



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO**



MADEMS

Maestría en Docencia para la
Educación Media Superior

Facultad de Química

**“EL EQUILIBRIO QUÍMICO.
UNA INVESTIGACIÓN DE AULA”**

TESIS

QUE PARA OBTENER EL GRADO DE:
MAESTRA EN DOCENCIA PARA EL
NIVEL MEDIO SUPERIOR

PRESENTA

MARÍA PATRICIA HUERTA RUÍZ

DIRECTORA DE TESIS

GLINDA IRAZOQUE PALAZUELOS

2008



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

DEDICATORIA

*Te exaltaré, mi Dios, mi Rey,
Y bendeciré tu nombre eternamente y para
siempre.
Cada día te bendeciré,
Y alabaré tu nombre eternamente y para
siempre.*

Libro de los Salmos 145

A mis hijos Pablo y Esteban, mi ánimo para continuar

José Antonio, gracias por estar siempre a mi lado

A la Universidad Nacional Autónoma de México

A la Facultad de Química

A la Escuela Nacional Preparatoria

A Lilia, Adriana, Natalia y Martín, compañeros de aventura

A Gaby y Víctor, amigos, gracias por todo su cariño y apoyo

A Martín Panting, gracias por tu apoyo

CON AGRADECIMIENTO

A la M. en C. Glinda Irazoque Palazuelos, tutora, maestra y amiga, por la orientación y valioso apoyo en la dirección de este trabajo.

A la Dra. Patricia E. Balderas Cañas, por su valiosa asesoría en la parte estadística de este trabajo.

ÍNDICE

	Página
Resumen.....	1
INTRODUCCIÓN.....	3
La educación científica frente a las exigencias del siglo XXI.....	4
El papel de la educación química.....	6
La situación actual de la educación química.....	7
La nueva cultura educativa.....	9
I. DIDÁCTICA DE LA QUÍMICA EN EL BACHILLERATO UNIVERSITARIO	
1.1 La educación química en el nivel medio superior. La Escuela Nacional Preparatoria.....	12
1.2 Propuesta de cambio.....	15
1.3 Nuestro trabajo.....	17
II. EL EQUILIBRIO QUÍMICO	
2.1 ¿Porqué el equilibrio químico?.....	19
2.2 El concepto de equilibrio químico.....	20
2.3 Concepciones alternativas y dificultades de aprendizaje.....	23
2.4 Nuestra propuesta.....	30
III. LA UNIDAD DIDÁCTICA DE EQUILIBRIO QUÍMICO	
3.1 Análisis científico.....	35
3.2 Análisis didáctico.....	42
3.3 Secuencia didáctica.....	43
3.3.1 Secuencia de actividades.....	51
3.4 Evaluación de la propuesta.....	52
3.4.1. Instrumentos de evaluación.....	53
IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO	
4.1 Diseño del experimento.....	60
4.2 Selección de la muestra.....	61
4.3 Dinámica de trabajo.....	62
V. RESULTADOS Y ANÁLISIS DE RESULTADOS	
5.1 Estudio piloto.....	70
5.2 Estudio experimental.....	82

	Página
CONCLUSIONES	87
Perspectivas.....	89
ANEXOS	90
BIBLIOGRAFÍA	125

EL EQUILIBRIO QUÍMICO. UNA INVESTIGACIÓN DE AULA

RESUMEN

El presente siglo demanda un mejoramiento de la enseñanza de la química en todos los niveles educativos; el nivel medio superior no es la excepción, tiene que dirigir sus esfuerzos para preparar a los ciudadanos y profesionistas del futuro. La misión del bachillerato universitario es lograr la formación integral del educando; para lograrlo, en el terreno de la ciencia, debe iniciarse al estudiante en la formación de una cultura científica y tecnológica, que le permita adoptar de manera consciente un sistema de valores, aplicar los métodos propios del quehacer científico y desarrollar el interés por el conocimiento de la química.

Sin embargo, los métodos tradicionales de enseñanza no cubren las necesidades educativas de los estudiantes actuales, por lo que nos hemos dado a la tarea de buscar una alternativa que mejore la enseñanza de la química y cumpla con esta misión. Se plantea seguir un modelo de docencia transformadora, donde el alumno aprenda a construir conocimiento y donde se propicie y fomente el interés y la creatividad hacia el aprendizaje de la química. Para esto se necesita transformar la práctica docente actual, se requiere de una docencia renovada desde los aspectos disciplinario y didáctico que permita enseñar para el cambio, enseñar a producir conocimiento.

Para lograr esto se ha desarrollado una unidad didáctica acerca del tema de **equilibrio químico**, uno de los conceptos centrales en la enseñanza de la química. A diferencia de otros temas del currículo, una parte importante de las concepciones alternativas relativas al equilibrio químico se generan durante la instrucción y se heredan del aprendizaje de otros conceptos como el de reacción química. Muchas de las dificultades que se presentan durante el proceso enseñanza-aprendizaje del equilibrio químico, y que la enseñanza habitual se muestra incapaz de superarlas, se deben al requerimiento de habilidades matemáticas, a la gran exigencia conceptual y cognitiva que representa su estudio para los estudiantes de bachillerato.

La enseñanza habitual del equilibrio químico, generalmente parte del estudio del Principio de Le Chatelier. La investigación documental que realizamos, así como el análisis de los resultados de nuestra propuesta, concuerdan con el hecho de que la pareja principio de Le Chatelier-equilibrio químico es más dañina que fructífera, ya que propicia que el estudiante de bachillerato no centre su atención en los aspectos que caracterizan e identifican al concepto: constancia de concentraciones, igualdad de velocidad de los procesos directo e inverso y proceso dinámico; el estudio de este concepto queda siempre asociado a lo que sucede al cambiar concentración, presión y/o temperatura, es decir, condiciones fuera de equilibrio.

La secuencia didáctica propuesta parte de la identificación de las concepciones alternativas que el alumno posee y el uso de analogías para lograr la caracterización del equilibrio químico, y posteriormente llegar a una buena comprensión de la ley de acción de masas y el análisis cuantitativo y cualitativo de la constante de equilibrio, y de esta manera se propicie una construcción significativa del concepto de equilibrio.

La secuencia didáctica se probó en dos experimentos, con alumnos de la Escuela Nacional Preparatoria de diferentes planteles. Se usó como modelo de investigación el diseño experimental de grupo control preprueba-tratamiento-posprueba.

En este modelo de investigación se aplicó la inferencia estadística, para probar que la construcción del concepto de equilibrio químico, por parte del alumno de educación media superior, se logra mejor con la implantación de una secuencia didáctica que toma en cuenta las principales dificultades que llevan a una correcta comprensión del concepto, que con la enseñanza habitual del concepto.

Durante esta investigación, en cada experimento, se logró que alumnos de un grupo experimental tuvieran una instrucción diferente a la convencional, a diferencia de un grupo control, el cual fue instruido tomando como referencia central el principio de Le Chatelier.

De acuerdo con los resultados obtenidos se puede concluir que existe una diferencia entre el aprendizaje del grupo experimental y el aprendizaje del grupo control, se puede decir que se logró mejorar en el alumno la adquisición del concepto de equilibrio químico con la secuencia didáctica propuesta, lo que prueba la hipótesis principal de este estudio.

OBJETIVOS

El presente trabajo pretende:

- Proponer un cambio innovador y una alternativa a la enseñanza tradicional de la química, que tome en cuenta las necesidades educativas de los estudiantes, procurando la construcción, aplicación e integración conceptual, procedimental y actitudinal, mediante estrategias adecuadas al nivel educativo que nos compete, el nivel medio superior.
- Diseñar una unidad didáctica para la enseñanza del *equilibrio químico*, que contemple una revisión científica-didáctica de los contenidos y tome en cuenta lo encontrado en los estudios de investigación educativa, buscando un aprendizaje significativo dentro de un marco constructivista.
- Probar la unidad didáctica propuesta para el tema con alumnos de la Escuela Nacional Preparatoria y demostrar, cuantitativamente, su efectividad.

INTRODUCCIÓN

INTRODUCCIÓN

La educación científica frente a las exigencias del siglo XXI

En las últimas décadas el desarrollo de la ciencia y la tecnología ha avanzado a pasos agigantados. Para vivir en sociedades científica y tecnológicamente desarrolladas, es necesario entender estos avances para usarlos responsablemente.

Los países desarrollados toman en cuenta la importancia de acercarse al conocimiento científico, lo ven como un desafío, y hacen inversiones en el área de la ciencia y la tecnología. Estos países prevén que la educación científica y tecnológica de las próximas generaciones, constituye un objetivo primordial para su desarrollo cultural.

La cultura científica, debe propiciar en los estudiantes, el desarrollo de habilidades de pensamiento que les permita entender y adaptarse a los desafíos que presenta el mundo moderno. Para ello, es necesario que la educación científica se aboque al diseño de propuestas curriculares que faculte a los alumnos no sólo a aprender ciencia, deben saber también qué es la ciencia y cómo se hace la ciencia.

Al comenzar un curso de alguna asignatura científica, nos vienen a la mente las preguntas ¿por qué estudiar ciencias?, ¿para qué prepararnos en el uso de metodologías científicas y aprender a razonar de la manera en que lo hacen los científicos? Son varias las razones por las cuales todas las personas debemos superar el analfabetismo científico. La ciencia es el mejor instrumento de conocimiento que existe; se basa en el uso de la razón y la inteligencia. El pensamiento científico es imaginativo y disciplinado, tiene una estructura lógica. La ciencia nos enseña a interrogar a la naturaleza, a la sociedad y al pensamiento mismo. Nos ayuda a buscar explicaciones acerca del funcionamiento de todo lo que existe, descubre los orígenes de nuestro planeta, de la vida en todas sus manifestaciones, incluyendo la humana.

La ciencia es un elemento fundamental de nuestra cultura, conforma nuestra visión del mundo, está fuertemente conectada con el pensamiento filosófico, y comprende ideales, normas y maneras de pensar que están en el corazón de la cultura. La ciencia es uno de los más grandes productos culturales de la humanidad, y la noción de una “persona educada” en la sociedad actual debe incluir un encuentro con la ciencia como asociación humana.

El conocimiento científico es tan importante, que se ofrece a los alumnos de todas las edades y en todos los niveles educativos, siempre encontramos materias relacionadas directa o indirectamente con temas científicos. Actualmente se reconoce la necesidad de abordar diversos aspectos del aprendizaje de las ciencias y no sólo los contenidos conceptuales, también es necesario identificar y valorar las aportaciones de la ciencia para la mejora de las condiciones de existencia de los

seres humanos, apreciar la importancia de la formación científica, identificar la necesidad de los valores y actitudes propios del pensamiento científico en las actividades cotidianas, y adoptar una actitud crítica y fundamentada ante los grandes problemas que hoy plantean las relaciones entre ciencia y sociedad.

Desafortunadamente, la difusión del conocimiento científico no ha respondido a la demanda del mundo globalizado en el que vivimos y aún no se ha alcanzado la alfabetización científica requerida, aquélla que ayude a comprender los fenómenos naturales que vivimos diariamente. La alfabetización científica implica que el conocimiento científico y tecnológico sea un componente central de la cultura del ciudadano, de la conciencia social y de la integración cultural, étnica, lingüística, social y económica.

Los gobiernos debieran atribuir un alto grado de prioridad al mejoramiento de la enseñanza científica en todos los niveles educativos y promover una sensibilización de la importancia que tiene la divulgación de la ciencia. Se deben adoptar medidas a fin de preparar profesionalmente a docentes y educadores para hacer frente a los cambios, y se debe hacer todo lo posible para luchar contra la falta de docentes debidamente calificados para la enseñanza de las ciencias, sobre todo en los países en desarrollo.

Los profesores de ciencias debemos plantearnos como un objetivo primordial que todos los estudiantes sean alfabetos científicos, si queremos que entiendan el mundo que los rodea. Hay que reconocer que es necesaria una educación básica en ciencia y tecnología si deseamos que la vida de los alumnos sea interesante y productiva en un mundo tecnológicamente complejo y cambiante.

Si la finalidad básica de la enseñanza es preparar al educando para una adecuada introducción en la sociedad, esta no será posible si no se considera el papel que la ciencia y la tecnología tienen en la forma de vida actual. Hoy más que nunca se hace necesario reclamar una formación científica y tecnológica adecuada que permita adquirir los conocimientos básicos para que nuestros alumnos, futuros ciudadanos, puedan integrarse a la sociedad y tengan una participación crítica frente a los grandes problemas que enfrenta la sociedad actual. Deben ser además, capaces de afrontar el futuro de nuestro desarrollo económico y social que está ligado a la capacidad científica, tecnológica e innovadora de la propia sociedad.

El programa PISA (Programme for International Student Assessment) define la alfabetización científica como:

“la capacidad de utilizar el conocimiento científico, identificar preguntas relevantes y extraer conclusiones basadas en evidencias, con la finalidad de comprender y ayudar a tomar decisiones en relación a los fenómenos naturales y a los cambios introducidos a través de la actividad humana”.

Alfabetismo científico significa entonces que una persona puede preguntar, encontrar o determinar respuestas a preguntas derivadas de la curiosidad acerca de las

experiencias diarias; se tiene la habilidad para describir, explicar y predecir fenómenos naturales e identificar aspectos científicos y expresar opiniones al respecto con sustento científico y tecnológico.

Todos necesitamos utilizar la información científica en nuestro quehacer cotidiano, es por esto que la alfabetización científica ha tomado tal relevancia y se ha convertido en una necesidad para todos. Hoy más que nunca es necesario fomentar y difundir la alfabetización científica, las capacidades de razonamiento y las competencias prácticas, a fin de promover en el alumno, la aplicación de los nuevos conocimientos. Esto nos obliga, no sólo desde un enfoque educativo, sino ético y de compromiso social, a incrementar los esfuerzos para asegurar a todos nuestros alumnos la cultura científica y tecnológica necesaria.

El papel de la educación química

A pesar de la importancia de la educación científica, los cambios que se han hecho en los últimos años, no han logrado los resultados esperados. Muchos programas de estudio continúan presentando a la ciencia como un cuerpo de conocimientos objetivo y libre de valores, como una sucesión de hechos descontextualizados que es necesario aprender, sin que se explique claramente el valor que estos conocimientos puedan tener en la vida de los estudiantes.

Es urgente sembrar en los docentes, un pensamiento de cambio e innovación en el cual se replantee el papel de la enseñanza de la ciencia, para poder decidir qué debe enseñarse y cómo puede asegurarse que los alumnos accedan a ese aprendizaje, esto implica pensar seriamente en un replanteamiento de cómo estamos enseñando nuestra disciplina. En este sentido, la enseñanza de la química enfrenta serias dificultades que constituyen un reto para los profesores.

Parece claro que las estrategias tradicionales de enseñanza de la química son poco eficaces para promover el aprendizaje significativo. En muchas aulas predomina un modelo de enseñanza por transmisión. Este modelo tiene su fundamento en la suposición de que enseñar es una tarea fácil y no requiere una preparación especial, el proceso enseñanza-aprendizaje se reduce a una simple transmisión y recepción de conocimientos ya elaborados.

El currículo actual de química y las técnicas de instrucción, no preparan a los estudiantes para comprender los conceptos químicos, tampoco muestran a la ciencia como es, además existen escasas oportunidades para que los estudiantes puedan participar activamente expresando sus opiniones respecto a los temas científicos actuales. Al mismo tiempo, hay un énfasis excesivo en enseñar hechos que restringe la capacidad de profesores y estudiantes para explorar en forma creativa enfoques actuales para aprender ciencias.

Parece ser que esto es uno de los mayores obstáculos al pensar en una reforma efectiva de la educación química, la cual debe estar orientada a satisfacer los nuevos

desafíos que plantea nuestra sociedad; se sigue pensando que la enseñanza de la química en el nivel medio superior, debe destinarse exclusivamente a la revisión de los conceptos descontextualizados y desarticulados esenciales para los estudios superiores.

La inmensa mayoría de los alumnos no se interesan por las carreras científicas y cada vez hay menos alumnos en los cursos propedéuticos del bachillerato, por esta razón, parece poco adecuado basar el currículo de química exclusivamente en las necesidades de una minoría. Darle prioridad a este aspecto tiende a provocar que muchos estudiantes pierdan interés por el estudio de la química, lo que ha dado lugar a una crisis en su enseñanza dentro del bachillerato.

Es primordial que especifiquemos para qué es importante enseñar química, y así poder reformar las finalidades de su enseñanza. De hacerlo así, puede tomar un carácter útil y eminentemente práctico cuando su conocimiento hace falta para explicar aspectos de la vida cotidiana, o para comprender los fenómenos de la naturaleza.

Enseñar química es importante en la preparación de los alumnos para cursar estudios superiores, pero también lo es para promover conocimiento útil en la toma de decisiones respecto a cuestiones de la vida real relacionadas con la ciencia y la tecnología. Una educación química destinada a conseguir la alfabetización científica de todo estudiante debe prestar atención a todas estas finalidades, las que deben dirigirse a contribuir una educación para la ciudadanía.

La situación actual de la educación química

La química ha tenido un desarrollo extraordinario en los últimos años, se sintetizan nuevos medicamentos, se obtienen nuevos materiales, se determinan estructuras complejas. Sin embargo, la enseñanza de la química no ha podido seguirle el paso; los nuevos conocimientos que aporta la investigación educativa han tenido poca influencia en la forma en que enseñamos química.

De acuerdo con Jiménez Alexandre y Sanmartí (1997), los fines esenciales de la educación científica son:

- El aprendizaje de conceptos y la construcción de modelos
- El desarrollo de destrezas cognitivas y de razonamiento
- El desarrollo de destrezas experimentales y de resolución de problemas
- El desarrollo de actitudes y valores
- La construcción de una imagen de la ciencia

Con lo anterior en mente, no basta enseñar conceptos químicos aislados como mol, reacción química o equilibrio químico, hay que dedicar tiempo para propiciar que el alumno aprenda a reconocer hechos y fenómenos, a observar, a medir, a analizar

situaciones de la vida cotidiana, a realizar predicciones y emitir hipótesis, a inferir conclusiones coherentes con los datos, a identificar ideas en un material escrito o audiovisual, a ser curiosos, a respaldar sus afirmaciones con argumentos, a reconocer la importancia social y científica de los hallazgos, a adquirir hábitos de vida saludables, en fin, a disfrutar aprendiendo.

Sin embargo, en la práctica, la educación en química sigue siendo ideológica y no científica. La química se presenta como dogmática, unidireccional, acabada. Pareciera que el objetivo de estudiar química es recibir información cargada de opiniones y no el estudiar en términos analógicos y críticos. En consecuencia, esta es la imagen que construyen los alumnos y no manifiestan un deseo de investigar, ni tampoco adquieren la formación del espíritu científico que caracteriza a quienes desarrollan esta actividad.

Los métodos tradicionales de enseñanza utilizados no cubren las necesidades educativas de los estudiantes actuales: ellos presentan serias dificultades en la comprensión y aplicación de conceptos, en descubrir su pertinencia, en transferir conocimientos dentro y entre disciplinas, y en identificar y desarrollar habilidades necesarias para el éxito en sus estudios y en su carrera.

El objetivo de cada curso de química es meramente informativo. Se eliminan todas las otras etapas que definen el proceso de producción de los conocimientos científicos que conforman la estructura de toda ciencia y por lo tanto, no se enseña química sino que se llena a los estudiantes de respuestas químicas.

El trabajo del profesor se hace rutinario, tiene como objetivo informar, por eso solamente aprende el conjunto de informaciones que constituyen su curso, de acuerdo con el programa de estudios en vigor y se lo imparte a sus estudiantes en un proceso de transmisión-recepción. El docente repite todos los años lo mismo, traduciéndose en un deterioro de la enseñanza, lo que implica una baja en los niveles de aprendizaje de los alumnos.

Por todo lo anterior, es urgente mejorar la situación de la educación química, particularmente en el nivel medio superior que es el que nos concierne. Para ello, se deben proponer innovaciones curriculares y programas permanentes de formación y actualización del profesorado.

Es importante analizar la participación de alumnos y docentes en el proceso educativo, las formas de enseñanza más comunes, la relación que se da entre ellos, el uso del tiempo en el aula, las actitudes de ambos hacia la ciencia y el tipo de actividades que se desarrollan.

Las dificultades que tienen los estudiantes en el aprendizaje de la química, no sólo se refieren al aprendizaje de conceptos científicos, incluyen también las dificultades que implica el aprendizaje de procedimientos y actitudes científicas. La educación química debe promover y cambiar ciertas actitudes en los alumnos, lo que habitualmente no se logra porque los profesores no suelen considerar que la

educación en actitudes forme parte de sus objetivos y contenidos esenciales. Otra de las dificultades que presentan los estudiantes es la falta de entendimiento del abstracto e inobservable mundo nanoscópico y las representaciones simbólicas necesarias para el aprendizaje de la química.

En particular, se piensa que la química es difícil y aburrida y que su conocimiento se articula en forma de ecuaciones y definiciones que tienen que ser memorizadas más que comprendidas. Los alumnos consideran que los conceptos químicos son difíciles, abstractos y alejados de su realidad. Además de las dificultades conceptuales, los alumnos también tienen apuros con el uso de estrategias de razonamiento y resolución de problemas, propios del trabajo científico. Muchas veces no logran adquirir las destrezas que se requieren y saben hacer cosas pero no entienden lo que hacen, y por consiguiente, no logran explicarlas y aplicarlas a nuevas situaciones, perdiendo el sentido del conocimiento científico lo que provoca una falta de interés. Como consecuencia de la enseñanza tradicional recibida, los alumnos manifiestan actitudes inadecuadas con los propios fines de la ciencia, que se traducen en una falta de motivación por su aprendizaje, además de una escasa valoración de sus saberes.

Los conceptos básicos de química no llegan a ser plenamente comprendidos al término del bachillerato. Esto quiere decir, que un alumno que ha estudiado una carrera de química construye sus conocimientos sobre una base frágil, débil e inestable que no permiten un aprendizaje cabal de la disciplina. Como profesores de química del bachillerato, debemos poner énfasis en asegurarnos que los conceptos básicos de la química sean aprendidos bien y no que los estudiantes concluyan una carrera profesional para que los aprendan.

Por otro lado, la función social del docente no es la misma que la de un científico que es quien produce conocimientos; nuestra labor es colaborar con los alumnos para que construyan e incorporen los conocimientos de la ciencia y extrapolen esos conocimientos a los problemas que tendrán que resolver, interrelacionando los distintos campos del saber para integrarlos metacognitivamente.

Con estas herramientas, los alumnos serán capaces de formular y responder a nuevas preguntas, lo que les permitirá crear nuevos conocimientos. Sin preguntas, las explicaciones no tienen sentido puesto que no se puede dar respuesta a interrogantes aún no formuladas. Las buenas preguntas son las que generan respuestas argumentadas que utilizan la teoría científica y, a la vez, nos conectan con la experiencia.

La nueva cultura educativa

Se requiere adoptar una nueva cultura educativa en la que el conocimiento científico se elabore en la propia evolución de la disciplina, donde se aprenda desde el punto de vista psicológico y se distribuya y divulgue en la nueva sociedad de la información y el conocimiento del siglo XXI.

Aprender implica transformar la mente de quien aprende, que debe reconstruir a nivel personal los conocimientos con el fin de apropiarse de ellos. Aprender ciencia debe ser una tarea de comparar y diferenciar modelos, no de adquirir saberes absolutos y verdaderos. Enseñar ciencia es transmitir a los alumnos el carácter dinámico y perecedero de los saberes científicos, logrando que perciban su naturaleza provisional, histórica y cultural, que comprendan las relaciones entre el desarrollo de la ciencia, la producción tecnológica y el compromiso de la ciencia con la sociedad.

Lo que necesitan los alumnos hoy de la educación científica, es la capacidad de organizar, interpretar y darle sentido a la información que reciben, no sólo en la escuela, sino por distintos medios. Deben ser formados y proporcionárseles capacidades de aprendizaje que les permitan una asimilación crítica de la información.

Dado que la ciencia es un proceso socialmente definido de elaboración de modelos para interpretar la realidad, aprender ciencia debe ser una tarea de comparar y diferenciar modelos. La concepción de la ciencia como un proceso de construcción de modelos y teorías, requiere también, adoptar un enfoque constructivista en la enseñanza de las ciencias. La idea básica del enfoque constructivista es que aprender y enseñar implica transformar la mente de quien aprende, que debe reconstruir a nivel personal los productos y procesos culturales con el fin de apropiarse de ellos.

Se debe enseñar ciencia haciendo participar al alumno en el proceso de elaboración del conocimiento científico, con sus dudas e incertidumbres, lo que requiere de ellos una forma de abordar el aprendizaje como un proceso constructivo, de búsqueda de significados e interpretación. Sólo así lograremos formar a los futuros ciudadanos para que sean aprendices más flexibles, capaces y autónomos, dotándoles de capacidades de aprendizaje y no sólo de conocimientos específicos, de tal manera que "aprender a aprender" constituya una de las demandas esenciales que debemos satisfacer.

El currículo es una de las vías a través de las cuales los alumnos deben aprender a aprender, adquirir estrategias y capacidades que les permitan transformar, reelaborar y reconstruir los conocimientos que reciben. La eficacia de la educación científica deberá medirse por lo que los alumnos aprendan, y para ello es necesario que los objetivos, los contenidos y los métodos de enseñanza, tengan en cuenta no sólo el saber disciplinar sino también las características educativas de los alumnos a los que esa enseñanza va dirigida y las demandas sociales y educativas para las que esa enseñanza tiene lugar.

Necesitamos procesos de enseñanza y aprendizaje efectivos, así como generar modelos y prácticas adecuadas para cada tipo de contenido, como lo reconocen los estudios en Didáctica de las Ciencias. Es importante considerar las teorías y modelos sobre la enseñanza de las ciencias ya que suscitan una enseñanza más conceptual,

introducen contenidos fundamentales generados en la investigación, promueven el trabajo experimental y dirigen al diseño de materiales y recursos para la enseñanza.

Es preciso actualizar, revalorar y profesionalizar la enseñanza de la química y hacerla de interés para los estudiantes comenzando con la presentación de la información química de manera significativa, relevante e interesante, para mostrar su aplicación en la resolución de problemas de la vida diaria. También debemos orientar al alumno hacia la comprensión de información química de actualidad, establecer relaciones de la química con otras ciencias, hacer énfasis en la naturaleza experimental de la química que ayude a darle un significado físico a los conceptos y principios químicos, fomentar el desarrollo y ejercitación de habilidades intelectuales, creatividad, toma de decisiones y resolución de problemas.

La Didáctica de las Ciencias se nutre de las ideas que definen la naturaleza de las ciencias y la naturaleza del proceso enseñanza-aprendizaje, estas ideas deben ser una referencia para el profesor en la planificación de su enseñanza. Así, surgen cinco acciones fundamentales que son necesarias para la planificación de la enseñanza de un contenido en particular: el análisis científico, el análisis didáctico, los objetivos, las estrategias didácticas y la evaluación. Estas acciones son esenciales para proporcionar las referencias teóricas que puedan fundamentar la toma de decisiones del profesor en la planificación y facilitar un procedimiento para abordar cada una de estas tareas.

Los conceptos se construyen más que descubrirse, el que aprende construye formas propias de ver y explicar el mundo. El aprendizaje de las ciencias es una consecuencia de la actividad mental del que aprende, la información es reinterpretada y reelaborada en función de los conocimientos previos. Por esta razón, para enseñar se debe partir de las concepciones alternativas de los estudiantes y se deben proponer actividades que ayuden a cuestionar dichas concepciones alternativas, para así provocar su cambio o evolución hacia otras más acordes con la ciencia actual.

Para el profesor, enseñar ciencia debe implicar reconstruir críticamente los propios puntos de vista sobre la ciencia, sobre su aprendizaje y su enseñanza, revisar los valores que los sustentan y desarrollar un buen número de habilidades que posibiliten tomar las decisiones de enseñanza más adecuada a las necesidades de los alumnos.

CAPÍTULO I

DIDÁCTICA DE LA QUÍMICA EN EL BACHILLERATO UNIVERSITARIO

1.1 La educación química en el nivel medio superior. La Escuela Nacional Preparatoria

En México, uno de los modelos educativos de bachillerato es el de la Escuela Nacional Preparatoria; éste juega un papel importante en la educación científica de nuestros jóvenes e intenta desarrollar en ellos una cultura científica a través del estudio de la química y otras ciencias. Su misión es:

“impartir educación que proporcione a sus alumnos una formación integral, que les permita adquirir conocimientos sólidos necesarios para cursar con éxito estudios superiores, dotados con mentalidad analítica, dinámica y crítica que les permita ser conscientes de su realidad, comprometidos con la sociedad, y que sean capaces de obtener por sí mismos nuevos conocimientos, destrezas y habilidades, para enfrentar los retos de la vida, de manera positiva y responsable y con un alto sentido social, congruente con las necesidades del país”.

El bachillerato preparatoriano tiene una identidad propia y metas específicas para impulsar y consolidar la formación integral de sus alumnos como ciudadanos de su época y su nación. Su misión está dirigida a prepararlos para una carrera determinada; al mismo tiempo pretende el desarrollo integral de sus facultades para hacer de ellos ciudadanos cultivados, con una personalidad propia dentro de la formación de una disciplina intelectual que lo dote de un espíritu científico, de una cultura general que le dé una escala de valores, de una conciencia cívica que le defina sus deberes frente a su país y frente a la humanidad.

En lo que respecta a la educación química, en la última versión del plan de estudios, se considera como:

...necesaria para promover una cultura científica y tecnológica en el educando, y brindarle una formación social y humanística que despierte su interés por los fenómenos científicos, sociales, económicos, jurídicos y políticos que constituyen la vida moderna; de manera que los comprenda en su contexto histórico-social y valore su trascendencia en dicho contexto.

Partiendo de esta justificación institucional, y con base en las necesidades de la educación científica, es importante reconocer que la educación química en el nivel medio superior:

- Forma parte de la cultura general, esto es, del conjunto de conocimientos y saberes de los ciudadanos.
- Proporciona las bases para comprender el desarrollo social, económico y tecnológico que caracteriza el mundo en el que vivimos, y que ha permitido al

ser humano, alcanzar, a lo largo del tiempo, una mayor esperanza y calidad de vida.

- Es necesaria dentro de un contexto social donde cada vez existe una mayor dependencia de la ciencia y la tecnología.
- Proporciona las bases para entender la forma del trabajo científico, es decir, acerca al alumno a conocer y practicar la metodología y el pensamiento científicos.
- Contribuye al desarrollo de capacidades y habilidades intelectuales.
- Proporciona un evidente enriquecimiento personal porque despierta y ayuda a la formación de un espíritu crítico.
- Permite a los alumnos intervenir con criterios suficientes para tomar decisiones reflexivas y fundamentadas sobre temas de incuestionable trascendencia como, el cambio climático, el consumo de alimentos transgénicos, la sustentabilidad energética, entre otros.
- Provee las bases para continuar estudios superiores.

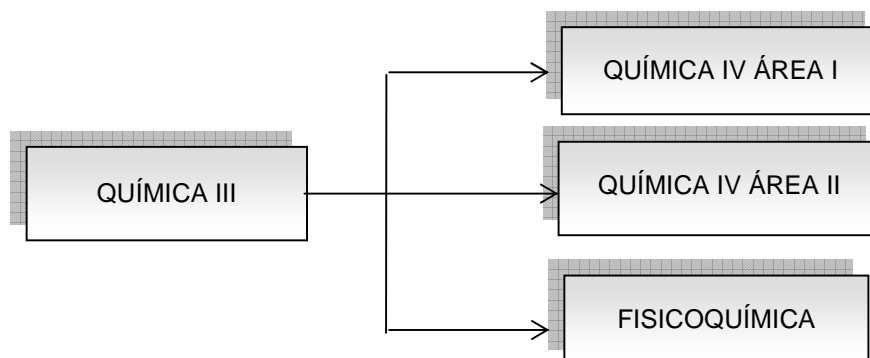
A pesar de que el bachillerato preparatorio tiene el potencial para ser un bachillerato de calidad y responder a las necesidades educativas actuales en el área de la química, la educación química en este nivel mantiene todavía una fuerte influencia del positivismo educativo y un currículo “químicamente puro” que difícilmente propicia la construcción de una actitud científica de los alumnos frente a la vida. Como en muchos otros países, en México prevalece una educación “tradicional”, porque está centrada en la “transmisión” de contenidos aislados y supone la comprensión automática de los conceptos químicos por parte de los estudiantes, por el simple hecho de que el maestro los impartió. Esta estructura dominante junto con una pedagogía sesgada a preparar al alumno como un futuro químico, es la que de una u otra forma, predominó en la propuesta educativa de la Escuela Nacional Preparatoria.

Si el propósito principal es impulsar y consolidar la formación integral de los alumnos que les permita conocer la naturaleza, la sociedad y la cultura de su tiempo, así como definir su vocación profesional, pareciera que los alumnos cada vez están menos interesados por estudiar carreras del área científica; son pocos los estudiantes que egresan de la Escuela Nacional Preparatoria y que eligen carreras como Biología, Física y Química. Entre las causas por las que los alumnos no consideran como opción las carreras científicas, se encuentran la deficiente orientación vocacional y la rigidez de los programas educativos.

Es fundamental que en todo programa de estudios se desarrollen y evalúen apropiadamente tres aspectos: la impartición de conocimientos, el desarrollo de habilidades y la formación de actitudes positivas de trabajo en los alumnos. Se ha hecho demasiado énfasis en la parte conceptual de las asignaturas y se han descuidado los otros factores, igual o más importantes aún que el primero.

A partir de 1996 se han actualizado los programas de estudio de la Nacional Preparatoria y se ha considerado que esto es suficiente para mantener la vanguardia

en la enseñanza, pues no se había hecho una reforma desde los planes de estudio de 1964. El currículo de química actual contempla las siguientes asignaturas:



El curso de Química III es introductorio, se imparte a toda la población estudiantil en el quinto año, es un curso de química general y pretende el estudio de la química necesaria para tener una cultura general. Los otros tres cursos deben ser una herramienta útil para el estudiante de las áreas físico-matemáticas (I) y químico-biológicas (II), son cursos propedéuticos que se imparten en el sexto año del bachillerato.

Estos programas de estudio presentan una distribución instruccional, son un listado de contenidos con una serie de actividades que no están bien definidas, ni estructuradas. Se favorece la exposición oral del profesor y no se fomentan las capacidades creativa e innovadora del alumno ni del profesor. Se dan instrucciones en términos propios de un aprendizaje memorístico, conductista y nunca se describe cómo se deben abordar estas estrategias o cuáles son sus finalidades.

Algunos temas están incompletos y carecen de una estructura conceptual coherente, en muchos casos se salta de un tema a otro sin una continuidad, los conceptos se trabajan como temas sueltos, aislados. El programa de química III pretende dar un enfoque CTS y toma ideas relacionadas con algunos temas ambientales, saltando de estas aplicaciones a los conceptos químicos, regresando al listado de actividades cerradas que indican que la ciencia tiene una sola solución o respuesta. La mayoría de los contenidos vuelven a estar alejados de los intereses propios de los alumnos, de hecho, nunca se toma en cuenta al alumno y sus características propias.

No se integran los tres niveles de representación: macroscópico, nanoscópico y simbólico, predominando en los contenidos la interpretación nanoscópica por parte del alumno. De hecho el nivel simbólico no está del todo claro, ya que no se contempla el tema de nomenclatura química, en el programa de química III.

Las estrategias didácticas sólo se mencionan pero no están bien descritas ni tienen la profundidad necesaria. No se sugieren actividades experimentales puntuales; existe un manual de prácticas que en muchas ocasiones no coincide con el programa

de estudio y los experimentos se presentan descontextualizados, sin aplicaciones de la vida cotidiana. Se menciona el uso de lecturas, experimentos y videos que no se describen y tampoco se indica de qué manera deben usarse.

El tiempo programado para cubrir los contenidos es mayor que el tiempo real de clases. Hay unidades excesivamente cargadas de conceptos. Un profesor novato podría perderse entre los contenidos de los programas. Nunca se hace un análisis científico y didáctico de los contenidos, tampoco se habla de evaluación ni se considera el uso de las TIC.

Antes de intentar re-estructurar el currículo y los programas de estudio de química, deberíamos preguntarnos ¿qué de la química debe conocer un estudiante de quinto de bachillerato y qué el de sexto? Para conseguir un currículo de química que responda mejor a las necesidades educativas del siglo XXI, es necesario replantear los contenidos actuales y evaluar su relevancia en relación con las finalidades de la educación en ciencias y la misión del bachillerato universitario.

Existe una necesidad urgente de transformar el proceso enseñanza-aprendizaje y centrarlo en el alumno, pensar en sus características particulares y tomarlo en cuenta para planificar. Hay que dejar de enfocar el proceso enseñanza-aprendizaje en los programas de estudio, los contenidos deben ayudar a favorecer el desarrollo de habilidades y no ser excesivos. Los conceptos deben dejar de ser memorizados y comenzar a construirse con una adecuada enseñanza que permita su correcta interpretación, la científicamente aceptada.

El constructivismo es una alternativa a la enseñanza tradicional e insiste en que el alumno desempeñe un papel más activo en clase, donde pueda elaborar y aplicar sus conocimientos y que deje de ser la simple memorización de contenidos. Es importante discutir la complejidad de los conceptos que enseñamos y preparar una secuencia organizada de ellos, para que el alumno pueda llegar a construirlos. Además, el alumno debe conectar el nuevo conocimiento con los conocimientos previos, y deben detectarse las concepciones alternativas del alumno, para identificar las posibles barreras u obstáculos que pudieran presentarse durante la instrucción (Ausubel, 1983).

El profesor se obliga a contar, además del dominio de su propia disciplina, con una preparación especializada que le ayude a hacer una buena búsqueda y elección de las mejores estrategias que le permitan vencer las dificultades que se presentan en el proceso enseñanza-aprendizaje tomando en cuenta las teorías del aprendizaje, las condiciones en que el alumno construye su conocimiento, y paralelamente, las teorías de la instrucción.

1.2 Propuesta de cambio

El presente demanda una transformación de la práctica docente, se requiere de una docencia renovada desde los aspectos disciplinario y didáctico que permita enseñar

para el cambio, enseña a producir conocimientos. La docencia no consiste únicamente en transmitir conocimientos, es despertar el deseo y la alegría por aprender, es crear en el alma de nuestros alumnos un vínculo afectivo con los otros que lo rodean y es desarrollar al individuo desde adentro.

El ingenio y la creatividad de un docente innovador se hacen necesarios en nuestra tarea cotidiana para cambiar la práctica docente tradicional que aún prevalece en la Escuela Nacional Preparatoria. Debemos dejar a un lado la enseñanza rígida, memorística y deshumanizada, por una labor docente orientada al desarrollo de habilidades de pensamiento científico y la adquisición de actitudes y valores. El alumno tiene que dejar de creer que aprende porque acumula saberes, emite respuestas, obtiene notas y acredita materias sin comprender qué, cómo y para qué aprende.

Hay que enfrentar al alumno con situaciones y experiencias que le enseñen a construir su pensamiento y estimulen su inteligencia. Para lograrlo, es necesario vincular el trabajo docente con la investigación en el aula, el profesor debe ser investigador de su propia práctica docente y así indagar lo que sucede en el salón de clase para poder plantearse cómo es que conviene guiar al alumno en la construcción de su conocimiento y cuáles son las mejores condiciones para lograrlo.

Para la docencia actual propiciar el conocimiento, recrearlo o enriquecerlo, se convierte en un reto y en un compromiso de todo profesor. Para que la labor sea provechosa habrá que preguntarse ¿quién es el sujeto al que se va a formar?, ¿cómo y para qué comunicarse con él?, ¿en qué medida compartir y lograr emprender el camino del aprendizaje juntos?, ¿cuáles serán las tareas y los compromisos que ambos asumirán en el quehacer cotidiano del aula y del laboratorio?

Todo esto lleva a involucrarnos teórica y metodológicamente en un proceso enseñanza-aprendizaje, que conciba el vínculo profesor-alumno como un fenómeno complejo y que exige un conocimiento psicológico, pedagógico y sociológico, que permita ubicar al educando como sujeto de aprendizaje y no únicamente como objeto de enseñanza, lo que ha sucedido hasta ahora.

La indagación, la búsqueda, la investigación, forman parte de la naturaleza de la práctica docente. Lo que se necesita es que el profesor, en su formación permanente, se perciba y se asuma, como profesor-investigador. Se requiere una docencia en forma de investigación en nuestras aulas, para practicar las habilidades del investigador en la búsqueda del conocimiento.

La intención de la docencia como investigación es que la práctica docente se someta a cuestionamiento y reflexión, que se comuniquen y discutan proyectos, que se analicen resultados, que se comprueben hechos, en una palabra, que el trabajo docente tenga rigor teórico y metodológico.

En este esquema, se acerca también al estudiante a los procedimientos de la investigación en sus múltiples manifestaciones, es decir, se busca que el alumno conozca los criterios que guían la selección de un problema para su tratamiento como una investigación, como un proceso cuya finalidad consiste en propiciar y fomentar el interés y el espíritu creativo del aprendizaje.

En el proceso de aprendizaje, el alumno tiene que desempeñar un papel activo buscando la constancia en el trabajo, la agudeza de la observación, la inventiva creadora, la claridad de planteamientos, el rigor en la búsqueda, la síntesis expositiva, la interpretación de resultados y la resolución de problemas.

El estudiante debe tener conciencia y asumir su responsabilidad frente a su propio aprendizaje, no es posible que siga esperando pasivamente a ser enseñado y evaluado por el docente. Este cambio de actitud en los estudiantes a ser concientes, responsables, críticos y creativos, sólo se podrá conseguir mediante un proyecto educativo sólido y bien fundamentado en la investigación.

Nuestra institución, la Escuela Nacional Preparatoria, juega un papel determinante para responder a los cambios y desafíos que nos impone la nueva cultura educativa, y es desde nuestras aulas que debemos provocar cambios sustanciales que ayuden a lograr una educación innovadora, creativa y capaz de formar bachilleres de calidad. Dotar de una formación integral que lleve al estudiante a logros intelectuales excepcionales que le permitan ver la relevancia de los aprendizajes porque son significativos para su vida; que sea eficaz porque puede lograr sus objetivos, y sobre todo que le ayude a obtener el desarrollo de capacidades cognitivas, sociales, afectivas, estéticas y morales que le ayuden a lograr su desarrollo como individuo.

1.3 Nuestro trabajo

Se necesita replantear el aprendizaje como un trabajo de investigación y de innovación educativa a través de la planificación de los contenidos que permitan la construcción de conocimientos científicos, para conseguir una enseñanza de la química acorde con las finalidades de la educación científica.

Para ello, es importante modificar los contenidos de los programas de estudio, evaluando su relevancia, contextualizándolos, secuenciándolos de forma progresiva y coherente y buscando la forma más adecuada para comprender los conceptos químicos. También hay que adoptar nuevas estrategias de enseñanza que permitan actualizar el enfoque del trabajo experimental y permitan el aprendizaje de procedimientos de investigación, así como introducir una evaluación reguladora de los aprendizajes de los estudiantes. Sólo así lograremos mejorar la enseñanza de la química.

Con este objetivo en mente, el presente trabajo pretende seguir un modelo de docencia transformadora donde el alumno aprenda a construir conocimiento, mediante una enseñanza que propicie y fomente su interés y creatividad hacia el

aprendizaje de la química y que, de esta manera, le permita desarrollar habilidades de pensamiento científico, además de la adquisición de actitudes y valores hacia la ciencia.

Para lograrlo nos hemos enfocado en el diseño de una unidad didáctica, que contempla una revisión científica y didáctica de los contenidos, cuyo propósito es hacer una planeación de la enseñanza, con estrategias contextualizadas, y que tome en cuenta las capacidades cognitivas de los estudiantes, buscando siempre un aprendizaje significativo dentro de un marco constructivista. Para el desarrollo de esta unidad didáctica se eligió el tema de **equilibrio químico**.

Se considera que la propuesta de secuencia didáctica busca un cambio y pretende ser una alternativa a la enseñanza tradicional, ya que toma en cuenta las necesidades educativas de los estudiantes, procurando la construcción, aplicación e integración conceptual, procedimental y actitudinal, mediante estrategias adecuadas al nivel educativo que nos compete, el nivel medio superior.

CAPÍTULO II

EQUILIBRIO QUÍMICO

2.1 ¿Por qué el equilibrio químico?

El equilibrio químico es uno de los conceptos centrales en la enseñanza de la química. Gran parte de los currículos de educación media superior en el mundo contemplan su estudio, y lo introducen en los últimos años de este nivel educativo. En nuestro país, particularmente en la Escuela Nacional Preparatoria, está considerado en los programas de estudio de las asignaturas Química IV área I, Química IV área II y Fisicoquímica del sexto grado.

La importancia del estudio de este tema radica en que, por una parte complementa el tema de reacción química, razón por la cual se considera fundamental en el estudio de la química (figura 1), y por otra, permite comprender los equilibrios de la naturaleza, de aplicación industrial y de la vida cotidiana, como son la formación de la capa de ozono, la regulación del pH en la sangre, la adaptación al mal de montaña.

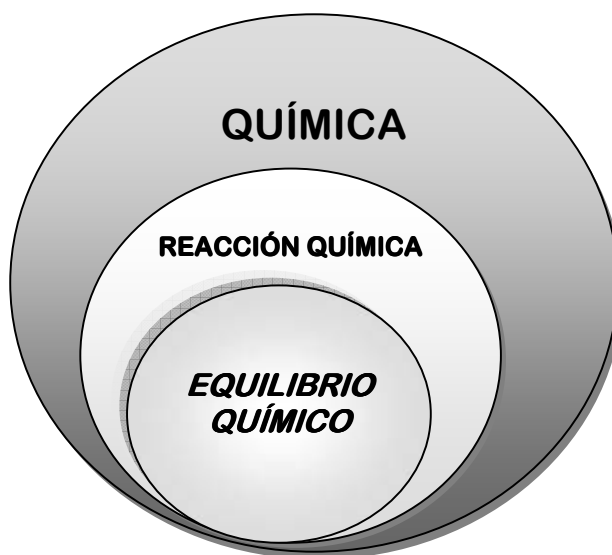


Figura 1. Ubicación del tema de equilibrio químico.

El saber equilibrio químico, le permitirá al alumno, por ejemplo, entender que el ozono se encuentra en un estado de equilibrio dinámico, ya que este gas continuamente se produce y destruye manteniéndose una proporción en la atmósfera. Los cambios del medio ambiente debidos a la actividad humana, han producido alteraciones en este equilibrio, y han provocado el adelgazamiento de la capa de ozono. Estas alteraciones tienen gran trascendencia ya que afectan la vida.

No menos relevantes son las aplicaciones industriales de importancia económica, donde se ponen en juego simultáneamente conceptos de equilibrio y cinética química, como la síntesis del amoníaco con el proceso Haber, o la producción de hierro metálico por reducción del mineral de hierro. El conocimiento del equilibrio es crucial para saber hasta qué punto avanza un proceso, cuál es su límite termodinámico y cuáles sus aplicaciones industriales de importancia económica.

Durante mis años como profesora me he dado cuenta que la enseñanza del equilibrio químico no es fácil, presenta un alto grado de complejidad, especificidad y abstracción, lo que hace que frecuentemente los alumnos tengan dificultades de aprendizaje. Estas dificultades aparecen debido a la incorrecta comprensión de ideas en torno al equilibrio provocadas durante la enseñanza y a la presentación inadecuada del tema por parte de los profesores que utilizan métodos tradicionales de enseñanza que no cubren las necesidades educativas de los estudiantes.

La investigación educativa menciona que a diferencia de otros temas del currículo, una parte importante de las concepciones alternativas relativas al equilibrio químico se generan durante la instrucción y se heredan de otros conceptos como el de reacción química. Muchas de las dificultades que se presentan durante el proceso enseñanza-aprendizaje del equilibrio químico, se deben a la gran exigencia conceptual y cognitiva que representa su estudio para los estudiantes de bachillerato. Esto nos lleva a pensar si resulta o no pertinente seguir enseñándolo en el nivel medio superior. En México no se encuentran reportados estudios al respecto. A pesar de esto, los programas de estudio de la Escuela Nacional Preparatoria lo llevan hasta sus últimas consecuencias, y se sigue incluyendo el tema dentro de los mismos.

Es por esto que, tomando en cuenta la importancia del estudio del equilibrio químico, las dificultades que presenta su aprendizaje y la discusión que existe respecto a su pertinencia en el nivel medio superior, se decidió elegirlo como el tema de investigación del presente trabajo.

2.2 El concepto de equilibrio químico

Se hizo una revisión de la literatura para ver cómo es que los libros abordan el concepto y se encontró que las definiciones del equilibrio químico son muy variadas. Se revisan algunas de ellas.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)¹ dice que equilibrio químico es:

“Proceso reversible que finalmente alcanza un punto donde las velocidades en ambas direcciones son idénticas, de modo que el sistema da la apariencia de tener una composición estática en la cual la energía libre de Gibbs (G) es un

¹ IUPAC. 1997. Compendium of Chemical Terminology. 2nd Edition.

mínimo. En el equilibrio, la suma de los potenciales químicos de los reactivos es igual a la de los productos, por lo que:

$$\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G_r^0 = -RT \ln K$$

La constante de equilibrio, K , está dada por la ley de acción de masas”

Los libros de texto más comunes que consultamos los profesores de bachillerato y que tratan el tema, definen el equilibrio químico como:

Nivel medio superior o pre-universitarios

- “En un sistema en equilibrio, la reacción directa y la reacción inversa ocurren a la misma velocidad, un equilibrio químico es un equilibrio dinámico” (Sherman, 2001).
- “En el equilibrio, las reacciones en ambas direcciones ocurren a la misma velocidad... existe un equilibrio dinámico en el que las cantidades... permanecen constantes en todo momento” (Garritz-Chamizo, 2001).
- “En el equilibrio conforme la reacción avanza, se alcanza un punto en el que ya no se detectan cambios netos de concentración, las concentraciones de reactivos y productos se estabilizan en valores específicos” (Burns, 2003).
- “En una reacción reversible, los reactivos reaccionan para formar reactivos y los productos reaccionan para formar reactivos hasta que se alcanza un estado de equilibrio dinámico...y las velocidades sean iguales” (Daub-Seese, 2005).
- “Un equilibrio químico es un estado dinámico en el cual se llevan a cabo al mismo tiempo y a la misma velocidad dos o más reacciones químicas opuestas, las concentraciones de reactivos y productos no cambian” (Hein-Arena, 2005).

Nivel superior

- “El estado de equilibrio dinámico es alcanzado por un sistema químico cerrado, desde cualquier punto de inicio, cuando dos procesos inversos ocurren simultánea y continuamente a la misma velocidad, por lo cual la composición del sistema permanece constante” (Atkins, 1998).
- “La condición en la cual las concentraciones de todos los reactivos y productos en un sistema cerrado dejan de cambiar con el tiempo... reacciones opuestas avanzan a velocidades iguales” (Brown, 2004).
- “Cuando una reacción química alcanza el estado de equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes con el tiempo, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema. A nivel molecular

existe una gran actividad debido a que las moléculas de reactivos siguen formando molécula de productos, y éstas a su vez reaccionan para formar moléculas de reactivos” (Chang, 2007).

No todos los libros a nivel medio superior abordan el tema de equilibrio químico y los que lo hacen, en ocasiones resaltan alguna de sus condiciones, caracterizándolo parcialmente. Sherman hace énfasis en la igualdad de velocidades y el carácter dinámico, mientras Burns sólo menciona la constancia de concentraciones. Daub-Seese resaltan la reversibilidad, el equilibrio dinámico y la igualdad de velocidades como aspectos importantes en el equilibrio. Chamizo- Garritz y Hein-Arena contemplan al equilibrio como dinámico, la igualdad de velocidades para las reacciones directa e inversa y la constancia de concentraciones que se mantiene.

Como son pocos los libros de nivel medio superior que hablan del tema, y que lo hacen con el enfoque y profundidad que se requieren para el alumno de bachillerato, se ha recomendado el uso de algunos libros de nivel superior, se han elegido tres de ellos. En éstos los autores coinciden en hablar de la constancia de concentraciones, Atkins además define el equilibrio dinámico de un sistema cerrado, característica ignorada hasta el momento, además de hablar de procesos simultáneos y a la misma velocidad. Brown pone énfasis en la igualdad de velocidades y Chang en el equilibrio dinámico.

La igualdad de velocidades es la característica del equilibrio que más se resalta en la bibliografía y aunque todas mencionan más de una característica la definición del estado de equilibrio queda hecha en forma parcial, ya que no se ponen todas las características del equilibrio químico en el mismo nivel de importancia.

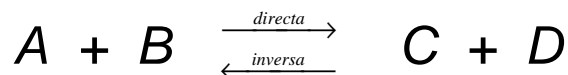
Después de este análisis de las definiciones encontradas y tomando en cuenta el entendimiento de los alumnos, se considera importante resaltar todas las características de una reacción química en equilibrio, y hacer mucho énfasis, en cada una de ellas, para definir por completo el estado de equilibrio.

Para que el alumno comprenda el concepto de equilibrio químico debe de saber que:

- El equilibrio químico es un estado en el que se llevan a cabo dos procesos opuestos en forma simultánea.
- Estos procesos se llevan a cabo a la misma velocidad, de tal manera que siempre se están formando productos, y a la vez reactivos, es un equilibrio dinámico.
- Una vez alcanzado este estado, las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes.

Primeramente, es necesario abordar el concepto de reversibilidad. En química general el concepto de reversibilidad es considerado como un proceso que se lleva en dos sentidos opuestos, es decir, una reacción química reversible, es aquella que se lleva a cabo en ambos sentidos, la reacción directa y la inversa. Debe aclararse al alumno que la gran mayoría de las reacciones, son reversibles, la unidireccionalidad

de las reacciones, es una excepción. Además la mayoría de las reacciones en nuestros cursos, se llevan a cabo en fase acuosa, de tal manera que trabajamos con sistemas cerrados aunque los matraces estén abiertos.



Se debe tomar en cuenta que estos conceptos son totalmente nuevos para el alumno de bachillerato, ya que nunca ha sido enseñado acerca de la reversibilidad de las reacciones, siempre se le ha dirigido a apreciar cambios químicos irreversibles y totales en donde se observa alguna manifestación visible (cambio de color, liberación de gas, etc.), pero, hasta el momento, no se ha introducido el concepto de reacción química reversible, esto es, reacciones que nunca terminan.

De todo esto, se concluye que no es fácil enseñar equilibrio químico ya que requiere integrar cada una de las características mencionadas anteriormente, y además, debe hacerse cuidadosamente ya que podríamos generar concepciones alternativas durante su enseñanza.

Lo abstracto del concepto y lo complejo que resulta hacer una caracterización completa del equilibrio químico dentro de una instrucción que sea adecuada para el alumno de bachillerato, junto con las dificultades particulares que presenta la enseñanza de este tema, han sido una razón por la cual algunos profesores se inclinan por admitir que la enseñanza de éste deba considerarse hasta el nivel superior.

2.3 Concepciones alternativas y dificultades de aprendizaje

Los trabajos de investigación sobre enseñanza y aprendizaje del equilibrio químico (Johnstone, 1977; Gorodetsky, 1986; Quílez, 1995), ponen de manifiesto que dicho tema es uno de los que presentan más dificultad desde el punto de vista didáctico y coinciden en cuáles son los puntos de mayor conflicto.

El nivel de exigencia de aprendizaje del equilibrio es grande, dado el alto grado de enlace con otros temas de contenido químico y requiere de una gran cantidad de conceptos, es decir, necesita para su comprensión del conocimiento de otros aspectos previos como: reacción química, estado gaseoso, estequiometría, nociones de cinética y termoquímica. Esto lo hace difícil de comprender y justifica que su estudio se inicie hasta el último curso de química de la enseñanza media superior (sexto año de la preparatoria).

Otra razón por la que este tema es incluido hasta este momento es que, desde el punto de vista del desarrollo cognitivo del alumno, la naturaleza abstracta del concepto de equilibrio hace que requiera la utilización del pensamiento formal para su comprensión (Johnstone, Mc Donald y Webb, 1977; Wheeler y Kass, 1978 y

Shayer y Adey, 1981). Estos autores sostienen que un alumno que no ha alcanzado un nivel de pensamiento formal avanzado es incapaz de entender que el equilibrio químico es un proceso dinámico: dos procesos con sentidos opuestos.

Difícilmente las experiencias informales previas a la enseñanza sistemática del tema pueden generar concepciones alternativas sobre equilibrio químico, dado que los estudiantes tienen poca conciencia de interaccionar con sistemas en equilibrio químico, aún cuando su vida dependa de ellos (Bergquist y Heikkinen, 1990).

Las concepciones alternativas en torno al tema de equilibrio químico, son inducidas a través de la enseñanza y esto genera las dificultades en el aprendizaje del tema. Por ello es importante poner atención a la forma como se presenta la enseñanza y al seguimiento que se debe hacer sobre la persistencia de éstas, cambiando la estrategia de instrucción para evitarlas.

Se han encontrado diversas concepciones alternativas y dificultades de aprendizaje que presentan los alumnos para comprender la naturaleza del equilibrio químico, se han elegido las siguientes:

Concepciones alternativas que se heredan en la enseñanza del equilibrio químico y son causa de dificultades de aprendizaje:

CONCEPTOS ANTECEDENTES

- Deficiencia en el manejo del lenguaje químico y de las ecuaciones químicas (Gómez, 2000).
- Confusión entre masa, cantidad de sustancia y concentración (Buell y Bradley, 1972; Wheeler y Kass, 1978; Furió y Ortiz, 1983; Bergquist y Heikkinen, 1990; Quílez y Solaz, 1995; Huddle y Pillay, 1996; Quílez, 1998; Furió y Calatayud, 2000).
- Desconocimiento y como consecuencia, no admisión de reacciones químicas reversibles (Niaz, 1995; Van Driel, 1998).
- Confusión entre coeficientes estequiométricos y cantidades presentes en una reacción química (Cachapuz y Maskill, 1989; Huddle y Pillay, 1996).
- Dificultades matemáticas y en estequiometría (Camacho y Good, 1989; Quílez y Solaz, 1995; Huddle y Pillay, 1996).
- Confusión sobre el comportamiento de los gases, teoría cinético molecular, leyes de los gases (Bergquist y Heikkinen, 1990; Quílez y Solaz, 1995; Furió y Calatayud, 2000).

- Incapacidad en el manejo de la proporcionalidad (Bergquist y Heikkinen, 1990).
- Inadecuada comprensión microscópica de la reacción química (Bradley, Gerrans y Long, 1990).

No sólo las deficiencias que presentan los alumnos en los conceptos antecedentes son importantes de tomar en cuenta, para evitar posibles dificultades de aprendizaje del concepto equilibrio químico. También debe prestarse atención a los aspectos directamente relacionados con su naturaleza y a las concepciones alternativas que suelen generarse en los alumnos durante la instrucción. Estas concepciones alternativas están relacionadas con cada una de las características propias del equilibrio químico, hacer un análisis de cada una de ellas y las posibles concepciones alternativas que pudieran surgir, puede ayudarnos a evitar su aparición.

Conceptos que presentan dificultades de aprendizaje y concepciones alternativas que se generan durante la instrucción:

1. REVERSIBILIDAD

A los alumnos les cuesta trabajo comprender que existen dos reacciones distintas en un mismo sistema, esto pudiera deberse a que siempre han sido enseñados que todo cambio químico es irreversible y total. Es importante aclarar que los sistemas en equilibrio son sistemas cerrados y deben cumplir con las características de este sistema. Aunque las reacciones directa e inversa son partes del mismo sistema químico, los alumnos tienden a ver las dos reacciones como sucesos separados e independientes. Además tienen dificultades para considerar que todas las sustancias que intervienen forman parte de un sistema único, es decir, que todas las sustancias se encuentran mezcladas dentro del recipiente en el que tiene lugar la reacción. Hacer distinción entre el lado “derecho” o “izquierdo” de la ecuación, les hace pensar que ambos lados pueden actuar independientemente uno del otro.

Es de suma importancia hacer una adecuada representación simbólica de los sistemas en equilibrio y aclarar al alumno el significado de la doble flecha. Johnstone y colaboradores (1977), encontraron que el 80 por ciento de un total de 255 estudiantes entre 16 y 17 años de edad, percibían al equilibrio como compartimentado. La interpretación que usualmente hacen los alumnos es que la flecha sencilla que se utiliza para representar una reacción que termina o casi termina, pone énfasis en una reacción, de manera que dos flechas implican dos reacciones separadas. También ha hecho falta vincular la representación diagramática con la simbólica.

Estas ideas son apoyadas por las conclusiones de Bradley, Gerrans y Long (1990) que expresaron que los alumnos que mantienen un inadecuado modelo nanoscópico de la reacción química, pueden sostener concepciones alternativas como considerar independientes las direcciones directa e inversa de la reacción. Esto no puede ser de

otra manera, el concepto de equilibrio químico resulta de muchas observaciones, experimentos e inferencias, que si no son presentados, terminará en que el alumno memorice.

2. IGUALDAD DE VELOCIDADES

El conocimiento previo que traen los alumnos de cursos anteriores, de que las reacciones químicas son irreversibles, resulta un estorbo en el pensamiento de los alumnos. Existe una cierta tendencia por parte de los alumnos, a considerar que la velocidad de la reacción directa aumenta con el tiempo, desde que se mezclan los reactivos hasta que se establece el equilibrio, lo que implica que la igualdad de velocidades nunca se alcanza (Hackling y Garnett, 1985).

En algunos casos, esto podría explicarse teniendo en cuenta la experiencia previa que tienen los alumnos con reacciones químicas en las que aparentemente la velocidad de reacción aumenta con el tiempo; por ejemplo, la reacción del magnesio con ácido clorhídrico donde transcurren unos segundos antes de que se disuelva la capa de óxido de su superficie y empiece la formación rápida del hidrógeno.

Cuando se trata de la reacción inversa, el error más típico es considerar que la velocidad de ésta varía de igual forma que la de la reacción directa, si una aumenta también aumenta la otra. Al parecer consideran ambas reacciones como una sola lo que puede deberse al énfasis que se pone cuando se estudian las reacciones en procesos que continúan hasta completarse.

3. EQUILIBRIO DINÁMICO

La noción de equilibrio que tiene el alumno, tras el estudio de la física, es esencialmente estática en contraposición con el equilibrio químico que es dinámico. A los estudiantes se les dificulta entender la naturaleza dinámica del equilibrio químico porque subyace en ellos el concepto de equilibrio estático. En su lugar, muchos estudiantes creen que en el equilibrio ninguna reacción se está llevando a cabo, o que ya terminó, o que “no pasa nada”, ya que la composición del sistema permanece constante (Gorodetsky y Gussarsky, 1986).

Van der Borght y Mabile (1989) comprobaron que los estudiantes reducen el concepto de equilibrio químico al establecimiento de una igualdad o asocian los términos “equilibrio” e “inmovilidad”. Sugieren que para superar este obstáculo, y para tratar con la naturaleza dinámica del concepto de equilibrio, el estudiante necesariamente debe comprender las velocidades de reacción involucradas.

Un principio básico que necesitan entender los alumnos es que un estado de equilibrio implica un intercambio de moléculas o átomos entre dos reacciones contrarias a la misma velocidad. La naturaleza dinámica no puede verse pero está implícita en los procesos químicos. Cachapuz y Maskill (1989) utilizaron una prueba de asociación de palabras para investigar las respuestas de los estudiantes a la afirmación “las reacciones están en equilibrio”. Alrededor del 76% de los estudiantes

entre 14 y 15 años de edad, que no habían recibido instrucción sobre el tema, asociaron firmemente esta situación con algo “estático” y “equilibrado”; los estudiantes pensaban que si la reacción estaba en equilibrio, ya no reaccionaría más a menos que se le adicionara algo.

Es muy frecuente que los estudiantes no comprendan la naturaleza dinámica del equilibrio y que en su lugar piensen que al estado de equilibrio no se está llevando a cabo ninguna reacción y que no sucede nada en el sistema que se encuentra en equilibrio químico (Gorodetsky y Gussarsky, 1986, Thomas y Schwenz, 1998).

Como una alternativa al concepto estático, el equilibrio a veces es visto de forma oscilante, como un péndulo, la reacción inversa no comienza hasta que termina la directa, y viceversa (Van Driel, 1998; Bergquist y Heikkinen, 1990).

4. CONSTANCIA DE CONCENTRACIONES

La idea de equilibrio en general, influye en el aprendizaje del equilibrio químico, los estudiantes asocian la palabra equilibrio a igualdad de materia, de concentración, de coeficientes estequiométricos, algo muy relacionado con el equilibrio mecánico y el uso cotidiano de este concepto. La asociación del equilibrio químico con una balanza en equilibrio, se pone de manifiesto cuando los alumnos afirman que no se producirá ningún cambio en un sistema en equilibrio químico si se agregan simultáneamente cantidades iguales de un reactivo y de un producto, reforzando la idea de un equilibrio estático.

Hackling y Garnett (1985) mencionan que alrededor del 50% de los alumnos de 17 años de edad piensan que, en el equilibrio, existe una relación aritmética simple entre las concentraciones de reactivos y productos; en general, las consideran iguales. Los estudiantes saben que las ecuaciones químicas tienen que estar balanceadas y transfieren esta idea al estado de equilibrio.

5. CONSTANTE DE EQUILIBRIO

El valor de la constante de equilibrio (K) indica el predominio de las especies químicas, ya sea reactivos o productos, y se calcula aplicando la ley de equilibrio. Cuanto más grande sea el valor de K , las concentraciones de productos predominan sobre los reactivos, K tiene un valor constante para una reacción específica a una temperatura definida. Los alumnos tienen serias dificultades con estas ideas.

Los alumnos generalmente consideran que la constante de equilibrio depende de la concentración de reactivos y/o productos y en muchas ocasiones no aprecian el efecto de la temperatura sobre la constante, no sabiendo discriminar cuándo es constante o cuándo y de qué manera cambia su valor (Hackling y Garnett, 1985; Gorodetsky y Gussarsky, 1986).

Varios estudios han mostrado que el énfasis en la resolución de problemas es puesto en aspectos cuantitativos del aprendizaje a expensas de razonamientos cualitativos.

En el caso de la constante de equilibrio, los alumnos pueden calcular su valor, pero difícilmente darán una interpretación correcta de ese valor. Niaz (1995) aportó más evidencia de que la resolución de problemas algorítmicos no implica la comprensión de los conceptos involucrados, demostrando que aquellos estudiantes que resuelven correctamente problemas conceptuales resuelven también en una gran medida los problemas algorítmicos. Para este autor, la insistencia en esta metodología puede convertirse en un obstáculo para la superación de las concepciones alternativas.

6. MODIFICACIONES AL EQUILIBRIO

Los cambios en el equilibrio químico son usualmente estudiados desde la perspectiva del principio de Le Chatelier. Este principio ha sido el aspecto más discutido, aproximadamente el 60 % de las investigaciones se han enfocado a su estudio debido a sus limitaciones y la ambigüedad con que puede ser presentado (Driscoll, 1960; Quílez, Solaz, Castelló y San José, 1993; Furió y Escobedo, 1994). La falla de la enseñanza del principio de Le Chatelier es omitir sus limitaciones y alcances.

Varios estudios señalan a la inclusión del principio de Le Chatelier como causa de muchas dificultades de los alumnos (Quílez y Solaz, 1995; Quílez, 1998; Furió y Calatayud, 2000). Por ejemplo, se ha demostrado que las relaciones del concepto “principio de Le Chatelier” con otros conceptos no fueron claramente percibidas, indicando que éste se enseña como un algoritmo aislado de otras formas de interpretación de la evolución de sistemas en equilibrio químico que fueron perturbados (Raviolo, 1998).

Los estudiantes frecuentemente aprenden el principio de Le Chatelier de memoria y cuando tratan de aplicarlo, lo hacen sin comprender lo que están haciendo (Gussarsky y Gorodesky, 1990; Furió, Calatayud, Bárcenas y Padilla, 2000). Los estudiantes que aprenden este principio como regla nemotécnica son incapaces de analizar cualitativamente lo que realmente está sucediendo, no pueden interpretar el valor de la constante y el sentido en que se lleva a cabo el equilibrio. También presentan la tendencia a aplicar el principio a situaciones en las cuales no tiene validez, particularmente, la adición de sólidos y sustancias inertes a la mezcla de reacción (Wheeler y Kass, 1978; Thomas y Schwenz, 1998; Tyson, 1999).

El lenguaje tradicional utilizado al aplicar el principio de Le Chatelier da origen o refuerza las concepciones alternativas. Frases como “el incremento de la temperatura cambia el equilibrio en la dirección de la reacción endotérmica” o “un incremento en la presión del sistema modifica el equilibrio en la dirección del menor número de moles” contribuyen a la idea de que una perturbación del equilibrio puede cambiar las cantidades representadas sólo de un lado de la ecuación química, mientras que la otra permanece sin cambio, en una visión compartimentada del equilibrio y en ocasiones pendular (Bergquist y Heikkinen, 1990).

Es frecuente utilizar el principio de Le Chatelier como centro de la enseñanza del equilibrio químico, lo que provoca que se descuiden los aspectos que caracterizan e

identifican a este concepto: reversibilidad, constancia de concentraciones, igualdad de velocidad de los procesos directo e inverso y proceso dinámico. Esto hace que el estudio del equilibrio químico quede siempre asociado a sistemas fuera de equilibrio, es decir, cuando cambian la concentración, la presión y/o la temperatura.

Resultaría muy dogmático utilizar sólo el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de equilibrios perturbados sin un análisis de la ecuación química y la constante de equilibrio. Para ello, durante la enseñanza debe contemplarse una variedad de actividades que combine los enfoques simbólico (manejo de fórmulas y ecuaciones), macroscópico (realización de una gran variedad de experimentos), y nanoscópico (modelos atómicos y moleculares), planteados dentro de una perspectiva de resolución de problemas y un estudio de situaciones de interés para el alumno (Raviolo, 1998).

Aunque distintos autores están de acuerdo en que existen muchas de estas concepciones relacionadas con el principio de Le Chatelier, en su mayoría, sugieren seguir enseñándolo, sin mencionar cómo hacerlo.

7. CONCEPCIONES ALTERNATIVAS DE LOS LIBROS DE TEXTO

La mayoría de los problemas sobre equilibrio químico que presentan los libros de texto son demasiado fáciles para expertos o demasiado complejos para novatos en términos de requisitos matemáticos, pueden resolverse por la aplicación directa de una fórmula o ecuación, son resueltos en una o dos etapas y solicitan respuestas mayoritariamente numéricas sin pedir justificaciones.

El origen de algunas de estas dificultades se debe, a que la enseñanza de carácter tradicional se apoya en textos escolares orientados a desplegar el aspecto cuantitativo de los conceptos antes de desarrollar los aspectos cualitativos, donde la resolución de problemas se basa en estrategias algorítmicas. La enseñanza debe insistir en la identificación del comportamiento macroscópico de un sistema en equilibrio, es decir, reconocer empíricamente que todo sistema cerrado, a temperatura constante, y sea cual sea su estado inicial, llegará a un estado en el que, a pesar de que siga habiendo reacción química, la composición del sistema permanecerá constante a través del tiempo (Stavridou y Solomonidou, 2000).

Los estudiantes deben saber interpretar, fenomenológicamente y con el modelo cinético molecular de reacción, el carácter dinámico del equilibrio químico y comprender el concepto de reversibilidad. También deben poder explicar el significado cualitativo de la constante de equilibrio K , y su campo de validez.

La resolución de problemas algorítmicos no implica la comprensión de los conceptos involucrados, aquellos estudiantes que resuelven correctamente problemas conceptuales resuelven también en una gran medida los problemas algorítmicos. Hay que insistir en que el alumno haga un razonamiento y tratamiento cualitativo previo a la estrategia algorítmica dado que podría convertirse en un obstáculo para la superación de las concepciones alternativas (Niaz, 1995, Raviolo, 1998).

Finalmente es necesario que el estudiante haga un manejo reiterado de los nuevos conocimientos en diversas situaciones, con el fin de profundizar y reforzar los conceptos. Esto le ayudará a comprender las situaciones en las que el equilibrio se perturba y cómo responden los sistemas ante dichas perturbaciones. Se deben considerar las limitaciones del principio de Le Chatelier y hacer uso también de la ley de equilibrio o, mejor aún, del análisis de las velocidades de reacción aplicando el modelo de colisiones.

Por lo anteriormente mencionado, es preciso acercarse y examinar los resultados de la investigación educativa y analizar cuál sería la mejor manera de utilizar los resultados de ésta, para saber cuál es el referente del cual partir con nuestros alumnos y adecuar nuestra planificación de clase y el desarrollo del tema para lograr una construcción significativa del concepto.

2.4 Nuestra propuesta

Para favorecer el aprendizaje de los conceptos científicos, debe haber una enseñanza centrada en el alumno, es decir, que tome en cuenta los conocimientos conceptuales y procedimentales que éste posee, sus intereses y experiencias, ya que a partir de éstos, el alumno construye los nuevos conocimientos. Con base en esto, el docente debe diseñar las secuencias didácticas y determinar las estrategias de enseñanza que le faciliten al alumno el cambio conceptual, metodológico y actitudinal necesarios para un aprendizaje significativo.

Por otro lado, es importante también que los estudiantes sepan qué problemas o situaciones relevantes se resuelven con el conocimiento del concepto de equilibrio químico y qué interés puede tener su estudio. Para ello se sugiere plantear al alumno situaciones problemáticas cuya solución justifique la necesidad epistemológica, económica y social, de la introducción del nuevo concepto. Mientras el alumno no comprenda cuál es el problema estructurante planteado en el estudio del equilibrio químico, no podrá responder a la necesidad de estudiar el concepto, ya que para él carece de una significación lógica (Gil, 1996).

Reconociendo la importancia del concepto de equilibrio químico y aceptando la necesidad de su introducción en el nivel medio superior, proponemos el desarrollo de una unidad didáctica de este tema, que tome en cuenta los resultados de la investigación educativa y haga un análisis crítico de los contenidos para que, mediante una secuencia y una metodología didáctica, permita que los alumnos construyan exitosamente este concepto.

¿Qué es una unidad didáctica?

El diseño de unidades didácticas es una propuesta de programación, generalmente en el aula y proporciona fundamentos teóricos y didácticos para la planificación de la

enseñanza además de proveer una metodología que facilita un abordaje adecuado de la tarea de la enseñanza.

Se parte de las concepciones alternativas de los alumnos y no es sólo una dosificación de tiempos y contenidos o de actividades, es un proceso continuo de planificación que busca los medios y caminos más adecuados para establecer explícitamente el qué, quiénes, el cómo y el por qué del proceso educativo (cuadro 1)

Cuadro 1. Aspectos que deben tomarse en cuenta para la planificación de la unidad didáctica²

<i>¿Qué enseñar?</i>	Contenidos de aprendizaje, y grado de complejidad de los mismos. Esquemas que contengan los contenidos esenciales de cada asignatura. Se debe observar la relación horizontal y vertical de los contenidos de diferentes asignaturas del plan de estudios. Actividades de enseñanza-aprendizaje por realizar.
<i>¿A quién enseñar?</i>	El alumno, sus características psicológicas y sociales. Es importante determinar qué alumnos se atenderán, así como los aprendizajes previos con que cuentan al respecto a los nuevos conocimientos.
<i>¿Por qué enseñar?</i>	Fines y objetivos de la educación. Este aspecto se refiere a los objetivos del currículo y a los de la materia.
<i>¿Cómo enseñar?</i>	Metodología: métodos, técnicas y procedimientos de enseñanza-aprendizaje y técnicas de evaluación.
<i>¿Con qué enseñar?</i>	Auxiliares didácticos: recursos didácticos como carteles, láminas, libros, diapositivas, atlas, pizarrón, videos, periódico, mural, álbumes, audiovisuales, etc.

La unidad didáctica relaciona los elementos que intervienen en el proceso de enseñanza-aprendizaje dándoles una coherencia metodológica y un orden cronológico.

Existe una relación entre el tipo de competencias que requiere un profesor de ciencias y las acciones que ha de acometer para planificar su enseñanza. Estos aspectos se encuentran considerados en el modelo para el diseño de unidades didácticas de Sánchez y Valcárcel (1993), el cual se eligió para el desarrollo del presente trabajo.

De acuerdo con estos autores, la competencia del profesor consta de una componente científica y de otra didáctica. Cuando se habla de conocimientos

² Tomado de Antúnez, 1997.

científicos, se refiere a las estructuras conceptuales, leyes y teorías de una materia pero también se incluyen sus métodos de trabajo y las concepciones sobre la naturaleza de la ciencia y el trabajo de los científicos. En relación con los conocimientos didácticos, se engloban diferentes ámbitos de formación: teorías psicológicas sobre el aprendizaje, currículo, dinámicas de trabajo, elaboración de recursos, el contexto profesional.

Son cinco las tareas que incluye este modelo de planificación:

- el análisis científico
- el análisis didáctico
- los objetivos
- las estrategias didácticas
- la evaluación (figura 2)

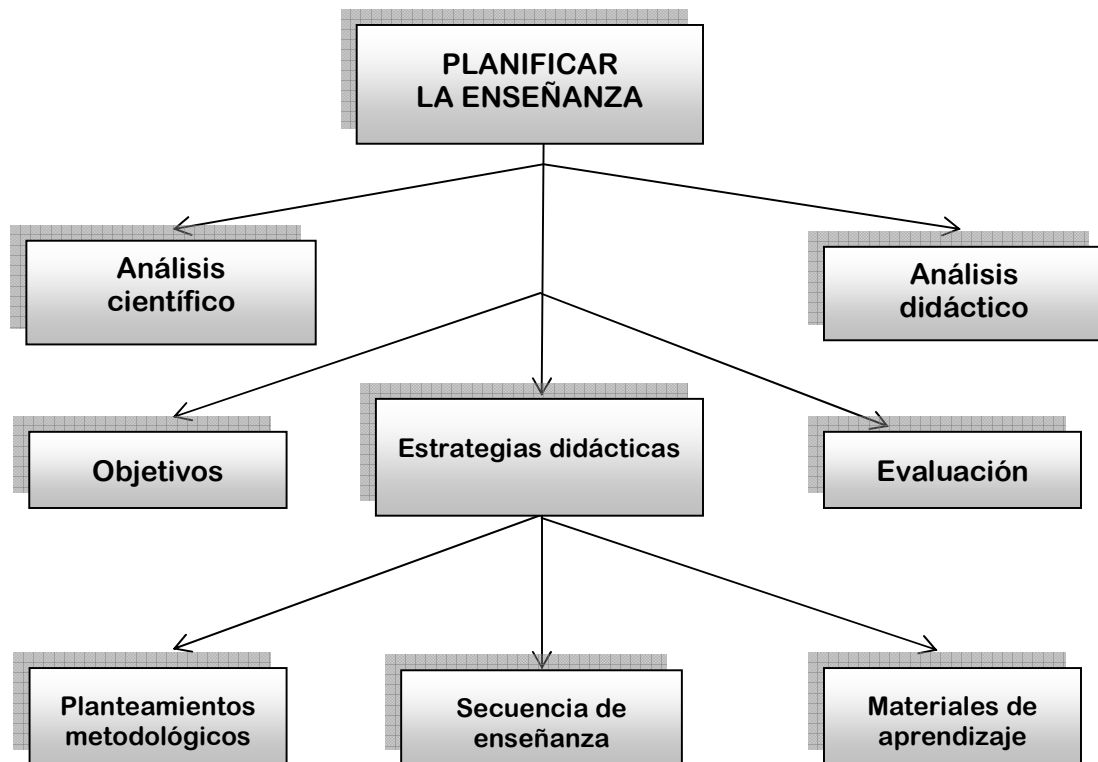


Figura 2. Desarrollo de la unidad didáctica.

El análisis científico tiene un doble objetivo, lograr la estructuración de los contenidos y buscar la reflexión y actualización científica del profesor. Es aquí donde el profesor selecciona los contenidos de aprendizaje, define el esquema conceptual, delimita los procedimientos científicos y las actitudes científicas.

Una vez estructurados los contenidos de la unidad didáctica desde una perspectiva científica, se propone el análisis didáctico con el objetivo de delimitar las condicionantes del proceso enseñanza-aprendizaje, adecuándolas al alumno. Para ello se deben averiguar las ideas previas de los alumnos, considerar las exigencias cognitivas de los contenidos y delimitar las implicaciones que se tienen para la enseñanza.

Al seleccionar los objetivos, el profesor debe reflexionar sobre los aprendizajes que quiere que sus alumnos construyan y tomar en cuenta los análisis científico y didáctico para concretar el conjunto de objetivos que permitan alcanzar sus intenciones educativas. Aquí es donde el profesor debe delimitar sus prioridades y jerarquizarlas, y dirigir la enseñanza hacia contenidos relevantes conceptuales, procedimentales y actitudinales implicados en el desarrollo del esquema conceptual que define a la unidad didáctica, y evitar el tratamiento disperso de conceptos y leyes aisladas, habilidades puntuales.

En el desarrollo de la propuesta educativa, el profesor debe adoptar normas de actuación ante las que espera que los alumnos respondan de una determinada manera. La selección de estrategias didácticas tiene por objeto el que estas normas de actuación sean eficaces para el logro de los objetivos de aprendizaje propuestos. Dentro de la estrategia didáctica se encuentran los planteamientos metodológicos, la secuencia de enseñanza, las actividades de enseñanza y los materiales de aprendizaje desarrollados por el profesor. Éstos permiten comprender cómo se concreta la acción en el aula.

La selección de estrategias de evaluación es la última tarea del modelo. Sólo con una adecuada evaluación de la unidad diseñada, del proceso de enseñanza y de los aprendizajes de los alumnos, se podrá comprobar la eficacia de la propuesta y hacer las correcciones pertinentes en caso necesario. Para diseñar instrumentos adecuados que brinden información útil y permitan determinar los momentos idóneos para su aplicación, es preciso delimitar el contenido de la evaluación. No hay que olvidar que la propuesta de evaluación está subsumida por la concepción que el profesor tiene del proceso enseñanza-aprendizaje.

La evaluación, dentro del planteamiento didáctico, es el elemento que permite visualizar lo que ocurre durante y como resultado del proceso de aprendizaje, en términos de logros alcanzados. En esta perspectiva, es este proceso el que posee información que permite emitir juicios sustentados en determinados criterios; estos juicios posibilitan la toma de decisiones, la retroalimentación y el enriquecimiento del proceso de aprendizaje.

Toda propuesta de enseñanza requiere de diseños apropiados de investigación para evaluar su eficacia con instrumentos adecuados. Los instrumentos que se seleccionen para la evaluación deben ser lo más abiertos, globalizadores y flexibles que sea posible; además, deben tener un carácter regulador y de análisis que permitan establecer mecanismos capaces de rescatar los aspectos más importantes del proceso de enseñanza-aprendizaje.

El proceso evaluativo posee como objeto concreto el aprendizaje adquirido o construido por los alumnos. En nuestro caso, la evaluación debe servir para recoger información sobre las dificultades, vacíos y logros en torno a la enseñanza del tema equilibrio químico. Se entiende que es necesario hacer una evaluación del proceso de aprendizaje del tema en cuestión, con el fin de caracterizar los aspectos más sobresalientes del mismo y, a la vez, los obstáculos que hay que enfrentar, las modificaciones pertinentes, si funcionan o no las estrategias sugeridas y así poder generar nuevas condiciones que permitan el aprendizaje.

CAPÍTULO III

LA UNIDAD DIDÁCTICA DE EQUILIBRIO QUÍMICO

3.1 Análisis científico

Los contenidos que marca el plan de estudios de la Escuela Nacional Preparatoria en torno al tema de equilibrio químico, se encuentran ubicados en los programas de las asignaturas Química IV área I, Química IV área II, y Físicoquímica y son los siguientes:

Programa de estudios Química IV área I Unidad 2 Rapidez y equilibrio de las reacciones químicas Tema: equilibrio químico Propósito: que el alumno reconozca el significado de equilibrio químico y lo relacione con la tendencia de los reactivos a convertirse en productos		
Contenido	Descripción del contenido	Estrategias didácticas (actividades de aprendizaje)
2.2. Equilibrio químico. 2.2.1. Definición. 2.2.2. Reversibilidad de las reacciones. 2.2.3. Constante de equilibrio. 2.2.4. Principio de Le Chatelier.	Sobre la base de la reversibilidad de las reacciones químicas, se estudia y define el concepto de equilibrio químico, haciendo énfasis en que se trata de un equilibrio dinámico. Se analiza el significado de la constante de equilibrio y se aplica el Principio de Le Chatelier para predecir la dirección de una reacción cuando éste se altera.	Experimentación sobre reacciones reversibles e irreversibles. Lecturas relativas al tema y discusión grupal. Demostración experimental del principio de Le Chatelier al variar la concentración de productos o reactivos.

Programa de estudios Química IV área II Unidad 1 Líquidos vitales Tema: equilibrio químico No contempla un propósito de aprendizaje		
Contenido	Descripción del contenido	Estrategias didácticas (actividades de aprendizaje)
1.2.2. Equilibrio, su constante y Principio de Le Chatelier.	Se estudia el concepto de equilibrio químico y se analiza el significado de la constante de equilibrio, en particular para el agua. Se aplica el Principio de Le Chatelier para predecir la dirección de una reacción.	Demostración experimental del principio de Le Chatelier al variar la concentración de productos o reactivos.

Programa de estudios Físicoquímica Unidad 4 Termodinámica Tema: equilibrio químico No contempla un propósito de aprendizaje		
Contenido	Descripción del contenido	Estrategias didácticas (actividades de aprendizaje)
3.4 Equilibrio químico. 3.4.1 Constante de equilibrio. 3.4.2 Principio de Le Chatelier.	Se estudiará el hecho de que las reacciones químicas sean reversibles y que en sistemas químicos cerrados aparezca un estado de equilibrio entre los reactivos y los productos. Se estudiarán los efectos externos de concentración, presión y temperatura sobre el control de las reacciones.	Realización de experimentos sobre equilibrio químico. Demostración del efecto de la concentración o la temperatura sobre una reacción. Discusión del Principio de Le Chatelier en el proceso de Haber (obtención del amoníaco).

Como se vio en el capítulo anterior, para hacer una unidad didáctica sobre el equilibrio químico, se debe realizar un análisis científico y didáctico detallado del tema. Este análisis lleva a reflexionar, ¿qué buscamos al enseñar el tema de equilibrio químico?, ¿qué pretendemos lograr en nuestros alumnos?, ¿qué del equilibrio químico deben saber y para qué?

En contraste con los programas de estudio, que ponen al principio de Le Chatelier en paralelo con la enseñanza del equilibrio químico, y que hacen dependiente al alumno de este principio, la propuesta que se diseña busca que el alumno entienda primero

el concepto y las condiciones que lo caracterizan, y que sea capaz de comprender la ley de acción de masas e interpretar la constante de equilibrio cualitativa y cuantitativamente, para que posteriormente pueda analizar situaciones dónde este estado se modifique por el cambio de alguna de las variables experimentales.

Para lograrlo, se plantea una re-estructuración de los contenidos marcados en los programas de estudio, tomando en cuenta lo que dice la bibliografía. La secuencia conceptual que se propone es la siguiente:

A) Identificación de contenidos conceptuales

i. El equilibrio químico

Características que lo definen:

- proceso reversible
- constancia de concentraciones
- proceso dinámico
- igualdad de velocidades

ii. Ley de acción de masas

Definición. Constante de equilibrio (K_c). Información que brinda y significado.

iii. Modificaciones del equilibrio químico

Alteración del estado de equilibrio y su evolución

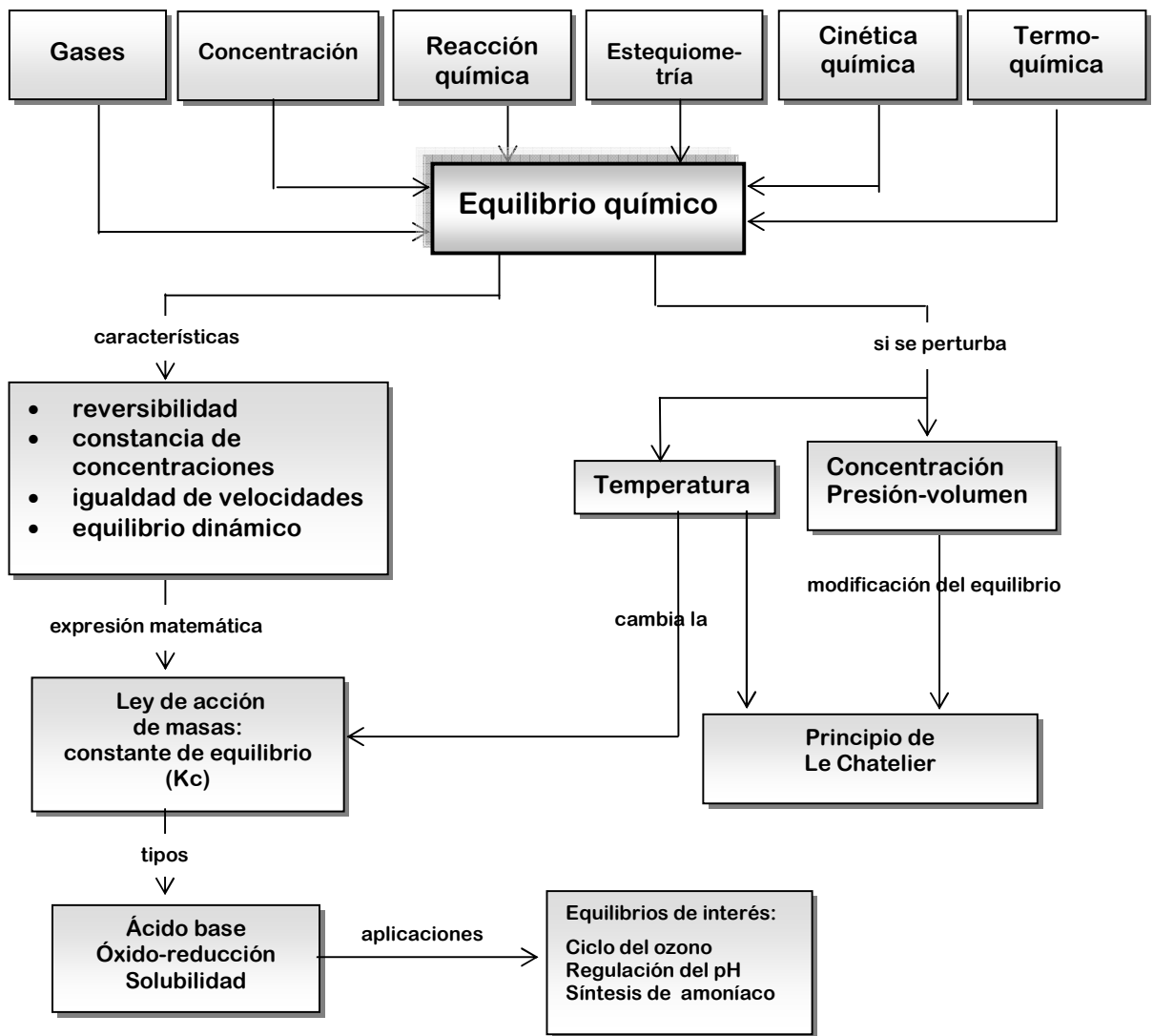
Cambio de las variables experimentales:

- concentración
- volumen y presión
- temperatura

Para introducirse en el estudio del tema, se parte de los siguientes conceptos antecedentes:

- reacción química
- propiedades de los gases
- concentración
- estequiometría
- cinética química
- termoquímica

Haciendo un examen minucioso de los contenidos que se consideran necesarios para la enseñanza del tema, y tomando en cuenta los conceptos antecedentes necesarios para su desarrollo, se propone el siguiente mapa conceptual:



Mapa conceptual.
Organización de los contenidos conceptuales para el tema equilibrio químico.

B) Identificación de contenidos procedimentales

Para identificar los contenidos procedimentales que deben propiciarse en nuestros alumnos, se usaron las cuatro preguntas propuestas por Gowin y Novak (1988), para el análisis de las tareas de enseñanza.

1. ¿Cuál es el conocimiento al que pretendemos llegar con los procedimientos que seleccionemos? (afirmaciones de conocimiento)

- Caracterización del equilibrio químico: proceso reversible, constancia de concentraciones, proceso dinámico e igualdad de velocidades.
- Interpretación nanoscópica del equilibrio químico: uso del modelo cinético molecular, teoría de colisiones.
- Cálculo de la constante de equilibrio (K). Valores y significado.
- Aplicación del concepto equilibrio químico: análisis de diversos equilibrios en la naturaleza, relaciones CTS.

2. ¿A qué preguntas o problemas da respuesta ese conocimiento? (preguntas determinantes)

- a. ¿Cuáles son las características de un estado de equilibrio?
- b. ¿Cómo la concentración y la velocidad de reacción cambian en un sistema en equilibrio y fuera de él?
- c. ¿Qué es la constante de equilibrio (K) y cómo se calcula?
- d. ¿Qué información proporciona la constante de equilibrio?
- e. ¿Cómo interpretar los valores de la constante de equilibrio?
- f. ¿Cómo se afecta al estado de equilibrio?

3. ¿Qué conceptos están implícitos en esas preguntas y debe conocer el alumno para encontrarle sentido al estudio del tema seleccionado? (conceptos clave pertinentes)

Concepto de equilibrio químico, reversibilidad, equilibrio dinámico, velocidad de reacción, concentraciones, características macroscópicas y microscópicas, ley de acción de masas, cálculo de constantes, exploración de la magnitud de la constante de equilibrio y factibilidad de las reacciones de diversos equilibrios. Modificaciones al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier (ver mapa conceptual).

4. ¿Cuáles son los procedimientos que se requieren para responder a las preguntas determinantes y llegar a las afirmaciones de conocimiento que deseamos que aprendan nuestros alumnos? (método de investigación)

Para que el alumno pueda caracterizar adecuadamente al equilibrio, la bibliografía recomienda:

- El uso de analogías.
El uso de analogías es una buena herramienta didáctica para enfrentar las dificultades de aprendizaje del concepto equilibrio químico, dada su naturaleza abstracta, como es su naturaleza dinámica. También es difícil distinguir una situación de equilibrio de una en la que no lo está. Por ello, las analogías han sido muy utilizadas como apoyo a la enseñanza del equilibrio químico (Van Driel y Gräber, 2002).

La analogía de transferencia de agua entre dos recipientes fue la herramienta utilizada para llegar a la elaboración de gráficas. También para hacer la representación simbólica de reacciones en equilibrio y comprender el significado de la doble flecha y la constancia de concentraciones.

- Elaboración e interpretación de gráficas concentración vs tiempo y velocidad vs tiempo, de una reacción en equilibrio.
La construcción de gráficas y su análisis ayudan al alumno a interpretar el comportamiento de un sistema químico en equilibrio, donde las concentraciones dejan de cambiar con el tiempo, y que esto se establece cuando reacciones opuestas avanzan a velocidades iguales. Además pueden hacerse comparaciones con un sistema que no esté en equilibrio y así poder diferenciar entre una reacción reversible de una irreversible.
- Ley de acción de masas.
La aplicación de los conocimientos de cinética, anteriormente revisados con los alumnos, ayuda a generalizar la ley de acción de masas. Se analiza y escribe la expresión de la constante de equilibrio. Se ejemplifica y ejercita con distintas reacciones.
- Cálculo de las concentraciones en el equilibrio.
Se calculan valores de constante de equilibrio de distintas reacciones. A partir de la constante de equilibrio se calculan las concentraciones al equilibrio.
- Análisis de la constante de equilibrio de diversas reacciones, predecir si predominan los reactivos o los productos.
Se resuelven ejercicios y problemas donde se hace un análisis e interpretación de las concentraciones al equilibrio, para predecir qué es lo que sucede en cada caso, dependiendo del valor de la constante (K_c).
- Análisis de situaciones donde se modifican los sistemas en equilibrio (resolución de problemas en el aula y laboratorio).
Los alumnos deberán plantear hipótesis para la realización de experimentos donde se modifiquen las condiciones de equilibrio, y dar una explicación y justificación de los resultados. Se analizan algunos equilibrios como son, las condiciones que favorecen que un refresco conserve el gas, la elaboración de un higrómetro, la escritura de mensajes mágicos, la reacción de formación de

tiocianato férrico, la reacción del dióxido de nitrógeno y el sistema cromato/dicromato.

- Discusión, interpretación y análisis de lecturas.
Se parte de la historia del equilibrio químico con la lectura de Berthollet, para identificar las principales ideas en torno al equilibrio y las situaciones particulares en cada caso. Se analizan otros equilibrios de interés como son: “La formación de estalactitas y estalagmitas”, “Los corales”, “La vida en las altitudes y la producción de hemoglobina”, “El monóxido de carbono y la asfixia”, “La síntesis de amoníaco”.

C) Identificación de contenidos actitudinales

Es sabido que todo proceso de enseñanza-aprendizaje pretende lograr un cambio, en nuestro caso, no es la excepción. La enseñanza del tema de equilibrio, es una excelente ocasión para despertar la curiosidad del alumno, ya que le permite reconocer la importancia que tienen los equilibrios en la naturaleza y en la industria. Durante la construcción de los conocimientos, el alumno tiene la oportunidad de auto-cuestionarse acerca de lo que observa, analiza y discute, teniendo la oportunidad de desarrollar habilidades como la participación y la argumentación, en el momento de emitir sus hipótesis.

Además, reconocer la importancia social y científica del tema le permitirá apreciar la importancia que tienen el control de estos procesos para el ser humano, esto puede ayudarlo a sensibilizarse y podrá ser un mejor ciudadano, ya que le permitirá reflexionar acerca del respeto que merece la naturaleza.

Como resultado de este análisis, consideramos que al finalizar el desarrollo de la unidad didáctica de equilibrio químico los alumnos deben ser capaces de:

- a) Con relación a los conceptos:
 - Complementar el estudio de la reacción química, a través del estudio del equilibrio químico.
 - Establecer las características generales que definen un sistema en equilibrio químico.
 - Definir la ley del equilibrio químico.
- b) Con relación a los procedimientos:
 - Expresar la constante de equilibrio correctamente a partir de la correspondiente ecuación química (equilibrios homogéneos).
 - Calcular la constante de equilibrio.
 - Interpretar el valor de la constante de equilibrio.
 - Interpretar, de acuerdo al modelo cinético molecular, el estado de equilibrio químico.
 - Analizar la perturbación del estado de equilibrio químico.

- Interpretar gráficamente el equilibrio químico.
- c) Con relación a las actitudes:
- Valorar la importancia que tiene el control de los procesos en equilibrio para el ser humano, la industria y algunos equilibrios de la naturaleza.
 - Adquirir respeto por el equilibrio de la naturaleza.

3.2 Análisis didáctico

El análisis didáctico de la unidad de equilibrio químico, implica delimitar los aspectos que condicionan el proceso enseñanza aprendizaje de este tema y adecuarlos a las características de los alumnos. Considerar estos aspectos requiere averiguar las concepciones alternativas de los alumnos, considerar las exigencias cognitivas de los contenidos y delimitar las implicaciones para la enseñanza.

La capacidad cognitiva del alumno es el factor que determina lo que es capaz de hacer y aprender en cualquier situación. Consideraremos como indicadores de la capacidad cognitiva del alumno sus conocimientos previos sobre el tema y el nivel de desarrollo operatorio en que se encuentra en relación con las habilidades intelectuales necesarias para la comprensión de este concepto científico. Estos indicadores nos ayudarán a explicar las dificultades que los alumnos pueden tener para el aprendizaje de los contenidos de enseñanza seleccionados.

Lo que un alumno sabe sobre un contenido determinado constituye sus concepciones alternativas y su importancia se manifiesta en la adquisición de aprendizajes significativos. Es importante partir de este referente indagando en las concepciones alternativas del alumno sobre los conceptos y relaciones más relevantes del mismo, así como sobre aquellos conceptos que constituyen requisitos previos del aprendizaje de los nuevos conocimientos.

Respecto a las exigencias cognitivas, como ya se ha mencionado, la naturaleza abstracta del concepto de equilibrio químico hace que requiera la utilización del pensamiento formal para su comprensión. Dependiendo de su madurez cognitiva, un alumno puede tener un desarrollo cognitivo formal inicial o avanzado, de ello dependerá hasta dónde puede avanzar en la comprensión del concepto de equilibrio químico.

En el nivel formal inicial, el alumno sólo puede percibir los cambios de una reacción cuando se añade un exceso de las sustancias involucradas en la reacción y observa que no todas las reacciones llegan al final del proceso o término de la reacción. En el formal avanzado puede utilizar el modelo cinético molecular para comprender la naturaleza dinámica del equilibrio y la reversibilidad, además de entender que un estado de equilibrio puede ser modificado en cualquiera de las dos direcciones, añadiendo cualquiera de las sustancias involucradas.

El considerar las ideas de los alumnos como sus habilidades de razonamiento constituye un punto de partida importante para acercarnos a la solución de los problemas de aprendizaje que se plantean en el aula y una posible explicación a las dificultades que el aprendizaje de la ciencia plantea a los alumnos.

3.3 Secuencia didáctica

La secuencia didáctica se diseñó durante el trabajo de la Práctica Docente III (asignatura del cuarto semestre de la MADEMS), el primer semestre de 2007. El objetivo de esta disciplina es precisamente probar frente a grupo, los diseños didácticos preliminares del trabajo de tesis. Esta versión quedó como sigue:

Versión preliminar

- i. Primera etapa: evaluación diagnóstica.
Exploración de concepciones alternativas de reacción química.
- ii. Segunda etapa: introducción de conceptos.
Caracterización del estado de equilibrio químico.
- iii. Tercera etapa: la constante de equilibrio.
Se define la ley del equilibrio químico, se analiza el significado de los valores que toma, se interpreta con base en el modelo de teoría cinética molecular y se maneja la expresión de la constante de equilibrio (K_c) para diversas reacciones.
- iv. Cuarta etapa: modificación del equilibrio.
Principio de Le Chatelier.
- v. Quinta etapa: integración y cierre.
Análisis de diversos equilibrios de interés: ciclo del ozono, mal de altura, pH de la sangre. Evaluación de cierre.

Con base en el análisis de los resultados obtenidos en esta primera aplicación, se reestructuró la secuencia (versión final) y la trabajé con uno de mis grupos como profesora titular. Esta versión se describe a continuación:

Versión final

- i. Primera etapa: evaluación diagnóstica.
Esta etapa tiene como objetivo identificar las ideas de los alumnos acerca del equilibrio químico, en caso de que hayan tenido acercamiento con este concepto, y sus características y partir de ellas en la construcción del concepto de equilibrio químico.

El instrumento elegido se presenta y justifica en el apartado 4.4.

ii. Segunda etapa: características del equilibrio químico.

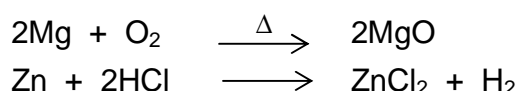
Como se mencionó, los alumnos de este nivel educativo, conciben a la reacción química como un proceso unidireccional, lo que implica que cualquier cambio químico es irreversible, sólo se tiene formación de productos y los reactivos se agotan. Algunos autores como Van Driel, De Vos y Dekkers (2002) sugieren como estrategia, partir del concepto de reversibilidad para enseñar el concepto de equilibrio químico.

Los estudiantes necesitan trabajar con un mayor número de reacciones que las que comúnmente se enseñan, para ofrecerles una perspectiva más amplia de las reacciones en equilibrio. Esto puede ser un poderoso recurso para cambiar la pre-concepción que tiene el estudiante en cuanto a la irreversibilidad de las reacciones químicas. El conjunto de reacciones elegido, confrontará al alumno con su idea de reacción irreversible e incompleta y podrá comprender que hay reacciones que no se completan sino que continúan, esto es, reacciones que se llevan a cabo en ambos sentidos con la coexistencia permanente de reactivos y productos.

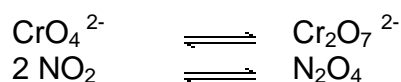
Con esta estrategia se pretende que los estudiantes lleguen a la conclusión de que hay cambios químicos que no se completan, y que se cumplen ciertas condiciones cuando una reacción continúa en uno y otro sentido. La noción de equilibrio dinámico ofrece al estudiante un modelo que explica la reversibilidad de las reacciones. Los estudiantes deben aceptar el hecho de que la reacción química puede ocurrir aunque no haya cambios en la composición del sistema a nivel macroscópico. Se necesita comprender que están ocurriendo dos reacciones opuestas simultáneamente y a la misma velocidad.

Actividad 1. Reversibilidad

Se realizan una serie de reacciones para comparar las reacciones que conocen los alumnos con las nuevas reacciones reversibles. Reacciones irreversibles: combustión del magnesio y obtención de hidrógeno:



Reacciones que nunca acaban: equilibrios cromato/dicromato y dióxido de nitrógeno/tetraóxido de nitrógeno:







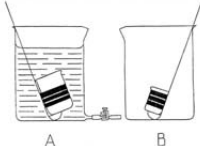



Actividad 2. Analogía

Para enfrentar las dificultades conceptuales que tienen los estudiantes con el modelo dinámico del equilibrio químico se sugiere el uso de simulaciones, analogías y metáforas (Van Driel y Gräber, 2002).

A continuación se mencionan algunas de las principales analogías utilizadas en el estudio del equilibrio químico y los aspectos que destacan (cuadro 2).

Cuadro 2. Principales analogías utilizadas para la enseñanza del equilibrio químico¹

Analogía	Referencia	Aspectos y dificultades
<p>Parejas de baile</p> 	Caldwell (1932), Hildebrandt (1946), Olney (1988)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Modificación del equilibrio Tiene la desventaja de dar vida a las moléculas (humanización)</p>
<p>Dos grupos lanzándose pelotas/manzanas</p> 	Hambly (1975), Dickerson y Geis (1981)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: visión compartimentada, confusiones con nivel nanoscópico.</p>
<p>Escalera mecánica/nadar contra corriente</p> 	Hill y Holman (1978), Chem Study (1963)	<p>Igualdad de velocidades Inconvenientes: visión compartimentada, confusiones con nivel nanoscópico.</p>
<p>Peces entre dos acuarios</p> 	Chem Study (1963), Olney (1988)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: visión compartimentada, igualdad de concentraciones humanización.</p>
<p>Dos operarios con palas</p> 	Riley (1984)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: visión compartimentada, confusión nivel nanoscópico, igualdad de concentraciones humanización.</p>
<p>Pintor y despintor</p> 	Garritz (1997)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: visión compartimentada, confusión nivel nanoscópico, cantidad concentración.</p>
<p>Transferencia de líquido entre recipientes</p> 	Sorum (1948), Kauffman (1959), Carmody (1960), Hugdahl (1976), Martin (1976), Dunn (1980), Laurita (1990), Garritz y Chamizo (1994), ACS (2005)	<p>Aspecto dinámico Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: visión compartimentada, confusión nivel nanoscópico y cantidad-concentración.</p>
<p>Restaurante a la hora de la comida</p> 	Sherman (2001)	<p>Igualdad de velocidades Reversibilidad Inconvenientes: confusión nivel nanoscópico, cantidad-concentración, humanización.</p>

¹ Adaptado de Raviolo- Garritz , 2007.

De las analogías propuestas para la enseñanza del equilibrio, elegimos la del sistema de transferencia de líquido entre recipientes, en la cual los estudiantes transfieren distintas cantidades de agua entre dos recipientes (Sorum, 1948, Hansen, 1984).

Esta analogía fue elegida porque, como indica la tabla 2, puede ayudar al alumno a comprender el aspecto dinámico del equilibrio, la igualdad de velocidades, la reversibilidad, además de la constancia de concentraciones. Tiene como inconveniente que puede generar en los alumnos una visión compartimentada del equilibrio, la confusión con el nivel nanoscópico y los volúmenes de agua pueden llevar a la confusión de los términos cantidad y concentración.

Sin embargo, como puede verse en la tabla, todas las analogías presentan bondades, pero también tienen sus propios inconvenientes. La mayor parte de ellas muestran una visión compartimentada del equilibrio, otras dan vida a las partículas o sustancias involucradas y algunas producen confusiones entre cantidad y concentración. Por ello es recomendable trabajar las analogías junto con otras actividades que tiendan a eliminar las posibles concepciones alternativas que pudieran presentarse en los alumnos. Esta analogía se eligió porque se pensó que es fácil de interpretar, permite revelar todas las características del equilibrio químico, no humaniza a las sustancias y, algo muy importante, permite la participación activa de los alumnos.

Actividad 3. Representación nanoscópica del equilibrio químico

Una vez identificadas las características del equilibrio químico, se hace un acercamiento a la representación nanoscópica del fenómeno, para lo que se utilizan una simulación y diagramas de partículas. Desde los años ochenta se han desarrollado varios programas que representan a los sistemas en equilibrio. En nuestra secuencia didáctica utilizamos la simulación del dióxido de nitrógeno/tetraóxido de nitrógeno ($\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$) (Burns, 2003).

La simulación es un breve video que representa nanoscópicamente al sistema mencionado. Los alumnos pueden ver dibujadas las moléculas de dióxido de nitrógeno y cómo se unen para formar el tetraóxido, y cómo a partir de éste vuelven a la molécula original.



Además de la simulación, se analizan los diagramas de partículas (ver material en el anexo) para una reacción en equilibrio desde el momento en que se ponen en contacto los reactivos. Estas representaciones ayudarán al alumno a entender, en términos de la teoría cinético molecular, qué sucede en ese nivel de observación. Además permite comprender el carácter dinámico del equilibrio y la igualdad de velocidades a través del tiempo. Se lleva al alumno a reflexionar que cuando se

ponen en contacto los reactivos, comienza la reacción directa, y una vez que los productos se forman también comienzan a interactuar para formar reactivos.

Posteriormente se les lleva a pensar en términos de la teoría corpuscular cómo explican la reversibilidad y la conversión incompleta en productos, de la reacción observada, para llevarlos a pensar en la naturaleza dinámica del equilibrio químico

Actividad 4. Lectura ¿Cómo se desarrolló el concepto de reversibilidad de las reacciones?

Para comprender cómo surge el estudio de las reacciones reversibles, se analiza una lectura (ANEXO B) donde, un científico francés, Louis Berthollet, observa una reacción diferente e “inversa” a lo acostumbrado. Para explicar lo sucedido, fue necesario introducir el concepto de reversibilidad. La información que considera, es útil para que el alumno identifique una situación problemática, que el científico plantea, e identifique el equilibrio químico involucrado. De esta manera se examina cuáles fueron los motivos que llevaron históricamente a introducir el concepto de reversibilidad y de ahí al equilibrio químico.

Actividad 5. Construcción de gráficas

La pregunta directora en esta actividad es ¿qué clase de datos son característicos del equilibrio? Para mostrar cómo es que la concentración y velocidad de reacción cambian en una reacción que se encuentra en equilibrio, deben hacerse gráficas que ayuden a visualizar esta situación. De esta manera pueden ejemplificarse procesos concretos donde se parte inicialmente sólo de los reactivos o sólo de los productos, sea cual fuere la condición, se obtienen situaciones de equilibrio químico.

Se pide elaborar la gráfica de concentración vs tiempo (ANEXO B), para reactivos y productos, y se trabaja la interpretación de esta representación en una actividad estudiante-profesor.

iii. Tercera etapa: la constante de equilibrio

Una vez estudiado el equilibrio de forma cualitativa, es el momento de introducir los aspectos cuantitativos y cálculos estequiométricos. La realización de ejercicios en los que se calcule el valor de la constante o las concentraciones de las sustancias presentes en un equilibrio determinado. También es importante la interpretación de los valores de la constante de equilibrio y la predicción de diversos equilibrios en la naturaleza y en la industria.

Actividad 6. Introducción de la constante de equilibrio (K)

Se parte con los alumnos de una de las características del equilibrio: la constancia de concentraciones y se les hace pensar que si las concentraciones al equilibrio permanecen con el tiempo, ¿existe alguna relación entre esas concentraciones?, si existe, ¿cómo se expresa esta relación?, ¿qué me indica esta expresión?, ¿qué factores le afectan?, ¿para qué me sirve?

Se hace la introducción de la ley del equilibrio químico, se deduce la K_{eq} a partir de la igualdad de velocidades directa e inversa (ley de velocidad). Las concentraciones de

productos y reactivos presentes en un equilibrio químico, cumplen con una relación matemática, denominada constante de equilibrio (K).

Los ejercicios que se proponen para que resuelvan los alumnos, buscan la familiarización con la constante de equilibrio, se les pide la expresión matemática de la constante para diversos equilibrios. Análisis del significado de los valores que se obtuvieron para las constantes, predicción de las especies predominantes en el equilibrio y cálculo de las concentraciones al equilibrio (ANEXO B).

Actividad 7. Interpretación de la constante de equilibrio

En este momento se les plantea a los alumnos resolver un conjunto de ejercicios y problemas en el aula (ver material en el anexo). La pregunta generadora en esta actividad es ¿qué información proporciona la constante de equilibrio?

Es fundamental señalar que la constante es una propiedad característica del sistema en equilibrio bajo determinadas condiciones experimentales. Este momento se aprovecha para reflexionar sobre la dependencia de K con la presión y la temperatura de trabajo

Para trabajar la concepción alternativa de que el valor de la constante depende de la concentración de reactivos y productos, se hace hincapié en que estos parámetros pueden tomar cualquier valor, la única condición es que cumplan con la relación matemática de la constante de equilibrio K_c .

iv. Cuarta etapa: modificación del equilibrio

En esta etapa se pretende que el alumno analice y comprenda de qué manera se puede modificar un estado de equilibrio y qué factores están involucrados en ello. Es importante resaltar que una vez que es alterado el equilibrio, éste se reestablece en las nuevas condiciones.

Actividad 8. Modificaciones del equilibrio

La actividad inicia planteando al alumno que reflexione acerca de lo que ocurre cuando se altera la concentración de alguna de las sustancias que participan en un equilibrio o la temperatura. La pregunta directora sería: ¿cómo se afecta el equilibrio con los cambios en la concentración de alguna de las especies participantes o los cambio de temperatura?

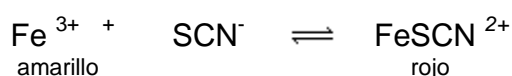
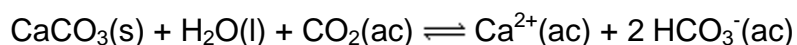
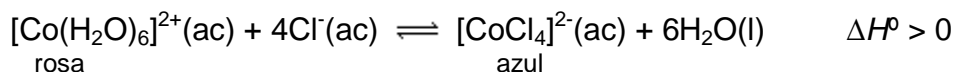
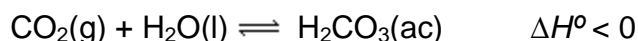
De esta manera se introduce el principio de Le Chatelier. En este punto, se hace notar que, mientras la variación de la concentración no altera el valor de la constante, una variación en la temperatura sí lo modifica.

Actividad 9. El equilibrio en acción.

El equilibrio químico representa una correlación entre las reacciones directa e inversa. En la mayoría de los casos, este control es muy delicado. Los cambios en las condiciones experimentales pueden alterar el balance y desplazarlo para hacer que se forme mayor o menor cantidad del producto deseado.

Las variables que se pueden controlar experimentalmente son: concentración, presión, volumen y temperatura. En esta actividad se pretende analizar el efecto que tienen la concentración y la temperatura sobre el sistema en equilibrio.

El alumno interactúa con las siguientes reacciones:



Los alumnos determinan experimentalmente qué variables afectan o modifican cada uno de estos equilibrios. Se discute y explican los resultados.

v. Quinta etapa: integración de conceptos y cierre.

El objetivo de esta etapa es que los alumnos rescaten las principales ideas del equilibrio químico y logren integrarlas, con el fin de que puedan resolver la parte cuantitativa pero que además, sepan hacer un análisis cualitativo de las situaciones problemáticas que se les plantea, e interpreten los valores de la constante, describan las situaciones y propongan soluciones a los problemas planteados.

Actividad 10. Los equilibrios que no vemos

Las lecturas usadas y las situaciones problemáticas planteadas al alumno pretenden dar un contexto de aplicación CTS. Se comienza analizando la importancia de los equilibrios en la naturaleza: el de ozono, el equilibrio ácido-base en la sangre. La pregunta directora es ¿por qué es importante el equilibrio en la naturaleza?

Durante la discusión de las lecturas los alumnos tienen que hacer tres preguntas en torno a la información encontrada. Además hacen una investigación bibliográfica del tema y lo comentan con sus compañeros.

Las lecturas seleccionadas (ANEXO B) son:

- Formación de estalactitas y estalagmitas.
- Los corales.
- La vida en las altitudes y la producción de hemoglobina.
- El monóxido de carbono y la asfixia.
- Equilibrio entre el ozono y el oxígeno.
- El equilibrio ácido-base en la sangre.

Actividad 11. Resolución de problemas

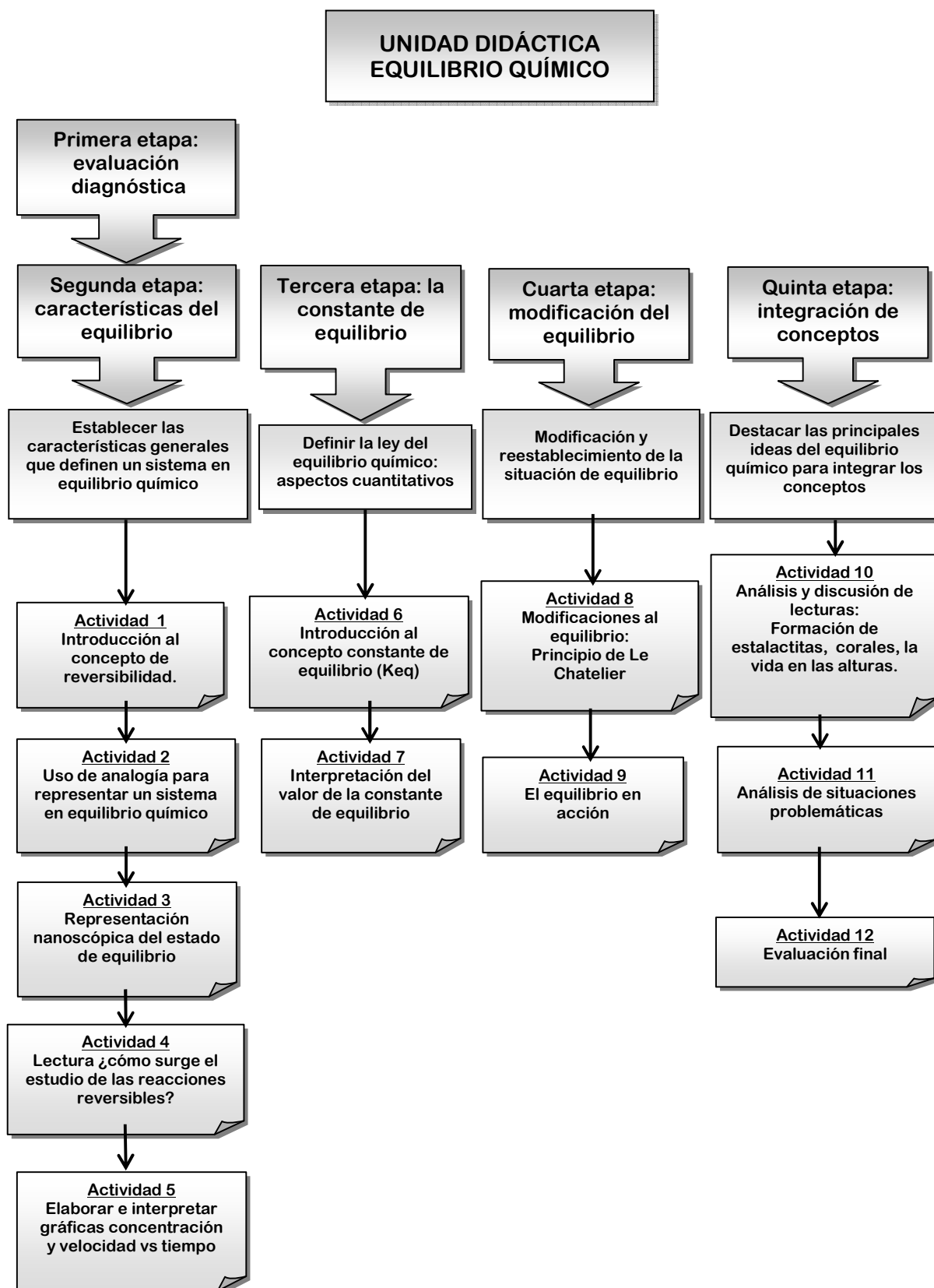
Con la finalidad de seguir ejercitando el análisis de equilibrios cotidianos, se plantean a los alumnos diversos problemas que presentan situaciones cotidianas y comunes

para los estudiantes con el fin de que identifiquen que la causa de varios de ellos es el desplazamiento de un equilibrio químico determinado. Algunos de los temas que se abordan son la producción de amoníaco, las pérdidas económicas en la producción de huevo, el problema de la hiperventilación y otros.

Actividad 12.

Evaluación final (ANEXO A).

3.3.1 Secuencia de actividades



3.4 Evaluación de la propuesta

La evaluación de las nuevas propuestas metodológicas es la única forma que se tiene para cuantificar los resultados obtenidos. Se propone una evaluación cuantitativa para medir la utilidad de la metodología planteada en el aprendizaje de los alumnos y se comenta a lo largo de la descripción de este proceso lo observado directamente en el salón de clase.

La dinámica de trabajo diario permitió evaluar cualitativamente los avances y dificultades de los alumnos. Durante el progreso de cada una de las actividades, se observaron avances significativos de los alumnos en la construcción de conceptos. Se mencionan los más importantes:

- durante la segunda etapa, los alumnos fueron capaces de caracterizar una reacción química en equilibrio químico a partir del concepto de reversibilidad, y con ayuda de la analogía seleccionada.
- también, pudieron representar gráficamente, lo que sucede con una reacción química, desde que comienza hasta que alcanza el equilibrio.
- la simulación y la representación nanoscópica ayudaron a la comprensión, ya que pudieron prestar atención el comportamiento de las partículas según el modelo, y junto con la lectura propuesta para esta etapa, reafirmaron las características del equilibrio.

En la tercera etapa se hizo uso de material escrito, lo que facilitó el trabajo con los alumnos. Se lograron avances con el manejo de la constante de equilibrio, sus valores, significado de los mismos y la predicción de las especies predominantes en el equilibrio.

En la cuarta etapa los alumnos modificaron dos de los factores que afectan el estado de equilibrio. Para ellos no sólo fue novedoso observar las reacciones, también se sorprendieron al visualizar la reacción directa y la inversa antes y después de la modificación hecha. Los alumnos anotaron sus observaciones y al momento de la discusión, intentaron explicar lo sucedido.

Para finalizar, en la última etapa se analizaron las lecturas y resolvieron las situaciones problemáticas que se plantean en éstas, con el fin de aplicar los conocimientos adquiridos. Los alumnos buscaron posibles soluciones a los problemas individualmente, y discutieron en grupo las propuestas. La mayoría logró dar alguna respuesta.

Para medir cuantitativamente la efectividad de la unidad didáctica diseñada, se trabajó con base en el análisis de dos instrumentos de evaluación.

3.4.1 Instrumentos de evaluación

Por ser, el equilibrio químico, un concepto de alta exigencia conceptual y por tener asociada una serie de concepciones alternativas respecto a los conceptos antecedentes, se considera pertinente evaluar la propuesta en dos momentos: al inicio como una evaluación diagnóstica y al final como cierre de la propuesta.

A continuación se describen los instrumentos que se elaboraron para las evaluaciones:

Versión preliminar

A) Evaluación diagnóstica

Para la identificación de las concepciones alternativas asociadas con los conocimientos del tema de reacción química, se hizo un cuestionario al que se llama evaluación diagnóstica, la cual consta de 22 reactivos. Esta evaluación pretende medir distintos aspectos en torno al tema de reacción química, está constituido de la siguiente manera:

CARACTERIZACIÓN DEL EXAMEN DE REACCIÓN QUÍMICA.
(EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA)

CONTENIDO TEMÁTICO	PREGUNTAS	CARACTERIZACIÓN	CONCEPCIÓN ALTERNATIVA ASOCIADA
Características de la reacción química	1, 2, 3 y 4	El alumno debe saber que en una reacción química: a) se forman nuevas sustancias b) se cumple la ley de la conservación de la materia c) los reactivos y productos se presentan en los tres estados de agregación	Los estudiantes experimentan dificultades para reconocer una reacción química, lo asocian a un cambio de color, masa y estado.
Identificar procesos químicos cotidianos	5a, 5b, 5c, 5d, 5e, 5f, 5g, 5h, 5i, 5j	El alumno diferencia cambios físicos de cambios químicos y los identifica en su entorno.	No distinción entre un cambio químico y un cambio físico (cambio de estado, disolución).
Representación nanoscópica del cambio químico	6a, 6b, 6c	El alumno debe saber representar e interpretar, nanoscópicamente, la formación de nuevas sustancias en las reacciones químicas.	Dificultad para ver la redistribución de los átomos en cambios químicos y físicos.

Niveles de representación del cambio químico: macroscópico, simbólico y nanoscópico	7a y 7b	El alumno debe saber escribir una ecuación química que represente a la reacción química observada en un experimento y representarla a nivel nanoscópico.	Dificultades para en la escritura de fórmulas y ecuaciones químicas.
Estequiometría	8a, 8b y 9	El alumno debe saber representar el estado inicial y final de una reacción química, su representación simbólica (ecuación química) y su representación nanoscópica (tomando en cuenta la ley de conservación y estequiometría de la reacción).	Problemas con la estequiometría de la ecuación química.

B) Evaluación de cierre

En la construcción de este instrumento, se tomaron en cuenta dos cuestionarios, uno que se elaboró con base en los aspectos del equilibrio contemplados en la secuencia didáctica (evaluación de cierre 1) y otro (evaluación de cierre 2) ya validado que se seleccionó de la literatura (Raviolo, 2001), que fundamentalmente toma en cuenta las modificaciones al equilibrio (principio de Le Chatelier). Los instrumentos constan de 28 y 44 reactivos respectivamente.

CARACTERIZACIÓN DEL EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO (EVALUACIÓN DE CIERRE 1)

CONTENIDO TEMÁTICO	PREGUNTAS	CARACTERIZACIÓN
Reversibilidad	2a	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: diferenciar entre una reacción reversible de una irreversible.
Constancia de concentraciones	2c	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: constancia de concentraciones.
Igualdad de velocidades	3 y 4	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: velocidades de reacciones directa e inversa. En los tres casos el alumno debe identificar una reacción que está en equilibrio químico de una que no lo está.
Representación nanoscópica	5 y 8	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: constancia de concentraciones, aspecto dinámico del equilibrio, interpretación del valor de la constante de equilibrio.

Ley de acción de masas	7b	Análisis de los datos característicos del equilibrio: Expresar la ley de acción de masas para diversas reacciones (escritura de la constante de equilibrio).
Cálculo de Kc	9	Calcular valores numéricos de la constante de equilibrio para distintas reacciones.
Interpretación de la constante de equilibrio	6b, 7a, 7c	Analizar la información que proporciona la constante de equilibrio para explorar el sentido en que una reacción se manifiesta por el valor de su constante.
Relación constante de equilibrio-temperatura	1	Comprender el efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio. Identificar que la temperatura es el único factor que puede modificar el valor de la constante de equilibrio.
Factores que modifican el estado de equilibrio	10	Explicación de cómo los factores que modifican la velocidad de una reacción y cómo influyen en el equilibrio químico.
Modificación de la concentración	11 y 12 y 13	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de concentración de reactivos o productos.
Cambio de temperatura	14	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de temperatura.
Aumento de presión o disminución de volumen	15	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de presión o volumen del sistema.

**CARACTERIZACIÓN DEL EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO
(EVALUACIÓN DE CIERRE 2)**

ASPECTOS QUE SE EVALÚAN	PREGUNTAS	CARACTERIZACIÓN
Reversibilidad	8	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: diferenciar entre una reacción reversible de una irreversible.

Constancia de concentraciones	1a, 1b, 1c, 4	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: constancia de concentraciones.
Igualdad de velocidades	2, 3 y 9	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: velocidades de reacciones directa e inversa. En los tres casos el alumno debe identificar una reacción que está en equilibrio químico de una que no lo está.
Ley de acción de masas	5	Análisis de los datos característicos del equilibrio: Expresar la ley de acción de masas para diversas reacciones (escritura de la constante de equilibrio).
Interpretación de la constante de equilibrio	6 y 7	Analizar la información que proporciona la constante de equilibrio para explorar el sentido en que una reacción se manifiesta por el valor de su constante.
Relación constante de equilibrio-temperatura	17	Comprender el efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio. Identificar que la temperatura es el único factor que puede modificar el valor de la constante de equilibrio.
Modificación de la concentración	11a, 11b, 11c 12a, 12b 13a, 13b, 13c	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de concentración de reactivos o productos.
Cambio de temperatura	14a, 14b, 14c 15a, 15b, 15c 16a, 16b, 16c, 16d 17	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de temperatura.
Aumento de presión o disminución de volumen	18a, 18b, 19a, 9b 10a, 20b, 20c 21a, 21b, 21c 22a, 22b, 23	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de presión o volumen del sistema.

Versión final

Después de analizar los resultados de la versión preliminar, se vio que era imposible comparar los instrumentos de la evaluación diagnóstica con la evaluación final, ya que eran distintos. Se tomó la decisión de diseñar un nuevo instrumento de

evaluación que sirviera como diagnóstica y de cierre, para poder hacer la comparación.

Instrumento de evaluación

El nuevo instrumento de evaluación toma en cuenta a los anteriores e integra los aspectos más relevantes que pudieran arrojar información importante para el estudio. Este instrumento es un cuestionario que contiene 40 reactivos de opción múltiple y preguntas abiertas.

Para estructurar este cuestionario, se tomaron en cuenta las características del equilibrio químico, la ley de acción de masas, la interpretación de la constante de equilibrio (K_c) y las modificaciones al equilibrio (principio de Le Chatelier), como lo indica el mapa conceptual (ver capítulo 3). Los efectos del tratamiento se midieron de acuerdo con la siguiente caracterización:

CARACTERIZACIÓN DEL EXAMEN DE
EQUILIBRIO QUÍMICO VERSIÓN FINAL

	CONTENIDO TEMÁTICO	PREGUNTAS	CARACTERIZACIÓN
a) Acercamiento al equilibrio	Reversibilidad en términos de concentración de reactivos y productos	1, 16, 21	Diferenciar entre una reacción reversible de una irreversible
	Reversibilidad en función de las velocidades de las reacciones directa e inversa	2, 3	
b) Características del equilibrio químico	Constancia de concentraciones en el equilibrio químico	4, 14, 18, 20, 24	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: constancia de concentraciones.
	Equilibrio como igualdad de velocidades	9, 12, 19	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: velocidades de reacciones directa e inversa.
	Naturaleza dinámica del equilibrio químico	8, 13, 15, 17	Habilidad para interpretar el aspecto dinámico del equilibrio (nivel nanoscópico).

	Expresión de la constante de equilibrio (ley de acción de masas)	5, 25, 30	Análisis de los datos característicos del equilibrio: expresar la ley de acción de masas para diversas reacciones (escritura de la constante de equilibrio).
	Cálculo de Kc por sustitución de valores numéricos de concentraciones al equilibrio	34, 36	Calcular valores numéricos de la constante de equilibrio para distintas reacciones.
	Interpretación del valor numérico de la constante de equilibrio	6, 7, 26, 29, 37	Analizar la información que proporciona la constante de equilibrio para explorar las especies predominantes en el equilibrio, por el valor de su constante.
	Determinar el valor de Kc de reacción inversa y directa, interpretación	30, 31	
	Dependencia de la temperatura de la constante de equilibrio	11, 23, 27, 32	Comprender el efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio. Identificar que la temperatura es el único factor que puede modificar el valor de la constante de equilibrio.
	Representación sub-microscópica del equilibrio	24, 35	Comprender las características y significado del estado de equilibrio: representación sub-microscópica de la constancia de concentraciones. Habilidad para interpretar el aspecto dinámico del equilibrio (nivel sub-microscópico).
c) Cambio de las condiciones de equilibrio	Cambio en la concentración de uno de los reactivos o productos	22, 28, 38, 41	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de concentración de reactivos o productos.

	Cambio de la temperatura del sistema	10, 39	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de temperatura.
	Cambio del volumen del sistema (o la presión del sistema)	33, 35, 40	Análisis de situaciones donde se modifiquen las condiciones del equilibrio: efecto del cambio de presión o volumen del sistema

Los instrumentos de evaluación se encuentran incluidos en el ANEXO A.

CAPÍTULO IV

METODOLOGÍA DE TRABAJO

4.1 Diseño del experimento

Como modelo de investigación se seleccionó el diseño experimental de grupo control preprueba-tratamiento-posprueba de Campbell (1970), tomando como referencia el planteamiento del problema, los alcances que se pretenden y las hipótesis.

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Objetivo: Comprobar la efectividad de la secuencia didáctica propuesta (tratamiento) para adquirir el concepto equilibrio químico por estudiantes del bachillerato

Pregunta de investigación: ¿Cómo es la efectividad de la metodología propuesta para la enseñanza del concepto equilibrio químico en el aprendizaje de los estudiantes, en comparación con el método tradicional?

Hipótesis de investigación:

- El 90% de los estudiantes de la asignatura Química 4 de la Escuela Nacional Preparatoria aprenden el concepto de equilibrio químico, cuando han sido expuestos a la metodología propuesta.
- La secuencia didáctica propuesta para la enseñanza del equilibrio químico constituye un método más efectivo de enseñanza del concepto en estudiantes de la asignatura Química 4 de Escuela Nacional Preparatoria, que la enseñanza tradicional.

PLAN DE TRABAJO

Fuentes de obtención de datos:
Estudiantes de la asignatura Química 4,
de la Escuela Nacional Preparatoria

Planteles participantes: 2, 5, 6 y 9

Métodos de recolección de datos:
Aplicación de un cuestionario (ver
capítulo 4)

Forma en que se preparan para ser
analizados:
Matriz de datos

1. La variable a medir es: comprensión del concepto equilibrio químico
2. Las definiciones operacionales: índice de facilidad
3. Las muestras: cuatro grupos de Química IV con 36, 46, 61 y 35 alumnos respectivamente, de los planteles citados
4. Recursos disponibles: materiales diseñados para la secuencia didáctica
5. Tiempo de duración del tratamiento: 8 sesiones, 100 minutos cada una

Este diseño incorpora la administración de prepruebas a los grupos que componen el experimento, dos grupos experimentales y dos de control. Una vez asignados los grupos se les aplicó simultáneamente la preprueba, con lo que se favorece la independencia de las muestras. Uno de los grupos recibió el tratamiento experimental y el otro no, al que se denominó grupo de control. Por último, se les administra, también simultáneamente, una posprueba. El diseño experimental desarrollado se esquematiza así:

	O ₁	X	O ₂
GE	PREPRUEBA Evaluación diagnóstica	CON TRATAMIENTO Secuencia didáctica propuesta	POSPRUEBA Evaluación final
GC	PREPRUEBA Evaluación diagnóstica	SIN TRATAMIENTO Método tradicional	POSPRUEBA Evaluación final

4.2 Selección de la muestra

Se realizaron dos experimentos con alumnos de la Escuela Nacional Preparatoria de los planteles 2, 5, 6 y 9, que en su momento cursaban la asignatura Química 4. Los grupos participantes fueron muestras de oportunidad, pues decidieron colaborar con este estudio. Estos grupos se consideran representativos del nivel y ciclo de estudios. Se buscó aplicar las prepruebas en igualdad de condiciones, para tener equivalencia inicial entre los grupos. A pesar del desfase temporal, la equivalencia inicial se garantizó porque la observación (preprueba) se levantó, al cabo del mismo avance del tema de equilibrio químico.

Estudio piloto (EP)

El estudio piloto es el primero de los experimentos y pretendió básicamente, probar las herramientas de evaluación y los materiales diseñados para la secuencia didáctica (versión preliminar). Se realizó con dos grupos de los planteles 5 y 2. El primero, de prepa 5, fue el grupo 602 con 46 alumnos del área físico-matemáticas, quienes realizaron las actividades detalladas en la secuencia y que se identifican como grupo experimental (GE). El segundo grupo estuvo conformado por 36 alumnos del grupo 602 del área químico-biológicas del plantel 2, a quienes se les impartió el tema de manera habitual y que se llamó grupo control (GC); este estudio se realizó durante el semestre 2007-1.

Estudio experimental (EE)

Este es el estudio principal del trabajo y pretendió medir los efectos que pudiera tener la implantación de la secuencia didáctica diseñada (en su versión final), para la construcción del concepto de equilibrio químico por parte de los alumnos. También se tuvieron dos muestras de alumnos de la Escuela Nacional Preparatoria, la primera muestra tuvo 35 alumnos del plantel 9, designado como grupo experimental (GE) a quienes se les impartió el tema usando la secuencia propuesta; la segunda muestra de 61 alumnos del plantel 6, designado como grupo control (GC), quienes recibieron la instrucción en forma habitual. La aplicación se hizo en el semestre 2008-II y, en esta ocasión, ambos grupos fueron del área físico-matemáticas.

4.3 Dinámica de trabajo

En este estudio se consideró como preprueba la evaluación diagnóstica, como posprueba a la evaluación final y como tratamiento experimental las actividades contempladas en la secuencia didáctica propuesta, en el caso de los grupos experimentales.

Como se mencionó, a cada uno de los grupos de estudio se les aplicaron las evaluaciones diagnóstica y final. Éstos fueron los instrumentos de evaluación, y a la vez, el instrumento de recolección de datos. La fuente de donde se obtuvieron los datos fueron las respuestas, a los instrumentos citados, por parte de los estudiantes participantes de cada una de las muestras. El medio para recolectar los datos fueron las evaluaciones diagnóstica y final descritas en el capítulo 3.

Ejecución de la secuencia

Tanto el estudio piloto como el experimental duraron 4 semanas, dos sesiones por semana, en total 8 sesiones de 100 minutos cada una, dentro del curso normal de Química IV, para los grupos experimentales. Se utilizó el material descrito en la secuencia, durante el tratamiento, con los grupos experimentales. Simultáneamente los alumnos de los grupos control recibieron la instrucción del modo habitual (método tradicional).

La dinámica de trabajo del estudio piloto (EP), con el grupo experimental (GE) se desarrolló en 2007, de la siguiente manera:

PLAN DE TRABAJO

Número de sesión	Fecha	Actividad	Objetivos	Comentarios
Sesión previa	9 de noviembre	Aplicación de la preprueba (evaluación diagnóstica de reacción química)	Detectar ideas previas en torno al tema reacción química	
1	14 de noviembre	Se establecieron las características generales que definen un sistema en equilibrio químico haciendo uso de la analogía elegida (actividad 2)	Caracterizar al estado de equilibrio químico	Hubo una gran participación del grupo en todas las sesiones de trabajo
2	16 de noviembre	Se definió la ley del equilibrio químico: se dedujo la K_{eq} . Se escribieron las expresiones de la constante de equilibrio (K_c) para diversas reacciones (actividad 6)	Analizar los datos característicos del equilibrio, mediante la expresión de la constante de equilibrio	Los alumnos presentaron dificultades para el manejo matemático, en general, la expresión, los exponentes
3	21 de noviembre	Se analizó la información que proporciona la constante de equilibrio para conocer su significado, se resolvieron ejercicios e interpretaron los valores numéricos haciéndose un análisis en términos del modelo cinético molecular (actividad 7)	Calcular valores numéricos de la constante de equilibrio y analizar la información que proporciona la constante de equilibrio	
4	23 de noviembre	Se llevó a cabo la práctica de laboratorio: modificaciones del estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier (actividad 8)	Observar en el laboratorio, algunas reacciones químicas en equilibrio y modificar dicho estado	A los alumnos les provocó curiosidad poder revertir la reacción, pusieron mucha atención a los experimentos

5 y 6	28 y 30 de noviembre	Se hizo el análisis de diversos equilibrios de interés (ciclo del ozono, mal de altura, pH de la sangre) a través de las lecturas (actividad 9)	Aplicar los conceptos mediante el análisis de lecturas que hablan acerca de distintos equilibrios	Los alumnos participaron mucho, ya que encontraron una utilidad práctica a los conceptos aprendidos
7 y 8	5 y 7 de diciembre	Los alumnos resolvieron problemas (actividad 10)	Analizar situaciones problemáticas aplicadas a equilibrios de la vida cotidiana	
9	11 y 13 de diciembre	Se aplicó la posprueba (los cuestionarios para la evaluación de cierre) (actividad 12)	Recoger los datos para evaluar la propuesta	Algunos alumnos comentaron que el 2º cuestionario no les gustó porque se inclinaba a evaluar el principio de Le Chatelier

El desarrollo de la secuencia propuesta, en el estudio experimental (EE) se llevó a cabo, en 2008, de la siguiente manera:

El 30 de enero, se inició la implantación de la propuesta con la aplicación de la evaluación diagnóstica.

En la siguiente sesión (5 de febrero), se introdujo el concepto de reversibilidad con base en la Actividad 1 y se confrontó a los alumnos con reacciones que ellos identifican y conocen como irreversibles (tienen un fin) y se les presentan otras que no pueden explicar porque las desconocen, las reversibles. El manejo de la actividad tuvo por objeto, crear un conflicto cognitivo que llevara a los alumnos a la necesidad de construir una nueva explicación ya que hay reacciones que parece ser que nunca acaban.

En un principio, los alumnos llevan a cabo las dos reacciones conocidas y escriben en el pizarrón las ecuaciones correspondientes. Se hace hincapié en el uso del lenguaje simbólico de la ciencia para representar los cambios mostrados. Posteriormente se muestran las dos reacciones reversibles y ellos escriben primero la ecuación de la reacción directa, después la que corresponde a la inversa y se les plantea la pregunta: ¿cómo representar estos dos cambios?, se llega a la escritura

de la doble flecha y se analiza su significado. Es importante que durante esta actividad el alumno haga una representación simbólica adecuada de los sistemas en equilibrio y construya adecuadamente el significado de la doble flecha.

La Actividad 2 fue hacer uso de la analogía de transferencia de líquido entre recipientes, que tiene como objetivo iniciar con la caracterización del estado de equilibrio (figura 3). En esta actividad participan dos estudiantes voluntarios, a cada uno de ellos se les asigna una cubeta y un vaso de distinta capacidad (100 mL y 250 mL). En una de las cubetas debe añadirse agua hasta tener dos terceras partes de su volumen, la otra se deja vacía. El estudiante que tiene la cubeta con agua comienza a tomar el líquido con su vaso, sin tratar de llenar el vaso, si ello no es posible, y lo transvasa a la cubeta de su compañero. En el momento en que el compañero tenga suficiente volumen de agua para tomar algo con su vaso, comienza a trasvasar el líquido a la cubeta de su compañero. El procedimiento se repite varias veces procurando que el trasvase se realice con sincronización.

Cada determinado tiempo se anotan los volúmenes de agua de ambas cubetas, leyendo la escala que tiene cada una de ellas.

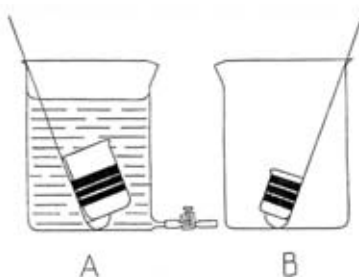
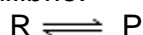


Figura 3. La analogía de transferencia de agua sugerida por Kauffman (1959)

Algunas de las preguntas que se dirigen a los alumnos son:

¿De qué manera cambia el nivel de agua en cada uno de los recipientes?, ¿qué se podría predecir si hubiéramos partido de dos recipientes con diferentes cantidades de agua?, ¿y si los vasos fueran de igual tamaño?, ¿y si se intercambian los vasos los compañeros?, ¿existe alguna diferencia en saber qué recipiente contenía inicialmente agua? Se les pide al final que expliquen lo observado.

Se debe tener cuidado de no propiciar la visión compartimentada del equilibrio químico. En el transcurso de la actividad, se debe pasar del modelo hidrodinámico al modelo de reacción química en equilibrio. Se aprovecha también para estudiar la representación simbólica del equilibrio:



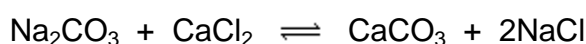
tomando en cuenta la doble flecha y su significado.

Con base en el análisis de los resultados y las explicaciones de lo observado, se conduce a los alumnos a que encuentren la analogía y un modelo para un sistema de

reacción química reversible que se encuentra en *equilibrio dinámico*. Se conmina a los alumnos para que relacionen la constancia de niveles de los líquidos en cada una de las cubetas, después de determinado tiempo, con la constancia de las propiedades observables de un sistema en equilibrio. Las reacciones en cada dirección se compensan y las concentraciones de productos y reactivos se mantienen constantes, como lo hacen los niveles de agua después de determinado tiempo. El estado observable del sistema no cambia, ya que las *concentraciones se mantienen constantes*, pero la reacción continúa ya que los reactivos pasan a productos y los productos a reactivos a la *misma velocidad*, como los alumnos en el momento de trasvasar el líquido simultáneamente.

La segunda sesión (6 de febrero) inicia recordando con los alumnos las características del equilibrio químico, identificadas en la clase anterior y, nuevamente, se hace énfasis en la naturaleza dinámica del equilibrio químico desde el punto de vista nanoscópico. Se pidió a los alumnos que explicaran la reversibilidad de las reacciones químicas en términos de la teoría corpuscular con la pregunta, ¿qué sucede a nivel nanoscópico con las partículas? Una vez que los alumnos aportaron sus ideas, se hizo uso de la simulación mencionada para ver el movimiento de las moléculas de NO₂ transformándose a N₂O₄. Para reafirmar lo observado, se trabajó con una presentación de diapositivas multimedia y material impreso, donde se observó lo que iba sucediendo con los reactivos y productos haciendo uso de diagramas de partículas (actividad 3).

También se hizo una reflexión acerca de cómo se inicia el estudio de las reacciones reversibles con una lectura donde Berthollet es quien se da cuenta que las reacciones pueden darse en ambos sentidos (actividad 4). Se parte del análisis de la ecuación:



Usamos la notación actual para explicar un fenómeno que sucedía en el siglo XIX, se desconocía la disociación electrolítica, por lo que no se indica en la ecuación la fase de los componentes. Se tuvo la discusión con una serie de preguntas, ¿cuáles fueron los motivos que condujeron a la introducción del concepto de equilibrio químico?, ¿qué propició que Berthollet se diera cuenta que la reacción iba en una y otra dirección?

La última actividad de esta sesión fue la elaboración de gráficas analizando los datos que son característicos del equilibrio. Los alumnos elaboraron gráficas de concentración contra tiempo y las interpretaron junto con la profesora (actividad 5).

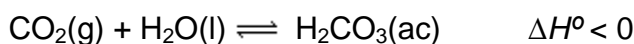
Durante la tercera sesión (12 de febrero), se definió la ley del equilibrio químico, deduciendo la constante de equilibrio y mencionando que sólo la temperatura cambia su valor. Los alumnos se familiarizaron con esta expresión matemática realizando ejercicios donde expresaron la constante (K_c) de diversas ecuaciones químicas (actividad 6).

Se continúa el estudio de la constante de equilibrio durante la cuarta sesión (13 de febrero). Se calculó la constante (K_c) a partir de las concentraciones al equilibrio, se analizó la información que proporciona, los valores numéricos y su significado. Se ejercitó para diversas ecuaciones químicas (actividad 7).

Se plantearon las posibles modificaciones del estado de equilibrio cuando se cambian las condiciones de concentración y temperatura. Se revisó el enunciado del principio de Le Chatelier, interpretándolo con diversos ejemplos (actividad 8).

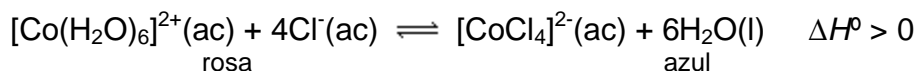
En la quinta sesión se realizó actividad práctica (19 de febrero), donde los alumnos realizaron los experimentos propuestos en la práctica de laboratorio, modificaciones del estado de equilibrio, principio de Le Chatelier (actividad 9).

El primer experimento consistió en observar las condiciones que favorecen que un refresco conserve el gas, donde se tiene el equilibrio:

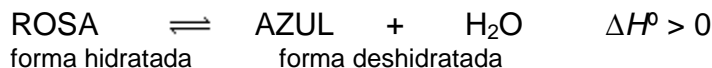


La pregunta directora fue ¿conviene poner las bebidas gaseosas en el refrigerador para que conserven el gas?, ¿por qué? El alumno formula hipótesis con base en sus conocimientos previos y contesta modificando la temperatura.

En el segundo experimento, se analiza el siguiente equilibrio:

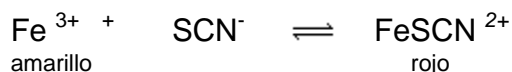


que se puede representar de la siguiente manera:



Los estudiantes modificaron las variables concentración y temperatura, analizaron el carácter endotérmico de la reacción y concluyeron. Posteriormente utilizaron la disolución hidratada para escribir mensajes mágicos y al deshidratarla (pasarla por la llama del mechero) leyeron sus mensajes.

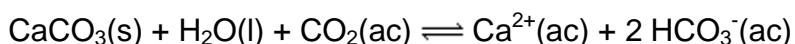
El tercer equilibrio observado involucra la formación de tiocianato férrico:



Los alumnos tomaron 1 mL de la disolución que contiene iones Fe^{3+} en una caja Petri y se fue agregando gota a gota la disolución de iones SCN^- . Se analizó lo sucedido de acuerdo con la ecuación, se preguntó a los alumnos ¿de qué manera crees que pueda desplazarse el equilibrio sabiendo que la concentración de reactivos o productos afecta al equilibrio de esta reacción química? Una vez que ellos plantean sus hipótesis se agrega un poco de disolución que contiene iones oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).

Se explicó que estos iones se unen fuertemente a los iones Fe^{3+} . Profesor y alumno concluyeron y explicaron lo sucedido.

En el último experimento los alumnos comprobaron la solubilidad del carbonato de calcio en agua carbonatada (agua mineral):



Dejaron la disolución por algunos días para observar los depósitos de carbonato de calcio y volvieron a disolver con agua mineral. Este experimento se trabajó junto con la lectura de estalactitas y estalagmitas.

Para la sexta sesión (20 de febrero), se repartieron una serie de lecturas y se formaron equipos para el análisis de ellas y se dieron a la tarea de investigar acerca del tema. Elaboraron un cuestionario de cada lectura y se discutieron en el salón de clase (actividad 10).

Para finalizar, en la séptima sesión (26 de febrero) se razonaron algunas situaciones que aplicaban e integraban los conceptos revisados. Para ello, los alumnos tuvieron que pensar cómo resolver algunos problemas que pueden darse en torno a diversos equilibrios (actividad 11).

En la octava sesión (27 de febrero) se realizó la posprueba (actividad 12).

Análisis cuantitativo de los datos provenientes de los estudios piloto y experimental

Para el análisis cuantitativo de los datos obtenidos durante la evaluación, se hizo un tratamiento estadístico de ellos. Se usó la inferencia estadística, para probar que la “construcción del concepto de equilibrio químico, por parte del alumno de educación media superior, se logra mejor con la implantación de una secuencia didáctica que tome en cuenta las principales dificultades que llevan a una correcta comprensión del concepto, que con la enseñanza habitual del concepto”.

La comprobación de que realmente se logró mejorar el aprendizaje, se hizo a través del índice de facilidad de las respuestas a las pruebas realizadas. El índice de facilidad indica el grado de dificultad de los reactivos y se define como: $IF = A/R$, donde A son los aciertos (número de personas que contestan correctamente ese reactivo) y R son las respuestas totales (número de personas que responden a la prueba). Se hizo una estimación de los índices de facilidad, primeramente para saber qué tan fáciles o difíciles fueron cada uno de los reactivos utilizados y también para considerar el número de alumnos que lo contestó correctamente.

En ambos estudios se compararon dos muestras aleatorias independientes (los resultados de los GE y GC) por medio de la prueba estadística *t de Student* (Haber y Runyon, 1973). Esta prueba estadística sirve para evaluar si dos grupos difieren

entre sí de manera significativa respecto a sus medias. De esta manera se compararon las dos medias muestrales de los grupos GE Y GC, que se supone fueron extraídas de una población con distribución normal, y con varianzas iguales. La prueba t se utilizó para comparar los resultados de una preprueba con los resultados de una posprueba en un diseño experimental (Hernández 2006). Se comparan las medias y las varianzas del grupo en dos momentos diferentes y se comparan para los dos grupos GE y GC.

De este análisis se hizo una prueba de contraste de hipótesis o prueba de significación, para determinar si la hipótesis era congruente con los datos obtenidos en la muestra. Ambos estudios nos sirvieron para juzgar si la implantación de la secuencia didáctica era efectiva, es decir, si la hipótesis fue congruente con lo datos obtenidos. Los parámetros considerados fueron la media y la desviación estándar.

En el contraste de hipótesis, la hipótesis nula (H_0) que se estableció en el sentido de que no hay diferencias entre los aprendizajes del concepto de equilibrio químico con la secuencia didáctica propuesta que sin ella; es decir, las medias de los índices de facilidad del examen final del grupo experimental μ_1 es igual a la del grupo control μ_2 . Mientras la hipótesis alterna (H_a) establece que existe diferencia en el aprendizaje, en la dirección $\mu_1 > \mu_2$, que el aprendizaje se logra mejor con la implantación de la secuencia didáctica propuesta, la cual correspondió a una hipótesis alterna unilateral.

El nivel de significancia que se tomó en el análisis estadístico es de 0.1, con lo cual, la probabilidad de rechazar incorrectamente la H_0 (no hay diferencia entre las medias), dado que fuera verdadera (error del tipo I) fue del 10%. Alrededor de un 90% de las muestras que pudieran seleccionarse de entre alumnos, como las consideradas (misma población), producirán intervalos de confianza que contendrán el valor verdadero del índice de facilidad, mientras que un 10% no lo incluirán.

CAPÍTULO V

RESULTADOS Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

5.1 Estudio piloto

En el primer experimento participaron dos grupos, uno de la asignatura Química IV área I, el GE, y otro de Química IV área II, el GC, con 46 y 36 alumnos, respectivamente. A continuación se describen los resultados obtenidos en la preprueba.

CUADRO 3. RESULTADOS DE LA PREPRUEBA

CONTENIDOS TEMÁTICOS	PREGUNTAS	GE frecuencia de respuestas correctas (%)	GC frecuencia de respuestas correctas (%)	CÓDIGO
Características de la reacción química. El alumno debe saber que en una reacción química: a. se forman nuevas sustancias b. se cumple la ley de la conservación de la materia c. los reactivos y productos se encuentran en un estado de agregación determinado.	1, 2, 3 y 4	a. 93.4 b. 76.1 c. 45.7	a. 94.4 b. 63.9 c. 27.8	01
Identificar procesos químicos cotidianos. El alumno debe tener criterios para diferenciar cambios físicos y químicos e identificarlos en su entorno.	5a, 5b, 5c, 5d, 5e, 5f, 5g, 5h, 5i, 5j	El 41.3%, 65.2% y 63% del GE y el 36.1%, 58.3% y 41.7% del GC identifican las disoluciones, la conducción de la corriente eléctrica y los cambios de estado como cambios físicos. El resto de los alumnos, en los tres casos, los confunden con cambios químicos.		02
Representación nanoscópica del cambio químico: a. en una reacción de síntesis b. en una reacción de descomposición c. en un cambio de estado	6a, 6b, 6c	a. 73.9 b. 56.5 c. 69.6	a. 72.2 b. 61.1 c. 38.9	03

Niveles de representación del cambio químico: macroscópico, simbólico y nanoscópico. a. Balancear correctamente una ecuación química. b. Representar correctamente la ecuación con diagramas de partículas.	7a y 7b	a. 41.3 b. 21.7	a. 36.1 b. 22.2	04
Estequiometría: a. Elegir el diagrama que represente la reacción: $5\text{Cl}_2 + 5\text{H}_2 \rightarrow 10\text{HCl}$ b. Elegir el diagrama que represente la reacción: $8\text{Cl}_2 + 5\text{H}_2 \rightarrow 10\text{HCl} + 3\text{Cl}_2$	8a y 8b	a. 69.2 b. 78.3	a. 83.3 b. 88.9	05
Reactivo limitante: El alumno debe identificar el diagrama de partículas que representa la participación del reactivo limitante en la ecuación: $\text{C} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$	9	91.3	69.4	06

De los resultados obtenidos para los dos grupos bajo estudio puede observarse que, aunque la gran mayoría de los alumnos supo que en una reacción química se forman nuevas sustancias (código 01), un poco menos de la mitad ignoraba la importancia del estado de agregación en que se presentan reactivos y productos; la tercera parte ignoró que en toda ecuación tiene que cumplirse la ley de la conservación de la masa.

Aproximadamente la mitad de los alumnos, de ambos grupos, confundieron los cambios de estado de agregación, el proceso de disolución y la conducción de la corriente eléctrica de ciertos materiales con cambios químicos (código 02).

Del 30 al 40% de los alumnos no fueron capaces de manejar la representación nanoscópica, al utilizar los diagramas de partículas (código 03). También tuvieron deficiencias en la escritura y balanceo de ecuaciones químicas (código 04). Las dificultades en la representación simbólica y con la estequiometría de la ecuación química, las transfirieron a la representación nanoscópica (códigos 05 Y 06).

Para finalizar, podemos decir que en cuanto al tema de reacción química, la preprueba revela que los alumnos presentan serias deficiencias en el conocimiento del tema, no lograron integrar las características de la reacción química, ni

manejaron adecuadamente su representación simbólica; la ecuación química. Estas deficiencias las arrastraron y fueron evidentes en el momento de la representación nanoscópica, con los diagramas de partículas.

A continuación se presentan los resultados de la posprueba:

CUADRO 4. RESULTADOS DE LA POSPRUEBA (CUESTIONARIO 1)

CONTENIDOS TEMÁTICOS	GE frecuencia de respuestas correctas (%)	GC frecuencia de respuestas correctas (%)	DIFICULTADES Y CONCEPCIONES ALTERNATIVAS	CÓDIGO
Concepto de reversibilidad (pregunta 2a)	89.1	27.8	<p>El 8% y 9.8% de los alumnos de cada grupo, contestan que equilibrio implica únicamente la reacción directa, completa e irreversible.</p> <p>El 10% y el 36.6% de ambos grupos no pueden explicar el concepto de reversibilidad.</p> <p>El 4.9% de alumnos del GC tratan de explicarlo en términos del principio de Le Chatelier.</p> <p>El 9.8% del GC explican la reversibilidad como un "ciclo".</p> <p>El 4.9 % del GC indican que en el equilibrio, una vez que se lleva a cabo la reacción, todo queda estático, las reacciones directa e inversa se detienen.</p> <p>El 4% del GE y el 22% del GC no contestan.</p>	07
Equilibrio como constancia de concentraciones (pregunta 2c)	71.7	44.4	<p>El 20% del GE y el 9.8% del GC se explican el equilibrio en términos de igualdad de concentraciones.</p> <p>El 14.6% del GC consideran que en el equilibrio, los coeficientes estequiométricos son iguales.</p> <p>El 8% y el 31.7% de ambos grupos no contestan.</p>	08

Equilibrio como igualdad de velocidades (preguntas 3 y 4)	47.8 39.1	38.9 44.4	El 28% del GE y el 41.5% del GC confunden igualdad de velocidades con igualdad de concentraciones. 18% del GE y 14.6% del GC solamente piensan en la reacción directa sin tomar en cuenta la inversa.	09
Representación nanoscópica del equilibrio (pregunta 5)	52.0	38.9	El 10% del GE y el 43.9% del GC identifican al equilibrio como igualdad de concentraciones. Consideran que el equilibrio implica igualdad de número de partículas en reactivos y en productos. El 6% del GE y el 9.8% del GC esperan un comportamiento pendular; debe completarse la reacción directa para que empiece la inversa. El 2% del GE opina que no hay equilibrio porque al estar los dibujos estáticos, no percibe la naturaleza dinámica. El 22% de ambos grupos no contestan.	10
Expresión de la constante de equilibrio (ley de acción de masas) (pregunta 7b)	80.4	66.7	El 6% del GE y el 12.2% del GC expresaron incorrectamente la constante para la reacción indicada. Utilizan la expresión de una constante de acidez que saben de memoria, sin darse cuenta que no tiene nada que ver con la reacción involucrada. El 4% del GE y el 12.2% del GC no contestan	11
Cálculo de Kc por sustitución de valores numéricos de concentraciones al equilibrio (pregunta 9)	84.8	86.1	El resto de los alumnos presentaron problemas matemáticos diversos al trabajar con la constante de equilibrio.	12

Interpretación del valor numérico de la constante de equilibrio (pregunta 6b y 7a)	58.7 28.3	5.56 27.8	El 34%, 38% del GE y 19.5 y 4.9% del GC no toman en cuenta el valor de la constante y no saben interpretarlo. El 4%, 32% del GE y el 65.9%, 72.2% del GC no contestan.	13
Determinar el valor de Kc de reacción inversa a partir del valor de Kc de reacción directa (pregunta 7c)	56.5	27.8	El 30% del GE y el 29.2% del GC presentaron problemas con el manejo de exponentes. El 12% del GE y el 44% del GC no contestaron.	14
Representación nanoscópica (diagramas) de las concentraciones al equilibrio , valor de Kc y su interpretación (pregunta 8)	45.7	36.1	El 28% del GE y el 41.5% del GC interpretan que el equilibrio sólo se alcanza cuando hay igualdad de concentraciones.	15
La constante de equilibrio depende de la temperatura	94	54	El 6% del GE y el 46.3% del GC contestan lo contrario.	16
Factores que modifican la situación de equilibrio (pregunta 10)	95.7	86.1	El 17.4% del GC generaron la idea de que el valor de Kc depende de la concentración.	17
Principio de Le Chatelier: modificación de la concentración de productos (pregunta 11)	84	56.1	El 16% del GE y el 43.9% del GC no contestan.	18
Principio de Le Chatelier: cambio de temperatura en reacciones (preguntas 14a y 14b)	39.1 37	58.3 55.6	El GC interpreta a la temperatura como un reactivo o un producto, esto facilita su respuesta.	19

Principio de Le Chatelier: aumento de presión en el sistema en equilibrio (pregunta 15)	62	87.8	El 8% del GE no contestan.	20
--	----	------	----------------------------	----

Como puede apreciarse, el instrumento de evaluación nos permitió identificar algunas de las concepciones alternativas reportadas en la literatura.

La concepción alternativa que más resaltó entre los alumnos es aquella donde el equilibrio químico implica igualdad de concentraciones, lo que expresaron en las respuestas a las preguntas 2c, 3, 4, 5 y 8 (códigos 08, 09, 10 y 15). En el caso de la representación nanoscópica esperaban ver el mismo número de partículas de reactivo que de producto para llegar al equilibrio, interpretando que el equilibrio químico sólo se alcanza cuando hay igualdad de concentraciones (código 10). Además se presentó otro problema asociado con la igualdad de concentraciones en el GC, la proporción o igualdad de coeficientes estequiométricos (código 08).

La visión estática del equilibrio químico es el segundo aspecto que resaltó. Un porcentaje de alumnos percibió al equilibrio como estático e indicó que en el equilibrio una vez que se llevan a cabo las reacciones directa e inversa se detienen (código 07). Como una alternativa del equilibrio estático, otro grupo de alumnos de ambos grupos esperaban un comportamiento pendular, debe completarse la reacción directa para después comenzar la inversa (códigos 07 y 10). Algunos alumnos del GC explicaron la reversibilidad como un "ciclo" (código 07).

Alumnos de ambos grupos mantuvieron la idea de que todo cambio químico es irreversible, situación que traen de cursos anteriores y permaneció, como concepción alternativa de la reacción química (códigos 07 y 09).

En cuanto a la constante de equilibrio, se encontraron varias dificultades. En general, los alumnos del GC expresaron incorrectamente la constante de equilibrio y algunos de ellos, en el momento en que se preguntaba la expresión para una ecuación específica, escribían de memoria la expresión de una constante de acidez totalmente extraña a la pregunta (código 11). Se presentaron diversos problemas matemáticos al sustituir los valores de la constante, desde el manejo de exponentes, el significado del cociente, el valor inverso de la constante, la representación nanoscópica con diagramas de partículas y la interpretación cualitativa de los valores numéricos (códigos 10, 13, 14 y 15). Alumnos del GC generaron la idea de que el valor de la constante depende de la concentración y no de la temperatura (códigos 16 y 17).

En cuanto al principio de Le Chatelier, los alumnos del GC dependieron en todo momento de él para contestar, aún para explicar el concepto de reversibilidad (código 07). Lo utilizaron como regla nemotécnica para indicar hacia dónde se desplazaba el equilibrio (códigos 18, 19 y 20), pero no sabían expresar la ley de acción de masas de una ecuación determinada, y mucho menos, pudieron analizar el significado de este cociente, para saber qué especies predominaban y hacia dónde se modificaba el equilibrio de la reacción, al cambiar las condiciones. Los resultados de la posprueba 2 son los siguientes:

CUADRO 5. RESULTADOS DE LA POSPRUEBA (CUESTIONARIO 2)

CONTENIDOS TEMÁTICOS	GE frecuencia de respuestas correctas (%)	GC frecuencia de respuestas correctas (%)	DIFICULTADES Y CONCEPCIONES ALTERNATIVAS ENCONTRADAS	CÓDIGO
<p>Acercamiento al equilibrio</p> <p>Describir lo que sucede cuando se ponen en contacto los reactivos respecto a:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. la concentración de R y P, 2. la velocidad de la reacción directa y 3. la velocidad de la reacción inversa <p>(preguntas 1-3)</p>	73.9 71.7 73.9	33.3 50.0 58.3	<p>El 8% del GE y el 31.7% del GC tienen aprendido de memoria que en el equilibrio las concentraciones no cambian, esto les impide imaginar el inicio de la reacción química y cómo después de un tiempo se establece el equilibrio.</p> <p>El 4% del GE y el 14.6% del GC dicen que se favorece la reacción inversa.</p> <p>El 28% de los alumnos del GE y el 43.9% del GC no entienden cómo cambian las velocidades de la reacciones directa e inversa antes de que se alcance el estado de equilibrio, es decir, no saben que pasa.</p>	21
<p>Características del equilibrio químico (pregunta 4)</p>	98	50	<p>Ya en el equilibrio, el 36.6% del GC piensa que sigue llevándose a cabo la reacción en alguno de los sentidos disminuyendo o aumentando las concentraciones de las especies presentes (posiblemente por una modificación del equilibrio).</p>	22
<p>Expresión de la ley de acción de masas (pregunta 5)</p>	98	41.7	<p>El 8% de los alumnos del GE y el 53.7% de los alumnos del son incapaces de escribir la expresión de Kc.</p>	23

<p>Interpretación de la constante de equilibrio</p> <p>Qué indica un valor alto o bajo de la K_c (preguntas 6 y 7)</p>	87.0 89.1	63.9 66.7	El 14% de alumnos del GE y 41.5% de alumnos del GC no saben interpretar el valor numérico de la constante de equilibrio	24
<p>Naturaleza dinámica del equilibrio (preguntas 8 y 9)</p>	93.5 95.7	75.0 80.6	<p>El 4% de alumnos del GE y el 39% del GC dicen que el equilibrio es estático.</p> <p>El 4% del GE y el 14.6% del GC contestan que en el equilibrio las reacciones directa e inversa se llevan a diferentes velocidades</p>	25
<p>Principio de Le Chatelier Enunciado</p>	97.8	97.2	Los alumnos reconocen el enunciado	26
<p>Cambio de la concentración de un reactivo (preguntas 11-13)</p>	37.0	27.8	El 44% de alumnos del GE y el 66.7% contestan erróneamente que el valor de K_c depende de la concentración (pregunta 13)	27
<p>Cambio de la temperatura del sistema (preguntas 14-17)</p>	17.4	8.33	Sólo 46% del GE y 31.7% del GC contestan que el valor de K_c no depende de la temperatura (pregunta 17)	28
<p>Cambio del volumen del sistema (o la presión del sistema) (preguntas 18-23)</p>	21.7	13.9	El 20% del GE y el 22% del GC piensan erróneamente que el valor de K_c depende de los cambios de volumen (pregunta 23)	29

En este segundo cuestionario, resaltaron los aspectos siguientes:

En lo que se refiere al acercamiento al equilibrio, en primer lugar, al preguntar acerca de una determinada reacción que alcanza el estado de equilibrio, los alumnos no pudieron analizar lo que ocurría desde el inicio de la reacción en cuestión y cómo iba progresando, hasta alcanzar dicho estado; mostraron confusión en cuanto a la

concentración de reactivos y productos. Algunos alumnos del GC mantuvieron la idea de que el equilibrio es estático (códigos 21 y 25).

Lo mismo sucede con las velocidades, alrededor del 25% de los alumnos en ambos grupos no entienden cómo cambian las velocidades de las reacciones directa e inversa, desde que comienza la reacción hasta que se alcanza el equilibrio. Una vez establecido el equilibrio, en ambos grupos, mencionaron que el equilibrio se desplaza en alguno de los sentidos disminuyendo o aumentando las concentraciones de las especies presentes; esto nos indica que los estudiantes seguían explicando el estado de equilibrio en términos del principio de Le Chatelier (códigos 22 y 25).

Respecto a la constante de equilibrio se encontró que los alumnos fueron incapaces de escribir la expresión de K_c , sobre todo el en GC, para una ecuación específica (código 23). Un alto porcentaje de alumnos del GC, no supieron interpretar el valor numérico de la constante de equilibrio (código 24). Otros alumnos de ambos grupos, contestaron erróneamente que el valor de K_c depende de la concentración (código 27) o del volumen (código 29), y menos de la mitad que el valor de K_c depende de la temperatura y que es el único factor que cambia su valor (código 28).

Casi todos los alumnos reconocieron el enunciado del principio de Le Chatelier (código 26). El 6% de alumnos del GE y el 21.4% de alumnos del GC contestaron sin una secuencia lógica en sus razonamientos y mostraron confusión en todo el tema, lo cual se vio reflejado en todas sus respuestas. En el caso de los alumnos del GE, las confusiones pudieran atribuirse a que la enseñanza no fue centrada hacia el análisis profundo del principio de Le Chatelier, y al tipo de cuestionario que se centra en evaluar este aspecto.

Después del análisis de los resultados obtenidos en la posprueba, se puede decir que los alumnos generaron diversas concepciones alternativas, que coinciden con lo reportado en la literatura. La igualdad de concentraciones sigue siendo una de ellas y que permanece en los alumnos. Se considera importante poner atención a este aspecto, y aclararlo al alumno en todo momento, ya que los resultados indican que en los alumnos permanece la idea de equilibrio físico, estático y mecánico que traen del lenguaje cotidiano y de la enseñanza de la física. Hay que tener mucho cuidado en el lenguaje que se utiliza y aclarar que el término igualdad y equilibrio no se cumple en el caso del equilibrio químico.

El aspecto dinámico es el segundo problema que se presenta. Aunque la igualdad de velocidades es un aspecto que aparentemente no representa problemas, los alumnos lo aprenden de memoria, y en el momento de relacionarlo con el aspecto dinámico del equilibrio no son capaces de explicarlo. En algunos alumnos subyace la idea de un equilibrio estático, manifestándolo en sus respuestas, como que “una vez que se llevan a cabo las reacciones directa e inversa se detienen”, o esperan un “comportamiento pendular”, o no logran comprender el concepto de reversibilidad; inclusive, utilizan el ejemplo de la balanza.

La constante de equilibrio es el siguiente aspecto que provocó mayores dificultades. El GE sobrepasó en mucho a los alumnos del GC, ya que menos de la mitad de este último grupo pudieron expresar, calcular e interpretar la K_c . Se debe aclarar la importancia de comprender este cociente y lo que implica, mientras el alumno no sepa qué respuestas puede darle la constante, no sabrán para qué sirve. Los problemas matemáticos resaltaron, es importante ayudar al alumno a que cuente con herramientas matemáticas que les permitan acceder al estudio de este concepto.

También se observó que en la representación, el análisis del nivel nanoscópico asociado con el uso de diagramas de partículas, se ha considerado poco en los cursos de química de la Escuela Nacional Preparatoria. Este nivel de representación es importante, porque lleva a comprender la necesidad del uso de modelos en el estudio de la química, como una ayuda para explicar el comportamiento de la materia. Se debe insistir en la integración de los tres niveles de representación en el momento de la instrucción, el macroscópico, el nanoscópico y el simbólico, ya que pueden convertirse en una poderosa ayuda para la comprensión de los abstractos conceptos químicos.

Los profesores están obligados a poner mayor atención a la forma en que se está enseñando para así desarrollar un mayor número de actividades donde se aclare el significado científicamente correcto y evitar, en la medida de lo posible, la aparición de concepciones alternativas en el alumno.

De todo lo anterior se puede concluir la siguiente hipótesis de trabajo, de carácter cualitativo, la cual es:

- ◆ *La enseñanza habitual del equilibrio químico parte de una incorrecta aplicación del Principio de Le Chatelier, que no hace un análisis serio de las modificaciones al equilibrio y tampoco toma en cuenta sus limitaciones.*
- ◆ *Este modelo tradicional propicia que el estudiante de bachillerato no centre su atención en los aspectos que caracterizan e identifican al concepto, sino que el estudio de este concepto queda asociado a lo que sucede al cambiar concentración, presión y/o temperatura, de tal manera que el estudiante no es capaz de aplicar el concepto adecuadamente. Además, con el uso de esta forma de enseñanza se fomenta la generación de diversas concepciones alternativas.*

El estudio preliminar reveló que la enseñanza tradicional contaminó enormemente al grupo control, GC, ya que lo hizo dependiente del uso del principio al momento de responder a las preguntas del cuestionario; los alumnos dependían de esta regla nemotécnica para contestar en cada etapa del cuestionario. Los estudiantes de este grupo no discriminaron entre principio de Le Chatelier y equilibrio químico.

Análisis cuantitativo del EP

Con el objeto de hacer un análisis cuantitativo de los datos obtenidos, se hizo uso de los índices de facilidad como matriz de trabajo, para cada una de las pruebas obteniéndose los siguientes resultados:

CUADRO 6
ÍNDICES DE FACILIDAD PROMEDIO DE LOS REACTIVOS
DE LA PREPRUEBA Y POSPRUEBA

	PREPRUEBA	POSPRUEBA	
		evaluación de cierre 1	evaluación de cierre 2
Grupo Experimental (GE)	0.63	0.69	0.59
Grupo Control (GC)	0.71	0.59	0.51
Diferencia	0.08	0.10	0.08

A) Resultados de la preprueba

En el estudio estadístico de la evaluación diagnóstica se analizó la t de Student sobre los índices de facilidad obtenidos para ambos grupos GE y GC, a un nivel de significación $\alpha = 0.1$ (probabilidad de error tipo I del 10%), con 43 grados de libertad (el total de reactivos para ambos grupos menos uno), $n_1 = 22$ y $n_2 = 22$ (número de reactivos de la evaluación).

Para esta evaluación, la *hipótesis nula* (H_0) establece que las medias de los índices de facilidad de GC y GE son iguales ($\mu_1 = \mu_2$), es decir, no hay diferencias entre los grupos en cuanto al conocimiento de los conceptos antecedentes del tema de reacción química. Por otro lado, la *hipótesis alterna* (H_a) establece que las medias difieren ($\mu_1 \neq \mu_2$).

La t calculada resultó igual a -0.61013, por lo que cae la región de aceptación, la región de rechazo en el intervalo $(-\alpha, -2.1)$ está en -2.01808, por lo que se asume que la muestra no proporcionó evidencia de que las muestras difieren, por lo que se acepta la hipótesis nula de que son iguales, es decir, no existe diferencia entre los grupos GC y GE en cuanto a las condiciones iniciales en que se encuentran, $\mu_1 = \mu_2$.

De acuerdo con estos resultados, se puede asumir que los grupos GC y GE llegaron a la presentación del tema de equilibrio químico, en igualdad de condiciones, en lo

que se refería al concepto antecedente de reacción química, ya que las medias de los índices de facilidad fueron prácticamente iguales, no diferían significativamente. Esto indicó que el estudio inició con dos grupos similares entre sí respecto al tema, al momento de iniciarse el experimento. De donde se consideraron muestras comparables.

B) Resultados de la posprueba

El estudio estadístico para el primer cuestionario de cierre, incluyó un análisis de varianza y se hizo el cálculo de la F de Fisher sobre los índices de facilidad obtenidos en ambos grupos GC y GE, a un nivel de significación $\alpha = 0.1$ con 55 grados de libertad, $n_1 = 28$ y $n_2 = 28$.

Como hipótesis nula (H_0) se estableció que las medias de los índices de facilidad son iguales para los dos grupos GC y GE ($\mu_1 = \mu_2$), lo que significa que no había diferencias entre los aprendizajes del concepto de equilibrio químico con la secuencia didáctica propuesta que sin ella; la hipótesis alterna (H_a) bidireccional se enunció como: las medias difieren, es decir, existe diferencia en el aprendizaje.

La F calculada dio como resultado un valor de 5.078042, mayor que el teórico, cuyo valor fue 2.800819, por lo que se rechazó la hipótesis nula; se puede concluir que las dos medias de los índices de facilidad diferían es decir, existe una diferencia entre el aprendizaje del GC y el aprendizaje del GE, en la dirección $\mu_1 < \mu_2$.

Con base en los resultados del primer cuestionario se puede concluir que las dos medias de los índices de facilidad difirieron es decir, existe una diferencia entre los aprendizajes del GC y del GE, y como lo hacen en la dirección $\mu_1 < \mu_2$, concluimos que el aprendizaje se mejoró debido a la secuencia didáctica.

Para el segundo cuestionario de cierre, se realizó un análisis no paramétrico para muestras independientes, ya que al hacer el estudio estadístico de la t de Student para análisis de varianza, ya que los resultados, aunque eran diferentes, los valores fueron muy cercanos. Se realizó la prueba de suma de rangos de Wilcoxon, sobre los índices de facilidad de ambos grupos GC y GE, a un nivel de significación $\alpha = 0.01$ (probabilidad de error del 1%) con 87 grados de libertad, $n_1 = 44$ y $n_2 = 44$. Esto se realizó para confirmar que realmente hubiera diferencias significativas entre los grupos en estudio.

La hipótesis nula (H_0) se formuló diciendo que la distribución de los índices de facilidad del GE quedaron sobre la distribución de los índices de facilidad del GC; mientras la hipótesis (H_a) alterna sugiere que la distribución de los índices de facilidad del GC se ubicó a la izquierda de la distribución de los índices de facilidad del GE.

El valor crítico del estadístico Z es de -2.33, dado que -5.9226. Dado que el valor experimental fue menor que -2.33, se rechaza la hipótesis nula, para el GC la media

de los índices de facilidad quedó a la izquierda de la media de los índices del GE, lo que indicó una diferencia entre el aprendizaje del GC y el del GE, en la dirección favorable del GE. La probabilidad de error por rechazar incorrectamente la hipótesis nula en el caso de que fuese cierta, fue del 1%.

En los resultados del segundo cuestionario para el GC, la media de los índices de facilidad quedó a la izquierda de la media de los índices del GE, lo que indicó que existe una diferencia entre el aprendizaje del Grupo Experimental y el aprendizaje del Grupo Control, confirmando que el uso de la unidad didáctica mejora el aprendizaje del concepto equilibrio químico.

5.2 Estudio experimental

En este estudio se trata de comprobar la primera hipótesis de trabajo, de carácter cuantitativo.

- *El 90% de los estudiantes de la asignatura Química IV de la Escuela Nacional Preparatoria aprenden el concepto de equilibrio químico, cuando han sido expuestos a la metodología propuesta. Esta metodología, que consiste en la secuencia didáctica propuesta, constituye un método más efectivo de enseñanza del concepto en los estudiantes que la enseñanza tradicional.*

Los grupos involucrados en el presente estudio fueron dos grupos de la asignatura Química IV área I, el GE y el GC, con 35 y 61 alumnos respectivamente. A los alumnos de ambos grupos se les aplicó la preprueba al inicio, y la posprueba al final de la instrucción, de acuerdo al diseño experimental de grupo control preprueba-tratamiento-posprueba (Campbell, 1970).

Cabe recordar que la preprueba y la posprueba son el mismo cuestionario, el propósito fue confirmar que los alumnos no habían sido instruidos en el tema antes de comenzar el experimento. Una vez que se corroboró esto, lo que fue revelado por los resultados de la evaluación diagnóstica en donde los alumnos no contestaron, se puede decir que el tratamiento, la secuencia propuesta, fue un factor del aprendizaje del concepto equilibrio químico.

Los índices de facilidad obtenidos en la posprueba fueron los siguientes:

CUADRO 7
 ÍNDICES DE FACILIDAD PROMEDIO DE LOS REACTIVOS
 DE LA POSPRUEBA

	Evaluación final de equilibrio químico
Grupo Experimental (GE)	0.78
Grupo Control (GC)	0.49
Diferencia	0.29

Resultados del análisis estadístico

Para el estudio estadístico de la posprueba se analizó la t de Student sobre los índices de facilidad obtenidos para ambos grupos GE y GC, a un nivel de significación $\alpha = 0.1$, con 79 grados de libertad, $n_1 = 40$ y $n_2 = 40$.

Para el contraste de hipótesis se consideró la hipótesis nula (H_0) la cual estableció que las medias de los índices de facilidad eran iguales para los dos grupos GC y GE ($\mu_1 = \mu_2$). Es decir, no había diferencias entre los aprendizajes del concepto de equilibrio químico con la secuencia didáctica propuesta que sin ella; mientras la hipótesis alterna (H_a) estableció que las medias diferían, es decir, que había una diferencia en el aprendizaje entre los grupos.

La t calculada dio como resultado un valor de 5.761988, mayor que el teórico, cuyo valor fue 1.990847, por lo que se rechazó la hipótesis nula; por lo que se aceptó que las dos medias de los índices de facilidad diferían es decir, existe una diferencia entre el aprendizaje del Grupo Control y el del Grupo Experimental, en la dirección $\mu_1 < \mu_2$, respectivamente. La probabilidad de error por rechazar incorrectamente la hipótesis nula, en el caso de que fuera cierta, fue de 10%.

Estos resultados indican que existió una diferencia entre el aprendizaje del Grupo Experimental y el aprendizaje del Grupo Control, confirmando que el uso de la secuencia didáctica mejoró el aprendizaje del concepto equilibrio químico. Se puede decir que los estudiantes de la asignatura Química IV de la Escuela Nacional Preparatoria aprenden el concepto de equilibrio químico, el 90% de las veces, cuando han sido expuestos a la metodología propuesta.

Análisis cualitativo de los resultados

Para este análisis, se hace referencia a lo observado en el cuadro 8.

El porcentaje de alumnos que relacionan al equilibrio químico con la constancia de concentraciones es variable, del 40 al 70%, siendo ligeramente más alto en el GE (código 30). Respecto a la igualdad de velocidades, los resultados fueron más cercanos entre ambos grupos y mayores, del orden del 90% (código 31). Esto llevó a pensar que, un alto porcentaje de alumnos aceptaron la simultaneidad de las reacciones, directa e inversa, las cuales se desarrollan a la misma velocidad.

Por otro lado, en las preguntas referentes a constancia de concentraciones, se manifestó la idea de igualdad; mientras más del 90% del GE comprendió que en el equilibrio se mantiene la constancia de concentraciones, en el GC este valor fue muy variable, del 36.1% al 88%; todavía hay un alto porcentaje de alumnos (34%) que manifiestan en sus respuestas esta idea de igualdad de concentraciones (código 32).

En cuanto a la igualdad de velocidades, es curioso notar cómo la misma pregunta presentó resultados distintos, para el GE se obtuvieron 100% y 71.4% respectivamente, mientras que el GC mostró 88.5% y 37.7%. La diferencia entre las preguntas fue que, primero se hace la pregunta para cualquier reacción; en el segundo caso, se aplicó a una reacción específica, aquí los alumnos perdieron comprensión, la tercera parte y más de la mitad de los alumnos del GE y GC, respectivamente, no lograron contestar correctamente (código 33).

En la habilidad de los alumnos para interpretar el aspecto dinámico del equilibrio, los resultados del GC fueron muy variables, con porcentajes que van del 42 al 80%, en comparación con el GE donde el porcentaje se mantuvo alto, 88% ó más (código 34); esta variabilidad de respuestas lleva a pensar que los alumnos del GC no tienen definido el concepto.

Para la constante de equilibrio, más del 80% de alumnos del GE pudieron expresarla para diversas reacciones, menos de la mitad lo hizo en el GC (49.2%) (códigos 35 y 36). Se presentaron problemas que fueron desde la falta de comprensión de la ley de acción de masas hasta problemas con el manejo de exponentes. Con el análisis de la información que proporcionó la constante de equilibrio, 70% del GE pudo hacerlo para saber qué especies predominaban, en comparación con el GC donde los resultados variaban mucho del 16 al 72% (código 37). Más del doble del GE (83%) contra el GC (41%), pudieron visualizar que el valor de la constante cambió dependiendo de la reacción de que se trató (código 38). El número de alumnos que comprendieron el efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio fue muy variable, de hecho resultó bajo (código 39). La recomendación de este trabajo es que hay que ocuparse más de este aspecto.

En lo que se refiere al uso de diagramas de partículas, casi todos los alumnos del GE pudieron interpretar la representación nanoscópica de la constancia de concentraciones, contra un 36% del GC. Cuando se preguntó la relación de la

constante con la representación nanoscópica, 45% del GE pudo hacerlo, a diferencia del GC con sólo el 15% (código 40).

Poco se ha trabajado en la representación nanoscópica, de los cambios físicos y químicos, sería recomendable hacer un alto e incluir más este nivel de representación, que pudiera ayudar a la comprensión de los fenómenos.

Finalmente, en el análisis de situaciones donde se modifica la concentración de reactivos o productos, la temperatura y/o la presión o volumen, el GE lo hace por arriba del GC (códigos 41, 42 y 43).

CUADRO 8
RESULTADOS DE LA POSPRUEBA

	CONTENIDOS TEMÁTICOS	RESULTADOS frecuencia de Respuestas correctas (%)	CÓDIGO
a) Acercamiento al equilibrio	Equilibrio en términos de concentración de reactivos y productos	GE 71.4, 74.3, 82.9 GC 42.6, 70.5, 65.6	30
	Reversibilidad en función de las velocidades de las reacciones directa e inversa	GE 97.1, 91.4 GC 91.8, 86.9	31
b) Características del equilibrio químico	Constancia de concentraciones en el equilibrio químico	GE 97.1, 97.1, 82.9, 94.3, 97.1 GC 88.5, 80.3, 52.5, 73.8, 36.1	32
	Equilibrio como igualdad de velocidades	GE 100, 71.4, 74.3 GC 88.5, 37.7, 47.5	33
	Naturaleza dinámica del equilibrio químico	GE 100, 97.1, 100, 88.6 GC 77, 80.3, 52.5, 42.6	34
	Expresión de la constante de equilibrio (ley de acción de masas)	GE 80, 100, 100 GC 11.5, 49.2, 41	35
	Cálculo de Kc por sustitución de valores numéricos de concentraciones al equilibrio	GE 28.6, 91.4 GC 8.2, 41	36

	Interpretación del valor numérico de la constante de equilibrio	GE 82.9, 80, 65.7, 77.1, 88.6 GC 70.5, 72.1, 34.4, 16.4, 26.2	37
	Determinar el valor de Kc de reacción inversa y directa, interpretación	GE 100, 82.9 GC 41, 21.3	38
	La constante de equilibrio depende de la temperatura	GE 37.1, 71.4, 40, 71.4 GC 34.4, 54.1, 50.8, 31.1	39
	Representación nanoscópica del equilibrio	GE 97.1, 45.7 GC 36.1, 14.8	40
c) Modificación de las condiciones de equilibrio	Cambio en la concentración de uno de los reactivos o productos	GE 80, 88.6, 91.4 GC 41, 65.6, 59	41
	Cambio de la temperatura del sistema	GE 48.6, 80 GC 14.8, 54.1	42
	Cambio del volumen del sistema (o la presión del sistema)	GE 28.6, 45.7, 48.6 GC 9.84, 14.8, 41	43

CONCLUSIONES

CONCLUSIONES

El hecho de que los alumnos de los GC, responden correctamente las preguntas referentes al uso del principio de Le Chatelier, pero no las que tratan de la caracterización del equilibrio químico; lleva a pensar que más que una comprensión del concepto los alumnos memorizan el principio y lo usan automáticamente. En los grupos GE, no se observa esta situación.

Estos resultados confirman que la pareja principio de Le Chatelier-equilibrio químico propicia que el estudiante de bachillerato no centre su atención en los aspectos que caracterizan e identifican al concepto, sino que el estudio de éste queda asociado a lo que sucede al cambiar la concentración, la presión o la temperatura, con la consecuencia de que el estudiante, por ser novato, no logra identificar las diferencias entre estos dos conceptos. Se observa también, que esta forma de enseñanza fomenta la generación de diversas concepciones alternativas en torno al equilibrio químico.

Por lo anterior, se recomienda enseñar primero el concepto y partir de la caracterización del equilibrio químico, para después realizar modificaciones a dicho estado. Sólo de esta forma, el alumno podrá identificar estos conceptos y usarlos adecuadamente en la interpretación cuantitativa y cualitativa de los equilibrios de interés que lo lleven a un aprendizaje más útil y significativo.

Por otro lado, la hipótesis de trabajo que dice que *“el 90% de los estudiantes de la asignatura de Química IV de la Escuela Nacional Preparatoria aprenden el concepto de equilibrio químico, cuando han sido expuestos a la metodología propuesta...”*, indica que para estos estudiantes, el uso de ésta unidad didáctica es una secuencia más adecuada y eficaz que la utilizada en la enseñanza tradicional.

De esta forma queda demostrado que, teniendo una buena planeación de la enseñanza, que tome en cuenta las posibles dificultades y concepciones alternativas a que hace referencia la investigación educativa y las teorías del aprendizaje y de la instrucción, es posible enseñar el concepto de equilibrio químico en el nivel medio superior, por lo que se sugiere su permanencia en el currículo. El concepto de reversibilidad es también fundamental en este nivel educativo, ya que permitirá que el alumno construya de manera integral el concepto de cambio químico, una de las partes medulares de la Química. El tratamiento más detallado y profundo del tema, debe dejarse para niveles superiores.

Una aportación importante de este trabajo es que se diseñaron y elaboraron materiales didácticos e instrumentos de evaluación congruentes con el perfil del estudiante de bachillerato de la ENP. Los resultados indican que estos materiales cumplen con los objetivos didácticos y promueven y facilitan el aprendizaje significativo en los alumnos, al mismo tiempo que constituyen una herramienta útil para la enseñanza del tema.

El hecho de que los alumnos tuvieran a su disposición anticipadamente el conjunto de materiales y la información necesaria, hizo que aumentara el interés y la participación en la tarea.

Cabe mencionar que los resultados del estudio piloto (EP) permitieron mejorar los instrumentos diseñados y reordenar la secuencia didáctica para hacerla más efectiva. El análisis de los datos del estudio experimental (EE), indica que es necesaria la realización de un mayor número de experimentos donde el alumno reflexione, se cuestione y fomente la discusión dirigida al encuentro de significados. El trabajo en equipo y grupal es importante ya que permite un mayor protagonismo por parte del alumno. La ejercitación debe ser suficiente y de un nivel de complejidad adecuado, para que pueda abordarse la resolución de situaciones problemáticas de aula y laboratorio

El contraste de los resultados del grupo control y del grupo experimental, nos permite concluir que este trabajo es una aportación educativa útil y eficaz para la enseñanza de uno de los temas de mayor complejidad, abstracción y exigencia cognitiva y conceptual, de los programas de bachillerato, el equilibrio químico. Su importancia estriba también en que es uno de los primeros estudios de investigación educativa en México referente a este tema y es el primero en la Escuela Nacional Preparatoria.

Además de la planificación de la enseñanza, los profesores debemos transformar nuestra práctica docente a un esquema donde la indagación, la búsqueda y la investigación sean parte sustancial, sólo así lograremos desarrollar capacidades, habilidades y competencias para innovar y proponer alternativas de solución a los problemas de la enseñanza de la química, que actualmente enfrentamos.

Todavía tenemos mucho trabajo que hacer en el área de la investigación educativa, dado que los problemas que actualmente se presentan son múltiples: problemas que van desde la conformación de un currículo adecuado, los métodos de enseñanza, la formación y profesionalización docentes hasta los problemas de rendimiento y deserción escolar. Debemos, como investigadores de nuestra práctica docente, procurar comprender los problemas dentro de nuestras aulas para poder darles solución.

A diferencia de otros investigadores, los docentes interactuamos con individuos, a los que tenemos que dotar de saberes y conocimientos a través de la educación con una meta en mente: orientarlos con un ideal de existencia y un proyecto de vida; nuestra misión debe ser formar individuos libres, cítricos y responsables capaces de enfrentar la vida que tienen por delante.

PERSPECTIVAS

La evaluación del trabajo docente debe ser continua para retroalimentar y mejorar las propuestas didácticas; en este sentido algunas acciones que se sugieren como trabajo futuro son:

- Probar la unidad didáctica desarrollada con grupos de otros profesores de química egresados de la MADEMS, de diferentes planteles, para seguir afinando la propuesta y validarla.
- Construir unidades de este tipo para otros temas del currículo relevantes para la cultura química del bachiller.
- Estudiar los efectos de otras variables como el material didáctico, el libro de texto, el profesor y los experimentos, entre otros.
- Trabajar en el diseño de un curso completo, que dirija al alumno hacia la formación de un pensamiento analítico y de un estilo de aprendizaje más autónomo; en este sentido se está trabajando con el grupo experimental.

ANEXOS

ANEXO A INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

EXAMEN DE REACCIÓN QUÍMICA-EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA (PREPRUEBA EP)

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA
CUESTIONARIO

Nombre del alumno _____ Grupo _____

Contesta el presente cuestionario de la manera más clara y sincera posible, no intentes dar una respuesta que no conozcas.

A. Subraya la respuesta correcta:

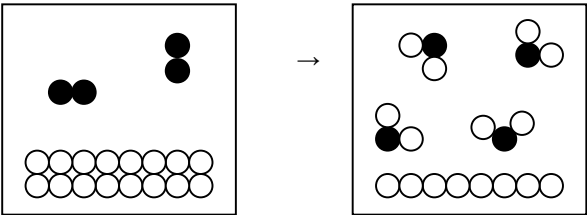
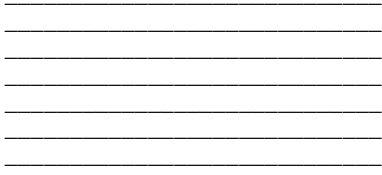
- En una reacción química:
 - Se forman nuevas sustancias.
 - Siempre hay un cambio de estado de agregación.
 - Las sustancias conservan sus propiedades.
 - Los coeficientes de reactivos y productos, no cambian.
- En un recipiente abierto se hacen reaccionar ácido clorhídrico y carbonato de calcio observándose la formación, entre otros productos, de gas carbónico (CO_2). Si el proceso se realiza sobre una balanza debidamente equilibrada, ¿qué ocurrirá durante la reacción?
 - Nada, aunque se desprende un gas, el equilibrio de la balanza no se altera.
 - Al desprenderse un gas disminuirá la masa, desequilibrándose la balanza.
 - La balanza permanece en equilibrio tanto si tapamos como si no, el recipiente.
 - El equilibrio de la balanza se recupera si tazamos el recipiente tiempo después.
- ¿Cómo explicas el aumento de masa que tiene lugar al quemar un trozo de cinta de magnesio y pesar las cenizas obtenidas?
 - El magnesio se calienta y al dilatarse aumenta su masa.
 - El aumento de masa se debe a la formación de óxido de magnesio.
 - El aumento de masa se debe a que hemos añadido calor al magnesio.
 - La masa aumenta debido a la masa del fuego de la llama del mechero.
- En un plato se quema un poco de alcohol hasta que ya no queda nada.
 - Se producen vapores del alcohol que había al principio.
 - Los gases obtenidos serán nuevas sustancias, distintas al alcohol.
 - El alcohol desaparece y no se convierte en nada material.
 - Sólo se produce el cambio de estado del alcohol.

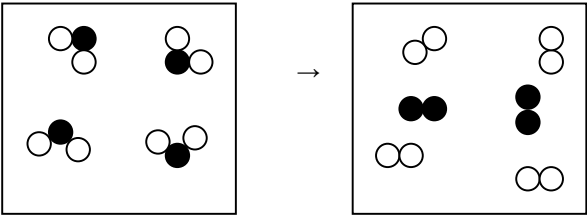
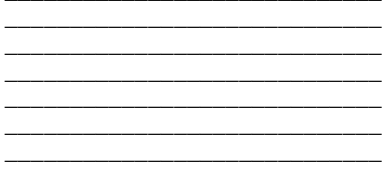
B. En los siguientes casos, anota una F si se trata de un cambio físico o una Q si es uno químico:

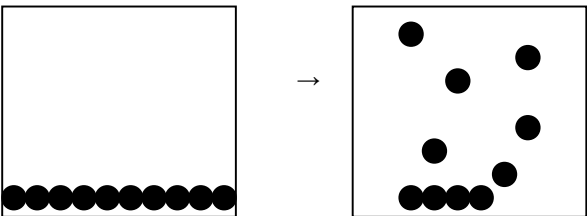
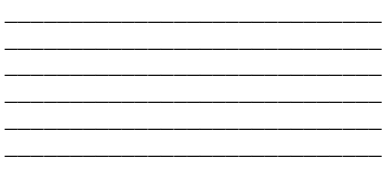
- | | |
|--|-----|
| a. el movimiento de un planeta | () |
| b. jugo de limón actuando sobre el mármol | () |
| c. la obtención de aserrín al pulir madera | () |
| d. endulzar una taza de café | () |
| e. la conducción de calor y electricidad a través de cobre | () |
| f. la evaporación del agua de un charco | () |
| g. el encendido de un cerillo | () |
| h. el enmohecimiento de un clavo de hierro | () |
| i. el ennegrecimiento de la plata | () |
| j. la fusión de la soldadura | () |

C. ¿En cuál de los siguientes esquemas se representa una reacción química? Los símbolos (círculos) muestran átomos de diferentes elementos. Justifica tu respuesta.

inicialmente luego de cierto tiempo

a)  

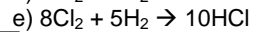
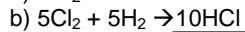
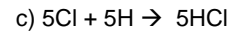
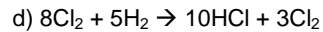
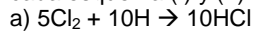
b)  

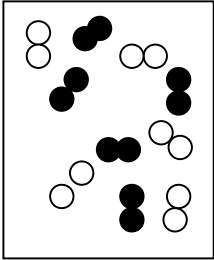
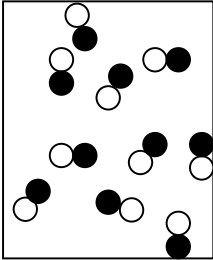
c)  

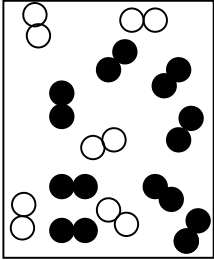
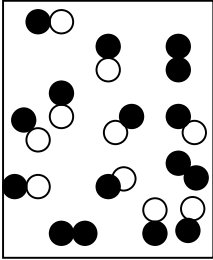
D. Si acercas un cerillo encendido a un trozo de cinta de magnesio, ésta arderá fácilmente, emitiendo luz. El magnesio metálico se habrá combinado con el oxígeno atmosférico, formando el óxido de magnesio correspondiente (sólido a temperatura ambiente).

- Escribe la ecuación química balanceada (con símbolos químicos), correspondiente a este proceso.
- Representa la reacción mediante esquemas o diagramas de partículas.

E. Selecciona entre las siguientes ecuaciones la o las que corresponden a la reacción química representada en cada esquema (I) y (II):

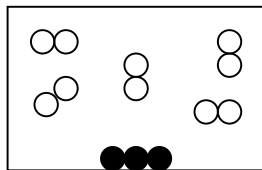


(I)  

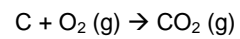
(II)  

○ hidrógeno ● cloro

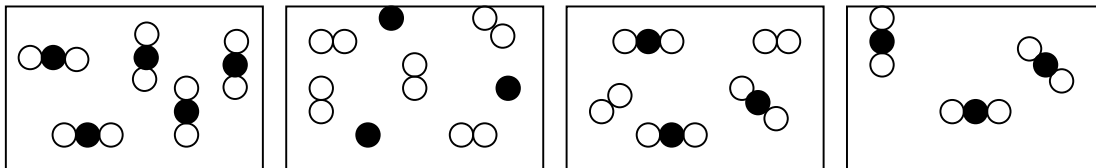
F. La siguiente figura representa el estado inicial de una mezcla de C (●) y O₂ (○○):



antes de reaccionar según la ecuación:



¿Cuál de los esquemas siguientes representa el estado final después de la reacción?



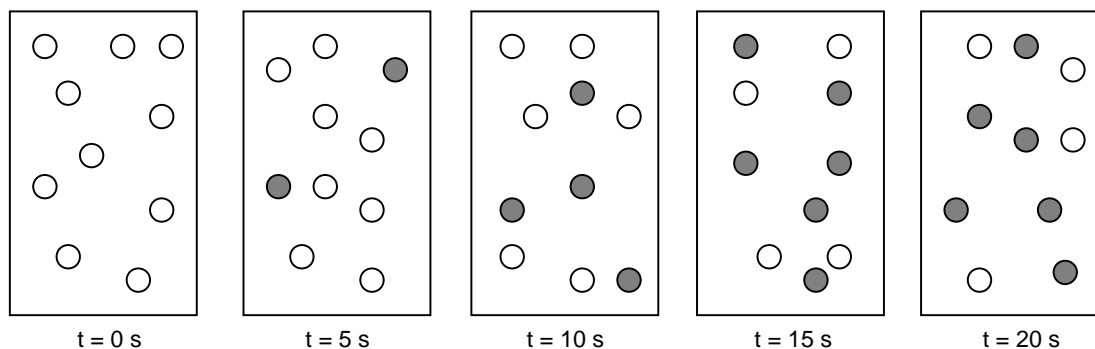
EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO-EVALUACIÓN DE CIERRE 1 (POSPRUEBA EP)

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA
EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO (1)

Nombre del alumno _____ Grupo _____

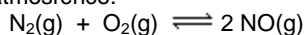
Contesta las siguientes preguntas, subrayando, explicando, haciendo los cálculos correspondientes. Si es necesario utiliza el reverso de la hoja.

- ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es incorrecta?
 - Los cambios de temperatura no afectan la constante de equilibrio.
 - El equilibrio es dinámico, pues siempre están reaccionando algunas moléculas.
 - En el equilibrio las concentraciones ya no cambian con el tiempo.
 - La constante de equilibrio es el cociente de las concentraciones de productos entre reactivos.
- Explica lo que tienen de incorrecto los enunciados siguientes:
 - En el equilibrio ya no se transforman reactivos en productos.
 - En el equilibrio la constante de velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.
 - En el equilibrio hay cantidades iguales de reactivos y productos.
- Un sistema químico está en equilibrio:
 - Cuando se han consumido todos los reactivos.
 - Cuando la concentración de los reactivos y de los productos son iguales.
 - Cuando la velocidad de la reacción directa se hace cero.
 - Cuando la velocidad de la reacción directa e inversa son iguales.
- Un sistema químico está en equilibrio cuando:
 - La concentración de reactivos y productos es la misma.
 - La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
 - Todos los procesos químicos han terminado.
 - La constante de equilibrio de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.
- El siguiente diagrama representa una reacción hipotética $A \rightarrow B$, donde A corresponde a las esferas blancas, y B, a las grises. La sucesión de izquierda a derecha representa el sistema al paso del tiempo. Con base en el análisis de los esquemas ¿podemos afirmar que el sistema alcanza el equilibrio?



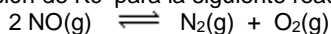
- A 25° C las constantes de velocidad de las reacciones directa e inversa del equilibrio $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl(g)} + \text{Cl(g)}$ son de $1.4 \times 10^{-28} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ y $9.3 \times 10^{10} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$, respectivamente.
 - ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio a 25° C?
 - En el equilibrio, ¿son más abundantes los reactivos o los productos?

7. La reacción entre N_2 y O_2 que forma NO , es una forma en la que algunos microorganismos funcionan para la fijación de nitrógeno atmosférico.



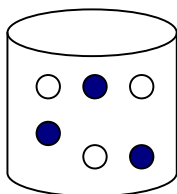
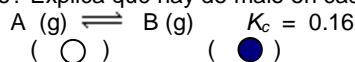
El valor de la constante de equilibrio para esta reacción a $25^\circ C$ es $K_c = 1 \times 10^{-30}$.

- ¿Es posible usar esta reacción para la fijación de nitrógeno? ¿Por qué?
- Escribe la expresión de K_c para la siguiente reacción:

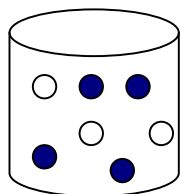


- Determina el valor de esta K_c a $25^\circ C$.

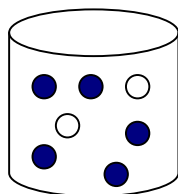
8. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor las concentraciones de los reactivos y productos para la siguiente reacción en equilibrio? Explica qué hay de malo en cada diagrama incorrecto.



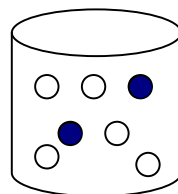
a)



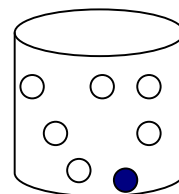
b)



c)

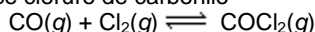


d)



e)

9. El cloruro de carbonilo ($COCl_2$), también llamado fosgeno, se utilizó en la Primera Guerra Mundial como gas venenoso. Las concentraciones en el equilibrio a $74^\circ C$ para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce cloruro de carbonilo



son $[CO] = 1.2 \times 10^{-2} M$, $[Cl_2] = 0.054 M$, y $[COCl_2] = 0.14 M$. Calcula el valor de la constante de equilibrio (K_c).

10. Menciona cuatro factores que pueden modificar o desplazar la posición de equilibrio. Sólo uno de estos factores puede modificar el valor de la constante de equilibrio ¿cuál es? Explica por qué lo hace.
11. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, ¿cuál de las siguientes aseveraciones es incorrecta?
- En las reacciones exotérmicas el equilibrio se desplaza hacia la izquierda al aumentar la temperatura.
 - La adición de reactivos desplaza el equilibrio hacia la derecha.
 - La adición de productos desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
 - La extracción de un producto desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
 - Si el número de moles de gas en los productos es menor que el número de moles de gas en los reactivos, un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia la derecha.

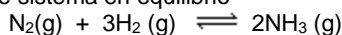
12. Al calentar bicarbonato de sodio sólido, a una temperatura permanece, en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



¿Qué pasará a la posición de equilibrio si

- algo de CO_2 se retirara del sistema
- algo de Na_2CO_3 se agregara al sistema
- algo de $NaHCO_3$ sólido se retirara del sistema

13. Considera el siguiente sistema en equilibrio



Cómo cambiaría la posición de equilibrio, manteniendo la temperatura constante, si

- se añadiera gas NH_3 al sistema
- se retirara H_2 del sistema
- se eliminara N_2 del sistema

14. Considera los siguientes sistemas en equilibrio:

- $A \rightleftharpoons B$ $\Delta H^\circ = -30.0 \text{ kJ}$
- $C \rightleftharpoons D$ $\Delta H^\circ = 67.4 \text{ kJ}$

Si modificamos (aumentamos o disminuimos) la temperatura de cada una de las reacciones ¿Qué es lo que sucede en cada caso? Justifica tu respuesta.

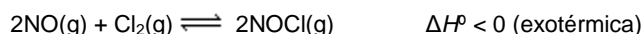
15. ¿Para dónde se desplaza el equilibrio de los siguientes sistemas gaseosos en equilibrio si se aumenta la presión en todos los casos? La temperatura se mantiene constante.
- $A(g) \rightleftharpoons B(g)$
 - $A(g) \rightleftharpoons 3B(g)$
 - $2A(g) \rightleftharpoons B(g)$

EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO-EVALUACIÓN DE CIERRE 2 (POSPRUEBA EP)

EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO (2)

Nombre del alumno(a) _____
Plantel _____ Grupo _____

Para la siguiente reacción química:



NO = óxido nítrico (monóxido de nitrógeno), NOCl = cloruro de nitrosilo

Lee cada una de las siguientes proposiciones y subraya, dentro del paréntesis, la respuesta correcta.

- Al poner en contacto los reactivos:
 - la concentración de NOCl (aumenta, disminuye, no cambia),
 - la concentración de NO (aumenta, disminuye, no cambia),
 - la concentración de Cl_2 (aumenta, disminuye, no cambia).
- La velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye, no cambia) cuando las concentraciones de reactivos disminuyen.
- La velocidad de la reacción inversa es inicialmente cero. La velocidad de la reacción inversa (aumenta, disminuye, no cambia) cuando las concentraciones de los productos aumentan.
- Después que se ha alcanzado el equilibrio las concentraciones de todas las especies presentes (aumentan, disminuyen, no cambian) con el tiempo.
- En el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos están relacionados por la ley de equilibrio:
 $K_c =$ _____
- Un valor alto de la constante de equilibrio indica que las concentraciones en el equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.
- Un valor bajo de la constante de equilibrio indica que las concentraciones de equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.
- En el equilibrio las reacciones directa e inversa (dejan de ocurrir, continúan ocurriendo).
- En el equilibrio las reacciones directa e inversa tienen (mayores, menores, iguales) velocidades.
- Principio de LeChatelier. Esta regla establece que si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio en sus condiciones, temperatura, presión, o concentración, de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de modo que (refuerza, contrarresta) el efecto de la perturbación.
- Después que el equilibrio ha sido alcanzado, la [NO] aumenta instantáneamente a volumen y temperatura constantes. las concentraciones cambian de tal forma que contrarrestan parcialmente el cambio impuesto: un incremento en [NO].
 - El sistema se ajusta para (aumentar, reducir, no cambiar) la [NO].
 - Las concentraciones de NO y de Cl_2 (aumentan, disminuye, no cambian),
 - La concentración de NOCl (aumenta, disminuye, no cambia).

12. Cuando la [NO] se incrementa:
 - a. la velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye),
 - b. la velocidad de la reacción inversa inicialmente no cambia y gradualmente (aumentará, disminuirá).
13. Cuando el equilibrio se restablezca:
 - a. las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas) entre sí,
 - b. las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.
 - c. la constante de equilibrio será (igual, distinta) que bajo las condiciones iniciales.
14. Después que el equilibrio se ha alcanzado, se aumenta la temperatura instantáneamente a presión constante. Las concentraciones cambiarán para parcialmente contrarrestar el cambio impuesto: un incremento en la temperatura.
 - a. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción (exotérmica, endotérmica).
 - b. La [NO] y la [Cl₂] (aumentan, disminuyen, no cambian),
 - c. la [NOCl] (aumenta, disminuye, no cambia).
15. Cuando la temperatura se incrementa:
 - a. la velocidad de la reacción directa (aumentará, disminuirá, no cambiará),
 - b. la velocidad de la reacción inversa (aumentará, disminuirá, no cambiará),
 - c. la velocidad de la reacción inversa será (más grande, más pequeña, igual) que la velocidad de la reacción directa.
16. Cuando el equilibrio se restablezca:
 - a. la [NO] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,
 - b. la [Cl₂] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,
 - c. la [NOCl] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.
 - d. las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas),
17. Cuando el equilibrio se ha restablecido la constante de equilibrio es (mayor, menor, igual) que bajo las condiciones iniciales.
18. Después que el equilibrio ha sido alcanzado, se disminuye el volumen del sistema a temperatura constante.
 - a. Las concentraciones de todas las especies gaseosas en el sistema instantáneamente (aumentan, disminuyen, no cambian),
 - b. las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.
19. Las concentraciones cambian de forma tal para parcialmente contrarrestar el cambio impuesto, un incremento en las concentraciones de las especies gaseosas. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción que produce un (mayor, menor) número de partículas gaseosas.
 - a. La [NOCl] (aumenta, disminuye, no cambia),
 - b. la [NO] y la [Cl₂] (aumentan, disminuyen, no cambian).
20. Cuando el equilibrio se restablece:
 - a. la [NO] será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,
 - b. la [Cl₂] será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,
 - c. la [NOCl] será (mayor, menor, igual) que su valor modificado.
21. Cuando el volumen disminuye:
 - a. la velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye, no cambia),
 - b. la velocidad de la reacción inversa (aumenta, disminuye, no cambia),
 - c. la velocidad de la reacción directa será (mayor, menor, igual) que la velocidad de la reacción inversa.
22. . Cuando el equilibrio se ha restablecido:
 - a. las velocidades de las reacciones directa e inversa son (iguales, distintas),
 - b. las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.
23. Cuando el equilibrio se restablece, la constante de equilibrio es (igual, distinta) que en las condiciones iniciales.

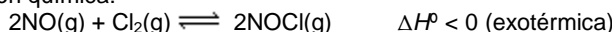
EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO-VERSIÓN FINAL (PREPRUEBA-POSPRUEBA EE)

EXAMEN DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Nombre del alumno _____

Grupo: _____ Plantel: _____

I. Para la siguiente reacción química:



NO = óxido nítrico (monóxido de nitrógeno), NOCl = cloruro de nitrosilo

Lee cada una de las siguientes aseveraciones y subraya, dentro del paréntesis, la respuesta correcta. Puedes hacer uso de las gráficas: concentración vs tiempo y velocidad vs tiempo, para responder.

- Al poner en contacto los reactivos:
 - La concentración de NOCl (aumenta, disminuye, no cambia),
 - la concentración de NO (aumenta, disminuye, no cambia),
 - la concentración de Cl₂ (aumenta, disminuye, no cambia).
- La velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye, no cambia) cuando las concentraciones de reactivos disminuyen.
- La velocidad de la reacción inversa es inicialmente cero. La velocidad de la reacción inversa (aumenta, disminuye, no cambia) cuando las concentraciones de los productos aumentan.
- Después que se ha alcanzado el equilibrio las concentraciones de todas las especies presentes (aumentan, disminuyen, no cambian) con el tiempo.
- En el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos están relacionados por la ley de equilibrio:
 $K_c =$ _____
- Una constante de equilibrio alta indica que las concentraciones en el equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.
- Una baja constante de equilibrio indica que las concentraciones de equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.
- En el equilibrio las reacciones directa e inversa (dejan de ocurrir, continúan ocurriendo).
- En el equilibrio las reacciones directa e inversa tienen (mayores, menores, iguales) velocidades.
- Si aumentamos la temperatura de esta reacción:
 - El sistema se ajusta para favorecer la reacción (exotérmica, endotérmica).
 - La [NO] y la [Cl₂] (aumentan, disminuyen, no cambian),
 - la [NOCl] (aumenta, disminuye, no cambia).
- Cuando el equilibrio se ha restablecido la constante de equilibrio es (diferente, igual) que bajo las condiciones iniciales.

II. El gas pentacloruro de fósforo, PCl₅, se descompone a 30°C en los gases tricloruro de fósforo, PCl₃, y cloro, Cl₂, de acuerdo con la reacción:



La reacción se lleva a cabo en un matraz erlenmeyer cerrado. Al cabo de un tiempo se comprueba que aún hay bastante PCl₅ sin descomponer y que esta cantidad se mantiene. Esto indica que: (subraya las aseveraciones correctas)

- a) Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales
- b) Con el tiempo las reacciones directa e inversa se detienen
- c) Hay cantidades iguales de reactivos y productos
- d) Las reacciones directa e inversa continúan ocurriendo
- e) Se han consumido totalmente los productos y sólo hay reactivo
- f) Siempre están reaccionando algunas moléculas en ambas direcciones
- g) Las concentraciones de reactivos y productos ya no cambian con el tiempo.
- h) La velocidad de la reacción inversa es mayor que la velocidad de la reacción directa
- i) Las concentraciones del reactivo y los productos son iguales
- j) No todo el reactivo puede reaccionar
- k) La reacción es reversible

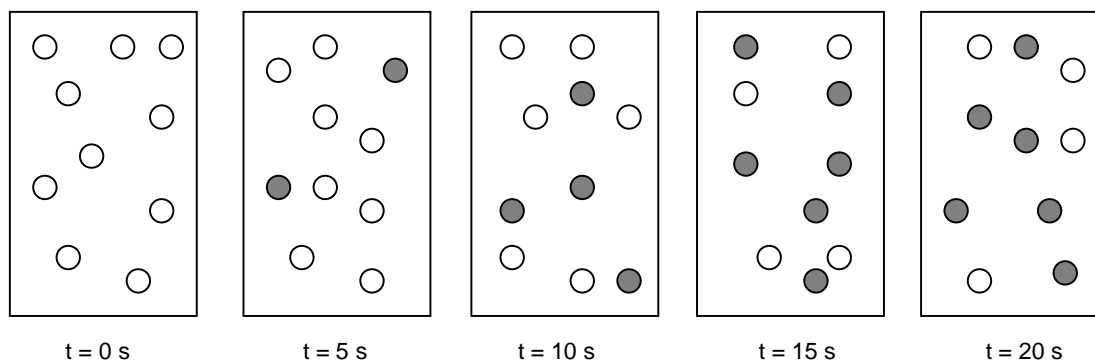
A temperatura constante, cómo cambiaría la posición de equilibrio, en esta reacción si:

- a. se añadiera gas PCl_5 al sistema (a la derecha, a la izquierda)
- b. se retirara gas PCl_5 del sistema (a la derecha, a la izquierda)
- c. se eliminara gas Cl_2 del sistema (a la derecha, a la izquierda)

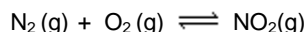
Se deja pasar el tiempo y cuando el equilibrio se ha restablecido la constante de equilibrio es (diferente, igual) que bajo las condiciones iniciales.

Si las concentraciones al equilibrio son: $[\text{PCl}_5] = 0.2 \text{ M}$, $[\text{PCl}_3] = 0.5 \text{ M}$, y $[\text{Cl}_2] = 0.2 \text{ M}$
 Calcula la constante de equilibrio; de acuerdo a este valor, ¿qué especies predominan?

III. El siguiente diagrama representa una reacción hipotética $\text{A} \rightarrow \text{B}$, donde A corresponde a las esferas blancas, y B, a las grises. La sucesión de izquierda a derecha representa el sistema al paso del tiempo. Con base en el análisis de los esquemas ¿podemos afirmar que el sistema alcanza el equilibrio? Explica.

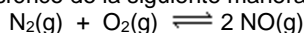


IV. Se hicieron varios experimentos a determinada temperatura para determinar la constante de equilibrio, K_c , de la reacción:



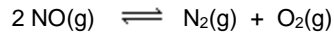
- a) Escribe la expresión de la constante de equilibrio, K_c , para esta reacción.
- b) Se encontró que el valor de K_c es 0.2. Este valor de la constante de equilibrio significa que se favorece la reacción (directa, inversa, ambas).
- c) Esta constante de equilibrio (K_c) cambia de valor si se modifica la (presión, temperatura, concentración) del sistema.
- d) A temperatura constante, se favorece la formación de (reactivos, productos, ambos) si se añade oxígeno.
- e) ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción inversa?

V. La reacción entre N_2 y O_2 que forma NO , es una forma en la que algunos microorganismos funcionan para la fijación de nitrógeno atmosférico de la siguiente manera:



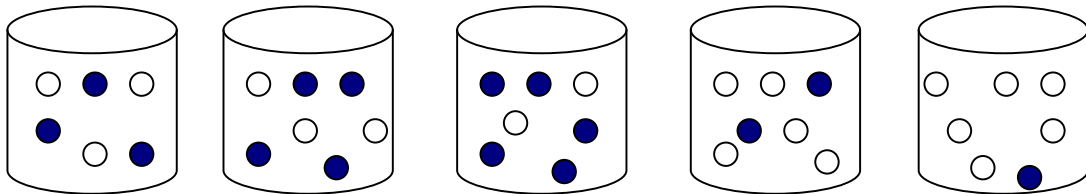
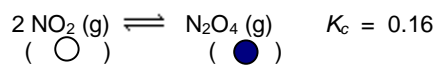
El valor de la constante de equilibrio para esta reacción a 25° C es $K_c = 1 \times 10^{-30}$.

- ¿Es posible que suceda esta reacción para la fijación de nitrógeno en estas condiciones? ¿Por qué?
- Escribe la expresión de K_c para la siguiente reacción:



- Determina el valor de ésta K_c a 25° C.
- Si aumentara o disminuyera la temperatura, ¿afectarían estos cambios a la constante de equilibrio? Explica.
- ¿Para dónde se desplaza el equilibrio de la reacción si se aumenta la presión? La temperatura se mantiene constante.

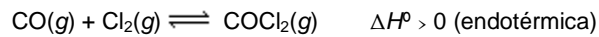
VI. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor las concentraciones de los reactivos y productos para la siguiente reacción en equilibrio? Justifica tu respuesta.



-
-
-
-
-

Dibuja y explica qué sucedería si se duplicara la presión del sistema

VII. El cloruro de carbonilo (COCl_2), también llamado fosgeno, se utilizó en la Primera Guerra Mundial como gas venenoso.



Las concentraciones en el equilibrio a 74 °C para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce cloruro de carbonilo son $[\text{CO}] = 1.2 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$, y $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$.

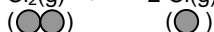
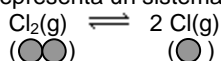
- Calcula el valor de la constante de equilibrio (K_c).
- En el equilibrio, ¿son más abundantes los reactivos o los productos? Justifica Tu respuesta.
- Hacia dónde se desplaza el equilibrio si ocurren los siguientes cambios a una mezcla de equilibrio de los tres gases si se:
 - agrega Cl_2 al sistema (a la derecha, a la izquierda)
 - calienta la mezcla de reacción (a la derecha, a la izquierda)
 - duplica el volumen de reacción (a la derecha, a la izquierda)
 - extrae Cl_2 del sistema (a la derecha, a la izquierda)

ANEXO B
MATERIALES
PARA LOS ALUMNOS

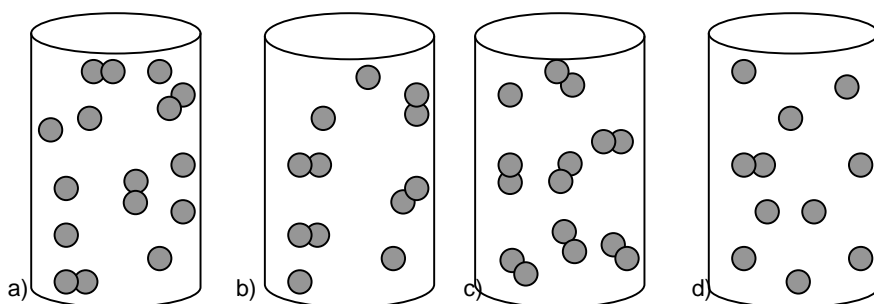
ACTIVIDADES PARA LOS ALUMNOS

ACTIVIDAD 3 REPRESENTACIÓN NANOSCÓPICA DE LAS CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO

1. La siguiente ecuación representa un sistema en equilibrio:



¿Cuál de las siguientes representaciones es válida para este sistema?

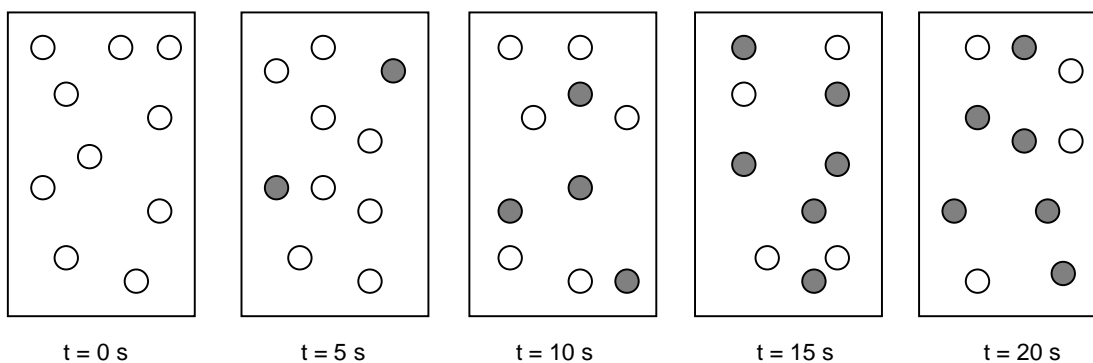


2. Para el equilibrio químico representado por la siguiente ecuación:



se han medido en un experimento las concentraciones de equilibrio $[\text{PCl}_5] = 1 \text{ mol/L}$; $[\text{PCl}_3] = 2 \text{ mol/L}$; $[\text{Cl}_2] = 1 \text{ mol/L}$. Representa a nivel molecular esta situación de equilibrio.

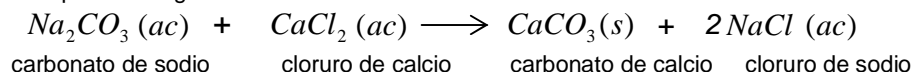
3. El siguiente diagrama representa una reacción hipotética $A \rightarrow B$, donde A corresponde a las esferas blancas, y B, a las grises. La sucesión de izquierda a derecha representa el sistema al paso del tiempo. ¿Indican los diagramas que el sistema alcanza un estado de equilibrio? Justifica tu respuesta.



ACTIVIDAD 4 LECTURA

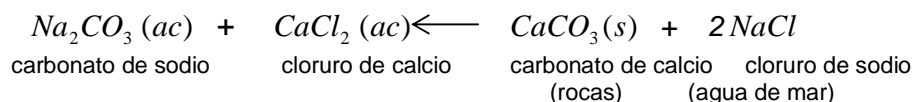
¿Cuáles fueron los motivos que llevaron históricamente
a introducir el concepto de equilibrio químico?
Reversibilidad química

Si añadimos una disolución de carbonato sódico sobre otra disolución de cloruro cálcico, observamos que se va depositando un sólido blanco que es carbonato cálcico. Se está produciendo la precipitación del carbonato de calcio, la reacción que tiene lugar es:

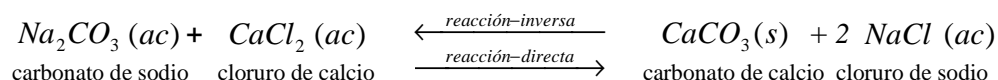


Si se añade la cantidad estequiométrica apropiada, el precipitado de carbonato de calcio, contendrá prácticamente la totalidad del calcio que había en disolución. La reacción transcurre espontáneamente.

En el año 1979, el químico francés Claude Louis Berthollet (1748-1822), consejero de Napoleón Bonaparte en la expedición a Egipto, observó que se depositaba carbonato de sodio a lo largo de las costas de los ríos salados. Las sustancias que originaban el fenómeno eran el carbonato de calcio de las rocas y el cloruro de sodio disuelto en el agua de mar, favoreciéndose la reacción en el sentido contrario:



Las dos reacciones corresponden a dos procesos opuestos. Una es la reacción directa y otra la reacción inversa, esto es, se trata de una reacción reversible.

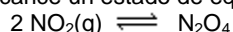


Berthollet, pensaba que la cantidad de reactivo presente desempeñaba un papel importante en el sentido en que se lleva a cabo una reacción en equilibrio. En su obra *Ensayo sobre el Estado de la Química (Essai de Statique Chimique, 2 volúmenes, 1803)*, presentó sus teorías sobre la afinidad química y la reversibilidad de las reacciones. Berthollet cometió un error, pensó que la composición de las sustancias podía variar si se modificaban las concentraciones de los reactivos.

Además Berthollet fue encargado de optimizar la extracción de salitre que se utilizaba para fabricar la pólvora de cañón lavando rocas nitrosas. Se preguntó cómo era posible que fuera mejor lavar las rocas con agua limpia cada vez, y que cuánto más salitre había disuelto en el agua, menos eficaz era el lavado. Así pues, la tendencia a reaccionar (disolver salitre) no dependía solo de la afinidad sino que también debía ser función de la concentración de los reactivos. ¿Cómo era posible que sucediera esto? ¿Tú qué opinas?

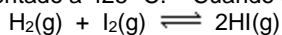
ACTIVIDAD 5 GRAFICAR CONCENTRACIÓN VS TIEMPO VELOCIDAD VS TIEMPO

1. Dada la siguiente tabla correspondiente al cambio de concentraciones de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y de $\text{NO}_2(\text{g})$ con el tiempo, a una temperatura de 100°C , construye las gráficas concentración/tiempo de estas dos sustancias e interprétalas. Si llega un instante en el que se alcance un estado de equilibrio, calcula K_c .



Tiempo (s)	0	20	40	60	80	100
$[\text{N}_2\text{O}_4]$ (mol/L)	0.100	0.074	0.057	0.050	0.049	0.049
$[\text{NO}_2]$ (mol/L)	0	0.052	0.086	0.100	0.102	0.102

2. 1.0 mol de H₂(g) y 1.0 mol de I₂(g) se colocan en un matraz de 1 L, inicialmente vacío. Una vez cerrado herméticamente es calentado a 425° C. Cuando el equilibrio, representado por la siguiente ecuación:



se alcanza, las concentraciones de los dos gases iniciales es de 0.21 mol/L.

- Representa una gráfica cualitativa en la que se muestren los cambios de concentración con el tiempo de cada una de las especies químicas presentes.
- Representa también de una forma cualitativa la variación de la velocidad directa y de la velocidad inversa con respecto al tiempo.

Señala en cada una de las representaciones anteriores el tiempo t_E a partir del cual el sistema se encuentra en equilibrio químico.

ACTIVIDAD 9 EL EQUILIBRIO EN ACCIÓN

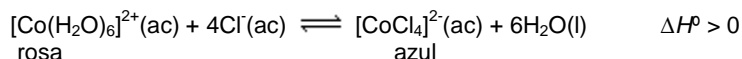
I. EXPERIMENTO 1

Condiciones que favorecen que una bebida gaseosa (refresco) conserve el gas.

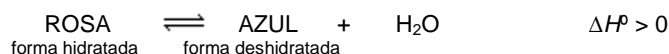
- Toma un refresco (agua mineral), lee su etiqueta y anota sus ingredientes:
- Sabiendo que el gas que contienen los refrescos es bióxido de carbono, y que éste se encuentra en un sistema cerrado ¿cómo representarías el equilibrio que se presenta en un refresco? Escribe la ecuación.
- Escribe la expresión de la ley de acción de masas para esta reacción (constante de equilibrio).
- ¿Qué pasa con un vaso de agua que se deja toda una noche a temperatura ambiente? ¿A qué crees que se debe?
- ¿Qué variables influyen en la solubilidad de los gases?
- ¿Son las mismas que influyen al equilibrio presente en los refrescos? Explica.
- ¿Conviene poner las bebidas gaseosas en el refrigerador para que conserven el gas? ¿Por qué? Demuéstralo experimentalmente (formula hipótesis).
- ¿Por qué se libera el gas cuando destapamos un refresco?

II. HIGRÓMETRO Y MENSAJES MÁGICOS

El cloruro de cobalto en agua forma un complejo de color rosa, el cloruro de cobalto hexahidratado (II) de color rosa. Se torna azul con la formación del complejo tetraclorocobalto (II), de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Podemos representar esta ecuación de la siguiente manera:



De acuerdo con las modificaciones al equilibrio:

- Determina experimentalmente qué variables afectan o modifican este equilibrio. Explica.
- Variando los factores que pueden cambiar la situación de equilibrio, ¿podríamos darle alguna utilidad práctica a esta reacción en equilibrio? Compruébalo.

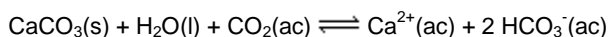
III. "SANGRE DE TORO"

1. Coloca hasta la tercera parte de un tubo con disolución que contiene iones tiocianato, SCN^- , haz lo mismo con otro tubo, pero ahora coloca disolución de iones Fe^{3+} . Observa el color de ambas disoluciones.
2. Toma 1 mL de la disolución que contiene iones Fe^{3+} en un tubo de ensayo y agrega la misma cantidad de la disolución de iones SCN^- . Escribe la reacción que se lleva a cabo indicando los colores de cada especie.
3. ¿Qué significa que la reacción ha alcanzado el equilibrio? ¿Cuándo se establece el equilibrio en esta reacción? ¿Qué especies están presentes en el equilibrio?
4. ¿De qué manera crees que pueda desplazarse el equilibrio sabiendo que la concentración de reactivos o productos afecta al equilibrio de esta reacción química? Plantea hipótesis. Compruébalo.
5. Agrega un poco de disolución que contiene iones oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) al tubo de reacción en equilibrio, éstos se unen fuertemente a los iones Fe^{3+} (los atrapa). Explica qué sucede.

IV. FORMACIÓN DE ESTALACTITAS Y ESTALAGMITAS

En el interior de las cavernas se forman agregados cristalinos de calcita, que adquieren formas extremadamente hermosas y caprichosas. Cuando las formaciones penden del techo de las cuevas se denominan estalactitas. Estas se forman debido a la deposición de carbonato de calcio proveniente de zonas con piedra caliza (CaCO_3). La formación de las cuevas se debe a la acción del agua que va disolviendo la roca caliza lentamente.

1. ¿Cómo piensas que se puede dar este fenómeno si la caliza es prácticamente insoluble en agua? Comprueba experimentalmente la afirmación anterior.
2. Investiga más acerca de la formación de estalactitas y estalagmitas y de la piedra caliza (carbonato de calcio).
3. ¿Con qué podríamos disolver el carbonato de calcio?
4. La ecuación que representa el equilibrio que se lleva a cabo entre agua mineral y carbonato de calcio es:



¿Cómo puedes hacer que este equilibrio se desplace a la derecha o a la izquierda? Compruébalo.

5. ¿Cómo explicas el proceso de formación de una estalactita, de acuerdo al equilibrio anterior?

ACTIVIDAD 10 DISCUSIÓN DE LECTURAS

FORMACIÓN DE ESTALACTITAS Y ESTALAGMITAS

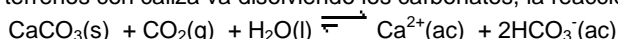


La formación de estalactitas y estalagmitas se debe a los depósitos de carbonato (CaCO_3) de calcio proveniente de zonas con piedra caliza. ¿Cuál es la causa de la formación de una estalactita?

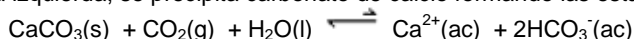
El dióxido de carbono, el carbonato de calcio, el ión bicarbonato y el ión calcio forman el siguiente equilibrio:

$\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{ac})$
piedra caliza La disolución de carbonato de calcio y su cristalización dependerán de la concentración de dióxido de carbono.

Como el agua de lluvia, de los arroyos y de los ríos lleva siempre disuelto CO_2 procedente de la atmósfera, cuando fluye por terrenos con caliza va disolviendo los carbonatos, la reacción se desplaza a la derecha:



Si la concentración de dióxido disuelto disminuye la (se pierde gas) reacción del equilibrio del carbonato se desplaza hacia la izquierda, se precipita carbonato de calcio formando las estalactitas y estalagmitas.



El agua corre por las fisuras de las cavernas y comienza a caer gota a gota; el gas se libera y comienza a precipitar una finísima capa de calcita, el agua con la calcita disuelta continúa circulando por el interior de estos pequeños tubos haciéndolos cada vez más largos produciéndose poco a poco el crecimiento de la estalactita en cuyo interior continúa circulando el agua. De esta forma, la estalactita formará una pared que tendrá entre 0,1 y 0,5 mm de espesor. La formación de la sal se verá favorecida por un aumento de la temperatura.

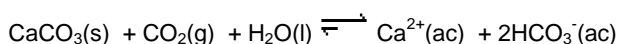
Si la estalactita tiene un crecimiento rápido será más delgada que si tiene un crecimiento lento. Una estalactita crece al año un volumen entre 1 y 2 cm^3 de estructura cristalina. La formación de la estalactita se ve favorecida por la lentitud del goteo, que favorece la marcha del CO_2 y del agua, y de la constancia de una temperatura de 12 a 14 °C en la cueva.

CORALES

Los corales son animales capaces de construir esqueletos de carbonato de calcio (CaCO_3) que les permiten formar una estructura sólida y que son el soporte de una gran variedad de formas de vida. Tienen la propiedad de vivir en simbiosis con unas algas, las zooxantelas, capaces, mediante la fotosíntesis, de transformar la energía luminosa del Sol en energía química, produciendo oxígeno y compuestos orgánicos, los cuales son aprovechados por el coral. Por su parte las zooxantelas obtienen protección, ya que viven dentro del tejido del coral.



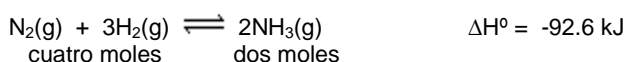
Las zooxantelas utilizan el CO_2 , producido por los corales al respirar, en su proceso de fotosíntesis. En los vegetales el balance fotosíntesis-respiración se inclina hacia el primero de los términos, con consumo de CO_2 , pérdida de este en la disolución y por tanto con precipitación de carbonato. La demanda de CO_2 , por parte de las zooxantelas, acelera la producción de CaCO_3 . La variable más importante que entra en juego es la temperatura. Los arrecifes se dan en aguas cálidas, mares tropicales, los mejor desarrollados se dan entre 23 a 25 °C. La temperatura favorece la salida del CO_2 del equilibrio, desplazándose a la izquierda con formación del CaCO_3 :



Son factores también importantes la turbidez y la luminosidad. La luz es el recurso más importante para el crecimiento de los corales, ya que debe estar disponible en cantidad suficiente para permitir a las zooxantelas realizar la fotosíntesis y con ello la habilidad de los corales para depositar CaCO_3 .

SÍNTESIS DE AMONIACO

Conocer los factores que afectan el equilibrio químico tiene un gran valor práctico en los procesos industriales, como el de la síntesis de amoníaco. El proceso Haber para sintetizar este compuesto, hace reaccionar nitrógeno (proveniente del aire) e hidrógeno.



Supón que, como un destacado químico industrial del siglo XXI, se te pide que diseñes un procedimiento eficiente para sintetizar amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno. El reto es obtener el mayor rendimiento al menor costo de producción. El proceso debe llevarse a cabo a alta presión, ya que ello favorece la reacción de izquierda a derecha (directa), por esto es que la reacción se efectúa, por lo menos, ¡a 250 atmósferas! Cuando la presión total se incrementa es posible obtener un mayor rendimiento.

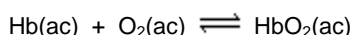
Como la reacción directa es exotérmica, se espera que haya una mayor conversión de amoníaco a bajas temperaturas, esto es lo que precisamente ocurre a 200° C se obtiene amoníaco con un rendimiento de 80%, mientras que a 400° C sólo se logra alrededor del 20%. No obstante en la industria la reacción se desarrolla a 500° C. A esa temperatura, aunque la conversión de amoníaco es baja, la velocidad a la que ocurre es alta. Si la reacción se llevara a 200° C la conversión sería alta, pero tardaría horas en llevarse a cabo. En los procesos industriales deben considerarse los dos factores, la eficiencia termodinámica y la velocidad de la reacción.

Durante la Primera Guerra Mundial los alemanes aprovecharon el invento de Haber para obtener nitrato de amonio (NH₄)NO₃, usado como explosivo. Hoy día, el amoníaco es el compuesto químico del que más moles se producen en la industria mundial (el segundo es el ácido sulfúrico), y su principal utilidad ya no es bélica, sino la fabricación de fertilizantes para cultivos.

LA VIDA EN LAS ALTITUDES Y LA PRODUCCIÓN DE HEMOGLOBINA

En el cuerpo humano es necesario mantener innumerables equilibrios químicos para asegurar su bienestar fisiológico. Si las condiciones ambientales cambian, el cuerpo se debe adaptar para mantenerlo funcionando adecuadamente. Las consecuencias de un cambio repentino de altitud ejemplifican este hecho. Volar desde Acapulco, que está al nivel del mar, a la ciudad de México, donde la elevación es de 2.3 Km, o escalar una montaña de 3 Km en dos días, puede provocar dolor de cabeza, náusea, fatiga extrema y otras molestias. Todos estos son síntomas de hipoxia, es decir una deficiencia en la cantidad de oxígeno que llega a los tejidos corporales. En casos severos, la víctima puede caer en estado de coma e incluso morir si no se le trata en forma adecuada. Sin embargo, una persona que vive a gran altura durante semanas o meses, se recupera en forma gradual de la enfermedad de las alturas y se adapta al bajo contenido de oxígeno en la atmósfera, de tal manera que puede funcionar normalmente.

La combinación de oxígeno con la molécula de hemoglobina, que representaremos como Hb, ya que la molécula presenta una compleja estructura llamada grupo hemo, constituida por una protoporfirina a la que se haya unido un átomo de hierro (ferroso). El oxígeno se une a esta compleja molécula y se transporta a través de la sangre, es una reacción compleja que podemos representar de la siguiente forma:



Donde HbO₂ es la oxihemoglobina, el complejo de hemoglobina y oxígeno que es el que en realidad lleva el oxígeno a los tejidos. La constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{HbO}_2]}{[\text{Hb}][\text{O}_2]}$$

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, una disminución en la concentración de oxígeno desplazará el equilibrio de la ecuación anterior hacia la izquierda. Este cambio reduce el aporte de oxihemoglobina y provoca hipoxia. Si se le da el tiempo suficiente, el organismo supera este problema produciendo más moléculas de hemoglobina y el equilibrio gradualmente volverá a desplazarse en favor de la formación de oxihemoglobina. El aumento en la producción de hemoglobina que satisfaga las necesidades fundamentales del organismo tarda de dos a tres semanas, y pueden necesitarse varios años para regresar a la capacidad plena. Se ha demostrado que los residentes de las zonas de gran altura tienen niveles altos de hemoglobina en la sangre, a veces hasta 50% más que las personas que viven a nivel del mar.

EL MONÓXIDO DE CARBONO Y LA ASFIXIA

El monóxido de carbono (CO) se forma por la combustión incompleta de materiales que contienen carbono, por ejemplo, los combustibles fósiles. En términos de masa total el CO es el más abundante de todos los gases contaminantes.

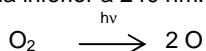
El monóxido de carbono es un gas relativamente poco reactivo, en consecuencia, no plantea una amenaza directa para la vegetación o los materiales. Sin embargo, afecta a los seres humanos. Este gas tiene la capacidad, poco usual, de unirse muy fuertemente a la hemoglobina, la proteína de los glóbulos rojos de la sangre que contiene hierro y es la encargada del transporte de oxígeno en el cuerpo humano.

En los pulmones, una molécula de hemoglobina, recoge una molécula de O₂, la cual reacciona con el átomo de hierro que tiene la hemoglobina para formar una especie llamada oxihemoglobina. Cuando la sangre circula, la molécula de O₂ se libera en los tejidos según se requiere para el metabolismo celular, es decir, para los procesos que se llevan a cabo en la célula.

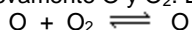
Al igual que el O₂, el CO también se enlaza, pero con mayor fuerza al hierro de la hemoglobina. La especie que resulta se llama carboxihemoglobina. El problema radica en que la afinidad de la hemoglobina con el CO es 210 veces mayor que la del O₂. En consecuencia, una cantidad relativamente pequeña de CO puede inactivar una fracción considerable de la hemoglobina de la sangre para el transporte de oxígeno. Por ejemplo, una persona que respira aire que contiene sólo el 0.1 % de CO durante algunas horas incorpora el CO suficiente para convertir hasta el 60 % de la hemoglobina en carboxihemoglobina, con lo que la capacidad normal de transporte de oxígeno de la sangre se reduce en un 60 %. Cuando el nivel de carboxihemoglobina es muy elevado, el transporte sanguíneo de O₂ se interrumpe y se produce la muerte. Puesto que el CO es un gas incoloro e inodoro, el envenenamiento con CO ocurre con muy pocas señales de advertencia. Los dispositivos de combustión mal ventilados, como las lámparas y estufas de queroseno, plantean una amenaza potencial para la salud.

LA CAPA DE OZONO EN LA ATMÓSFERA

El ozono es un componente importante de la estratosfera, principalmente a altitudes comprendidas entre los 15 y los 25 km. El ozono se forma a partir de la descomposición del oxígeno por acción de las radiaciones ultravioleta del Sol de longitud de onda inferior a 240 nm:



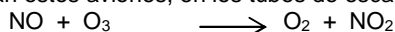
Estos átomos de oxígeno se combinan inmediatamente con moléculas de oxígeno para formar ozono. No obstante, este ozono absorbe la luz ultravioleta de longitud de onda comprendida entre 240 y 310 nm y se descompone para dar nuevamente O y O₂. De esta forma se establece un equilibrio:



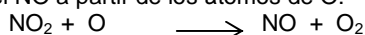
A alturas muy superiores sobre la superficie de la Tierra (200 km), la presión es extraordinariamente baja y la concentración de átomos de oxígeno se hace tan pequeña que difícilmente se combinan para dar moléculas O₂ u O₃, los átomos permanecen como tales y forman la capa de oxígeno atómico de la atmósfera.

La concentración de ozono se mantiene constante en el equilibrio, pero la luz ultravioleta se está absorbiendo continuamente y se está convirtiendo en energía cinética de los átomos y moléculas de oxígeno (energía interna). La consecuencia es que la mayor parte de la radiación ultravioleta del Sol se absorbe antes de alcanzar la superficie terrestre. Puesto que la radiación ultravioleta puede destruir las células vivas, la capa de ozono está protegiéndonos de estos efectos dañinos. Si no existiera ozono en la estratosfera la intensidad de la radiación ultravioleta que alcanzaría la superficie de la Tierra sería tal que haría imposible la vida. Incluso, un pequeño descenso de la concentración de ozono podría conducir a una mayor incidencia de cáncer de piel.

En los últimos años, la posibilidad de que ciertos contaminantes atmosféricos pudieran estar haciendo disminuir la concentración de ozono en la mencionada capa ha causado una considerable alarma. Uno de los motivos de preocupación son los aviones supersónicos que vuelan a altitudes de 18 km, es decir, a la altura de la capa de ozono. El NO que expulsan estos aviones, en los tubos de escape, reduce el ozono a oxígeno:

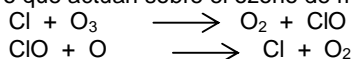


volviendo a regenerarse el NO a partir de los átomos de O:



El resultado es que la emisión de NO por los aviones supersónicos podría estar reduciendo la concentración de ozono. Sin embargo, esta conclusión no es necesariamente cierta, la química de las capas altas de la atmósfera es muy compleja y todavía no se conoce con mucho detalle.

Otro motivo de preocupación lo constituye la liberación de los clorofluorocarbonos (CFC) a la atmósfera. Estas sustancias se han utilizado ampliamente como propelentes de aerosoles y como refrigerantes. Son compuestos inertes que aparentemente no experimentan ninguna reacción en las capas bajas de la atmósfera. Presumiblemente se difunden en la estratosfera y en ella quedan sometidos a la acción de la radiación ultravioleta. Ésta libera átomos de cloro que actúan sobre el ozono de modo similar a como lo hace el NO:



De esta forma, estos compuestos también contribuyen a disminuir la concentración de ozono en las capas altas de la atmósfera. Considerando las reacciones de descomposición del ozono por acción del Cl y del NO como equilibrios, a partir de la modificación del equilibrio, cómo explicarías la desaparición del ozono. Busca información que te permita discutir los posibles peligros que pueda traer la disminución de la capa de ozono. Busca información que te permita valorar qué tiene para los países subdesarrollados el que se dejen de utilizar los CFC en los refrigeradores.

MATERIAL ALUMNOS ACTIVIDADES 6, 7, 8

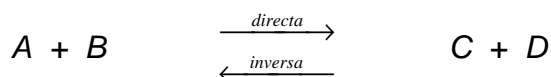
EQUILIBRIO QUÍMICO

Reacciones que nunca terminan

Reacción química reversible.

Una reacción química puede ser reversible. De hecho la mayoría de las reacciones son reversibles, en algún grado, tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, el proceso inverso se comienza a establecer y las moléculas de reactivo se forman a partir de las moléculas del producto recién formado, están presentes tanto reactivos como productos. ¿Cómo sucede esto?

Las reacciones reversibles se indican con una doble flecha (\rightleftharpoons) entre los productos y los reactivos, lo cual significa que la reacción tiene lugar en los dos sentidos, directa cuando se forman productos e inversa cuando se forman reactivos. La doble flecha indica que se trata de una reacción química reversible. Podemos representar una reacción reversible cualquiera, de la siguiente manera:

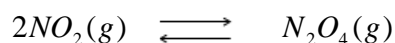


Naturaleza del equilibrio químico

Una reacción química es reversible cuando se lleva cabo en uno u otro sentido. Cuando en esta reacción se establece un equilibrio químico dinámico, es decir, que no dejan de llevarse a cabo ambas reacciones, la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa, no se detectan cambios de concentración ya que las concentraciones de reactivos y productos se estabilizan en valores específicos

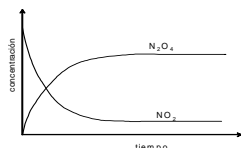
Constancia de concentraciones.

Examinemos la reacción reversible:

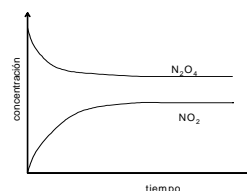


Conforme la reacción avanza, a una temperatura constante, se alcanza un punto en el que ya no se detectan cambios netos de concentración, las concentraciones de reactivos y productos se estabilizan en valores fijos, se ha establecido un equilibrio dinámico. Una vez alcanzadas las concentraciones al equilibrio, ya no cambian. Considerando que inicialmente el gas contenido

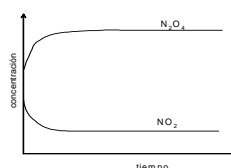
en un recipiente es NO_2 , el estado de equilibrio va a alcanzarse cuando algunas moléculas de NO_2 se combinan para formar N_2O_4 y las concentraciones de ambos, reactivo y producto permanezcan fijas.



Si partimos de una concentración inicial de N_2O_4 y nada de NO_2 , la gráfica sería...



Y cuando tenemos ambos gases a distintas concentraciones, sería...



En los tres casos, la concentración de reactivos y de productos se mantienen constantes.

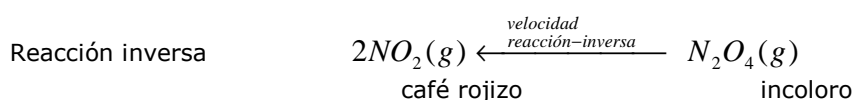
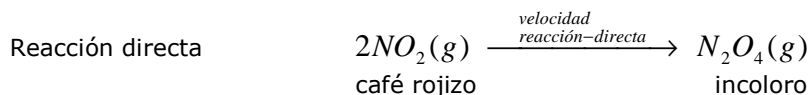
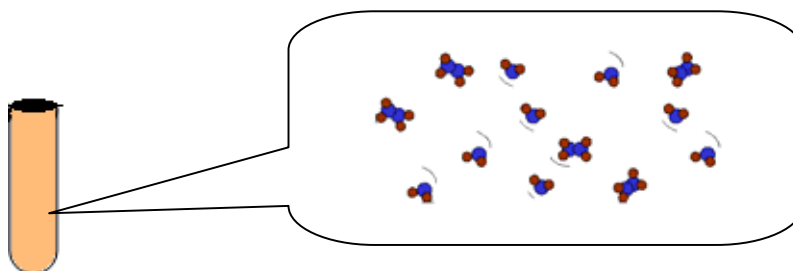
∞ Igualdad de velocidades

En el equilibrio químico, la velocidad a la que se forman productos a partir de reactivos es igual a la velocidad que se forman reactivos a partir de productos. La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.

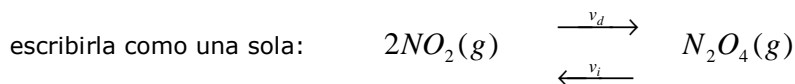
¿Cómo representarías la velocidad a la que los reactivos desaparecen y los productos aparecen se igualan?

∞ Equilibrio dinámico

Un equilibrio químico es dinámico, un tubo que contiene NO_2 forma moléculas de N_2O_4 , esto es, dos moléculas de NO_2 se unen para formar N_2O_4 . Al mismo tiempo se separan llevándose a cabo la reacción contraria. Microscópicamente, intervienen dos procesos opuestos que se llevan a cabo a la misma velocidad, la reacción directa (el reactivo que forma el producto) y la reacción inversa (el producto transformándose en reactivo nuevamente), que podemos representar:



y podemos



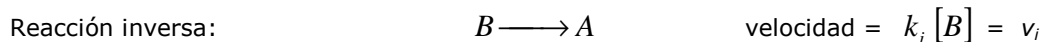
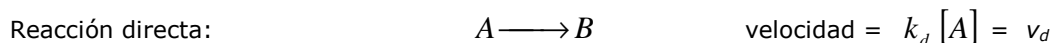
Resumiendo lo anterior, podemos decir que un sistema en equilibrio químico debe cumplir las siguientes condiciones:

1. _____
2. _____
3. _____

Los equilibrios químicos explican un gran número de fenómenos naturales, y desempeñan importantes papeles en muchos procesos industriales.

• Expresión de la constante de equilibrio

El sistema de reacción en equilibrio $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$, es una reacción que en general podemos representarla como:



Donde k_d y k_i son las constantes de velocidad de las reacciones directa e inversa, respectivamente. Cuando se alcanza el equilibrio las velocidades directa e inversa son iguales, de tal modo que:

$$v_d = v_i$$

$$k_d [A] = k_i [B]$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[B]}{[A]} = K_{eq}$$

donde el cociente de las dos constantes de velocidad también es una constante, K_{eq} , conocida como la constante de equilibrio de la reacción.



$$\text{velocidad} = k_d [A]^a [B]^b = v_d$$

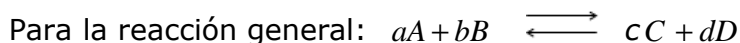
$$\text{velocidad} = k_i [C]^c = v_i$$

$$\text{En el equilibrio} \quad v_d = v_i$$

$$\text{Sustituyendo:} \quad k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c}{[A]^a [B]^b} = K_{eq}$$

En este caso K_{eq} depende de la concentración de cada especie química involucrada, esta constante se conoce como K_c .



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

⊕ Para obtener la constante de equilibrio fueron obtenidos experimentalmente, los siguientes datos para el sistema $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$, a una temperatura de 25°C. Se tienen las concentraciones de los gases

al inicio y al equilibrio expresados en moles por litro (M). Completa la tabla calculando la relación $[\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$.

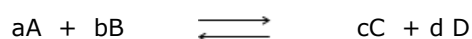
Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones en el equilibrio (M)		Relación de concentraciones en el equilibrio
$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$
0.000	0.670	0.0547	0.643	
0.0500	0.446	0.0457	0.448	
0.0300	0.500	0.0475	0.491	
0.0400	0.600	0.0523	0.594	
0.200	0.000	0.0204	0.0898	

El valor obtenido para K_c es de _____

☞ Ley de acción de masas

En el año 1864 Cato Maximilian Guldberg y Meter Waage experimentando con procesos en equilibrio y haciendo múltiples determinaciones de las sustancias presentes en el equilibrio, postularon su ley de acción de masas, para una reacción reversible en equilibrio.

Esta ley expresa la relación entre las concentraciones de los reactivos y productos presentes en el equilibrio en cualquier reacción. Si expresamos cualquier reacción con la ecuación general de equilibrio:



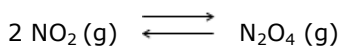
donde A , B , C y D son las especies químicas participantes, y a , b , c y d son sus coeficientes en la ecuación química balanceada. Cuando los reactivos y productos están en disolución, la condición de equilibrio se expresa mediante una ecuación que tome en cuenta las concentraciones molares:

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

Esta relación se conoce como la expresión de la *constante de equilibrio* (K_{eq}) de la reacción.

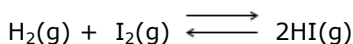
La constante de equilibrio (K_{eq}) es el valor numérico que se obtiene al sustituir concentraciones molares de equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio. La expresión de la constante de equilibrio depende únicamente de la estequiometría de la reacción. El valor de la constante de equilibrio varía sólo con la temperatura y es adimensional.

Para la reacción:

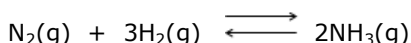


su constante está expresada por:


$$K_C = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

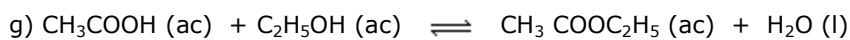
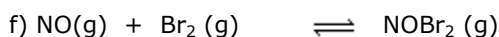
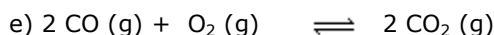
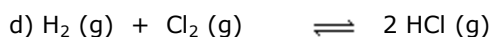
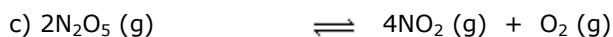
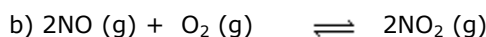
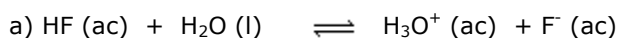


$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$



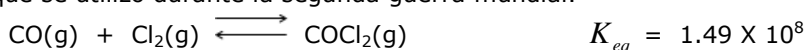
$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

 Escribe las expresiones para K_C para las siguientes reacciones en equilibrio:

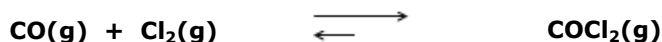


¿Qué me dice la constante de equilibrio?

La constante de equilibrio puede tener un valor muy grande o muy pequeño. La magnitud de la K_{eq} proporciona importante información acerca de la composición de una mezcla de equilibrio. Por ejemplo, considerando la reacción entre el monóxido de carbono y cloro gaseosos a 100°C que produce fosgeno (COCl_2), un gas tóxico que se utiliza en la fabricación de ciertos polímeros e insecticidas y que se utilizó durante la segunda guerra mundial.



Para que la constante de equilibrio sea tan grande, el numerador de la expresión de la constante de equilibrio debe ser mucho mayor que el denominador, por tanto, la concentración de COCl_2 en el equilibrio debe ser mucho más grande que la de CO o Cl_2 . En el equilibrio se tiene una mezcla de los tres gases, predomina principalmente COCl_2 y se dice que el equilibrio está desplazado a la derecha, esto es, hay una mayor concentración de productos y se indica con una flecha de mayor longitud:



$$K_{eq} > 1$$

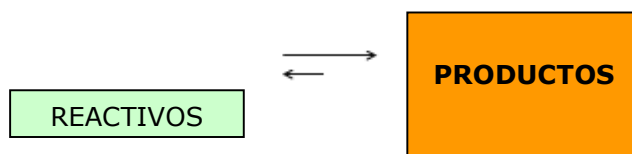
Una constante de equilibrio muy pequeña indica que la mezcla de equilibrio contiene principalmente a los reactivos, ya que se encuentran en mayor concentración que el producto y se dice que el equilibrio está desplazado a la izquierda, indicándolo con una flecha de mayor tamaño en este sentido.



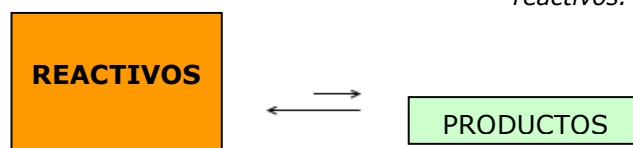
$$K_{eq} < 1$$

Podemos decir, en general, que:

Si $K_{eq} > 1$; el equilibrio está desplazado hacia la derecha, predominan los productos.



Si $K_{eq} < 1$; el equilibrio está desplazado a la izquierda, predominan los reactivos.



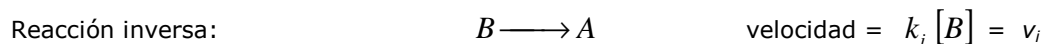
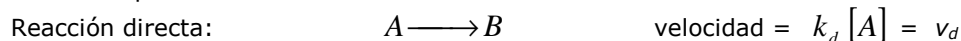
Distintas formas de expresar la constante de equilibrio

Expresión de la K_p para equilibrios con gases.

El equilibrio del sistema $[NO_2]/[N_2O_4]$, donde ambos son gases, pueden expresarse las constantes K_c y K_p de la siguiente forma:

$$K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \qquad K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

Sabemos que:



La concentración está expresada en molaridad (M), es decir, moles /L

$M = n/V$ en el caso de los gases sabemos que se rigen por la ley del gas ideal

$$PV = nRT$$

$M = P/RT$, por consiguiente:

$$[A] = P_A / RT$$

$$[B] = P_B / RT$$

Sustituyendo: $k_d (P_A / RT) = v_d$


$$k_i (P_B / RT) = v_i$$

Igualando velocidades: $k_d (P_A / RT) = k_i (P_B / RT)$

$$k_d / k_i = (P_B / RT) / (P_A / RT) = \frac{P_B}{P_A} = K_p$$

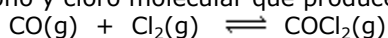
Donde P_A y P_B son las presiones parciales de reactivos y productos.

La constante de equilibrio para los gases, K_p , expresa la relación de las presiones parciales de equilibrio (en atmósferas).

 Escribe las expresiones para K_p para las reacciones de los incisos *b*, *c*, *d* y *e* del ejercicio anterior.

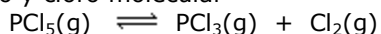
Cálculo de la constante de equilibrio

1. El cloruro de carbonilo (COCl_2), también llamado fosgeno, se utilizó en la primera guerra mundial como gas venenoso. Las concentraciones en el equilibrio a 74°C para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce cloruro de carbonilo



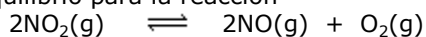
son $[\text{CO}] = 0.012 \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$, y $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$. calcula la constante de equilibrio (K_c).

2. La constante de equilibrio K_p obtenidas para la descomposición del pentacloruro de fósforo a tricloruro de fósforo y cloro molecular



es de 1.05 a 250°C . si las presiones parciales en el equilibrio de PCl_5 y PCl_3 son 0.875 atm y 0.463 atm , respectivamente, ¿cuál es la presión parcial en el equilibrio de Cl_2 a esta temperatura?

3. La constante de equilibrio para la reacción



es 158 a $1,000^\circ\text{K}$. calcule la presión parcial de oxígeno (P_{O_2}) si la presión parcial de NO_2 (P_{NO_2}) es de 0.4 atm y la presión parcial de NO (P_{NO}) es de 0.27 atm .

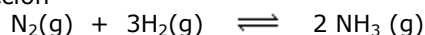
Predicción de la dirección de una reacción

Las reacciones que no han logrado el equilibrio, se obtiene un cociente de reacción (Q) en lugar de la constante de equilibrio, al sustituir las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio.

Para determinar en qué dirección procederá la reacción neta para llegar al equilibrio, se comparan los valores de Q y K_c . Podemos tener las tres situaciones:

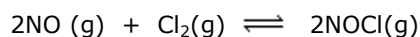
$Q > K_c$	La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos, de modo que el sistema procede de derecha a izquierda (los productos se consumen y se forman los reactivos).
$Q = K_c$	Las concentraciones iniciales son concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.
$Q < K_c$	La relación entre las concentraciones iniciales de productos y de reactivos es muy pequeña. Para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema procede de derecha a izquierda (los reactivos se consumen para formar productos).

4. Al principio de una reacción, hay 0.249 moles de N_2 , 3.21×10^{-2} moles de H_2 y 6.42×10^{-4} moles de amoníaco (NH_3), en un matraz de 3.5 L a una temperatura de $375^\circ C$. Si la constante de equilibrio (K_C) para la reacción



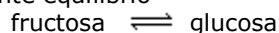
es 1.2 a esta temperatura, determina si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

5. La constante de equilibrio (K_C) para la formación de cloruro de nitrosilo, a partir de óxido nítrico y cloro molecular



tiene el valor de 6.5×10^4 a $35^\circ C$. En un experimento se mezclan 2×10^{-2} moles de NO , 8.3×10^{-3} moles de Cl_2 y 6.8 moles de $NOCl$ en un matraz de 2 L ¿en qué dirección procederá el sistema para alcanzar el equilibrio?

6. Cuando la glucosa (azúcar de maíz) y la fructosa (azúcar de la fruta) se disuelven en agua, se establece el siguiente equilibrio



Un químico preparó una disolución 0.244 M de fructosa a $25^\circ C$ y descubrió que en el equilibrio la concentración había disminuido a 0.113 M.

- Determina la constante de equilibrio de la reacción.
- ¿Qué porcentaje de fructosa se transformó en glucosa en el equilibrio?

⚗ **Modificaciones al estado de equilibrio.**

El equilibrio químico presenta un balance entre las reacciones directa e inversa; este balance es muy delicado, en la mayoría de los casos. Los cambios en las condiciones a la que se lleva a cabo una reacción en equilibrio (concentración, temperatura, presión, etc) pueden alterarlo y desplazar la posición de equilibrio a la derecha o a la izquierda. Esto quiere decir que si una reacción se desplaza a la derecha, se favorece la reacción directa. Si por el contrario el equilibrio se desplaza a la izquierda, es que se favorece la reacción inversa.

Principio de LeChatelier.

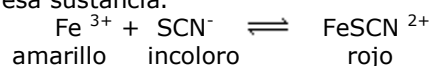
Esta regla establece que si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio de temperatura, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación.

Consideraremos tres formas de perturbar un equilibrio químico:

- ◇ agregar o quitar un reactivo o producto,
- ◇ cambiar la temperatura,
- ◇ modificar la presión.

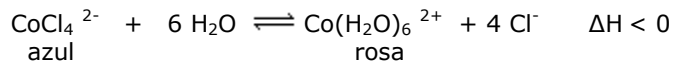
◇ **Cambios de concentración de reactivos o productos**

Si un sistema químico está en equilibrio y se agrega una sustancia (ya sea reactivo o producto), la reacción se desplazará de modo que se restablezca el equilibrio consumiendo parte de la sustancia agregada. A la inversa, eliminar una sustancia provocará que la reacción se desplace en el sentido que forma más de esa sustancia.



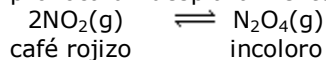
◇ **Cambios de temperatura**

Cuando se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido que consume el reactivo (o producto) el calor en exceso. Aumentar la temperatura favorece la reacción endotérmica. Disminuir la temperatura favorece la reacción exotérmica.



♦ **Efectos de los cambios de presión y volumen**

A una temperatura constante reducir el volumen de una mezcla gaseosa en equilibrio provoca que el sistema se desplace en la dirección que reduce el número de moles de gas. A la inversa, un aumento de volumen provoca un desplazamiento en la dirección que produce más moléculas de gas.



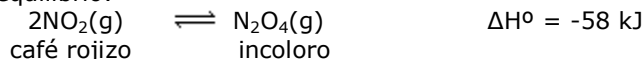
7. Considera el equilibrio



¿Cómo afectará cada uno de los siguientes cambios a una mezcla de equilibrio de los tres gases si se

- agrega O_2 al sistema;
- calienta la mezcla de reacción;
- duplica el volumen de reacción;
- aumenta la presión total del sistema;
- extrae SO_3 del sistema.

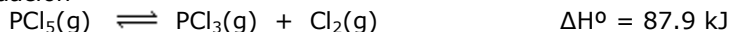
8. Considerando el equilibrio:



¿En qué sentido se desplazará el equilibrio al efectuar los siguientes cambios al sistema en equilibrio

- agregar N_2O_4 ;
- extraer NO_2 ;
- aumentar la presión total;
- aumentar el volumen;
- reducir la temperatura?

9. En la siguiente ecuación



¿en qué sentido se desplazará el equilibrio al

- extraer Cl_2 ;
- disminuir la temperatura;
- aumentar el volumen del sistema de reacción;
- agregar PCl_3 ?

Los sistemas evolucionan espontáneamente hacia un estado de equilibrio.

ACTIVIDAD 11

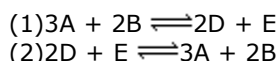
EQUILIBRIO QUÍMICO SERIE DE PROBLEMAS

NATURALEZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. ¿Qué es una reacción reversible? Menciona ejemplos.
2. Define el equilibrio químico, sus características.
3. ¿Es lo mismo equilibrio físico que equilibrio químico?, explica. Da un ejemplo en cada caso.
4. Describe brevemente la importancia del estudio de las reacciones en equilibrio químico, ¿por qué debemos estudiarlo?
5. ¿Qué opinas de los siguientes enunciados en torno a las reacciones reversibles?
 - a) En el equilibrio ya no se transforman reactivos en productos.
 - b) En el equilibrio la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa y ambas valen cero
 - c) En el equilibrio hay cantidades iguales de reactivos y productos.
 - d) Un sistema químico está en equilibrio cuando todos los procesos químicos han terminado.
 - e) Una vez que los reactivos y productos llegan a valores constantes, se detienen las reacciones directa e inversa.
 - f) Para que se lleve a cabo la reacción inversa, primero debe completarse la directa.
 - g) El equilibrio es dinámico, pues siempre están reaccionando algunas moléculas.
6. Con esquemas de partículas representa una reacción hipotética $A \rightleftharpoons B$. Supón que la reacción comienza desde el momento en que se ponen en contacto los reactivos y se parte de nada de productos. Puedes recordar el modelo de reacción visto en clase y toma diferentes intervalos de tiempo, por ejemplo a los 5s, 10s, 15s, etc.

CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

7. ¿Qué dice la ley de acción de masas?
8. ¿Qué representan los símbolos K_C y K_P ?
9. Escribe las expresiones de las constantes de equilibrio para K_C (y K_P si es el caso) en cada una de las siguientes ecuaciones químicas:
 - a) $2\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - b) $3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{g})$
 - c) $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
 - d) $2\text{HgO}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - e) $2\text{NO}_2(\text{g}) + 7\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - f) $2\text{ZnS}(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{ZnO}(\text{s}) + 2\text{SO}_2(\text{g})$
 - g) $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$
 - h) $\text{Ti}(\text{s}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{TiCl}_4(\text{l})$
 - i) $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$
 - j) $2\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
10. Considerando la reacción $A + B \rightleftharpoons C + D$. Suponiendo que la constante de equilibrio es muy grande, ¿qué especies predominan en el equilibrio, los reactivos o los productos?
11. La constante de equilibrio de la reacción (1) siguiente es 4.22×10^{-3} . ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio de la reacción (2)?



12. La constante de equilibrio (K_c) para la reacción
 $2\text{HCl(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$

es 4.17×10^{-34} a 25°C ¿Cuál es la constante de equilibrio para la reacción
 $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HCl(g)}$
a la misma temperatura?

13. Considera el siguiente proceso en equilibrio a 700°C :
 $2\text{H}_2\text{(g)} + \text{S}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S(g)}$

Un análisis muestra que hay 2.5 moles de H_2 , 1.35×10^{-5} moles de S_2 y 8.7 moles de H_2S contenidos en un matraz de 12 L, en el equilibrio. Calcula la constante de equilibrio (K_c) de la reacción.

14. Considera la siguiente ecuación para una reacción en equilibrio:
 $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO(g)}$

si las presiones parciales de equilibrio de N_2 , O_2 y NO son 0.15 atm, 0.33 atm y 0.05 atm, respectivamente, a $2,200^\circ\text{C}$, ¿cuál es el valor de K_p ?

15. Un matraz de reacción contiene NH_3 , N_2 e H_2 en equilibrio a cierta temperatura. Las concentraciones en el equilibrio son $[\text{NH}_3] = 0.25\text{ M}$, $[\text{N}_2] = 0.11\text{ M}$, e $[\text{H}_2] = 1.91\text{ M}$. Calcula la constante de equilibrio K_c para la síntesis del amoníaco si la reacción se representa:
 $\text{N}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(g)}$

16. Considere la reacción química
 $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI(g)}$

Se determina que en el equilibrio las concentraciones de H_2 , I_2 , HI son 0.15 M, 0.033 M y 0.55 M, respectivamente. ¿Cuál es el valor de la K_c de esta reacción?

17. Se coloca yoduro de hidrógeno gaseoso en un recipiente cerrado a 425°C , donde se descompone parcialmente en hidrógeno y yodo:
 $2\text{HI(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)}$

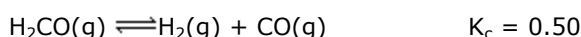
Se determina que en el equilibrio $[\text{HI}] = 3.53 \times 10^{-3}\text{ M}$; $[\text{H}_2] = 4.79 \times 10^{-4}\text{ M}$; y $[\text{I}_2] = 4.79 \times 10^{-4}\text{ M}$. ¿Cuál es el valor de K_c a esta temperatura?

18. La constante de equilibrio de la reacción
 $2\text{NO(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ es $K_c = 2.4 \times 10^3$ a $2,000^\circ\text{C}$.

Calcula la K_c para
 $\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO(g)}$

A esta temperatura, ¿favorece el equilibrio al N_2 y O_2 ?

19. A cierta temperatura la constante de equilibrio de la reacción siguiente es

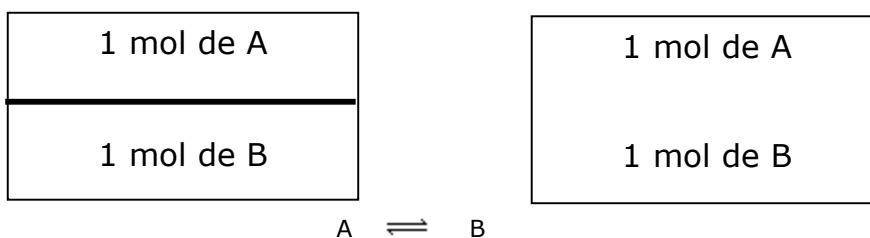


Si $[\text{H}_2\text{CO}] = 0.25\text{ M}$ y $[\text{H}_2] = 0.50\text{ M}$, ¿cuál es la concentración de $[\text{CO}]$?

20. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es incorrecta y por qué?

- a) Los cambios de temperatura no afectan la constante de equilibrio.
- b) Si una constante de equilibrio es grande, los productos se forman en número relativamente grande.
- c) La constante de equilibrio es simplemente el cociente de las velocidades directa e inversa.
- d) La constante de equilibrio de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.
- e) Si cambian las concentraciones al equilibrio, la constante también lo hace.

21. Considera los siguientes recipientes:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones te parece correcta?

- a) Los gases A y B están en equilibrio sólo en el recipiente de la figura de la izquierda.
 - b) Los gases A y B están en equilibrio sólo en el recipiente de la figura de la derecha.
 - c) En los recipientes de las dos figuras los gases A y B están en equilibrio.
 - d) En ninguno de los recipientes de las dos figuras los gases A y B están en equilibrio
22. ¿Qué es el cociente de reacción ¿En qué difiere de la constante de equilibrio?

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO.

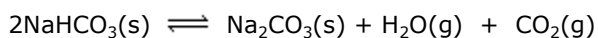
23. Explica el principio de Le Chatelier.
24. Explica qué significa modificar o desplazar la posición de equilibrio. Menciona dos ejemplos.
25. Menciona los factores que pueden modificar o desplazar la posición de equilibrio, ¿cómo lo hacen?
26. ¿Cuál de las siguientes aseveraciones es incorrecta? Justifica tu respuesta.
- a. En las reacciones exotérmicas el equilibrio se desplaza hacia la izquierda al aumentar la temperatura.
 - b. La adición de reactivos desplaza el equilibrio hacia la derecha.
 - c. La adición de productos desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
 - d. La adición de un catalizador desplaza el equilibrio hacia la derecha.
 - e. La extracción de un producto desplaza el equilibrio hacia la derecha.
 - f. Si el número de moles de gas en los productos es menor que el número de moles de gas en los reactivos, un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia la derecha

27. Considera el siguiente sistema en equilibrio

$$SO_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2Cl_2(g)$$

¿Cómo cambiaría la posición de equilibrio, manteniendo la temperatura constante, si

- a) se añadiera gas Cl_2 al sistema
 - b) se retirara SO_2Cl_2 del sistema
 - c) se eliminara SO_2 del sistema
28. Al calentar bicarbonato de sodio sólido en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



¿qué pasará a la posición de equilibrio si

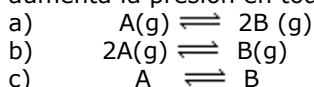
- a. algo de CO_2 se retirara del sistema
- b. algo de Na_2CO_3 se agregara al sistema
- c. algo de NaHCO_3 sólido se retirara del sistema
- d. la temperatura permanece constante.

29. Considera los siguientes sistemas en equilibrio:

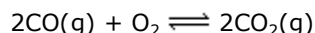


¿Qué cambios se presentarían en la constante de equilibrio (K_C) para cada caso si se elevara la temperatura del sistema de reacción?

30. ¿Para dónde se desplaza el equilibrio de los siguientes sistemas gaseosos en equilibrio si se aumenta la presión en todos los casos? La temperatura se mantiene constante.



31. Contaminación con monóxido de carbono. ¿Por qué ocurren casos de asfixia por monóxido de carbono a pesar de la siguiente reacción química?

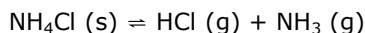


Constante de equilibrio $K = 3 \times 10^{48}$, a temperatura ambiente (20°C).

32. ¿Conviene poner los refrescos en el refrigerador para que conserven el gas?



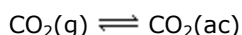
33. Al calentar el cloruro amónico sólido se descompone en los gases cloruro de hidrógeno y amoníaco. Si la reacción se realiza en un recipiente cerrado, se alcanza un estado de equilibrio según la ecuación:



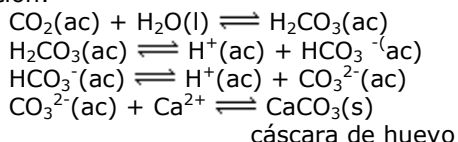
Señala cuál de los siguientes procedimientos te parece adecuado para aumentar la concentración del sólido:

- a) Aumentar la presión.
- b) Extraer amoníaco del recipiente.
- c) Disminuir la presión.
- d) La pregunta es absurda.

34. Se ha comprobado que en el verano hay mayores pérdidas económicas al transportar huevos porque las cáscaras se rompen más. Dado que las gallinas no transpiran y deben recurrir a la respiración como medio para regular la temperatura, en tiempos calurosos exhalan mayor cantidad de dióxido de carbono con lo que se ve afectada la siguiente serie de reacciones en equilibrio:

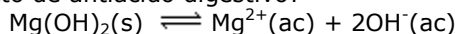


Durante la respiración:

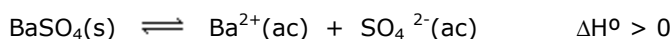


¿Qué sucede en el verano, que disminuye el espesor de las cáscaras y hace que los huevos se rompen más fácilmente? ¿Qué harías para evitar este problema?

35. El hidróxido de magnesio, componente de la leche de magnesia usada para controlar la acidez estomacal, es una sal muy poco soluble en agua ($K_{ps} = 1.2 \times 10^{-11}$). ¿Cómo es posible entonces que cumpla el efecto de antiácido digestivo?

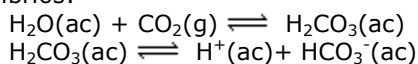


36. El sulfato de bario, BaSO_4 , es una sal muy poco soluble en agua, $K_{ps} = 1.3 \times 10^{-10}$. Se utiliza comúnmente en la investigación radiográfica del tracto gastrointestinal. El ión bario es tóxico. Si un paciente es alérgico al ión bario ¿cuál de las siguientes acciones se te ocurriría emprender para disminuir la concentración del ión? Explica tu respuesta y di porqué no escogerías los otros procedimientos.

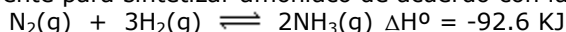


- a) Calendar la pasta y dársela al paciente
 - b) Añadir ácido sulfúrico hasta que $[\text{H}^+]$ sea 1 molar
 - c) Añadir más $\text{BaSO}_4(\text{s})$
 - d) Reducir la cantidad de disolución mediante filtrado
 - e) Añadir Na_2SO_4 hasta que $[\text{Na}^+] = 0.2 \text{ M}$
37. Una señora embarazada comenzó a tener dolores de parto y empezó los ejercicios de respiración que había aprendido en un curso de parto psico-profiláctico. Una hora después de que comenzara a practicar los ejercicios de respiración rápida, cuando llegaba al hospital, empezó a sentirse mareada y estuvo a punto de desmayarse. Su esposo le dio inmediatamente una bolsa de papel de estraza y le dijo que inhalara y exhalara dentro de la bolsa. Un minuto después ella se sintió mejor y pudo seguir respirando normalmente. ¿Qué fue lo que le sucedió y porqué se recuperó de esa manera?

Considera los equilibrios:



38. Suponiendo que fueras un destacado químico industrial de la presente década, diseña un procedimiento eficiente para sintetizar amoníaco de acuerdo con la siguiente reacción:



Tu objetivo principal sería obtener un alto rendimiento del producto a un bajo costo, ¿Cuáles son las condiciones que debes tomar en cuenta para lograrlo y porqué?

ANEXO C
TRATAMIENTO DE DATOS
EXPERIMENTALES

TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES PREPRUEBA ESTUDIO PILOTO (EP)

Suma de errores cuadrados

SSE(GE)	0.6894551	0.0370614	0.00025737	1.271E-05	0.088615	0.07341105	0.02350018	0.05369836	0.0668052	0.00183019	0.0130147
SSE(GC1)	1.00639043	0.00826446	0.0026986	0.02166376	0.14844175	0.09314387	0.03465077	0.07917768	0.13066191	0.00826446	0.00450235
SSE(GC2)	1.29422699	0.07097649	0.00012913	0.00517964	0.10043777	0.08654889	0.02411903	0.07097649	0.118816	0.01500006	0.00195293

Análisis de datos de reacción química

Indices de fac	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
RQGE	0.82352941	0.64705882	0.62745098	0.33333333	0.90196078	0.78431373	0.8627451	0.37254902	0.58823529	0.74509804	0.78431373		
RQGC1	0.76190476	0.61904762	0.52380952	0.28571429	0.97619048	0.85714286	0.95238095	0.30952381	0.76190476	0.73809524	0.88095238		
RQGC2	0.97222222	0.69444444	0.77777778	0.38888889	1	0.86111111	0.97222222	0.36111111	0.58333333	0.75	0.94444444		
Media global	0.66927326												
Media GE	0.63101604				desviación estándar GE			0.18119381		varianza		0.0328312	
Media GC1	0.67099567				desviación estándar GC1			0.21891403		varianza		0.04792335	varianza comb
Media GC2	0.70580808				desviación estándar GC2			0.24825361		varianza		0.06162986	
Rango espera	0.75	0.25	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	

Ho: las medias de los índices de facilidad son iguales para los tres grupos

Prueba t-student con GE y GC2

Ha: al menos un par de medias difieren

Anova	alpha = 0.1	F	Fa
SST	0.06163024	MST	0.03081512
SSE	2.99007253	MSE	0.04746147
			0.64926603
			2.3888308

Ho: las medias de los índices de facilidad de estos grupos son iguales

Ha: esas medias difieren

SSE = SUMA SSE(GE) SSE(GC1) SSE(GC2)

Estadístico de prueba: t-student = -0.61013186 calculado

Región de rechazo: $t < -t(0.05,42) = -2.01808168$ teórico

Conclusión: Dado que el estadístico calculado es menor que el teórico, es insuficiente la información de la muestra para concluir que por lo menos dos medias difieren, esto es, se acepta que las medias de los índices de facilidad de los tres grupos, GE, GC1 y GC2, son iguales

Conclusión: Dado que la $t = -0.61013$ cae en la región de aceptación, la muestra no proporciona evidencia de que las muestras difieren, por lo que se acepta la hipótesis nula, de que son iguales.

0.02350018	0.0130147	0.0130147	0.00389234	0.00127097	0.01469238	1.271E-05	0.0668052	0.18917073	1.271E-05	0.00560496	0.00025737
0.04408182	0.03465077	0.00187403	0.00079178	0.00187403	0.00991361	0.07088042	0.08412511	0.11401585	0.00037949	0.01919005	0.09314387
0.05694731	0.05694731	0.03351858	0.08360276	0.00026942	0.00896752	0.10043777	0.118816	0.23385528	0.01626269	0.03351858	0.05694731

	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
0.74509804	0.74509804	0.56862745	0.66666667	0.50980392	0.62745098	0.37254902	0.19607843	0.62745098	0.70588235	0.64705882	
0.85714286	0.71428571	0.64285714	0.71428571	0.57142857	0.4047619	0.38095238	0.33333333	0.69047619	0.80952381	0.97619048	
0.94444444	0.88888889	0.41666667	0.72222222	0.61111111	0.38888889	0.36111111	0.22222222	0.83333333	0.88888889	0.94444444	

binada = 0.04723053

0.75	0.75	0.75	0.5	0.5	0.5	0.25	0.25	0.5	0.5	0.75
------	------	------	-----	-----	-----	------	------	-----	-----	------

TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES POSPRUEBA ESTUDIO PILOTO (EVALUACIÓN 1 EP)

Suma de errores cuadrados

SSE(GE)	1.21523254	0.05559344	0.03698096	0.039601	0.00033824	0.02418701	0.04872576	0.00033824	0.10852728	0.01255374	0.17338172
SSE(GC2)	0.29701708	0.00964605	0.10267956	0.2651024	0.02364516	0.015874	0.00181977	0.0049613	0.2651024	0.2944785	0.10267956

Análisis de datos equilibrio químico 1

Índices de fac	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
EX1GE	0.93478261	0.89130435	0.5	0.7173913	0.54347826	0.47826087	0.7173913	0.36956522	0.58695652	0.2826087	0.80434783
EX1GC2	0.5	0.27777778	0.08333333	0.44444444	0.47222222	0.55555556	0.52777778	0.08333333	0.05555556	0.27777778	0.66666667
Media global	0.648607										
Media GE	0.699										
Media GC2	0.59821429										
Rango espera	0.75	0.5	0.5	0.5	0.75	0.75	0.5	0.25	0.25	0.25	0.75

Ho: las medias de los índices de facilidad son iguales para los dos grupos

Ha: las medias difieren en ambos grupos

Anova	alpha = 0.1		F	Fa
SST	0.14220864	MST	0.14220864	5.07804178
SSE	1.51224961	MSE	0.02800462	2.8008195

$$SSE = \text{SUMA SSE(GE)} + \text{SSE(GC2)}$$

Conclusión Dado que el estadístico calculado es mayor (5.078042) que el teórico (2.800819), podemos concluir que las dos medias difieren esto es, se acepta que las medias de los índices de facilidad de los dos grupos GE y GC son diferentes

0.01109816	0.01789779	0.00470119	0.11866527	0.090601	0.06631745	0.15051026	0.01615109	0.00382784	0.0221492	0.00699041	1.1208E-05
0.00468573	0.10267956	0.00022144	0.26306315	0.06911474	0.12125319	0.11987532	0.0230389	0.03224305	0.03224305	0.10141192	0.06911474

12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
0.56521739	0.63043478	1.04347826	1	0.95652174	1.08695652	0.82608696	0.76086957	0.84782609	0.7826087	0.69565217	0.69565217
0.27777778	0.58333333	1.11111111	0.86111111	0.25	0.94444444	0.75	0.77777778	0.77777778	0.91666667	0.86111111	0.77777778

0.75	0.5	0.5	0.75	0.75	0.75	0.5	0.5	0.5	0.5	0.5	0.5
------	-----	-----	------	------	------	-----	-----	-----	-----	-----	-----

1.1208E-05	0.09467661	0.10852728	0.00161045	0.00062936	0.00062936
0.03224305	0.00022144	0.00181977	0.11987532	0.10141192	0.10141192

24	25	26	27	28
0.39130435	0.36956522	0.73913043	0.67391304	0.67391304
0.58333333	0.55555556	0.94444444	0.91666667	0.91666667

0.5	0.5	0.5	0.5	0.5
-----	-----	-----	-----	-----

TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES POSPRUEBA ESTUDIO PILOTO (EVALUACIÓN 2 EP)

Suma de errores cuadrados

SSE(GE)	2.33506616	0.05210302	0.01996692	0.03414461	0.01429584	0.01996692	0.14473062	0.14473062	0.07384216	0.08612949	0.1135397
SSE(GC2)	1.96310325	0.01469238	0.03124681	0.02219799	0.00010203	0.00536297	0.00010203	0.00872998	0.01658632	0.0245128	0.05755153

Análisis de datos equilibrio químico2

Índices de fac	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
EX2GE	0.82608696	0.73913043	0.7826087	0.7173913	0.73913043	0.97826087	0.97826087	0.86956522	0.89130435	0.93478261	0.95652174		
EX2GC2	0.38888889	0.33333333	0.36111111	0.5	0.58333333	0.5	0.41666667	0.63888889	0.66666667	0.75	0.80555556		
Media global	0.5539635												
Media GE	0.59782609					desviación estándar GE		0.2330319		varianza		0.05430386	
Media GC2	0.51010101					desviación estándar GC2		0.21366695		varianza		0.04565356	varianza comb
Mediana GE	0.58695652												
Mediana CG2	0.47222222												

Rango espera	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75
--------------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

Ho: las medias de los índices de facilidad son iguales para los dos grupos

Ha: las medias difieren en ambos grupos

Anova alpha = 0.1

		F	Fa
SST	0.16930516	MST	0.16930516
SSE	4.29816942	MSE	0.04997871
			3.38754534
			2.76478894

$$SSE = \text{SUMA SSE(GE)} \quad \text{SSE(GC2)}$$

Conclusión Dado que el estadístico calculado es mayor que el teórico, es suficiente la información de la muestra para concluir que las medias difieren, esto es, se acepta la hipótesis alterna de que las medias de los índices de facilidad de los tres grupos, GE y GC2, son diferentes, de hecho la del grupo experimental es mayor que la del grupo control 2.

Prueba t-student con GE y GC2

Ho: las medias de los índices de facilidad de estos grupos son iguales

Ha: esas medias difieren

$$\text{Estadístico de prueba: t-student} = 1.84052855$$

$$\text{Región de rechazo: } t > t(0.05, 86) = 1.98793417$$

Conclusión: Dado que la $t = -0.61013$ cae en la región de aceptación, la muestra no proporciona evidencia de que las muestras difieren, por lo que se acepta la hipótesis nula, de que son iguales.

0.12866257 0.14473062 0.00011815 0.00011815 0.03414461 0.01996692 0.00295369 0.07384216 0.05210302 0.02658318 0.01429584 0.00011815
0.08729339 0.21355601 0.07165085 0.0014348 0.00031247 0.08729339 0.05397408 0.18865422 0.04183884 0.05755153 0.00206612 0.00872998

12 13 14 15 16 17 18 19 20 21 22 23
0.97826087 0.60869565 0.58695652 0.7826087 0.73913043 0.54347826 0.86956522 0.36956522 0.43478261 0.7173913 0.58695652 0.5
0.97222222 0.77777778 0.47222222 0.52777778 0.80555556 0.27777778 0.94444444 0.30555556 0.75 0.55555556 0.41666667 0.44444444

binada = 0.04997871

0.75 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.25 0.25 0.5 0.25 0.5 0.5

0.00956994	0.099362	0.01996692	0.05210302	0.05210302	0.0625	0.099362	0.01996692	0.17970227	0.02658318	0.02658318	0.00578922
0.00431078	0.01469238	0.00872998	0.0014348	0.02219799	0.01469238	0.0014348	0.08729339	0.18213065	0.01469238	0.00872998	0.04499541

24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35
0.2826087	0.45652174	0.36956522	0.36956522	0.34782609	0.2826087	0.73913043	0.17391304	0.43478261	0.43478261	0.67391304	0.52173913
0.38888889	0.41666667	0.47222222	0.36111111	0.38888889	0.47222222	0.80555556	0.08333333	0.38888889	0.41666667	0.72222222	0.47222222

0.25	0.25	0.25	0.25	0.25	0.25	0.5	0.5	0.5	0.5	0.5	0.5
------	------	------	------	------	------	-----	-----	-----	-----	-----	-----

0.00578922	0.08612949	0.099362	0.14473062	0.00956994	0.00956994	0.03414461	0.00578922	0.04265123	0.04265123
0.0014348	0.06765254	0.11794715	0.13779844	0.0014348	0.00431078	0.03124681	0.10447913	0.00872998	0.08729339

36	37	38	39	40	41	42	43	44
0.30434783	0.2826087	0.2173913	0.5	0.5	0.41304348	0.67391304	0.39130435	0.80434783
0.25	0.16666667	0.13888889	0.47222222	0.44444444	0.33333333	0.83333333	0.41666667	0.80555556

0.25	0.25	0.25	0.5	0.5	0.5	0.75	0.5	0.5
------	------	------	-----	-----	-----	------	-----	-----

TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES POSPRUEBA ESTUDIO EXPERIMENTAL (EE)

Suma de errores cuadrados

SSE(GE)	1.662939	0.004508	0.001488	0.002222	0.0361	0.000345	0.002222	0.000345	0.047773	0.047773	0.087447	0.1681	0.004508
SSE(GC1)	2.261516	0.004628	0.044376	0.026074	0.152868	0.144026	0.044376	0.051551	0.076303	0.152868	0.120216	0.0225	0.013739

Análisis de datos EQ

Índices de facilidad	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	
GE	0.714286	0.742857	0.828571	0.971429	0.8	0.828571	0.8	1	1	0.485714	0.371429	0.714286	0.971429	
GC1	0.42623	0.704918	0.655738	0.885246	0.114754	0.704918	0.721311	0.770492	0.885246	0.147541	0.344262	0.377049	0.803279	
Media global	0.637845													
Media GE	0.781429			Desviación estándar GE			0.206493			Varianza			0.042639	Varianza combinada
Media GC1	0.494262			Desviación estándar GC1			0.240806			Varianza			0.057988	
Rango esperado	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.5	0.75	0.75	

Prueba Chi 1

Prueba F-Fisher con GE y GC1

ANOVA	alpha 0.1	F	Fa
SST	1.649289	MST	1.649289
SSE	3.924454	MSE	0.050314

SSE=SUMA
SSE(GE) SSE(GC1)

Conclusión Dado que el estadístico calculado (F) es mayor que el teórico (Fa), podemos concluir que las dos medias difieren esto es, se acepta que las medias de los índices de facilidad de los dos grupos GE y GC1son diferentes

Prueba t-student con GE y GC1

Ho: las medias de los índices facilidad de estos grupos son iguales
Ha: esas medias difieren

Estadístico de prueba: t-student = 5.761988

Región de rechazo: $t < -t(0.05, 78) = 1.990847$

Conclusión: Dado que la $t=5.761988$ cae en la región de aceptación, la muestra proporciona evidencia de que las muestras difieren, por lo que se acepta la hipótesis alterna de que las medias difieren.

0.0361	0.0361	0.047773	0.0361	0.010876	0.002222	0.001488	0.026059	0.017651	0.000345	0.004508	0.0361	0.047773	0.015447	0.145488
0.095491	0.095491	0.00092	0.179581	0.004628	0.00092	0.000355	0.059264	0.140318	0.007128	0.002183	0.017851	6.05E-06	0.0225	0.000194

14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
0.971429	1	0.971429	0.885714	0.828571	0.742857	0.942857	0.914286	0.8	0.714286	0.971429	1	0.657143	0.4	0.885714
0.803279	0.52459	0.918033	0.42623	0.52459	0.47541	0.737705	0.868852	0.409836	0.540984	0.360656	0.491803	0.344262	0.508197	0.655738

0.049677

0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.75	0.5	0.75	0.5	0.75	0.75	0.75	0.75
------	------	------	------	------	------	------	------	-----	------	-----	------	------	------	------

0.010876	0.0001	0.047773	0.002222	0.004508	0.245733	0.245733	0.105161	0.017651	0.010876	0.017651	0.000345	0.087447
0.026074	0.109117	0.007128	0.079044	0.033411	0.156738	0.169987	0.120216	0.007128	0.053809	0.009197	0.002183	0.007128

29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
0.771429	1	0.828571	0.714286	0.285714	0.285714	0.457143	0.914286	0.885714	0.914286	0.8	0.485714
0.163934	0.409836	0.213115	0.311475	0.098361	0.081967	0.147541	0.409836	0.262295	0.590164	0.540984	0.409836

0.5	0.5	0.75	0.75	0.5	0.25	0.25	0.5	0.5	0.75	0.75	0.75
-----	-----	------	------	-----	------	------	-----	-----	------	------	------

BIBLIOGRAFÍA

Antúnez, S., Del Carmen, L., Imbernón F., Parcerisa, A. y Zabala, A. 1997. "Del proyecto educativo a la programación de aula". Editorial Graó, Barcelona, España.

Arévalo, X., Ortega, A. y Domínguez, R. 2001. Los modelos en la construcción y evaluación de los conocimientos en Fisicoquímica. *Enseñanza de las Ciencias*, número extra, VII Congreso, 1-6.

Ausubel, D. P., Novak, J. D. y Hanesian, H. 1983. "Psicología Educativa". Editorial Trillas, México.

Atkins, P. y Jones L. 1998. "Química". Tercera edición, Ediciones Omega. Barcelona, España.

Balderas, P. 1993. Experiencias con el uso de un graficador en la enseñanza del cálculo en la Escuela Nacional Preparatoria. *Educación Matemática* **5(3)**: 125-142.

Bergquist, W. y Heikkinen, H. 1990. Student ideas regarding chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education* **67(12)**: 1000-1003.

Bradley, J. D., Gerrans, G. C. y Long, G. C. 1990. Views of some secondary school science teachers and student teachers about chemical equilibrium. *South Afr. Journal Education* **10(1)**: 1-3.

Brown, T., Lemay, E. y Burstein, E. 2004. "Química: la ciencia central". Editorial Prentice Hall, México.

Buell, R. y Bradley, G. A. 1972. Piagetian studies in science: chemical equilibrium understanding from study of solubility: a preliminary report from secondary school chemistry. *Science Education* **56(1)**: 23-29.

Burns, R. 2003. "Fundamentos de química". Cuarta edición, Editorial Pearson Education, México.

Caamaño, A. 2001. La enseñanza de la química en el inicio del nuevo siglo: una perspectiva desde España. *Educación Química* **12(1)**: 7-15.

Cabral, I. 2001. Alfabetismo científico y educación. *OEI Revista Iberoamericana de Educación*, 1-14.

Cachapuz, A. y Maskill, R. 1989. Using Word association in formative classroom test: following the learning of Le Chatelier's principle. *International Journal of Science Education* **11(2)**: 235-246.

Camacho, M. y Good, R. 1989. Problem solving and chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching* **16(3)**: 251-272.

Campanario, J. M. 1999. La ciencia que no enseñamos. *Enseñanza de las ciencias* **17(3)**: 397-410.

Campbell, D. y Stanley, J. 1970. "Diseños experimentales y cuasiexperimentales en la investigación social". Amorrortu Editores. Buenos Aires, Argentina.

Campanario, J. M. y Moya, A. 1999. ¿Cómo enseñar ciencias? Principales tendencias y propuestas. *Enseñanza de las ciencias* **17(2)**: 179-192.

Casado, G. y Raviolo, A. 2005. Las dificultades de los alumnos al relacionar distintos niveles de representación de una reacción química. *Universitas Scientiarum* (**10**): 35-43.

CENEVAL 2004. El sistema educativo y la competitividad.

Chamizo, J. A., Nieto, E. y Sosa, P. 2004. La enseñanza de la química, 3ª parte. Evaluación de los conocimientos de química desde secundaria hasta licenciatura. *Educación Química* **15(2)**: 108-112.

Chang, R. 2007. "Química". Novena edición, Mc Graw Hill Editores, México.

Comisión de Educación ANQUE. 2005. La enseñanza de la Física y de la Química. *Revista Eureka sobre la enseñanza y divulgación de las ciencias* **2(1)**: 12-16.

Consejo Académico del Bachillerato. Objetivos generales del bachillerato. *Memoria del periodo 1993-1996*: 69.

Consejo Académico del Bachillerato. 1995. Políticas generales para el fortalecimiento del Bachillerato de la UNAM. Documento Normativo.

Daub, W., Seese, W. 2005. "Química". Octava edición, Editorial Pearson Education, México.

Driscoll, D. R. 1960. The Le Chatelier Principle. *Australian Science Teacher's Journal* **6(3)**: 7-15.

Furió C. y Ortíz, E. 1983. Persistencia de errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico. *Enseñanza de las ciencias* **1(1)**: 15-20.

Furió, C. y Escobedo, M. 1994. La fijación funcional en el aprendizaje de la química. Un ejemplo paradigmático: usando el principio de Le Chatellier. *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales* **8**: 109-124.

Furió, C. y Calatayud, M. L. 2000. Fijación y reducción funcionales como razonamientos de sentido común en el aprendizaje de la química (1): equilibrio químico. *Revista de Educación en Ciencias* **1(1)**: 6-12.

Furió, C., Calatayud, M. L., Bárcenas, S. L. y Padilla, O. M. 2000. Functional fixedness and functional reduction as common sense reasoning in chemical equilibrium and in geometry and polarity of molecules. *Science Education* **84 (5)**: 545-565.

Gabel, D. 1999. Improving teaching and learning through chemistry education research: A look to the future. *Journal of Chemical Education* **76(4)**: 548-554.

Garriz, A. y Chamizo, J. A. 2001. "Tú y la química". Editorial Pearson Education, México.

Gil, D. 1996. New Trends in Science Education. *International Journal of Science Education* **18(8)**: 889-901.

Gómez, M. A. 1993. "Química, ciencias de la naturaleza y de la salud". Centro de Publicaciones del Ministerio de Educación y Ciencia. Madrid, España.

Gómez, M. A. 2000. "Materiales didácticos. Química". Centro de Publicaciones del Ministerio de Educación y Ciencia. Madrid, España.

Gorodetsky, M. y Gussarsky, E. 1986. Misconceptions of the chemical equilibrium concept as revealed by different evaluation methods. *European Journal of Science Education* **8(4)**: 427-441.

Gussarsky, E. y Gorodetsky, M. 1990. On the concept "chemical equilibrium": the associative framework. *Journal of Research in Science Teaching* **27(3)**: 197-204.

Hackling, M. W. y Garnett, P. J. 1985. Misconceptions of chemical equilibria. *European Journal of Science Education* **7(2)**: 205-214.

Hansen, R. 1984. Thermodynamic changes, kinetics, equilibrium and Le Chatelier's principle. *Journal of Chemical Education* **61(9)**: 804.

Hein, M. y Arena, S. 2005. "Fundamentos de química". Onceava edición, Thomson Editores, México.

Hernández, R., Fernández, C., Baptista, P. 2006. "Metodología de la investigación". Cuarta Edición, Mc Graw-Hill Editores, México.

Hierrezuelo, J., Montero, A. 1988. "La ciencia de los alumnos". Centro de Publicaciones del Ministerio de Educación y Ciencia, Madrid y Editorial Laia, Guitart, Barcelona, España.

Huddle, P. A. y Pillay, A. E. 1996. An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African University. *Journal of Research in Science Teaching* **33(1)**: 65-77.

Izquierdo, M. 2004. Un nuevo enfoque en la enseñanza de la química: contextualizar y modelizar. *The Journal of the Argentine Chemical Society* **92(4/6)**: 115-136.

Jiménez Aleixandre, M. P. y Sanmartí, N. 1997. "¿Qué ciencia enseñar?: Objetivos y contenidos en la educación secundaria." en L. del Carmen (editor), Cuadernos de Formación del Profesorado de Educación Secundaria: Ciencias de la Naturaleza. Editorial Horsori, Barcelona, España.

Johnstone, A. H., MacDonald, J. J. y Webb, G. 1977. Chemical equilibrium and its conceptual difficulties. *Education in Chemistry* **14(6)**: 169-171.

Kauffman, G. 1959. Dynamic equilibrium: a student demonstration. *Journal of Chemical Education* **36(3)**: 150.

Kind, V. 2004. "Más allá de las apariencias". Aula XXI, Editorial Santillana, México.

Maiztegui A. et al 2002. Papel de la tecnología en la educación científica: una dimensión olvidada. *Revista Iberoamericana de Educación* **28(1)**.

Moncaleano, H., Furió, C., Hernández, J. y Calatayud, M. L. 2003. Comprensión del equilibrio químico y dificultades en su aprendizaje. *Enseñanza de las ciencias*, número extra: 111-118.

Morán, P. 1993. La vinculación docencia e investigación como estrategia pedagógica. *Perfiles educativos* **61**: 1-22.

Morán, P. 1995. "La evaluación del proceso didáctico desde una perspectiva grupal, en La docencia como actividad profesional". Segunda edición, Editorial Gernika, México.

Morán, P. 1999. La docencia en formas de investigación: Perspectivas de un modelo educativo. *Reencuentro* **26**, publicación del Centro de Estudios sobre la Universidad, UNAM.

Morán, P. 2004. La docencia como recreación y construcción del conocimiento. Sentido pedagógico de la investigación en el aula. *Perfiles educativos* **26(105-106)**: 41-72.

Niaz, M. 1995. Relationship between student performance on conceptual and computational problems of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education* **17(3)**: 343-355.

Novak J. y Gowin B. 1988. "Aprendiendo a aprender" Ediciones Martínez Roca, Barcelona, España.

Objetivos generales del bachillerato. Documento del Consejo Académico del Bachillerato. Memoria del periodo 1993-1996, 69.

Plan de Estudios de la Escuela Nacional Preparatoria, 4º, 5º y 6º Años Aprobado por el pleno Consejo Académico del Bachillerato en su sesión del 18 de noviembre de 1996, 66 y 67.

Políticas generales para el fortalecimiento del Bachillerato de la UNAM. 1995. Documento Normativo, Consejo Académico del Bachillerato.

Posner, G. J. y Strike, K. A. 1982. Acomodación de un concepto científico: hacia una teoría del cambio conceptual. *Science Education* **66(2)**: 221-227.

Pozo, J. I., Gómez, M. A., Limón, M. y Sanz, A. 1991. "Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la química". Centro de Publicaciones del Ministerio de Educación y Ciencia. Madrid, España.

Pozo, J. I., Sanz, A., Gómez, M. A. y Limón, M. 1991. Las ideas de los alumnos sobre la ciencia: una interpretación desde la psicología cognitiva. *Enseñanza de las ciencias* **9(1)**: 83-94.

Pozo, J. I. y Gómez, M. A. 2000. "Aprender a enseñar ciencia. Del conocimiento cotidiano al conocimiento científico". Cuarta edición, Editorial Morata, España.

Pro Bueno, A. 2003. Algunas reflexiones sobre la enseñanza y el aprendizaje de la Física y de la Química. *Educación en el 2000*. Septiembre: 12-16.

Programa de estudios de la asignatura Química III. 1999. ENP-UNAM.

Programa de estudios de la asignatura Química IV área I. 1999. ENP-UNAM.

Programa de estudios de la asignatura Química IV área II. 1999. ENP-UNAM.

Programa de estudios de la asignatura Físicoquímica. 1999. ENP-UNAM.

Quílez, J., Solaz, J. J., Castelló, M. y Sanjosé, V. 1993. La necesidad de un cambio metodológico en la enseñanza del equilibrio químico. Limitaciones del principio de Le Chatelie. *Enseñanza de las Ciencias* **11(3)**: 281-288.

Quílez, J. y Solaz, J. J. 1995. Student's and teacher's missapplication of the Le Chatelier's principle: implications for teaching of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching* **32(9)**: 939-957.

Quílez, J. 1998. Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. *Educación Química* **9(6)**: 367-376.

Quílez, J. 2002. Aproximación a los orígenes del equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas. *Educación Química* **13 (2)**: 101-112.

Raviolo, A. y Andrade, J. 1998. Enseñar el principio de Le Chatelier: un sutil equilibrio. *Educación química* **9(1)**: 40-45.

Raviolo, A., Andrade, J. y Gennari, F. 2000. Interesantes problemáticas en el tema de equilibrio químico. *Educación química* **11(4)**: 408-411.

Raviolo, A., Baumgartner, E., Lastres, L. y Torres N. 2001. Logros y dificultades de alumnos universitarios en equilibrio químico: uso de un test con proposiciones. *Educación Química* **12(1)**: 18-26.

Raviolo, A. y Martínez, M. 2003. Una revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes en relación con el equilibrio químico. Clasificación y síntesis de sugerencias didácticas. *Educación química* **14(3)**: 159-165.

Raviolo, A. y Martínez M. 2005. El origen de las dificultades y de las concepciones alternativas de los alumnos en relación con el equilibrio químico. *Educación química* **16(x)**: 159-166.

Raviolo, A. y Garritz, A. 2007. Analogías en la enseñanza del equilibrio químico. *Educación Química* **18(1)**: 16-29.

Romo M. 1998. La Escuela Nacional Preparatoria. Raíz y corazón de la Universidad. UNAM-ENP, México.

Romero, C. y Blanco, L. 2001. El papel de los experimentos en la enseñanza integrada de la Fisicoquímica. *Educación Química* **12(1)**: 46-49.

Sánchez, G. y Valcárcel, M. V. 1993. Diseño de unidades didácticas en el área de ciencias experimentales. *Enseñanza de las ciencias* **11(1)**: 33-44.

Sanmartí, N. 2002. "Didáctica de las ciencias en la educación secundaria obligatoria". Editorial Síntesis, Madrid, España.

Shayer, M. y Adey, P. 1981. "La ciencia de enseñar ciencias". Editorial Narcea, Madrid, España.

Sherman, A., Sherman, S. J. y Russikoff, L. 2001. "Conceptos básicos de química". Segunda reimpresión, Compañía Editorial Continental, México.

Sorum, C. H. 1948. Lecture demonstration for general chemistry. *Journal of Chemical Education* **25(9)**: 489-490.

Stavridou, H. y Solomonidou, C. 2000. Représentations et conceptions des élèves grecs par rapport au concept d'équilibre chimique. *Didaskalia* **16**: 107-134.

Summerlin, L. y Ealy, J. Jr. 1988. "Chemical Demonstrations: a sourcebook for teachers, Vol. 1". American Chemical Society, Washington, USA.

Thomas, P. y Schwenz, R. 1998. College physical chemistry student's conceptions of equilibrium and fundamental thermodynamics. *Journal of Research in Science Teaching* **35(10)**: 1151-1160.

Tyson, L., Treagust, D. y Bucat, R. 1999. The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education* **76(4)**: 554-558.

UNESCO-ICSU. 1999. Conferencia mundial sobre la ciencia para el siglo XXI: un nuevo compromiso. *Declaración de Budapest*. Proyecto de programa en pro de la ciencia: marco general de acción.

Van der Borgh, C. y Mabilie, A. 1989. The evolution in the meanings given by Belgian secondary school pupils to biological and Chemicals terms. *International Journal of Science Education* **11(3)**: 347-362.

Van Driel, J. H., De Vos, W., Verloop, N. y Dekkers, H. 1998. Developing secondary student's conceptions of chemicals reactions: The introduction of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education* **20(4)**: 379-392.

Van Driel, J. y Gräber, W. 2002. "The teaching and learning of chemical equilibrium". Kluwer Academic Publishers, USA.

Wandersee, J.H., Mintzes, J.J. y Novak, J. D. 1994. "Research on Alternative Conceptions in Science". Handbook of research on science teaching and learning, NSTA MacMillan, USA.

Wheeler, A. E. y Kass, H. 1978. Student's misconceptions in chemical equilibrium. *Science Education* **62(2)**: 223-232.