseñanza de la historia de las ciencias, todo nuestro aprendizaje sigue siendo ajeno al mundo en el que vivimos. Precisamente, el MEN en los lineamientos también reconoce que:

Probablemente uno de los grandes problemas de nuestros programas curriculares sea la falta de perspectiva histórica que nos permita relativizar sanamente la concepción de realidad y la verdad. Cuando se piensa en la verdad como absoluta o en la realidad como algo independiente de la comunidad científica que la concibe, estamos asumiendo que el juego de la ciencia se ha acabado: ya lo conocemos todo (MEN, 1998, p.32).

Por otro lado, "el pensamiento filosófico contribuye a los estudiantes a la comprensión de la ciencia" (Lombardi & Labarca, 2007, p.191). En palabras de Scerri (2003):

No es suficiente entrenar a los profesores de química solamente en los contenidos de los cursos de química y quizá un poco de psicología. Los profesores de química necesitan ser introducidos en la naturaleza de la química (como se cita en Lombardi & Labarca, 2007, p. 191).

El énfasis disciplinar sin una vinculación filosófica diluye la oportunidad que se tiene de entrar con el joven al mundo de los interrogantes y el debate de las ideas, reduciéndola a listas inertes de acontecimientos organizados cronológicamente, en donde, por un lado se desconoce que la pretensión del hombre por obtener un conocimiento verificable de su entorno está sujeta a las necesidades, valores, ideas e intereses de su tiempo; y por el otro, se desdibuja el origen y la construcción misma del conocimiento.

1.1 Aspectos históricos

En consecuencia, y como un ejemplo vivido de la dinámica de la construcción del conocimiento, a continuación se presenta un recuento sucinto de los aspectos generales de la historia de la cinética química.

Wojtkowiak (1987) sitúa los comienzos de la cinética química en el año 1850 en cabeza de Wilhelmy, quien estudiando cuantitativamente la inversión de la sacarosa bajo la acción catalítica de los ácidos tuvo en cuenta por primera vez el factor tiempo. En este mismo sentido, Valencia (2011) anota:

En 1850, Ludwing Ferdinand Wilhelmy (1812-1864), publicó sus trabajos sobre hidrólisis del azúcar de caña (sacarosa) en medio ácido, en los cuales utilizó el ángulo de rotación de la luz polarizada (a través de un polarímetro) como una medida del grado de avance de la reacción. Este fue el primer tratamiento adecuado del concepto de velocidad de una reacción química (Valencia, 2011, p.17).

A su vez, Gallego, Pérez y Gallego (2010), relacionando los inicios de la fisicoquímica con la problemática de la cinética química de la época, aluden a C.F. Wenzel (1740-1793) y a C.L. Berthollet (1748-1822) quienes fueron los que se preguntaron ¿por qué y cómo ocurren las reacciones químicas?, sin llegar a una respuesta aceptable. Añaden los citados autores:

Luego, en 1867, contribuirán a este esclarecimiento [relación entre la masa química y la acción química] C.M. Guldberg (1836-1902) y P. Waage (1833-1900), que delimitarán el problema en términos de la Ley de acción de masas, a la vez que inscribirán los procesos químicos en el espacio y el tiempo, para hablar de la velocidad de reacción y sugerir el equilibrio químico (Lockemann, 1960). No obstante, es J. H. van'tHoff, matemático de formación, iniciador de la dinámica química -disciplina que más tarde paso a denominarse cinética química- quien expuso la primera matematización en 1884, en su libro "*Estudios de dinámica química*", significativo para la posterior formulación y desarrollo de lo que será la termodinámica química (Laidler, 1995) (Gallego et al., p. 104).

Todo parece indicar que a mediados del siglo XIX la producción académica fue rica en enunciados, reglas y teorías y, muy seguramente, en célebres polémicas. Gallego et al., (2010) no sólo destacan los trabajos colaborativos entre el químico G. V. Harcourt (1834-1919) y el matemático W. Esson (1838-1916), sino que también le atribuyen al último "ser el verdadero introductor de las matemáticas [avanzadas] en este nivel del discurso químico en general," (Gallego et al., p.105),

Como resultado de sus trabajos, fue él [Esson] quien acuñó las expresiones que en la actualidad se conocen como reacciones de primer, de segundo y de tercer orden, de conformidad con la concentración de los reactantes, denominación que introdujo W. Ostwald en 1887 (Laidler, 1995) (Gallego et al. P.105).

Según Gallego et al. (2010), Esson también estableció el concepto de mecanismos de reacción, que se desprende del análisis matemático de la cinética química y de acuerdo con Wojtkowiak (1987), Ostwald introdujo en 1890 la noción de energía de activación y Mentchtkine inquirió en el mismo año sobre la influencia del medio en la velocidad de reacción.

Gallego et al. (2010) retomando el libro ya citado de van'tHoff, anotan:

...,este investigador amplía y generaliza los análisis matemáticos de Harcourt y Esson. Van'tHoff empleó para el orden de las reacciones, los términos de monomolecular y bimolecular, que representan la dependencia relativa de la

velocidad de reacción con respecto a la concentración...Como ejemplo de una reacción monomolecular para formular la correspondiente ecuación diferencial de la velocidad, acudió a la descomposición de la arsina en fase gaseosa, planteándola como sigue:

$$-(dC/dt) = kc$$

Donde "k" es la constante de velocidad.

Van'tHoff, en su libro *Estudios*, introdujo el denominado método diferencial para analizar los resultados cinéticos y determinar el orden de una reacción, de acuerdo con la medición de la velocidad "v" a diferentes concentraciones "c" del reactante:

$$v = kc$$

Wojtkowiak (1987), coincide en que van'tHoff sentó las bases teóricas de la cinética. Añade el autor:

Aunque no concedió una importancia capital al choque de las moléculas, van'tHoff precisó que existían, y que era muy improbable el choque simultáneo entre tres o más moléculas. Estableció ecuaciones para las reacciones simples, inversas, paralelas y en serie (Wojtkowiak 1987 p.139).

Los postulados teóricos de van'tHoff arrojaron, en el trabajo experimental, un número cada vez mayor de excepciones,

lo que llevó a los cineticistas a diferenciar entre el orden de la reacción y la molecularidad. En 1927, Tolman, seguido por Kassel en 1932, se dieron cuenta de que el orden de reacción era un parámetro puramente experimental de primera importancia y que podía tener cualquier valor, tanto entero como fraccionario, menor de tres, no sobrepasando más que raras veces este número (Wojtkowiak 1987 p.140).

El trabajo continuó con el estudio de los factores que modifican la velocidad de reacción, entre los cuales, la propuesta de Arrhenius (ecuación de Arrhenius) relacionada con el efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción química,

pareció estar más de acuerdo con los datos experimentales, y además concordaba con la teoría de los choques procedentes de la teoría cinética de los gases y del reparto energético de Boltzman...Arrhenius introdujo el concepto de "choque eficaz", de forma que sólo los reactivos que hubieran adquirido una cierta energía "de activación" estaban en condiciones de reaccionar. Hinshelwood asoció a la constante de velocidad dos factores de probabilidad que tenían en cuenta por un lado

la energía de activación y por otro los factores estéricos que entorpecían la reacción, (Wojtkowiak, 1987 p.140).

Para explicar las causas de la activación de las moléculas reaccionantes se apeló a los "choques moleculares",

La energía adquirida durante el choque se repartiría entre los distintos grados de libertad de la molécula y la redistribución energética interna daría a la molécula una configuración cinéticamente activa. Esta teoría, publicada por Lindemann en 1922, fue sucesivamente completada por London (1928), Kassel (1923), Eyring y su equipo (1931-1935), Hinshelwood (1935) y Noyes (1925-1939). De estos trabajos surgió la idea de la formación de los "complejos activos" intermediarios (Wojtkowiak, 1987, p.141).

Los estudios no pararon y la aparente solución a un problema no hacía sino despertar más inquietudes, así ocurrió con los procesos elementales y los intermediarios activos como los átomos o los radicales libres. El estudio de la síntesis de los ácidos clorhídrico y bromhídrico a partir de sus elementos sugirió la existencia de "reacciones en cadena", cuya teoría fue propuesta casi simultáneamente en los años 1927 y 1928 por Hinshelwood y Semenov. A continuación vino el estudio de las reacciones que tenían una aplicación industrial, particularmente la oxidación de hidrocarburos, cuya importancia creció con el desarrollo automotor.

Por otra parte, Sánchez, Domínguez y García(2002) presentan una lista detallada de autores que, en el campo de la enseñanza de la cinética química, han procurado la clarificación tanto de conceptos como de terminología.

Otro aspecto destacable en la historia de la cinética química lo constituye los comienzos de la catálisis y su influencia en el posterior desarrollo de la síntesis química y la química industrial. Conforme a Wojtkowiak (1987):

La palabra "catálisis" la utilizó por primera vez Libavius en 1597, pero cayó rápidamente en el olvido. En la segunda mitad del siglo XVIII, Scheele preparó varios ésteres por vía catalítica... En esa misma época [1820s], J. W. Döbereiner descubrió las propiedades catalíticas del negro de platino...Whöler...pasó revista a un gran número de sustancias para estudiar sus propiedades catalíticas. Pero fue sobre todo Berzélius quien desde 1835 se interesó particularmente por el problema de la catálisis. Dio la primera definición de catalizador al escribir: "él despierta las afinidades adormecidas de los reactivos..., sin tomar parte directa en la reacción química" (Wojtkowiak, 1987 p. 62).

1.2 Aspectos epistemológicos

Justi y Gilbert (1999) identificaron ocho modelos que a su juicio han jugado un papel central en la evolución histórica del concepto de velocidad de reacción. Su trabajo se basó epistemológicamente en la metodología de los programas de investigación de Lakatos, en los cuales “los creadores de una nueva teoría tienden siempre a reforzarla y conservarla, incluso en los casos en que las contrastaciones empíricas resulten negativas” (Gallego & Pérez, 1999, p.40), y tomó como fundamento ontológico los modelos, “entendidos como representaciones de una idea, objeto, evento... que unen las abstracciones de la teoría con la experiencia del mundo” (Sánchez et al., 2002, p. 174). A cada modelo le fue asignado un nombre derivado de su fondo teórico:

1.2.1 Modelo antropomórfico

Detrás de este modelo estaba la concepción antropomórfica de la materia, según la cual las cosas tienen cualidades humanas. Dentro de esta representación las reacciones químicas eran transformaciones que estaban controladas por las diferencias o afinidades entre los materiales. La única idea acerca de la velocidad de reacción en este modelo se le atribuye a Aristóteles en el sentido de que la velocidad de reacción era debida a una buena disposición de los materiales involucrados, que a su vez, podría depender de un balance entre sus similitudes y diferencias.

1.2.2 Modelo de afinidad corpuscular

El gradual desarrollo de la mirada corpuscular de la materia (siglos XVII-XVIII), perfeccionó el concepto de afinidad, el cual se definió como la tendencia de las sustancias a combinarse con otras, como resultado de fuerzas entre ellas propias de sus características distintivas.

En este modelo, la reacción química fue considerada como un proceso en el que partículas elementales interactuaban unas con otras, como resultado de su afinidad química y la velocidad de reacción estaba relacionada con diferentes grados de afinidad entre las partículas y dependía de su disposición para ocurrir.

1.2.3 Primer modelo cuantitativo

En esta representación, aunque persistía la mirada corpuscular de la materia, la reacción química era un proceso en el cual las partículas interactuaban unas con otras, pero no a causa de algún tipo de afinidad. Por otro lado, la velocidad de reacción era proporcional a la cantidad de partículas que sufrían transformaciones en un tiempo determinado.

Con la matematización de la cinética química, caracterizada por la diferenciación de ecuaciones exponenciales, emergió una nueva forma de analizar los fenómenos químicos, "Wilhelmy cambió la tradicional confianza en los métodos empíricos solamente" (King, 1980 como se cita en Justi& Gilbert, 1996, p.295).

1.2.4 Modelo mecanismo

Fue dentro de este modelo que se propuso que el curso de una reacción química se desarrollaba a través de distintos pasos y, asumiendo que la velocidad de reacción era determinada por el mecanismo por el cual ocurría, se desarrollaron ecuaciones empíricas (integrando ecuaciones diferenciales), las cuales relacionaban la cantidad de producto formado y el tiempo.

Esta asociación entre el químico y el matemático mostró no sólo ser esencial en la proposición de un modelo más exacto, sino también las ventajas del trabajo interdisciplinario.

1.2.5 Modelo termodinámico

Este modelo representó un substancial adelanto en el estudio de la cinética, puesto que se incorporaron conceptos (barrera de energía y energía de activación), técnicas matemáticas de la termodinámica clásica y se usó la ley de distribución estadística. La idea de interacción entre moléculas fue especificada en términos de colisiones con suficiente energía. Se produjeron ecuaciones para representar las velocidades de reacción con un mayor poder explicativo.

La definición de energía de activación también proveyó una nueva forma para explicar la acción de un catalizador. Finalmente, la distinción entre orden y molecularidad fue propuesta en este modelo.

1.2.6 Modelo cinético

Con el uso de la teoría cinética de los gases, se redefinió la reacción química como un proceso que involucraba el rompimiento y la formación de enlaces, causados por las colisiones entre moléculas que no solamente tenían la suficiente energía, sino también la apropiada orientación espacial.

En este modelo se asumió que la velocidad de reacción era proporcional al factor pre-exponencial de Arrhenius y a la frecuencia de las colisiones.

Este modelo pudo haber provisto las bases cualitativas para estudios sobre catálisis y sobre mecanismos de las reacciones.

1.2.7 Modelo mecanismos estadísticos

En este modelo, la explicación para la reacción química se basó en la noción de las superficies de energía potencial. Se estableció la proporcionalidad existente entre la velocidad de reacción y la concentración de complejos activados y se desarrollaron propuestas como la reacción en cadena, la participación de átomos como intermediarios en algunos mecanismos específicos y la posibilidad que radicales libres estuvieran involucrados en algunas reacciones.

Aumentó el conocimiento sobre catálisis con los estudios de adsorción de reactivos sobre superficies.

1.2.8 Modelo del estado de transición

Este modelo integró conceptos termodinámicos, cinéticos y modelos estadísticos, alcanzando en el estudio de las superficies de energía potencial una propuesta más exacta para los mecanismos y mejores predicciones en el comportamiento de los sistemas.

Luego de revisar algunos aspectos del desarrollo histórico de la cinética química y algunas de sus implicaciones epistemológicas, quedan al descubierto varios argumentos a manera de conclusiones parciales:

- El conocimiento científico es una empresa dinámica en permanente evolución, fruto de la retroalimentación continua de

ideas, como quedó consignado en los Lineamientos Curriculares de Ciencias Naturales y Educación Ambiental al referirse a la naturaleza de la ciencia:

“La ciencia es ante todo un sistema inacabado en permanente construcción y destrucción: se construyen nuevas teorías en detrimento de las anteriores que no pueden competir en poder explicativo. Con las nuevas teorías nacen nuevos conceptos y surgen nuevas realidades y las viejas entran a hacer parte del mundo de “las antiguas creencias” que, en ocasiones, se conciben como fantasías pueriles.” (MEN, 1998, p.32)

- La ciencia es una actividad humana colectiva. En la construcción del conocimiento han participado muchas personas, unas más destacadas que otras, pero no por esto menos importantes y reconocidas.

- El desarrollo de la cinética química, al igual que el de otras estructuras conceptuales, tiene un paralelo con el desarrollo cognoscitivo según Piaget (como se cita en Le François, 2000), en el sentido de que hay una progresión de un pensamiento intuitivo a unas operaciones formales, en otras palabras, muchos principios primero se emplearon y luego fueron explicados.

- En la consolidación de los conceptos disciplinares en el tiempo se pueden inferir picos de alta producción académica. Éstos giran en torno a rangos temporales que incluyen no sólo grandes descubrimientos, sino también preguntas desafiantes. En este sentido Kuhn (como se cita en Albaladejo & Echevarría, 2001) sostiene que:

“El avance de la ciencia no es lineal y continuado, sino que durante el mismo se alternan períodos normales de pequeños cambios con otros que aportan un cambio sustancial (revoluciones científicas) al variar las perspectivas y, por tanto, al dar un valor diferente a los mismos hechos”.

- El estudio de la historia es útil para el conocimiento del progreso científico a tal punto que:

“Probablemente uno de los grandes problemas de nuestros programas curriculares sea la falta de perspectiva histórica que nos permita relativizar sanamente la concepción de la realidad y la verdad.” (MEN, 1998, p.32)

- De acuerdo con diferentes investigaciones (Salcedo, 1995), las concepciones que posean los profesores sobre ciencia y trabajo científico influirán en sus prácticas educativas. En esta perspectiva, Fernández, Gil, Carrascosa, Cachapuz & Praia (como se cita en Romero, 2010) demostraron que las visiones deformadas representan “uno de los principales obstáculos para la renovación

de la enseñanza e las ciencias". Además, Porlán (como se cita en Romero, 2010, p.32) argumenta que:

"El pensamiento docente de "sentido común" se genera durante la etapa de estudiante por un proceso tácito de impregnación ambiental del que está ausente la reflexión consciente y argumentada. Para mayor abundamiento, la formación inicial no provoca la ruptura epistemológica y didáctica necesaria para que emerja un conocimiento realmente profesionalizado y crítico, sino que superpone a las creencias y pautas ya interiorizadas un conocimiento disciplinar academicista, fragmentado y descontextualizado (al que profesores identifican como "la teoría"), que pierde así todo su potencial transformador".

2. Capítulo 2 Elementos disciplinares

A continuación se presenta un compendio de los aspectos fundamentales del tema cinética química, los cuales se consideran apropiados para encausar el nivel de abstracción necesario para comprender un tópico que ha juicio del autor no solo es integrador, en la medida en que conjuga temas tratados con anterioridad -no sólo en la asignatura química-, sino también habilitador ya que su comprensión seguramente favorecerá el estudio de temas posteriores y la reconstrucción de significados estudiados.

Los aspectos reunidos hacen parte del capítulo Cinética química de textos universitarios de Química (Brown, LeMay, Bursten&Burdge, 2004; Chang, 2002; Whitten, Davis, Peck& Stanley, 2009) y otros textos (Logan, 2000; Martinez, 2007).

2.1 Cinética química

El objeto de estudio de la cinética química es la medida e interpretación de las velocidades de reacción, es decir, la información empírica obtenida suministra la base cuantitativa en que se fundamentan todas las teorías sobre reactividad química, por lo que constituye un instrumento para la búsqueda de nuevos conocimientos sobre el comportamiento molecular. Además, la cinética química es un medio esencial en la investigación y desarrollo de nuevos procesos.

2.2 La reacción química

La reacción química es uno de los conceptos básicos en química, en donde una sustancia o grupo de sustancias, se convierten en otras. En estas transformaciones ocurren rompimiento y formación de enlaces, o cuanto menos transferencia de electrones entre especies químicas. En general, en los sistemas que reaccionan químicamente se efectúan muchas reacciones simultáneamente por caminos sucesivos y paralelos denominadas esquemas o redes de reacción. En la mayoría de los casos, cada reacción de la red se efectúa a través de una serie de etapas que implican productos

intermedios reactivos que no aparecen en la ecuación de la reacción. Cada etapa de la secuencia es elemental, transcurre a nivel molecular tal como se escribe y representa un suceso molecular indivisible.

Una de las razones por las que se lleva a cabo una reacción es que los reactivos pasan de un estado de mayor energía a uno de menor energía (más estable) cuando se convierten en productos.

2.3 Factores que influyen en las velocidades de reacción

A pesar de que la velocidad de una reacción depende de la identidad química de los elementos y compuestos involucrados, 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; hay cuatro factores que permiten modificar la rapidez con que ocurren reacciones específicas:

2.3.1 El estado físico de los reactivos

Para que se verifique 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 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 aprisa si se aumenta el área superficial del sólido, como se ilustra en la figura 2-1.

2.3.2 La concentración de los reactivos

Casi todas las reacciones químicas se llevan a cabo con más rapidez si se aumenta la concentración de uno o más de los reactivos. A medida que la concentración aumenta, la frecuencia de colisión de las moléculas aumenta y esto origina velocidades mayores.

Figura 2-1: Influencia del grado de subdivisión de un sólido en la velocidad de reacción. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitioWeb:

<http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio//4750/4849/html/zinc.jpg>



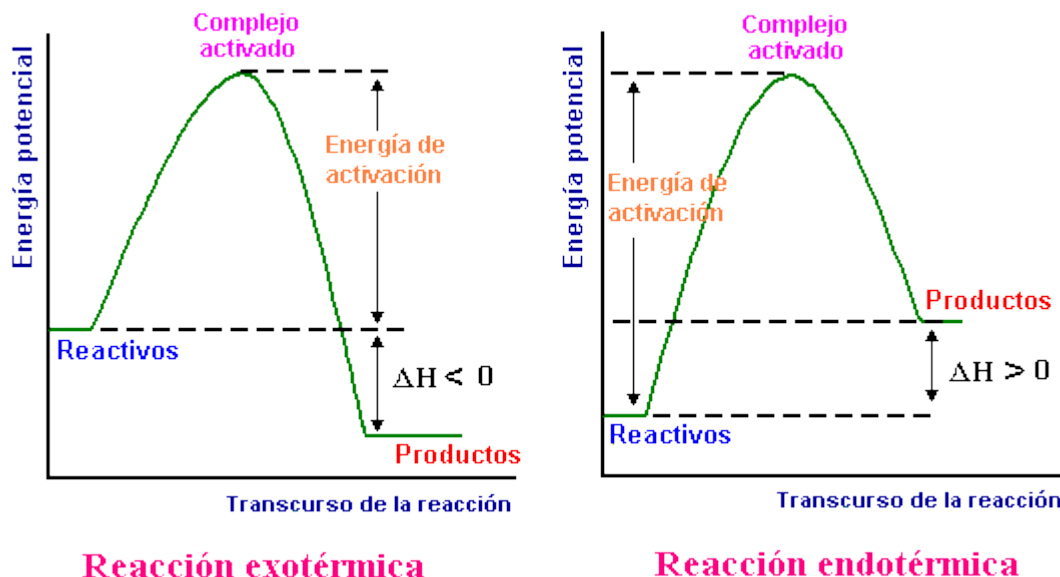
2.3.3 La temperatura a la que se lleva a cabo la reacción

Un aumento en la temperatura incrementa la energía cinética de las moléculas, que al moverse con mayor rapidez, chocan con más frecuencia y con mayor energía. La energía mínima necesaria para que una reacción se lleve a cabo es la energía de activación, E_a . Una colisión con energía E_a o mayor consigue que los átomos de las moléculas alcancen el complejo activado (o estado de transición), que es la disposición de máxima energía en la trayectoria de reactivos a productos como se nota en la Figura 2-2.

Aun cuando una colisión tenga la energía suficiente, puede no dar lugar a una reacción; es necesario además que los reactivos estén orientados correctamente unos con respecto a otros para que la colisión sea eficaz. Debido a que la energía cinética de las moléculas depende de la temperatura, la constante de velocidad de una reacción depende en gran medida de la temperatura.

Figura 2-2: Perfiles de energía potencial para reacciones exotérmicas y endotérmicas. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web:

http://2.bp.blogspot.com/-s_3e6Dfv1LA/UJt3TGed3RI/AAAAAAAAAc4/-aMPEZjBqk/s640/endo+y+exo.gif



La relación entre k y T está dada por la ecuación de Arrhenius:

$$k = Ae^{-E_a/RT} \quad (1)$$

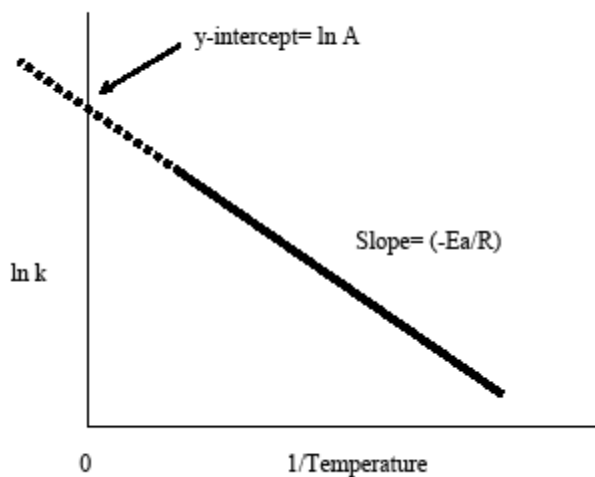
la cual se suele utilizar en forma logarítmica:

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad (2)$$

donde k es la constante específica de la reacción, E_a la energía de activación, R la constante universal de los gases, T la temperatura absoluta y A el factor preexponencial (factor de frecuencia) que relaciona el número de colisiones con orientación favorable a la reacción. Al graficar $\ln k$ contra $1/T$ se obtiene una línea recta de pendiente igual a $-E_a/R$ e intercepto en el origen igual a $\ln A$, como se observa en la Figura 2-3.

Un aumento dado en la velocidad de reacción a expensas de un aumento de temperatura no implica un cambio, en general, de la dependencia que de la concentración tiene la ecuación de las velocidades. Así, un aumento en la temperatura de una reacción de primer orden, incrementará su velocidad, pero la reacción seguirá todavía la cinética de primer orden.

Figura 2-3: Método gráfico para determinar la energía de activación, E_a . Recuperada el 15 de abril de 2013 del sitio Web: <http://ch302.cm.utexas.edu/images302/Arrhenius-Plot.png>



2.3.4 La presencia de un catalizador

Los catalizadores son agentes que aumentan las velocidades de reacción sin transformarse. Esto lo hacen aportando un mecanismo de reacción diferente, de menor energía de activación, como se nota en la Figura 2-4.

Los catalizadores pueden ser homogéneos o heterogéneos si están en la misma o en una diferente fase que los reactivos respectivamente. 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. En los organismos vivos, la catálisis se consigue por medio de las enzimas, que son proteínas con una alta especificidad.

La presión es otro factor que influye en las velocidades de reacción cuando las sustancias que intervienen en el proceso están en estado gaseoso. En la figura 2-5 se observa que, aumentando la presión de un sistema gaseoso, las moléculas de las sustancias reaccionantes se aproximan entre sí, acrecentando la posibilidad de choque entre sus moléculas, y por consiguiente se acelera la reacción.

Figura 2-4: Comparación entre las barreras de energía de activación de reacciones exotérmica y endotérmica con y sin catalizador. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web: <http://www.100ciaquimica.net/images/temas/tema6/ima/eacataliz.gif>

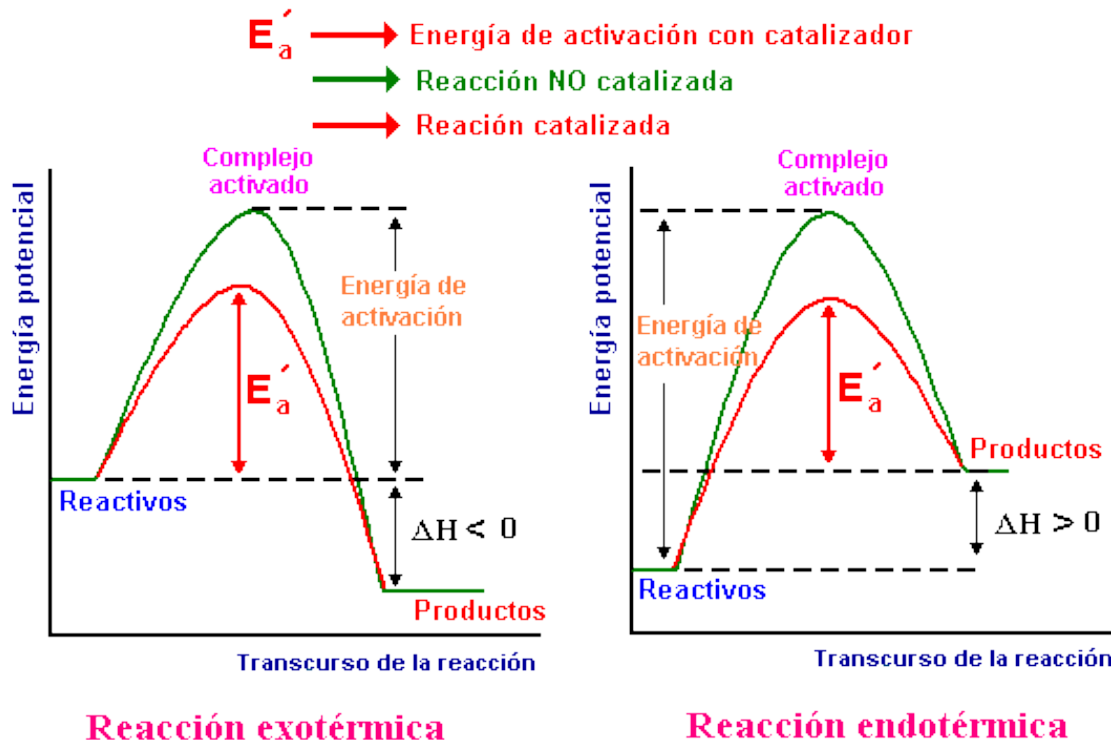
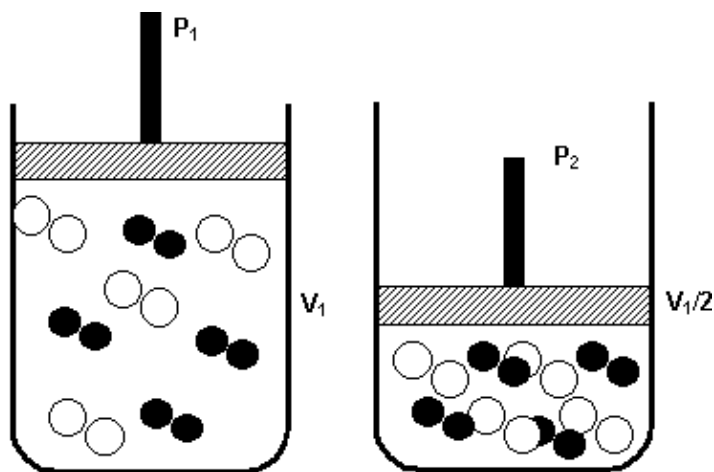
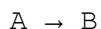


Figura 2-5: Efecto de la presión en la velocidad de reacción de un sistema gaseoso. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web: http://montenegroripoll.com/Quimica2/Tema5/Factores_archivos/image002.gif



2.4 Velocidades de reacción

La velocidad de una reacción química es el cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto al tiempo. Tal como se emplea normalmente este concepto, indica la velocidad de variación de las concentraciones como consecuencia de la reacción. Dada la reacción hipotética (en un espacio cerrado),

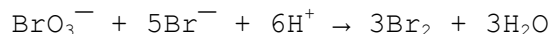


La velocidad de esta reacción se expresa ya sea como la velocidad de desaparición del reactivo A o la velocidad de aparición del reactivo B.

$$\text{Velocidad de reacción} = -d[A]/dt = d[B]/dt \quad (3)$$

El signo negativo significa que la concentración del reactivo A disminuye con el tiempo.

Para reacciones más complejas, se necesita una definición de velocidad de reacción más cuidadosa. Considerese, por ejemplo, la siguiente reacción que tiene lugar en disolución acuosa homogénea:



Las velocidades de disminución de las concentraciones de los iones bromato $[\text{BrO}_3^-]$ y bromuro $[\text{Br}^-]$ no son iguales entre sí y tampoco coinciden con la velocidad de aumento de la concentración de Br_2 . El convenio utilizado consiste en poner en cada una de las expresiones de la velocidad de variación el inverso del correspondiente coeficiente estequiométrico de la ecuación química ajustada:

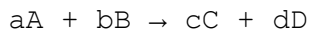
$$\text{Velocidad} = -d[\text{BrO}_3^-]/dt = -1/5 d[\text{Br}^-]/dt = -1/6 d[\text{H}^+]/dt = 1/3 d[\text{Br}_2]/dt = 1/3 d[\text{H}_2\text{O}]/dt \quad (4)$$

Es necesario añadir que, en relación con la velocidad de reacción, se está hablando de variaciones de la concentración debidas a la reacción, ya que las concentraciones pueden variarse de otras maneras, por ejemplo, añadiendo más cantidad de una sustancia o diluyendo la mezcla de reacción.

2.5 Concentración y velocidad

Para una reacción lejos del equilibrio y a temperatura constante, la velocidad depende de la concentración de cada una de las especies reaccionantes, de manera que la velocidad de reacción es

proporcional a la concentración elevada a una potencia determinada. Para la reacción general:



Si la velocidad de reacción, $-1/a \, d[A]/dt$ es proporcional a $[A]^x [B]^y$, entonces,

x = orden de reacción con respecto a A,

y = orden de reacción con respecto a B,

Y n = orden total de la reacción = $x + y$.

Hay varios puntos implícitos en esta definición que es necesario tenerlos en cuenta. En primer lugar, x y y son números que se determinan experimentalmente; no es posible predecirlos con sólo examinar la ecuación química. En segundo lugar, la velocidad de una reacción química suele ser una función de la concentración de cada reactivo, pero no es habitual que dependa de la concentración de un producto de la reacción. Finalmente, en general x y y no son iguales a los coeficientes estequiométricos a y b .

Al introducir una constante de proporcionalidad obtenemos la ecuación:

$$\text{Velocidad de reacción} = -1/a \, d[A]/dt = k_n [A]^x [B]^y \quad (5)$$

Esta constante k_n es una constante de velocidad de orden n , puesto que n es el orden total de la reacción. La magnitud de k_n puede considerarse una medida de la rapidez de la reacción. Considerando la situación más simple posible, si las concentraciones de A y B fuesen iguales a la unidad, entonces la velocidad de reacción sería numéricamente igual a k_n ; esto ilustra el papel de una constante de velocidad como criterio de la velocidad de reacción bajo ciertas condiciones.

Las dimensiones y unidades de la constante de velocidad merecen una atención especial. En la ecuación anterior, el lado izquierdo tiene las dimensiones de concentración/tiempo. Puesto que el lado derecho debe tener las mismas dimensiones y el producto $[A]^x [B]^y$ tiene dimensiones de (concentración) ^{n} , se deduce que las dimensiones de la constante de orden n son (concentración) ^{$(1-n)$} / (tiempo) ^{-1} .

En casi todas las reacciones los exponentes de la ecuación de velocidad son 0, 1 ó 2. Sin embargo, ocasionalmente se encuentran ecuaciones de velocidad en las que el orden de reacción es fraccionario o incluso negativo. Si una reacción es de orden cero respecto a un reactivo en particular, los cambios de su concentración no afectan la velocidad (en tanto haya algo de reactivo presente) porque toda concentración elevada a la potencia cero es igual a uno. Por otra parte, cuando una reacción es de primer orden respecto a un reactivo, los cambios en la

concentración de ese reactivo producen cambios directamente proporcionales en la velocidad. Por tanto, si se duplica la concentración la velocidad se duplica, y así sucesivamente. Por último, cuando la ecuación de velocidad es de segundo orden respecto a un reactivo en particular, duplicar su concentración aumenta la velocidad por un factor de $2^2=4$, triplicar su concentración incrementa la velocidad por un factor de $3^2=9$, y así sucesivamente.

2.6 Cambio de la concentración con el tiempo

Una ecuación de velocidad para una temperatura dada, expresa como cambia la velocidad de la reacción conforme se modifican las concentraciones de los reactivos. Las ecuaciones de velocidad se pueden convertir en ecuaciones a través de las cuales se pueden calcular las concentraciones de los reactivos o productos en cualquier momento del curso de la reacción.

2.6.1 Reacciones de primer orden

Si $n = 1$, se dice que la reacción es de primer orden, esto es, una reacción cuya velocidad depende de la concentración de un solo reactivo elevada a la primera potencia. En el caso de una reacción del tipo $A \rightarrow \text{productos}$, la ecuación de velocidad puede ser de primer orden:

$$\text{Velocidad de reacción} = -d[A]/dt = k[A] \quad (6)$$

En este punto se hace una reacomodación de términos y multiplicando a ambos lados de la ecuación (6) por -1 , se obtiene:

$$d[A]/[A] = -kdt \quad (7)$$

Al integrar se obtiene que $\ln [A]_t = -kt + \ln [A]_0$ y al graficar $\ln [A]$ contra t se obtiene una línea recta cuya pendiente es igual a $-k$ y el intercepto con el origen será $\ln [A]_0$, como se muestra en la Figura 2-6.

2.6.2 Reacciones de segundo orden

Si $n = 2$, se dice que la reacción es de segundo orden, es decir, su velocidad depende de la concentración de un reactivo elevada a la segunda potencia, o de las concentraciones de dos reactivos

distintos, cada una elevada a la primera potencia. Considérense reacciones del tipo $A \rightarrow \text{productos}$ o $A + B \rightarrow \text{productos}$ que sean de segundo orden respecto a un solo reactivo, A:

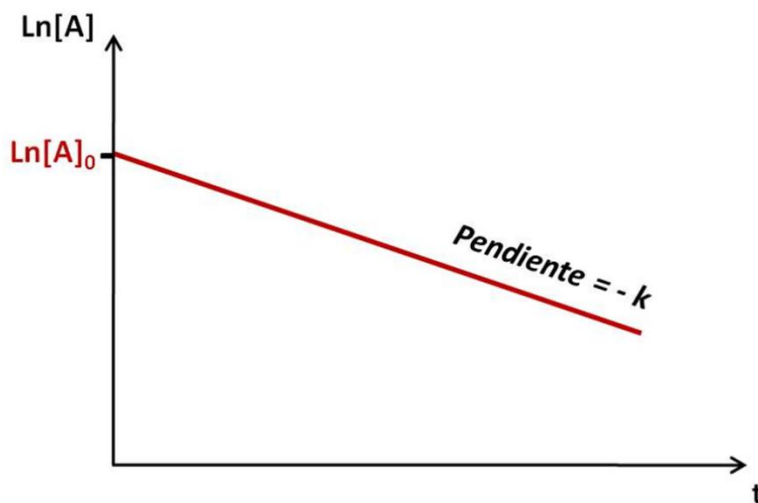
$$\text{Velocidad de reacción} = -d[A]/dt = k[A]^2 \quad (8)$$

Al reacomodar términos se obtiene:

$$1/[A]_t - 1/[A]_0 = kt \quad (9)$$

Figura 2-6: Gráfica de $\ln[A]$ en función del tiempo de una reacción $A \rightarrow \text{productos}$, que sigue una cinética de primer orden. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web:

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/sites/corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/files/images/unidad2/orden%201.jpg>



Graficando $1/[A]_t$ contra el tiempo de reacción (t), se obtiene una línea recta de pendiente k y el intercepto es $1/[A]_0$, como se observa en la Figura 2-7.

La vida media de una reacción, $t_{1/2}$, es el tiempo necesario para que la concentración de un reactivo descienda a la mitad de su valor original. En el caso de una reacción de primer orden, la vida media depende solo de la constante de velocidad y no de la concentración inicial: $t_{1/2} = 0.693/k$.

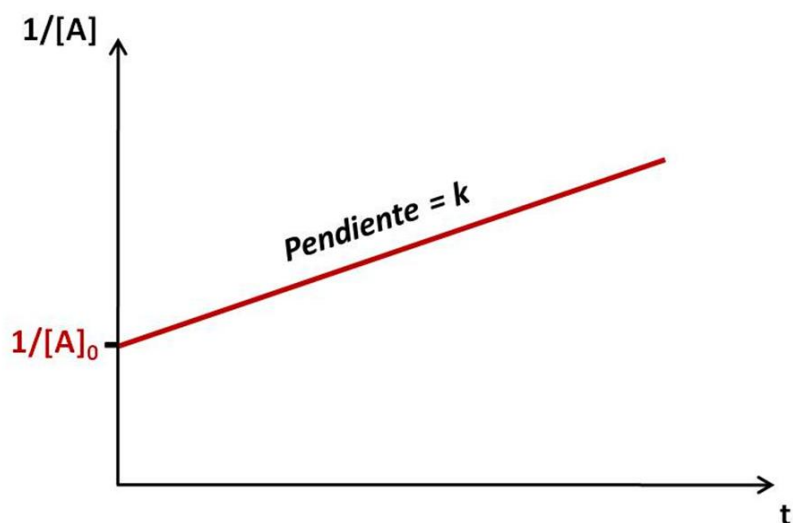
La vida media de una reacción de segundo orden y de otros órdenes depende de la concentración de los reactivos y, por tanto, cambia conforme la reacción avanza. Aplicando la ecuación (9), se encuentra que la vida media de una reacción de segundo orden es:

$$t_{1/2} = 1/k[A]_0 \quad (10)$$

Adviértase que la vida media depende de la concentración inicial del reactivo.

Figura 2-7: Gráfica de $1/[A]$ en función del tiempo de una reacción $A \rightarrow$ productos, que sigue una cinética de segundo orden. Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web:

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/sites/corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/files/images/unidad2/orden%202.jpg>



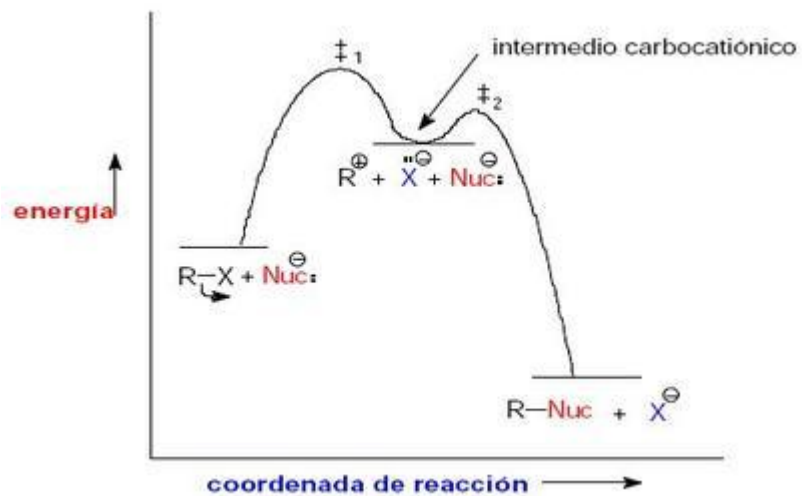
2.7 Mecanismos de reacción

Un mecanismo de reacción expone los pasos individuales que se dan en el curso de una reacción química, como se observa en la Figura 2-8. Cada uno de estos pasos, llamados pasos elementales, tiene una ecuación de velocidad bien definida que depende del número de moléculas de reactivos que participan en ellos (molecularidad). Si participa una molécula se denomina unimolecular y seguirá una ecuación de velocidad de primer orden, sucesivamente, dos moléculas (bimolecular) segundo orden y tres moléculas, menos común (termolecular) tercer orden. En un paso elemental puede aparecer un intermediario, esto es, un producto que se consume en un paso subsiguiente y que, por ende, no aparece en la estequiometría global de la reacción.

Si un mecanismo tiene varios pasos elementales, la velocidad global está determinada por el paso más lento, llamado paso determinante de la velocidad. Para que un mecanismo sea válido, la ecuación de velocidad que el mecanismo predice debe ser igual a la que se observa experimentalmente.

Figura 2-8: Ejemplo de un perfil energético y mecanismo de una reacción química orgánica (SN₂). Recuperada el 10 de octubre de 2012 del sitio Web:

<http://acabrerapauwiki.wikispaces.com/file/view/10.jpg/170715803/410x258/10.jpg>



3. Capítulo 3 Propuesta didáctica

3.1 Análisis conceptual de la propuesta

A continuación, se desarrollan algunos aspectos inherentes a la propuesta.

3.1.1 Estándares básicos de competencias en ciencias naturales

La educación siempre estará relacionada con el bienestar social, por tal razón el mejoramiento de su calidad es un tema de permanente actualidad en diferentes latitudes (Cervantes-Nemer, Loredo-Enríquez, Doria Serrano & Fregoso-Infante, 2008, p. 96; Pinto, Escudero & Martín, 2008, p. 211). En tal sentido, en Colombia, desde el año 2004, el Ministerio de Educación Nacional (MEN) viene liderando una propuesta basada en la definición de unos estándares (criterios) básicos que en ciencias naturales:

- Constituyen una herramienta de reflexión, entre otras, para promover prácticas pedagógicas creativas que incentiven el aprendizaje de los estudiantes.
- Pretenden constituirse en derrotero para que cada estudiante desarrolle habilidades científicas.
- Pretenden fomentar y desarrollar :
 - La curiosidad.
 - La honestidad en la recolección de datos y su validación.
 - La flexibilidad.
 - La crítica y la apertura mental.

- La disponibilidad para tolerar la incertidumbre y aceptar la naturaleza provisional, propia de la exploración científica.
- La reflexión sobre el pasado, el presente, y el futuro.
- El deseo y la voluntad de valorar críticamente las consecuencias de los descubrimientos científicos.
- La disposición para trabajar en equipo (MEN, 2004, p.7).

Desde aquel entonces, quedó planteado un nuevo desafío para la formación en ciencias naturales como un llamado a hacer un alto en el camino, tanto personal como colectivo, y encaminarse hacia la promoción de un tipo de educación menos tradicionalista.

3.1.2 Aprendizaje activo

En un principio el aprendizaje activo se refiere a métodos de enseñanza centrados en el estudiante, sin embargo, se ha caracterizado como "actividades instruccionales que involucran a los estudiantes en hacer cosas pensando acerca de las cosas que están haciendo" (Bonwell&Eison, 1991, p.1). Los mismos autores y otros (Cerro, Domínguez, López & Torralba 2007) señalan como sus principales características:

- Los estudiantes se involucran más allá de la escucha pasiva.
- Los estudiantes hacen más que solo escuchar (leen, escriben, discuten o resuelven problemas).
- Hay menos énfasis en la transmisión de información y se da mayor énfasis al desarrollo de las habilidades del estudiante.
- La motivación del estudiante es mayor (sobre todo para aprendices adultos).
- Los estudiantes pueden recibir retroalimentación inmediata de su instructor.
- Los estudiantes se involucran en tareas de mayor nivel de pensamiento (análisis, síntesis y evaluación) (Bonwell&Eison, 1991, p. 2).

- Los materiales usados en las actividades son generalmente baratos y asequibles (Alarcon, M., Ben Lakhdar, Z., Culaba, I., Lahmar, S., Lakshminarayanan, V., Mazzolini, A., Maquiling, J. & Niemela, J. s.f.).

Las metodologías de aprendizaje activo no son un tema actual, se han investigado desde hace varias décadas (Kieren, 1969), su efectividad está evidenciada por múltiples trabajos (Pinto, 2007, p. 137; Benegas, 2007, p. 38) e incluyen muchas posibilidades (Silberman, 1998) como aprendizaje colaborativo, aprendizaje basado en problemas, actividades de rol, tutorías, prácticas experimentales, entre otras, así como el empleo de las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC). Aquí merece especial mención el programa "Aprendizaje Activo en Óptica y Fotónica (ALOP por sus siglas en Inglés) auspiciado por la Organización de las Naciones Unidas para la Educación, la Ciencia y la Cultura (UNESCO), el cual "a través de la Universidad Nacional de Colombia ha tomado fuerza en el país" (Ramírez & Monroy, s.f., p.1).

No obstante las evidentes ventajas, la ejecución de métodos de aprendizaje activo presentan algunos inconvenientes:

- Normalmente, no es posible cubrir todos los contenidos del programa.
- Requieren mayor tiempo de preparación de las clases.
- Los estudiantes presentan cierto rechazo inicial a las clases no tradicionales, generalmente por el desconocimiento de las ventajas de otros modelos (Cerro et al., 2007; Rojas, 2011).

Finalmente, "el concepto de enseñanza activa es complementario al concepto de aprendizaje activo: el maestro hace enseñanza activa cuando el alumno tiene un rol activo en su propio aprendizaje y el maestro es su guía" (Mammino, 2007, p. 425).

3.1.3 El papel de la experimentación en el aprendizaje de las ciencias naturales

La química es una ciencia experimental, por ende, su enseñanza/aprendizaje debe estar asociada a los modos que se utilizan para su desarrollo, sin embargo, autores recientes (Martínez, Narros, de la Fuente, Pozas & Díaz, 2006) y de antaño (Tagliaferri, Ure & Dibar, 1985) reconocieron una escasa experiencia en experimentación en estudiantes de los primeros cursos

universitarios, posiblemente porque en la educación básica y media este tipo de actividad se limitó, en caso de haberla tenido, a seguir instrucciones o asistir como espectadores, roles sin trascendencia en “la formación de jóvenes capaces de razonar, debatir, producir, convivir y desarrollar al máximo su potencial creativo” (MEN, 2004, p. 6).

Muy seguramente, las causas de esa rudimentaria experiencia experimental sean muchas y de diversa índole, pero su enumeración y análisis supera los alcances de este trabajo, el cual pretende incursionar en un modelo que ha demostrado suficientemente sus ventajas a la hora de evaluar la ganancia en aprendizaje.

La propuesta básicamente está enmarcada en lo que debe promover en los estudiantes el trabajo experimental:

- Identificar el problema, plantearse cuestiones y tener ganas de responderlos por sí mismos.
- Formular hipótesis.
- Imaginar contrastaciones experimentales de las hipótesis.
- Poner en tela de juicio sus representaciones a partir de los resultados experimentales.
- Buscar la información necesaria para la resolución del problema.
- Resolver el problema ideando experimentos.
- Imaginar aplicaciones y extrapolaciones de los “descubrimientos” que se han hecho (Dumon, 1992, p.25).

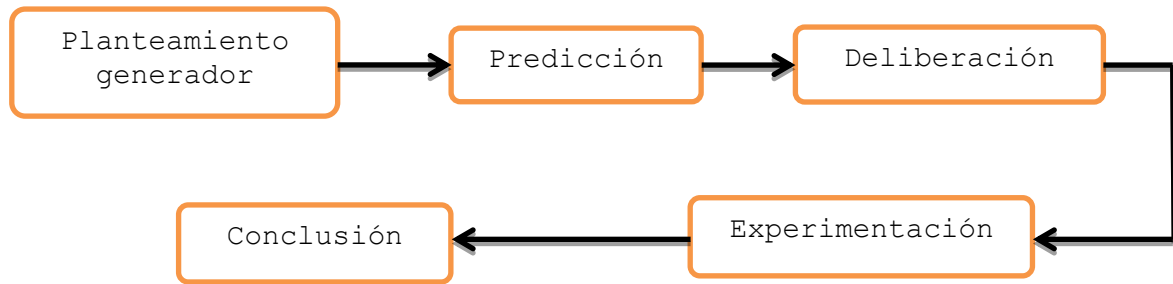
Además, se pretende estimular el trabajo autónomo, la creatividad y el aprendizaje cooperativo, en el que “los estudiantes practican habilidades de comunicación, elementos para discutir y la forma de definir objetivos y trazar estrategias para alcanzarlos” (Vargas & Colmenares, 2006, p. 266). Todo esto con la firme intención de ofrecer al estudiante posibilidades protagónicas en su formación.

3.2 Estrategia de aula

La guía de acción es una variación a la vía predecir-observar-discutir y sintetizar establecida en el taller ALOP para el entrenamiento y desarrollo profesional de profesores de Física (Alarcón et al, s.f.).

En la Figura 3-1 se muestra una visión esquemática de la propuesta y el Anexo A contiene un prototipo de la misma.

Figura 3-1: Visión esquemática de la propuesta de aula.



3.2.1 Planteamiento generador

Mediante la presentación de una situación experimental se pretende no sólo llamar la atención del estudiante sino también situarlo en un contexto determinado. A continuación se plantea otra situación experimental, relacionada con la primera, a manera de problema.

3.2.2 Predicción

Es un espacio de reflexión individual, en el cual el estudiante necesariamente debe escribir lo que considera que sucederá al ejecutar la situación problema planteada.

3.2.3 Deliberación

El grupo de participantes se distribuye en equipos tres o cinco personas, dependiendo el tamaño del mismo. Al interior de cada equipo, cada estudiante somete sus argumentos a la consideración de sus compañeros inmediatos. Una vez alcanzado un consenso (aunque no es estrictamente necesario), la discusión se extiende a todo el grupo mediante la relatoría de las posiciones de cada equipo establecido. Aquí el profesor hace las veces de moderador.

3.2.4 Experimentación

La ejecución de la situación problema planteada permite la confrontación y reestructuración de ideas.

3.2.5 Elaboración de conclusiones

Con los evidencias experimentales expuestas, queda abierta una discusión constructiva en torno a lo observado directamente, sus causas y posibles aplicaciones.

3.3 Análisis de resultados

La propuesta de aula se aplicó en el único curso de grado undécimo del colegio Calatrava School, institución de carácter privado y calendario B, ubicada en la localidad de Suba (11) de Bogotá, Colombia. Los estudiantes recibieron con antelación una inducción acerca de la filosofía de la propuesta y el primer día de aplicación, el grupo, conformado por 12 estudiantes, se dividió aleatoriamente en equipos de tres personas. A medida que se trabajaron los distintos planteamientos generadores se observó lo siguiente:

- El planteamiento de un problema generó una expectativa que animó a los estudiantes a involucrarse en la dinámica del análisis, la interacción y la discusión. De esta manera se propició una de las condiciones necesarias para que se produzca un aprendizaje significativo enunciadas por Albaladejo & Echevarría (2001), que el estudiante muestre interés y motivación.
- El tono emocional de la clase cambió con relación a sesiones anteriores, como quiera que se transitó desde una atmósfera de meditación caracterizada por un profundo silencio hasta un ambiente de interacción y discusión propia de acalorados debates. El clima fue tan favorable que a la hora de contrastar predicciones y elaborar conclusiones, el objetivo inicial de la actividad se rebasó, alcanzando otras importantes consideraciones conexas.
- Los principios de la metodología ensayada propiciaron un escenario para ejercitar toda una gama de competencias comunicativas que tradicionalmente no han tenido cabida en un modelo que, según Albaladejo & Echevarría (2001), está centrado en las explicaciones del profesor y en la estructura de la disciplina y que además, desconoce y/o asume las ideas del estudiante. El entusiasmo renovó la participación espontánea de los estudiantes y medió la discusión de argumentos, generándose una comunicación más efectiva.

▪ La secuencia de actividades propuesta posibilitó el proceso denominado por Albadejo & Echevarría (2001) fase de confrontación y reestructuración, en la cual los estudiantes estiman las ideas de sus compañeros. Esta fase junto a las de exploración (exposición de ideas previas) y la de aplicación (nuevos contextos), constituyen una secuencia instruccional para cambiar o desarrollar ideas a la luz de postulados constructivistas que, según Carretero, Limón y Linder (como se cita en Porlán & Moya, 1999) han demostrado cierto grado de efectividad, sin que los resultados sean espectaculares.

▪ En el momento de elaborar conclusiones, y posiblemente como una consecuencia natural de los aspectos tratados anteriormente, surgieron espacios para la retroalimentación de elementos conceptuales, actitudinales y procedimentales.

Por otro lado, las observaciones recogidas corroboran aspectos previsibles, que, infortunadamente, no son objeto de la reflexión pertinente:

• A lo mejor los estudiantes comprobarán los principios implicados al desarrollar prácticas del tipo consignado en el Anexo B, sin embargo, como aparece consignado en el documento Lineamientos Curriculares (MEN, 1998), su concepción del mundo no se modificará en nada consultando e indagando acerca de las "respuestas correctas" para presentar un informe o "pasar" un examen.

▪ La lógica del profesor sugiere que los estudiantes aprendieron porque el tema, que él domina, ha sido explicado suficientemente y no hubo preguntas, y si las hubo, se respondieron a cabalidad. En tal sentido, Giordan argumenta:

"Hay en estos momentos un desfase total entre el esquema de aprendizaje que el profesor supone que debe practicar y el aprendizaje real del alumno. El profesor interviene según su plan, según su tipo de pensamiento y sus conceptos. El niño, el adolescente que posee otras estructuras, otros conceptos, no puede comprenderle." (como se cita en Albadejo & Echevarría, 2001, p.388)

▪ Los inconvenientes citados (cubrimiento de programas, tiempo de preparación y aparente rechazo inicial) son una realidad, pero no deben constituirse en excusas para no incursionar en nuevas tendencias más centradas en el aprendizaje de los estudiantes que en la propia enseñanza,

"ya que la mera exposición de un cuerpo de conocimientos no asegura su comprensión. Los conocimientos, además, no se adquieren elaborados, sino que cada persona los reelabora

dependiendo de sus conocimientos y experiencias anteriores”
(Albadejo& Echevarría, 2001, p. 389)

4. Conclusiones y recomendaciones

4.1 Conclusiones

4.1.1. Acorde con las proyecciones iniciales, aparentemente la cinética química es un tema que no se imparte de manera generalizada en Bogotá, por lo que los bachilleres difícilmente identificarán las condiciones para controlar la velocidad de cambios químicos, estándar básico promulgado por MEN (MEN, 2004).

4.1.2. La historia y la epistemología de las ciencias constituyen referentes fundamentales a la hora de renovar la enseñanza de las ciencias. En palabras de Bell y Pearson (como se cita en Fernández et al, 2002) "empieza a comprenderse que si se quiere cambiar lo que los profesores y los alumnos hacemos en las clases de ciencias es preciso previamente modificar la epistemología de los profesores".

4.1.3. La filosofía de la metodología de aprendizaje activo armoniza con los principios del modelo constructivista de la enseñanza de las ciencias experimentales, el cual goza de un amplio consenso entre los investigadores de la didáctica.

4.1.4. La exposición a la metodología de aprendizaje activo renueva tanto a profesores como a estudiantes. Los primeros, se posicionan más como guías o facilitadores que como protagonistas, al considerar el aprendizaje de sus estudiantes. Además, el reto de promover aprendizajes significativos necesariamente se traduce en el fortalecimiento de la fundamentación disciplinar. Por su parte, los estudiantes son estimulados a involucrarse en un proceso de él y para él. Cabe resaltar que el aprendizaje significativo se caracteriza "por la persistencia de lo que se aprende y la utilización de los contenidos en otros contextos y situaciones" (Albadejo & Echevarría, 2001, p. 391).

4.1.5. La metodología de aprendizaje activo aproxima al estudiante a procesos de construcción de la ciencia.

4.1.6. La filosofía del aprendizaje activo genera un espacio para contrastar idealizaciones (MEN, 1998) en el que los estudiantes están construyendo aprendizajes por sí mismos confirmando o

falseando sus teorías u observando fenómenos inesperados que activan sus estrategias mentales en pos de explicaciones satisfactorias.

4.1.7. Al día de hoy, no sólo se han propuesto diferentes enfoques alternativos a la enseñanza por transmisión, sino también "disponemos de criterios más exigentes para analizarlas y evaluarlas críticamente" (Campanario & Moya, 1999, p. 180)

4.2 Recomendaciones

4.2.1. Para aplicar la metodología de aprendizaje activo es imprescindible conocer su filosofía y, en lo posible, acceder a jornadas de entrenamiento, ya que siempre está latente el riesgo de caer en prácticas tradicionales que la desvirtúan y disminuyen su impacto.

4.2.2. Las bondades y la coherencia interna de la metodología de aprendizaje activo son evidentes, sin embargo, algunos factores de ganancia reportados (Rojas, 2011; Vergara 2012) sugieren concentrar los esfuerzos en el diseño de los instrumentos para evaluar la ganancia en aprendizaje y considerar la habilidad del facilitador como una posible fuente de error.

4.2.3. Para aumentar el impacto de la metodología, en términos de aprendizaje, sería conveniente determinar los atributos particulares de las actividades prácticas para una sesión bajo éste enfoque.

A. Anexo: Prototipo de la propuesta

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

1. PLANTEAMIENTOS GENERADORES

1.1. Naturaleza de los reactivos

▪ Usted dispone de tres tubos de ensayo. El tubo uno contiene 10ml de agua (H-OH), el tubo dos 10ml de metanol (CH₃-OH) y el tubo tres 10ml de dimetil éter (CH₃-O-CH₃). Al tubo uno adicione un cuarto de tableta de AlkaSetlzer®. ¿Qué ocurrirá en los tubos dos y tres al adicionar la misma cantidad de AlkaSetlzer®? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

1.2. Estado físico de los reactivos

▪ Usted dispone de dos tubos de ensayo con 10ml de ácido clorhídrico (HCl) 1M cada uno. Deposite en el tubo uno una granalla de zinc y agite. ¿Qué ocurrirá en el tubo dos al adicionar una cantidad equivalente de zinc en polvo? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

▪ Usted dispone de dos tubos de ensayo con 10ml de ácido clorhídrico (HCl) diluido cada uno. Deposite en el tubo uno un trozo de tiza (en su mayor parte carbonato de calcio CaCO₃) y agite. ¿Qué sucederá en el tubo dos después de adicionar una cantidad equivalente de tiza en polvo? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

▪ Usted dispone de dos tubos de ensayo con 10 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) diluido cada uno. Deposite en el tubo uno una puntilla. ¿Qué sucederá en el tubo dos al adicionar una cantidad equivalente de hierro en polvo? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

1.3. Concentración

▪ Usted dispone de tres tubos de ensayo con 10 ml de ácido clorhídrico (HCl) de diferentes concentraciones. El ácido del tubo uno es 0.1M, el del dos 0.3M y el del tres 0.5M. Deposite en el tubo dos 1 cm de cinta de magnesio (Mg). ¿Qué sucederá en los tubos uno y tres al efectuar el mismo procedimiento? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

▪ Usted dispone de tres tubos de ensayo con 10ml de ácido sulfúrico (H₂SO₄) de diferentes concentraciones. El ácido del tubo uno es 0.1M, el del dos 0.5M y el del tres 1.0M. Deposite en el tubo dos una medida de zinc (Zn) en polvo y agite. ¿Qué sucederá en los tubos uno y tres al realizar el mismo procedimiento? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

1.4. Temperatura

▪ Usted dispone de un vaso con 60 ml de una disolución de sulfato cúprico (CuSO₄). Deposite en el vaso una medida de zinc (Zn) en polvo y agite. ¿Qué sucederá en el vaso a medida que calienta el recipiente? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

▪ Usted dispone de un tubo con 10 ml de una disolución al 30% de peróxido de hidrógeno (H₂O₂). Observe detenidamente el tubo. ¿Qué sucederá al depositar el tubo en un baño maría? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

1.5. Uso de catalizadores

▪ Usted dispone de un vaso con 50ml de peróxido de hidrógeno (H₂O₂). Observe detenidamente el vaso. ¿Qué sucederá al adicionar una cantidad muy pequeña de un óxido de un metal de transición? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

▪ Caliente directamente un cubo de azúcar sobre la llama de un mechero. ¿Qué sucederá al calentar otro cubo de azúcar que ha sido previamente restregado con ceniza de cigarrillo? Anote sus predicciones y discuta con sus compañeros antes de efectuar la operación.

B. Anexo:Práctica tradicional (Irazábal & de Irazábal, s.f., p.42-43)

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

OBJETIVO

Utilizar experimentos de laboratorio para verificar la influencia de factores que afectan la velocidad de reacción.

I. MATERIAL

Soluciones diluidas de HCl [actividad sugerida al profesor]
Cintas de magnesio lijadas de 5 cm de longitud
Zinc en granallas
Zinc en polvo
Solución de CuSO_4 al 10%
Clavos de hierro
Benceno
Bromo disuelto en CCl_4
Hierro en polvo
Vasos de precipitado
Cilindro graduado de 25 mL
Soporte universal con anillo y rejilla metálica
Mechero

II. PROCEDIMIENTO

1. Coloque cuatro tubos de ensayo de 10 mL de cada una de las soluciones de ácido clorhídrico marcadas con los números 1, 2, 3 y 4.

Este prevenido para medir el tiempo de la reacción y deje caer en la solución N° 1 un trozo de cinta de magnesio de 5 cm de longitud. Tome nota exacta del tiempo, desde el momento en que se inicie la reacción hasta que finalice.

Repita el procedimiento usando otras cintas de magnesio de la misma longitud y las soluciones números 2, 3 y 4 de ácido clorhídrico. Sea muy cuidadoso al registrar el tiempo y traslade sus anotaciones a la tabla de datos.

Tabla de datos		
Solución	Tiempo de reacción	Masa aprox. De Mg
1		
2		
3		
4		

2. Coloque en dos tubos de ensayo de la solución N°3 [actividad sugerida al profesor]. Al mismo tiempo añada en un tubo una granalla de zinc y en el otro una pequeña cantidad de zinc en polvo. Observe ambos procesos y saque conclusiones.

3. Ponga a calentar agua en un vaso de precipitados. Entretanto coloque en dos tubos de ensayo 10 mL de solución de sulfato cúprico e introduzca en cada uno de ellos un clavo.

Deje uno de los tubos en la gradilla y el otro introdúzcalo dentro del agua que está siendo calentada. Observe ambos sistemas por diez minutos y saque conclusiones.

4. Añada 1 mL de solución de bromo en tetracloruro de carbono a 5 mL de benceno contenidos en un tubo de ensayo. Tape con un tapón de goma, agite y observe.

Agregue ahora al sistema una pequeña cantidad de hierro en polvo. Tape, agite de nuevo y observe. Saque conclusiones.

Bibliografía

- Alarcón, M., Lakhdar, Z., Culaba, I., Lahmar, S., Lakshminarayanan, V., Mazzolini, A., Maquiling, j. & Niemela, J. Active learning in optics and photonics (ALOP): A model for teacher training and professional development. Recuperado el día 15 de abril del 2013, del sitio Web: <http://www.unesco.org/new/fileadmin/MULTIMEDIA/HQ/SC/pdf/ALOP.pdf>
- Albadejo, C. & Echevarría, I. (2001). Ciencias experimentales. En M.A. Arregui, N. Casals, R. Joancomartí, J. Pérez & M. Villalba (Eds), Manual de la educación (pp. 381-424). Barcelona: Oceano.
- Benegas, J. (2007, septiembre). Tutoriales para física introductoria: Una experiencia exitosa de aprendizaje activo de la física. *Latin-American Journal of Physics Education*, 1, (1), 32-38.
- Bonwell, C.C. & Eison, J.A. (1991). Active Learning: Creating Excitement in the Classroom. ERIC Digest. ED340272
- Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E. & Burdge, J.R. (2004). *Química la ciencia central* (9ª Ed.). Naucalpan de Juárez, México: Pearson.
- Cerro, E., Domínguez, R., López, L.B. & Torralba, R. (2007). Aprendizaje activo basado en la iniciación a la investigación en la enseñanza de la física y la química. En G. Pinto (Ed.). *Aprendizaje activo de la física y la química* (pp. 215-220). Madrid: Sirius.
- Cervantes-Nemer, B.V., Loredó-Enríquez, J., Doria-Serrano, M. & Fregoso-Infante, A. (2008, abril). La pedagogía en la educación química. La experiencia al implantar un modelo didáctico en la enseñanza de la química en el laboratorio. *Educación química*, 19, (2), 96-107.
- Chamizo, J.A. (2007). Historia y epistemología de las ciencias: Las aportaciones de Toulmin a la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las ciencias*, 25, (1), 133-146.

- Chang, R. (2002) *Química* (7^a Ed.). México, D.F., México: McGraw-Hill.
- Diéguez, A. (2008). ¿Es la vida un género natural? Dificultades para lograr una definición del concepto de vida. *ArtefactoS*, 1, (1), 81-100.
- Dumon, A. (1992). Formar a los estudiantes en el método experimental: ¿Utopía o un problema superado? *Enseñanza de las ciencias*, 10, (1), 25-31.
- Fernández, I., Gil, D., Carrascosa, J., Cachapuz, A. & Praia, J. (2002, noviembre). Visiones deformadas de la ciencia transmitidas por la enseñanza. *Revista enseñanza de las ciencias*, 20, (3), 477.
- Gallego, R. & Pérez, R. (2003). *El problema del cambio en las concepciones epistemológicas, pedagógicas y didácticas*. Bogotá: Universidad Pedagógica Nacional.
- Gallego, R., Pérez, R & Gallego, A.P. (2010). Matemización de los procesos químicos. Segunda parte. *Tecné, Episteme y Didaxis*, (28), 101-109.
- Irazábal, A. & de Irazábal, C.C. (s.f.). *Química laboratorio*. Caracas: Colegial Bolivariana
- Justi, R. & Gilbert, J.K. (1999). History and philosophy of science through models: the case of chemical kinetics. *Science and education* 8, 287-307.
- Kieren, T.E. (1969, October). Activity learning. *Review of Educational Research*, 39, (4), 509-522.
- Kuhn, T.S. (1962). La estructura de las revoluciones científicas.
- Kuhn, T.S. (1978). Segundos pensamientos sobre paradigmas.
- Le François, G. (2000). Acerca de los niños. Una introducción al desarrollo del niño. (2^a Ed.). México, D.F.: Fondo de Cultura Económica.
- Logan, S.R. (2000). *Fundamentos de cinética química*. Madrid: Addison Wesley Iberoamericana.
- Lombardi, O. & Labarca, M. (2007, January). The philosophy of chemistry as a new resource for chemistry education. *Journal of chemical education*, 84, (1), 187-192.
- Mammino, L. (2007). Enseñanza y aprendizaje activos de la componente teórica: Desafíos, reflexiones y experiencias. En G.

- Pinto (Ed.). *Aprendizaje activo de la física y la química* (pp. 425-432). Madrid: Sirius.
- Martínez, E. (2007). Cinética química. En Farías, D.M. (Ed.). *Curso libre juvenil de química básica* (p.165-177). Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.
- Martínez, J., Narros, A., de la Fuente, M., Pozas, F. & Díaz, V.M. (2006). *Experimentación en química general*. Madrid: Thomson.
- Ministerio de Educación Nacional. (1998). *Ciencias naturales y educación ambiental: Lineamientos curriculares*. Bogotá, Colombia: Magisterio.
- Ministerio de Educación Nacional-Colombia. (2004). *Formar en ciencias: ¡el desafío!* Serie guías, 7.
- Pinto, G. (2007). Bebidas autocalentables: Ejemplo de aprendizaje activo de conceptos fisicoquímicos. En G. Pinto (Ed.). *Aprendizaje activo de la física y la química* (pp. 137-143). Madrid: Sirius.
- Pinto, G., Escudero, P. & Martín, M. (2008). Aportaciones sobre el aprendizaje activo de la química. *Anales de química*, 104, (3), 211-214.
- Porlán, R. (2002). La formación del profesorado en un contexto constructivista. *Revista investigaçõesemensino de ciencias*, 7, (3), 272
- Prigogine, I & Stengers, I. (1990). *La nueva alianza. Metamorfosis de la ciencia*. (2ª Ed.). Madrid: Alianza.
- Ramírez, C. & Monroy, F.A. (s.f.). ALOP-Aprendizaje activo en óptica y fotónica- Un programa de la Unesco que a través de la Universidad Nacional toma fuerza en Colombia. Recuperado el 17 de octubre de 2012, del sitio Web: <http://webcache.googleusercontent.com/search?q=cache:COYzO4fHU6AJ:academic.uprm.edu/laccei//files/journals/1/articles/267/submission/review/267-688-1-RV.docx+&cd=1&hl=es&ct=clnk&gl=co>
- Rojas, G.A. (2011). La enseñanza de los fenómenos de óptica geométrica a estudiantes de undécimo grado desde la perspectiva del aprendizaje activo. Tesis de maestría no publicada. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá, Colombia.
- Romero, C. (2010, agosto). La didáctica en ciencias naturales en la formación de los futuros profesores de preescolar. *Revista tiempos nuevos*, 15 (17), 31-39.

- Salcedo, L., Torres, L.E. & García J. (1995). Un modelo pedagógico de aprendizaje por investigación. *Actualidad educativa*, 6, 57-64.
- Sánchez, J., Domínguez, J.M. & García-Rodeja, E. (2002). Revisión de la investigación sobre la enseñanza de la cinética química. *ADAXE-Revista de estudios e experiencias educativas*, 18, 171-190.
- Santilli, H., Sánchez, L. & Roble, M. (s.f.). Cuestiones epistemológicas que afectan el aprendizaje de las ciencias naturales. Recuperado el día 23 de agosto de 2011 de la base de datos Google académico.
- Serres, M. (1998). *Historia de las ciencias*. (2ª Ed.). Madrid: Cátedra.
- Silberman, M. (1998). *Aprendizaje activo: 101 estrategias para enseñar cualquier tema*. Capital Federal, Argentina: Troquel.
- Tagliaferri, A.A., Ure, J.E. & Dibar, M.C. (1985). Influencia del nivel cognoscitivo en el desempeño en el laboratorio. *Enseñanza de las ciencias*, 3, (3), 209-212.
- Valencia, J.S. *Surgimiento y consolidación de la química moderna*. Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.
- Vargas, F.A. & Colmenares, J.E. (2006). Aprendizaje activo: metodologías y resultados. Una revisión de la investigación. En G. Hernández & F.A. Vargas (Eds.). *Experiencias significativas en innovación pedagógica* (pp. 254-274). Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.
- Vergara, D.P. (2012). Estudio del impacto didáctico de la metodología "aprendizaje activo" en la enseñanza de la óptica. Tesis de maestría no publicada. Universidad Nacional de Colombia, Medellín, Colombia.
- Whitten, K.W., Davis R.E., Peck, M.L. & Stanley, G.G. (2009) *Química* (8ª Ed.). Iztapalapa, México, D.F.: Cengage
- Wojtkowiak, B. (1987). *La historia de la química de la antigüedad a 1950*. Zaragoza: Acribia.