



---

**Universidad de Valladolid**

# UNIDAD DIDÁCTICA EL EQUILIBRIO QUÍMICO

---

MÁSTER UNIVERSITARIO EN PROFESOR DE EDUCACIÓN SECUNDARIA OBLIGATORIA Y  
BACHILLERATO, FORMACIÓN PROFESIONAL Y ENSEÑANZA DE IDIOMAS  
Curso 2012-2013

**Autora: Verónica del Pozo Velasco**  
**Tutora: María del Carmen Lavín Puente**

# ÍNDICE

INTRODUCCIÓN .....	2
1. LA UNIDAD DIDÁCTICA .....	4
2. ENSEÑANZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO .....	8
3. UNIDAD DIDÁCTICA:EL EQUILIBRIO QUÍMICO .....	11
3.1. Contextualización .....	11
3.2. Objetivos didácticos.....	13
3.3. Contenidos .....	14
3.4. Estrategias de enseñanza.....	18
3.4.1. Planteamiento Metodológico.....	18
3.4.2. Actividades de aprendizaje.....	24
3.4.3. Temporalización .....	27
3.4.4. Espacios y Recursos. ....	28
3.5. Atención a la diversidad .....	29
3.6. Desarrollo de la Unidad Didáctica.....	31
3.7. Evaluación .....	49
4. CONCLUSIONES.....	53
BIBLIOGRAFÍA .....	54
ANEXOS .....	57

# INTRODUCCIÓN

Las investigaciones en la enseñanza de la Química muestran que la planificación y el desarrollo de unidades didácticas es un elemento inmejorable para preparar un conjunto de clases basadas en un enfoque constructivista del proceso de enseñanza-aprendizaje. El análisis del diseño curricular del Bachillerato evidencia que la concepción constructivista sobre el proceso de enseñanza-aprendizaje es el eje fundamental de sus planteamientos. Es difícil que un profesor lleve al aula dichos planteamientos para que el alumno construya su conocimiento científico si su papel se limita a mero transmisor de conocimientos. Por el contrario, el profesor como constructor del proceso de enseñanza, además de conocer bien el contenido científico que imparte, debe comprender las diversas implicaciones que tiene el aprendizaje de dicho contenido, seleccionar modelos y estrategias de enseñanza y valorar el posible éxito o fracaso obtenido durante el tratamiento del tema.

En el presente Trabajo de Fin de Máster se presenta una propuesta de una unidad didáctica sobre el Equilibrio Químico para el 2º Curso de Bachillerato de la modalidad de Ciencias y Tecnología. En la planificación y desarrollo de la unidad se ha intentado plasmar todos los conocimientos adquiridos durante el curso del Máster.

El trabajo, con el que se pretende la enseñanza de un concepto central para el estudio de la química, como es el equilibrio químico, consta de cuatro partes diferenciadas. En la primera se trata de concretar qué se entiende por unidad didáctica y a qué aspectos ha de responder su elaboración. La segunda se centra en la importancia de la enseñanza del equilibrio químico y en la consideración de las principales dificultades que encuentran los alumnos en la comprensión y aprendizaje del mismo.

En la tercera parte, núcleo central del trabajo, se planifica y desarrolla la unidad didáctica sobre el equilibrio químico. En el primer apartado se contextualiza el tema de equilibrio dentro de la asignatura de Química. En los tres siguientes se consideran los elementos básicos del proceso de enseñanza-aprendizaje del equilibrio químico, es decir, los objetivos didácticos que se pretende que los alumnos hayan alcanzado tras el desarrollo de la unidad, los contenidos, las estrategias a emplear de enseñanza. El quinto apartado trata, de forma muy general, algunas de las medidas que se pueden adoptar para contemplar la diversidad que se presenta en el alumnado. En el sexto se desarrolla

la unidad didáctica con una descripción pormenorizada de los objetivos, contenidos, actividades y recursos propuestos para las trece sesiones de clases dedicadas a la unidad. El último apartado se dedica a la evaluación.

Finalmente, en la cuarta parte se exponen las conclusiones derivadas de la elaboración del trabajo.

# 1. LA UNIDAD DIDÁCTICA

Una unidad didáctica es una unidad de trabajo de duración variable, que organiza un conjunto de actividades de enseñanza aprendizaje y que responde en su máximo nivel de concreción a todos los elementos del currículo, es decir es un ejercicio de planificación que ha de contener *qué, cómo y cuándo enseñar y evaluar*. Es por tanto un instrumento de trabajo que facilita la labor docente, tiene un carácter unitario ya que contiene la planificación de un proceso de enseñanza-aprendizaje que engloba todos los elementos curriculares y es completa porque cada una de sus partes debe estar debidamente pensada, organizada, relacionada con el resto y acabada dando así consistencia y congruencia a la unidad didáctica (Corrales, 2010).

La planificación de una unidad didáctica es una tarea difícil y delicada por las repercusiones que tendrá en el logro de los objetivos generales del área. Como bien señalan García y Garritz (2006), la preparación de una unidad puede llevar horas a un buen profesor, ya que no consiste solo en atender aquellos aspectos científicos que se tratan, sino a todos los aspectos pedagógicos con la complejidad que esto implica, metodología y estrategias de enseñanza-aprendizaje, organización y manejo de la clase, cuidado del discurso en la clase, etc. Por lo tanto no es suficiente con que el profesor posea conocimientos científicos sobre el tema a tratar, aunque sí totalmente necesario, sino que ha de saber cómo abordar esos conceptos para conseguir transmitir su conocimiento al alumno. Una de las claves para conseguir que los alumnos alcancen un aprendizaje significativo es que el profesor conozca las dificultades de aprendizaje y errores conceptuales que los alumnos presentan en el tema de interés. Resulta sencillo encontrar en la bibliografía numerosos artículos que tratan este tema y que sugieren a los profesores distintas pautas para mejorar la enseñanza.

La elaboración de la unidad didáctica que se presenta en este trabajo está inspirada en el Modelo de diseño de una unidad didáctica propuesto por Sánchez y Valcárcel (1993), cuyos aspectos más relevantes se describen a continuación.

El Modelo propuesto por los citados autores para la planificación de una unidad didáctica incluye cinco tareas, análisis científico, análisis didáctico, objetivos, estrategias didácticas y evaluación.

El objetivo del análisis científico es la estructuración de los contenidos de enseñanza y la actualización científica del profesor, derivada del proceso de consulta y reflexión sobre el propio conocimiento científico incluido en la unidad didáctica. Conviene señalar que no sólo los contenidos conceptuales son contenidos de enseñanza. Los contenidos procedimentales, que han de permitir al alumno adquirir conceptos, desarrollar actitudes y llegar a alcanzar un alto grado de autonomía en el aprendizaje (Hernández, 1989), son también contenidos de enseñanza. Por otra parte, es importante comprender las relaciones existentes entre los elementos del conocimiento conceptual (hechos, principios, leyes y teorías) y entre los del procedimental (experimentar, interpretar datos, etc.). Los contenidos de aplicación proporcionan una referencia para las actitudes, ya que la relación Ciencia, Tecnología, Sociedad es una fuente importante de actitudes hacia el trabajo científico.

Una vez estructurados los contenidos de la unidad didáctica desde una perspectiva científica, Sánchez y Valcárcel (1993) proponen el análisis didáctico con el objetivo de delimitar los condicionantes del proceso de enseñanza-aprendizaje. Existen varios factores que van a determinar lo que es capaz de aprender el alumno. Según estos autores, el factor determinante es la capacidad cognitiva del alumno, aunque también inciden otros factores como la competencia profesional del profesor, los hábitos de trabajo de los alumnos, sus actitudes e intereses, el ambiente del aula, los recursos del centro, etc. Se pueden considerar dos indicadores de la capacidad cognitiva del alumno, sus conocimientos previos sobre el tema y el nivel de desarrollo en que se encuentran los alumnos en relación con las habilidades intelectuales necesarias para la comprensión de la Ciencia. En la realización de aprendizajes significativos es fundamental lo que el alumno sabe sobre un contenido determinado o en relación con una tarea de aprendizaje, es decir sus conocimientos previos. Por tanto, es necesario indagar en los conocimientos previos de los alumnos sobre los conceptos y relaciones más relevantes del esquema conceptual de la unidad didáctica, así como sobre aquellos conceptos que sin ser contenidos de la unidad didáctica constituyen requisitos previos del aprendizaje de los nuevos conocimientos.

Existen diversas técnicas y estrategias para detectar las ideas de los alumnos, entrevistas, cuestionarios, tareas razonadas, etc. En cualquier caso, la atención se debe centrar en los contenidos seleccionados como relevantes desde el punto de vista

científico y sobre los que se presupone que los alumnos tendrán serias dificultades bien por nuestra propia experiencia o por la información recogida.

La siguiente tarea propuesta en el Modelo es la selección de objetivos, para lo que es necesaria una reflexión, por parte del profesor, sobre los aprendizajes que desea favorecer en los alumnos, considerando los resultados de los análisis científico y didáctico. La selección de objetivos debe tener como referencia las directrices fijadas por los organismos estatales y autonómicos para el área de Química y por el proyecto del centro. En el caso de la unidad presentada en este trabajo se han seguido las directrices establecidas por el Ministerio de Educación y la Junta de Castilla y León. La formulación de los objetivos debe servir para la selección de estrategias didácticas y de evaluación de la unidad, así como para revisar la unidad didáctica tras su puesta en práctica en el aula.

La cuarta tarea, la selección de estrategias didácticas, tiene por objeto el que las normas de actuación adoptadas por el profesor sean eficaces para la consecución de los objetivos propuestos. Dentro de la estrategia didáctica del profesor se diferencian sus planteamientos metodológicos, las secuencias de enseñanza, las actividades de enseñanza y los materiales de aprendizaje como cuatro conceptos que permitirán comprender como se concreta la acción en el aula y son útiles para esta tarea.

Los planteamientos metodológicos están determinados por las creencias que el profesor tiene sobre lo que es la Ciencia y el papel que debe jugar en un sistema educativo. Es indudable que los alumnos tendrán una imagen de la Ciencia y del proceso de enseñanza-aprendizaje y adquirirán unas estrategias de aprendizaje directamente relacionadas con las teorías que, sobre la Ciencia y el proceso de enseñanza-aprendizaje, transmite el profesor. Es evidente que las estrategias centradas en una posición constructivista del conocimiento activan más dimensiones de la comprensión que aquellas basadas en la transferencia de conocimientos.

Las principales diferencias entre las concepciones del proceso de enseñanza-aprendizaje como transferencia de conocimientos y como construcción de conocimientos se recogen en la tabla que se muestra a continuación que ha sido tomada del artículo de Sánchez y Valcárcel (1993).

Concepción	TRANSFERENCIA	CONSTRUCCIÓN
Papel del profesor	Transmitir conocimientos	Facilitar situaciones que ayuden al alumno a construir significados
Papel del alumno	Asimilar pasivamente la información	Construir activamente significados
Mente del alumno	Vacías o con ideas fácilmente reemplazables	Ideas fuertemente acomodadas basadas en su experiencia
Dependencia del aprendizaje	Situaciones externas (profesor, clase, libros, experimentos...)	Situaciones externas y experiencias e ideas previas de los alumnos
Aprendizaje	Rellenar un recipiente vacío	Modificar, sustituir o ampliar ideas/conceptos existentes.
Conocimiento	Algo que existe “fuera” independientemente de quien lo conoce	Algo que debe ser construido por cada individuo
Evaluación	El profesor controla el proceso	Profesor y alumno controlan el proceso
Recursos y actividades	Exposiciones del profesor, lecturas de textos, audiovisuales, experiencias de laboratorio, resolución de problemas, cuestiones, trabajo individual y en grupo	

Para llevar al aula los planteamientos metodológicos se establece una secuencia de enseñanza en la que se señalen las fases incluidas en su desarrollo. En la metodología de construcción de conocimientos, se pueden considerar cuatro fases, la primera de iniciación, la segunda de información, la tercera de aplicación y la última de conclusión. Esta secuencia de fases no es rígida, sino que dependiendo de la amplitud de la unidad didáctica su desarrollo requiera que la secuencia incluya fases reiterativas.

La unidad didáctica se desarrolla en el aula a través de un conjunto de actividades de enseñanza, es decir tareas que se realizan en clase por el profesor o los alumnos en relación con los objetivos didácticos.

La estrategia didáctica que se está planificando y que se llevará al aula se concreta con los materiales de aprendizaje. Éstos van a ser los instrumentos mediante los cuales el profesor comunica tanto el contenido de su enseñanza como su concepción.

Finalmente, la última tarea del Modelo, la selección de estrategias de evaluación está condicionada por la concepción que el profesor tenga del proceso de enseñanza-aprendizaje. Si se asume como objetivo de la labor docente la construcción de aprendizajes por los alumnos, la evaluación es un elemento más de esa labor y hemos considerarla no como valoración al final del proceso sino con carácter formativo. Desde la concepción constructivista, el profesor debe hacer la valoración del trabajo realizado por el alumno de forma compartida, mostrándole la utilidad que dicha valoración puede tener para el futuro o en sí misma, con objeto de que la evaluación sea formativa y evitar así la idea de los alumnos de la evaluación como un proceso exclusivo de control.

## 2. ENSEÑANZA DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Es esencial asentar unas buenas bases en el conocimiento del equilibrio químico ya que este es uno de los temas centrales de la química debido a la relevancia que tiene en el estudio de otros conceptos químicos estrechamente relacionados, como son el comportamiento ácido-base, las reacciones de oxidación-reducción o las de precipitación.

Lograr que el alumno alcance la comprensión de todos los conceptos implicados en el equilibrio químico requerirá que este posea y maneje sin problema un conjunto de conceptos previos como son reacción, mol, concentración, velocidad de reacción, relaciones estequiométricas, etc. Pero los conceptos y destrezas previos que resultan necesarios no se restringen solo al área de la química, también son necesarios ciertos requerimientos matemáticos para la resolución de los problemas y capacidad para procesar y transformar la información recibida, conocer el lenguaje científico utilizado, realizar inferencias y predicciones, comprender fenómenos, decidir acciones y controlar su ejecución.

Los principales problemas y errores que se han encontrado en la comprensión del equilibrio químico y en su aprendizaje son que los estudiantes desconocen a qué problema intenta dar respuesta la introducción del tema de equilibrio químico y muestran poca capacidad para identificar ejemplos de situaciones de equilibrio que les representen algún interés, no logran precisar las características microscópicas y las características macroscópicas, así como la relación entre estos dos niveles, en una situación de equilibrio químico. Por otro lado, muestran poco dominio en el manejo cualitativo de los aspectos del equilibrio químico debido a que la enseñanza se centra en una visión operativista del concepto, y no reconocen la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura y con la forma en la que se representa la reacción química (Hernando et al., 2003). Frecuentemente, los alumnos conciben el estado de equilibrio como dos estados (compartimentación del equilibrio), confunden los conceptos masa y concentración (Furió & Ortiz, 1983; Rocha, García-Rodeja, & Domínguez, 2000), utilizan de forma indiscriminada del principio de Le Chatelier (Quílez, Solaz, Castelló, & Sanjosé, 1993; Rocha, García-Rodeja, & Domínguez, 2000; Furió & Calatayud,

2000; Quílez & Sanjosé, 1995), identifican las cantidades de sustancia presentes en el equilibrio con la estequiometría de la reacción (Rocha et al., 2000).

Algunos autores (Johnstone 1977 y Hackling y Garnett, 1985) señalan que puesto que los alumnos no poseen ideas previas sobre el equilibrio químico antes de comenzar el estudio del mismo, no debemos considerar estas concepciones erróneas como ideas espontáneas, sino como ideas inducidas a través de la enseñanza.

Como señala Gómez Crespo (1996), la química necesita un lenguaje simbólico y la utilización de modelos para la comprensión de sus principios debido a las dificultades que presentan los alumnos en su aprendizaje. Las personas no captamos el mundo directamente sino que construimos representaciones cognitivas del mismo, por ejemplo aprender un sistema químico, por ejemplo, requiere construir representaciones mentales que permitan comprenderlo, explicar su funcionamiento y predecir su evolución de acuerdo a teorías químicas. Por esta razón uno de los recursos didácticos más utilizados en la enseñanza del equilibrio químico es el uso de analogías, ya que ellas ayudan a visualizar conceptos teóricos abstractos, pero estas pueden ser las causantes de algunos de los errores encontrados como es el de la compartimentación del equilibrio químico (Raviolo, 2006).

También es muy importante el libro de texto seguido, ya que puede inducir errores al igual que el docente. Un ejemplo es la forma en la que se trata el principio de Le Chatelier en los libros, normalmente se hace de una forma simplificada, sin fundamentación teórica, y se utiliza como guía infalible en la predicción de la evolución de un sistema en equilibrio cuando se varían las magnitudes que lo definen (Quílez, Solaz, Castelló, & Sanjosé, 1993). El libro sirve de guía y es siempre un apoyo para el alumno, pero ha de ser revisado por el profesor al igual que todos los materiales utilizados en el aula. De esta manera, puesto que es bastante difícil encontrar materiales con los que ningún alumno encuentre dificultades y genere concepciones alternativas, puede subsanarse mediante aclaraciones e indicaciones del profesor.

Debido a la importancia que estos errores tienen en el proceso de enseñanza-aprendizaje y al papel que juega el profesor en la persistencia de ellos, se considera de gran relevancia que el profesor tenga conocimiento de estos y la elaboración de la Unidad emplee aquellas actividades y explicaciones que minimicen los mismos.

La tipología del alumno al que está dirigida la enseñanza del Equilibrio Químico dentro de la asignatura de Química en el bachillerato, es la de un alumno motivado, que voluntariamente ha escogido un bachillerato de Ciencias y que por lo tanto tendrá una buena disposición a la hora de enfrentar la materia. También se presupone en el alumno buenas capacidades para el estudio de las áreas de la Ciencia y de la Tecnología. Si bien estas características se encontrarán en la mayoría del alumnado debido al carácter optativo de la asignatura, siempre habrá un porcentaje de alumnos que se alejen de esto. Esta diversidad del alumnado hace que la enseñanza no sea un proceso general sino un proceso que ha de adaptarse a las dificultades de los alumnos.

# 3. UNIDAD DIDÁCTICA: EL EQUILIBRIO QUÍMICO

## 3.1. Contextualización

De acuerdo con el Real Decreto 1467/2007, por el que se establece la estructura del bachillerato y se establecen sus enseñanzas mínimas, entre las materias de modalidad del bachillerato de Ciencias y Tecnología se encuentra la Química. Esta materia amplía la formación científica de los estudiantes y les proporciona las herramientas necesarias para la comprensión del mundo en que se desenvuelven. La Química está presente en numerosos ámbitos de nuestra sociedad, con múltiples aplicaciones en otras áreas científicas, como medicina, tecnología de nuevos materiales, industria farmacéutica, industria alimentaria, medio ambiente, etc.

Esta materia, que se imparte en segundo de bachillerato, ha de ayudar a una mayor profundización en el conocimiento del método científico y a la adquisición de las competencias que la actividad científica y tecnológica conlleva. A este respecto es muy importante el papel que juegan las prácticas de laboratorio ya que abarcan la resolución de problemas, las respuestas tentativas, los diseños experimentales, el cuidado en su puesta a prueba y el análisis crítico de los resultados obtenidos, todos ellos aspectos fundamentales de la experimentación.

En el bachillerato se pretende, por lo tanto, una profundización en los contenidos tratados en etapas anteriores con el objetivo de orientar y preparar al alumno para estudios superiores así como de hacerle conocedor del papel de la Química, de sus repercusiones en el medio y de su contribución a la solución de los problemas y retos a los que se enfrenta el hombre. Es importante, por tanto, prestar atención a las relaciones Ciencia, Tecnología, Sociedad y Ambiente (CTSA), en especial a las aplicaciones de la química, así como a su papel en la vida cotidiana, creando una visión crítica del papel de la química en la sociedad.

El *Decreto 42/2008, de 5 de junio*, por el que se establece el currículo de bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, organiza los contenidos de la asignatura de Química en ocho bloques. En el primer bloque se tratan contenidos comunes que pretenden la familiarización de los alumnos con las estrategias propias de la actividad científica. En

los dos siguientes se pretende profundizar en los modelos atómicos, que han sido ya estudiados en la asignatura de Física y Química de primero de bachillerato, y en el enlace químico y las propiedades de las sustancias. El cuarto trata aspectos energéticos de las reacciones. El quinto bloque consiste en una introducción al equilibrio químico. El sexto y el séptimo se centran en el estudio de las reacciones ácido-base y en las de oxidación-reducción, dos tipos de reacciones con gran importancia en la vida cotidiana, tanto en procesos vitales como en la industria. El último bloque está dedicado a la química orgánica (funciones orgánicas oxigenadas y polímeros).

La unidad elegida para ser desarrollada en este trabajo trata un tema de gran riqueza desde el punto de vista conceptual, el Equilibrio Químico. La riqueza del tema de equilibrio se debe tanto al gran número de ideas que involucra como a su interrelación con otros temas fundamentales en Química (Rocha, García-Rodeja, & Domínguez, 2000). Es por ello necesario que, antes de abordar este tema, el alumno tenga claros algunos conceptos que resultan claves para la comprensión del mismo, como son reacción química, ecuación química, cinética, ley de los gases, etc. Todos ellos han sido introducidos y desarrollados en los cursos de 3º de E.S.O, 4º de E.S.O., 1º Bachillerato en la asignatura de Física y Química y 2º Bachillerato en la asignatura de Química.

Debido a que el Equilibrio Químico se fundamenta en conceptos procedentes del campo de la Termodinámica, es lógico que deba desarrollarse en el programa de 2º de Bachillerato tras la unidad de “Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas”, donde se hace una introducción a la termodinámica. El problema que aparece es que este enfoque termodinámico puede resultar demasiado abstracto como primera aproximación del alumno al tema, por lo que si bien es necesario hacer ver al alumno esta relación con la termodinámica, se prefiere que la primera toma de contacto con el Equilibrio Químico sea a través de un enfoque cinético.

Tras el Equilibrio Químico se deberán impartir las unidades Ácidos y bases e Introducción a la electroquímica, ya que estos son casos concretos en los que aparece el equilibrio químico.

## 3.2. Objetivos didácticos

Los objetivos indican aquellas capacidades que se pretenden adquirir y desarrollar mediante los contenidos que se trabajan en esta unidad. Al finalizar el desarrollo de la misma se pretende que los alumnos sean capaces de:

- Distinguir entre procesos que tienen lugar en un solo sentido y los procesos que conducen a un equilibrio (procesos reversibles).
- Identificar el estado de equilibrio químico y reconocer sus características esenciales (características microscópicas y macroscópicas).
- Comprender que en todo equilibrio químico tienen lugar dos procesos que interactúan entre sí, que ocurren dentro del mismo sistema y no de una forma compartimentada.
- Comprender el significado de las constantes de equilibrio y expresarlas correctamente.
- Diferenciar un equilibrio homogéneo de un equilibrio heterogéneo.
- Aplicar las constantes de equilibrio tanto a sistemas homogéneos como heterogéneos para realizar cálculos:
  - Valorar el grado de conversión de “reactivos” en “productos” a partir de  $K_c$ .
  - Calcular la constante de equilibrio “desconocida” de una reacción química de forma indirecta a partir del conocimiento de las constantes de equilibrio de otros procesos.
  - Calcular la constante de equilibrio en función de las presiones parciales.
  - Hallar la expresión que relaciona  $K_p$  y  $K_c$  para una determinada reacción.
- Calcular el cociente de reacción ( $Q_c$ ).
- Identificar las situaciones en las que un proceso químico se encuentra en equilibrio químico mediante la comparación de  $Q_c$  con  $K_c$  (o  $K_p$ ).
- Ser capaz de determinar el sentido de una reacción química mediante el análisis comparado de  $Q_c$  con  $K_c$  (o  $K_p$ ).
- Deducir el sentido del desplazamiento de un sistema para recuperar el equilibrio una vez alterado este.
- Conocer algunos de los procesos industriales en los que el equilibrio químico juega un papel importante.
- Aplicar los conocimientos adquiridos a lo largo del tema en el estudio de diferentes fenómenos de la naturaleza y de la vida cotidiana.

### 3.3. Contenidos

En el currículo de bachillerato de Castilla y León, los contenidos de la asignatura de Química aparecen organizados en ocho bloques. El equilibrio químico aparece como el V bloque y forma en sí mismo un bloque completo.

Los contenidos que trata esta unidad son de tres tipos:

- Contenidos previos. Son aquellos contenidos que el alumno ha de conocer y manejar con soltura antes de comenzar la unidad para lograr una correcta adquisición de los contenidos de la misma.
- Contenidos básicos. Estos, por motivos pedagógicos, se clasifican a su vez en tres tipos:
  1. *Conceptuales*: nos indican los conocimientos teóricos que el alumno ha de aprender.
  2. *Procedimentales*: son las habilidades y destrezas que se han de adquirir.
  3. *Actitudinales*: aquellos valores que se pretende transmitir a través de la unidad.

El hecho de diferenciar estos aspectos de los contenidos nos permite apreciar las diferentes facetas de la enseñanza de las ciencias, no debiendo el profesor ocuparse sólo de una de ellas, generalmente la conceptual. Sin embargo, existe el peligro de creer que cada tipo de contenido puede trabajarse independientemente. El conocimiento científico es único y, por tanto, las estrategias de aprendizaje que adoptemos deben integrar los tres contenidos (Sánchez y Valcárcel 1993).

- Contenidos de ampliación. Son aquellos contenidos que pretenden ir un paso más allá de los contenidos mínimos que contempla el currículo, completando así el conocimiento de los alumnos sobre el tema en cuestión.

#### ▪ **Contenidos previos**

En la siguiente tabla se recogen los contenidos que se considera que el alumno ha de conocer y manejar antes de comenzar el estudio del equilibrio químico así como los cursos en los que estos contenidos han sido impartidos

La presencia del contenido en un curso determinado se marca con una X. Las asignaturas a las que se hace referencia en cada curso son:

- |                                    |   |
|------------------------------------|---|
| ▪ Física y Química de 3º de E.S.O. | ▪ Física y Química de 1º de Bachillerato. |
| ▪ Física y Química de 4º de E.S.O. | ▪ Química de 2º de Bachillerato.          |

Contenido	Curso en el que se imparte			
	3º	4º	1º	2º
Concepto de reacción química.	X	X	X	
Ecuación química.	X	X	X	
Ajuste de ecuaciones químicas.	X	X	X	
Estequiometría.	X	X	X	
Concentración.	X	X	X	
Concentración molar.	X	X	X	
Velocidad de reacción.		X	X	
Ley de los gases ideales.		X	X	
Presión parcial de un gas.			X	
Fración molar.			X	
Energía libre de una reacción.				X
Variación de la entalpía en reacciones endotérmicas y exotérmicas.			X	X

▪ **Contenidos básicos**

- *Conceptuales*

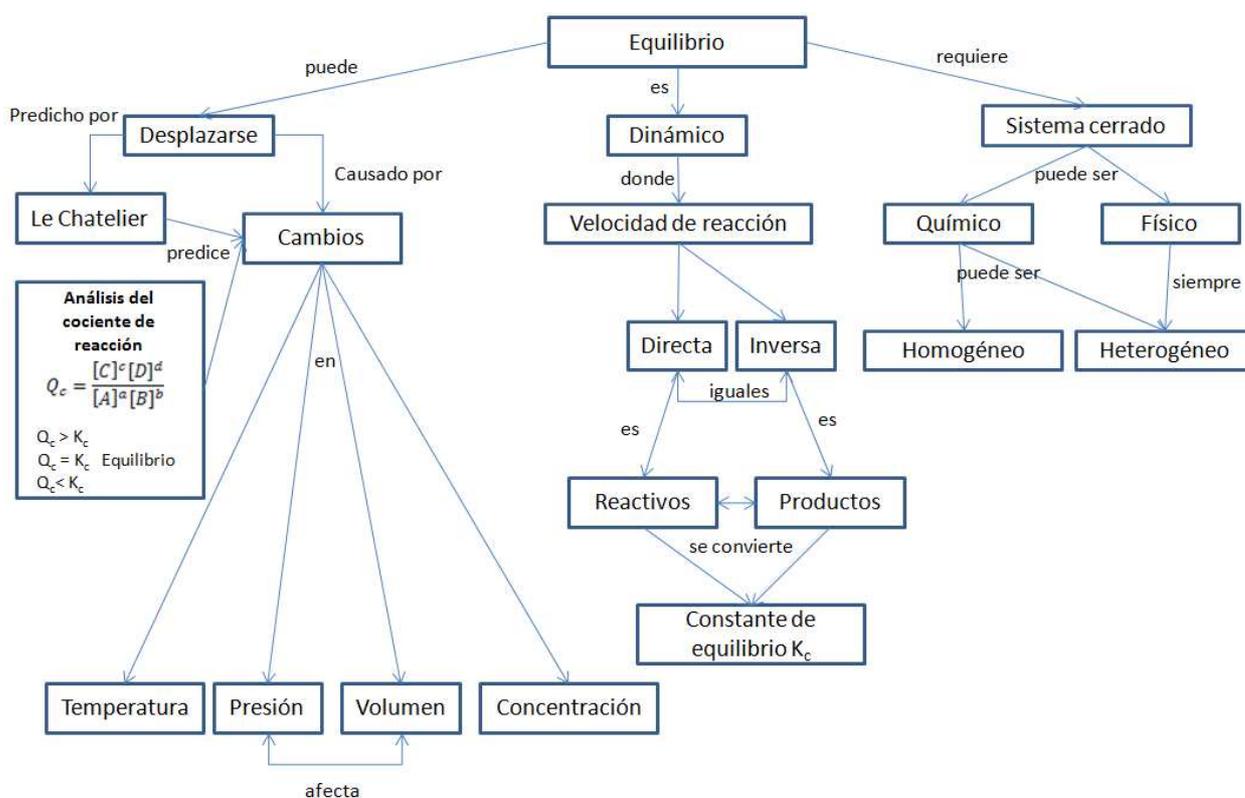
1. Concepto de reacción reversible como sistema en el que coexisten reactivos y productos.
2. Concepto de equilibrio químico.
3. Conceptos de equilibrio homogéneo y equilibrio heterogéneo.
4. Equilibrios homogéneos. Constante de equilibrio ( $K_c$ ).
5. Constante de equilibrio en función de las presiones parciales ( $K_p$ ).
6. Relación entre  $K_c$  y  $K_p$ .
7. Equilibrios heterogéneos.
8. Cociente de reacción.
9. Características de los sistemas en equilibrio.
10. Perturbación de los sistemas químicos en equilibrio:
  - Principio de Le Chatelier.
  - Análisis del cociente de reacción.
  - Ecuación de van't Hoff.

11. Algunos equilibrios de interés:
  - Proceso Haber de obtención del amoníaco.
  - Equilibrios presentes en la naturaleza.
- *Procedimentales*
  1. Determinación experimental de la constante de equilibrio de una reacción.
  2. Valoración del grado de conversión de “reactivos” en “productos” a partir de  $K_c$ .
  3. Determinación de la constante de equilibrio tanto en procesos homogéneos como heterogéneos.
  4. Obtención de  $K_p$  de una reacción a partir de  $K_c$  y viceversa.
  5. Reconocimiento de aquellos procesos químicos que se encuentren en una situación de equilibrio: utilización del análisis comparativo de  $Q_c$  con  $K_p$  para saber si un sistema está en el equilibrio o no y su evolución posterior en el caso de que no lo esté.
  6. Formulación de hipótesis sobre la evolución de un sistema en el que se ha alterado el equilibrio por variaciones de las condiciones de presión, temperatura, volumen o composición.
  7. Utilización de las leyes del equilibrio y de la estequiometría en el estudio cuantitativo de los equilibrios.
  8. Resolución de ejercicios que tienen como objetivo el cálculo del valor de la constante de equilibrio.
  9. Realización de ejercicios en los que se ha de calcular las concentraciones de las sustancias presentes en un equilibrio.
  10. Estudio cuantitativo de la evolución de un sistema en el que se altera el equilibrio.
  11. Resolución de actividades en las que el alumno ha de aplicar los conocimientos adquiridos con el desarrollo de la Unidad al estudio de equilibrios químicos en la industria y la naturaleza.
- *Actitudinales*
  1. Estimulación del interés y curiosidad por la ciencia.
  2. Rigor, orden y pulcritud en el desarrollo de las actividades.
  3. Uso correcto del material de laboratorio.
  4. Respeto de las normas de seguridad en el laboratorio.

- **Contenidos de ampliación**
  1. Energía libre y constante de equilibrio.

- **Mapa conceptual del Equilibrio**

En el siguiente mapa conceptual se da una visión global de la materia a impartir en la unidad y de la relación entre los conceptos que en ella se presentan.



## 3.4. Estrategias de enseñanza

Las estrategias de enseñanza se han dividido en metodología y actividades de aprendizaje.

### 3.4.1. Planteamiento Metodológico

En la puesta en práctica de esta unidad didáctica se busca un aprendizaje significativo de los alumnos. Para ello se emplea una metodología activa, considerando el aprendizaje como un proceso de construcción de conocimientos y no como una recepción y memorización de información. Por otro lado, se fomentará el aprendizaje cooperativo, donde la adquisición de conocimientos es compartida, fruto de la interacción y cooperación entre los miembros del grupo. Resulta muy positivo para el alumnado que pueda aprender y autorregular sus procesos de aprendizaje.

Para conseguir el tipo de aprendizaje antes mencionado, se recurrirá a:

- La realización de un *sondeo de los conocimientos previos* de los alumnos mediante una prueba de diagnóstico que tras su corrección será seguida por un pequeño coloquio en el que se repasarán aquellos aspectos que se considere apropiado y se proporcionarán ejercicios de repaso para subsanar los problemas que se hayan detectado.
- *Clases magistrales y prácticas* en las que se realizará la exposición teórica del tema mediante apuntes, esquemas, dibujos, libro, vídeos, etc., alternada con la resolución de problemas tanto por parte del profesor como por parte de los alumnos. Se buscará en todo momento subrayar aquellas ideas que sean clave y la relación que existe entre ellas así como con los conceptos previos. Favorecer que sean los propios alumnos quienes establezcan estas relaciones. Se procurará la participación activa del alumno. Para ello se realizarán preguntas que el alumno ha de responder, así se mantiene la atención y se comprueba si los alumnos están siguiendo la explicación o se han perdido. Se ha de crear un clima de apoyo, confianza y seguridad que facilite la participación y potencie la curiosidad y el interés. Normalmente la clase se dividirá en tres partes. En la primera se expondrán los objetivos de la manera más clara y concreta posible, en la segunda se desarrollará la teoría, conceptos, actividades... y en la tercera se expondrán los resultados y las conclusiones a modo de cierre.

- Utilización de *analogías y juegos*.

Muchos autores aconsejan la utilización de analogías para la enseñanza del equilibrio químico, dada la complejidad y la abstracción del concepto, ya que estas permiten establecer un puente entre lo que ya se conoce y lo desconocido (Aristizábal, Pérez, & Gallego, 2009), así como crear similitudes para distintos objetivos como son resolver problemas o crear explicaciones.

A la hora de utilizar las analogías es importante disponer de varias para así poder llegar a un número mayor de alumnos y que a su vez estas sean complementarias en los aspectos que abordan. En esta unidad se ha decidido utilizar un juego como análogo que además de facilitar la comprensión de algunos de los conceptos clave de la Unidad ayuda a lograr la motivación del alumno y es fácil de poner en práctica. El juego está basado en la analogía de Huddle, White y Rogers (2000).

Aunque las analogías contribuyen a la enseñanza ayudando a la visualización de conceptos abstractos y a la motivación, habrá que tener un especial cuidado con aquellos errores conceptuales que pueden inducir (Raviolo & Garritz, 2007; Raviolo & Garritz, 2008), como es el de la compartimentación, confusión del nivel microscópico y macroscópico, confusiones en cinética o confusiones cantidad-concentración e intentar subsanarlo con la ayuda de otras analogías o de explicaciones específicas.

Los aspectos a tener en cuenta según Harrison y Coll (2008) a la hora de emplear una analogía son los siguientes:

Foco: Antes de utilizar la analogía hay que tener en cuenta el concepto tratado, los alumnos a los que se dirige y la analogía. ¿El concepto es difícil, desconocido o abstracto? ¿Qué ideas previas tienen los alumnos sobre ese concepto? ¿Es la analogía escogida algo que resulte familiar a tus alumnos?

Acción: Presta atención a las similitudes y diferencias. Discute las características de la analogía y del concepto científico, e identifica los aspectos en los que coinciden. Discute en qué aspectos la analogía y el concepto científico difieren.

Reflexión: Una vez se ha puesto en práctica la analogía es importante realizar una reflexión para obtener conclusiones: ¿Es la analogía clara y útil o genera confusiones? ¿Has logrado con ella los resultados esperados?

Mejoras: a la vista de los resultados, ¿necesitas introducir algún cambio la próxima vez que uses esta analogía?

Por lo tanto, una vez se haya empleado la analogía habrá que comprobar el resultado que se ha obtenido. Los aspectos centrales del análogo deben ser discutidos con los alumnos para asegurarse de que estos lo interpreten adecuadamente, aun cuando aseguren haber entendido perfectamente la analogía, debe revisarse su comprensión antes de volver a utilizarlos (Guevara & Valdez, 2004) para así poder mejorar en futuras intervenciones o buscar otra con la que se puedan lograr los resultados que esperamos.

- Utilización de *applets* como actividad y como ayuda en las explicaciones.

Las simulaciones resultan útiles cuando por diversas razones, ya sean de seguridad, tiempo o de economía, los estudiantes no pueden actuar directamente sobre el material estudiado. Se puede diferenciar entre una animación (se resaltan aspectos cualitativos) y una simulación (se resaltan aspectos cuantitativos), aunque en general a ambas se las denomina simulaciones. En la enseñanza de la química las simulaciones facilitan la visualización de los procesos químicos mejorando así la comprensión de los conceptos (Raviolo, 2010). Según Hofstein y Luneta (1980) *“las simulaciones son un medio para la enseñanza y el aprendizaje con un gran potencial para mejorar las prácticas educativas. Las simulaciones pueden incrementar el encuentro de los estudiantes con sistemas dinámicos con un menor gasto comparado al que generalmente involucraría el uso de materiales reales. Las simulaciones pueden mejorar el aprendizaje y complementar la efectividad de otras técnicas de enseñanza. Las simulaciones apropiadas pueden hacer el aprendizaje de las ciencias más interesante y relevante a los estudiantes y pueden incrementar su motivación. Simulaciones bien diseñadas pueden ayudar a promover importantes objetivos de la enseñanza y del aprendizaje de las ciencias. Las simulaciones no deberían reemplazar al trabajo experimental en ciencias, sino más bien ampliar las experiencias activas con las ideas y problemas científicos dinámicos”*.

Si bien es incuestionable la motivación e interés que generan en los alumnos, es importante tener en cuenta que el trabajo con *applets* puede generar el riesgo de que el estudiante no llegue a asimilar los contenidos y se quede en la parte atractiva de las imágenes y el movimiento. De esta forma no se alcanzarán los objetivos propuestos y se desaprovechará la potencialidad de la aplicación para el tratamiento del tema (Cadile & Vermouth, 2011). Para evitar esto se ha incluido una serie de cuestiones al finalizar la parte dedicada al trabajo con el *applet* con las que se pretende comprobar el grado de adquisición de los conceptos principales que trata el mismo y así evaluar la efectividad

de la actividad. También se propone el uso de simulaciones y animaciones como ayuda a la hora de explicar la evolución que se produce en los sistemas tras la perturbación del equilibrio.

▪ Muestra de la *funcionalidad de los conocimientos adquiridos* en la Unidad, mediante ejemplos prácticos y aplicaciones a la vida cotidiana. Realización de algunas actividades que ilustren temas concretos tratados en el aula o que supongan una aplicación práctica de lo aprendido. Esto se consigue principalmente a través de:

- Lecturas finales.
- Trabajos expositivos que han de realizar los alumnos en grupo.
- Visualización de videos.

▪ Resolución de *cuestiones y problemas*. Estos se plantearán en un orden creciente de dificultad, para así mantener la motivación del alumno. Estarán relacionados con el contenido de las clases teóricas y podrán ser empleados por el profesor como un elemento de control que permite conocer si los alumnos están consiguiendo una comprensión significativa de los mismos y los conceptos que involucran.

La resolución de algunos problemas requerirá la realización de cálculos matemáticos mientras que la de otros no. Aunque cada problema se diferencie de los otros en uno o más aspectos se puede seguir para su resolución la estrategia propuesta por Burns (2003) en la que se diferenciar cuatro etapas: (1) identificación del problema y enunciación precisa de lo que se busca, recopilación y escritura de los datos y hechos conocidos relacionados con el problema, (2) análisis de los datos, identificación del tipo de problema por resolver y formulación del problema describiendo un plan o vía específica para llegar a la respuesta, (3) puesta en práctica del plan propuesto para obtener una solución tentativa y por último (4) evaluación de la respuesta para comprobar que es una solución razonable, y si no lo es, repetición de los cuatro pasos. Este método lógico por pasos para resolver problemas es aplicable a cualquier campo. Para su aplicación a la resolución de problemas referidos al equilibrio se detallan aquí los pasos anteriormente mencionados que se seguirán en las clases y que se proporcionarán al alumno como estrategia a seguir:

a) Identifica el problema: define la incógnita y usa un símbolo adecuado para representarlo, haz una lista de los conceptos físicos y químicos involucrados en el problema y represéntalos de forma adecuada y con las unidades correspondientes.

Antes de resolver el problema si este requiere un cálculo numérico haz una estimación del valor de la incógnita que has de hallar.

- b) Analiza los datos, identifica el tipo de problema por resolver y formula el problema describiendo un plan o vía específica para llegar a la respuesta: ¿Qué principios físicos o químicos pueden usarse para relacionar los datos conocidos con la incógnita? ¿Estas relaciones son válidas para este problema? Si hay más de una incógnita o las relaciones que vas a utilizar introducen nuevas incógnitas ¿qué principios químicos o físicos puedes introducir para relacionar las distintas incógnitas con los datos conocidos? ¿Puede reducirse el problema a otros más simples para su resolución? ¿Se pueden hacer simplificaciones para resolver el problema? ¿Has resuelto antes algún problema análogo a este?
  - c) Lleva a cabo el plan propuesto: escribe las relaciones matemáticas en su forma general, lleva a cabo las operaciones algebraicas que sean necesarias y después sustituye los valores conocidos en la fórmula general. Antes de realizar cualquier cálculo, asegúrate de que todas las magnitudes implicadas están en las unidades adecuadas. Expresa el resultado obtenido en las unidades correctas e indica qué es lo que has calculado, ya sea mediante el nombre o el símbolo que corresponda.
  - d) Evalúa tu respuesta: comprueba si lo que has calculado es coherente con el signo y la magnitud que habías estimado. Comprueba que los distintos cálculos que hayas realizado estén hechos de forma correcta. Revisa qué principios químicos o físicos habías propuesto en un primer momento y cuáles has utilizado finalmente. Por último piensa si podrías proponer un camino alternativo para resolver el problema.
- *Clases de laboratorio* que requieren la adquisición de determinadas habilidades prácticas e involucran aspectos específicos de la experimentación.

Normalmente en las clases de laboratorio se provee a los alumnos de un guión de prácticas en el que se detalla cómo debe realizar las prácticas paso a paso sin dársele la oportunidad de investigar o proponer alguna metodología que responda a una pregunta de investigación, con lo que se favorece el desarrollo de las habilidades procedimentales pero no las habilidades de pensamiento científico (Padilla, 2012). Es por esto que aunque en esta Unidad las prácticas son guiadas debido a que el alumno no tiene un grado de maduración suficiente para ser autónomo en la planificación y realización de

las mismas, sí se ha incluido un apartado en el que se da pie a este a diseñar un experimento que deberá llevar a cabo.

- La utilización de *actividades motivadoras y estrategias de motivación* que ayuden a captar la atención y curiosidad por el contenido del tema.

El uso de experiencias de cátedra que requieren la cooperación del alumno, prácticas de laboratorio o de juegos son claros ejemplos de estas estrategias, ya que permiten la participación del alumno y le sacan de la rutina y habitual escenario que es el aula. Pero la motivación se puede conseguir no solo mediante actividades específicas sino siguiendo diversas estrategias como son variar los tipos de tareas durante el desarrollo de las sesiones para mantener la atención, señalar las relaciones que existen entre aquellos conceptos que se están tratando y su experiencia o su vida cotidiana, utilizar ilustraciones, mapas conceptuales y ejemplos en las explicaciones, proponer actividades que supongan un reto moderado para el alumno, es decir, tareas asequibles pero con cierta dificultad de manera que no resulten frustrantes y que faciliten la motivación por el aprendizaje, elogiar el esfuerzo y el progreso personal del alumno, fomentar la participación de los alumnos, sus preguntas, comentarios, reflexiones, etc.

- *Seminarios* dedicados a la resolución de las cuestiones y problemas en detalle y de cualquier duda que pueda presentar el alumno. Estos permiten aclarar ideas y conceptos y profundizar en los contenidos. También facilitan la puesta en común y discusión de los resultados obtenidos tanto con el profesor como entre los iguales, se pretende que los alumnos debatan y logren consensos, haciendo así un mejor aprovechamiento de los mismos. Se propondrán actividades abiertas que permitan distintos tipos de resolución y complejidad. El alumno ha de considerar las diferencias como oportunidades para el aprendizaje.

- Organizar el aula para favorecer la flexibilidad en los agrupamientos del alumnado, acordando la organización del aula para favorecer la interacción entre alumnos. Es importante que exista una interacción entre estos y un trabajo cooperativo. Los alumnos han de contrastar los distintos puntos de vista y ayudarse.

- Una *evaluación* diagnóstica, formativa y sumativa. No estará centrada sólo en los resultados finales del alumno sino en su evolución a lo largo de todo el proceso de enseñanza-aprendizaje. Ya que se pretende que el alumno sea consciente de su aprendizaje y lo regule no tendría sentido una evaluación únicamente sumativa.

### 3.4.2. Actividades de aprendizaje

Las actividades desarrolladas en esta unidad didáctica están orientadas a lograr un aprendizaje significativo por parte del alumno, por lo que éste tendrá que ir construyendo su propio conocimiento con ayuda de las pautas proporcionadas por el profesor.

Han sido escogidas para no inducir en el alumno aquellos errores conceptuales más comunes y extendidos que se encuentran en la bibliografía como son la compartimentación del equilibrio, confusiones debidas a la estequiometría, las confusiones masa-concentración, problemas con la constante de equilibrio, aplicación indiscriminada del Principio de Le Chatelier (Quílez, Solaz, Castelló, & Sanjosé, 1993; Furió & Calatayud, 2000; Quílez & Sanjosé, 1995; Hernando, Furió, Hernández, & Calatayud, 2003; Furió & Ortiz, 1983; Rocha, García-Rodeja, & Domínguez, 2000).

Son actividades que se adaptan a los ritmos de aprendizaje, su dificultad aumenta de forma gradual y resultan motivadoras debido a su gran variedad ya que se han incluido cuestiones, ejercicios, problemas, lecturas y experiencias. Mediante las cuestiones, ejercicios, problemas y lecturas se introducen distintos conceptos, se aplican conceptos anteriormente abordados en la teoría, se pide al alumno que realice hipótesis sobre casos específicos basándose en su conocimiento que han de ser acompañados por una argumentación adecuada al mismo o se hace un repaso y evaluación de los contenidos. Las experiencias están diseñadas para que se organicen como prácticas de laboratorio llevadas a cabo por los alumnos, pero algunas pueden ser propuestas como experiencias de cátedra o incluso mostradas en un video en el caso de falta de recursos materiales o de tiempo.

- **Ordenación y secuencia de actividades**

1. Actividad de diagnóstico
2. Actividad de motivación e introducción.
3. Actividades de desarrollo del proceso de aprendizaje.
4. Actividades de refuerzo y ampliación.
5. Actividad de evaluación.

**Actividad de diagnóstico**, en la que se plantearán cuestiones que pongan de manifiesto los conocimientos previos de los alumnos. Para ellos se entregará a los alumnos un pequeño control con cuestiones cortas sobre los contenidos previos que será recogido por el profesor. No contará para nota, solo como instrumento que permita al docente conocer aquellos puntos en los que los alumnos tienen déficits o malentendidos sobre la materia. Una vez el profesor se encuentre en conocimiento de estos, resolverá dudas e incidirá en algunos conceptos antes de comenzar el tema.

**Actividad de motivación e introducción**, experiencia de cátedra cuyo objetivo es realizar una introducción motivadora al tema.

**Actividades de desarrollo** del proceso de aprendizaje en las cuales se incluyen la resolución de cuestiones y de problemas.

Con estas actividades se pretende desarrollar los objetivos propuestos con la enseñanza de la Química en el bachillerato:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
3. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
4. Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.
5. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
6. Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que sus aplicaciones puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

Actividades tipo y tareas propuestas	Objetivos trabajados						
	O1	O2	O3	O4	O5	O6	O7
<i>Relación de las concentraciones presentes en el equilibrio</i>	X						
<i>Relación entre <math>K_c</math> y la ecuación ajustada</i>	X						
<i>Cálculo numérico de <math>K_c</math></i>	X						
<i>El juego del equilibrio</i>	X						
<i>Relación de las presiones parciales en el equilibrio</i>	X						
<i>Cálculo numérico de <math>K_p</math></i>	X						
<i>Relación entre <math>K_c</math> y <math>K_p</math></i>	X						
<i>Cálculo de la constante de equilibrio en equilibrios heterogéneos</i>	X						
<i>Cociente de reacción</i>	X						
<i>Efecto de los cambios en la presión, temperatura y concentración</i>	X				X		
<i>Prácticas de laboratorio</i>	X	X					
<i>El equilibrio químico en los procesos industriales</i>	X		X	X		X	X
<i>Equilibrios en la naturaleza</i>	X			X			
<i>Preparación y exposición de los trabajos: Equilibrios en la vida cotidiana</i>	X	X	X	X		X	X

\*Mediante una "X" se marcan aquellos objetivos que son desarrollados con la actividad.

**Actividades de refuerzo y ampliación** para aquellos alumnos que las necesiten o demanden (estas se harán de acuerdo a los resultados obtenidos con las actividades de evaluación).

**Actividades de evaluación**, con las que se busca comprobar el grado de asimilación de los conceptos tratados y las posibles dificultades que encuentran los alumnos.

### 3.4.3. Temporalización

La unidad didáctica que nos ocupa debe encuadrarse, siguiendo el orden lógico en la impartición de las unidades recogidas en el currículo de Química de 2º de Bachillerato, tras la unidad “Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas” y antes del desarrollo de las unidades “Ácidos y bases” e “Introducción a la electroquímica”.

La unidad se desarrollará en un total de 15 sesiones, en 10 de las cuales se combinarán teoría y práctica, tanto en forma de cuestiones como de problemas, 2 se destinarán a seminarios, 2 sesiones se dedicarán a prácticas de laboratorio y 1 sesión a la prueba de evaluación. Las sesiones serán de 50 minutos cada una y estarán organizadas en 4 horas semanales.

Sesión	Contenido
1	Motivación inicial e introducción al tema
2	Explicación del tema (teoría y práctica I)
3	Juego del equilibrio
4	Explicación del tema (teoría y práctica II)
5	Explicación del tema (teoría y práctica III)
6	Explicación del tema (teoría y práctica IV)
7	Seminario 1
8	Explicación del tema (teoría y práctica V)
9	Práctica
10	Práctica
11	Seminario 2
12	Explicación del tema (teoría y práctica VI)
13	Presentación de trabajos
14	Presentación de trabajos
15	Prueba de evaluación

El tema del “Equilibrio químico” es uno de los más importantes de la asignatura Química de bachillerato, se considera que se pueden emplear 15 sesiones sin perjudicar el desarrollo del resto de bloques. Teniendo en cuenta el promedio de horas lectivas en un curso de bachillerato para una materia de modalidad se podría emplear un máximo de unas 20 sesiones para cada bloque de la asignatura de Química. La unidad didáctica ha de ser flexible y de esta manera, aunque se han planificado 15 sesiones, se deja un margen de sesiones suficientes para poder extenderla y dedicar así más tiempo a aquellos conceptos y a la resolución de problemas o cuestiones que presenten a los alumnos una dificultad mayor que la esperada.

### 3.4.4. Espacios y Recursos.

Los espacios en los que se llevarán a cabo las distintas actividades recogidas en esta unidad:

- Las actividades de diagnóstico, introducción, puesta en común y coloquio/debate, resolución de problemas y cuestiones y de evaluación se realizarán en el aula.
- Las prácticas de laboratorio serán llevadas a cabo en los laboratorios del centro bajo la supervisión en todo momento del profesor. Para el trabajo en el laboratorio se dividirá el grupo en parejas.

Los recursos empleados en esta Unidad son los siguientes:

Libro de Química Bachillerato

Editorial Ecir

ISBN 84-7065-848-4

Libro de Química Bachillerato

Editorial Edebé

ISBN 978-84-236-9282-8

Química General

Ralph H. Petrucci, Williams S. Harwood, F. Geoffrey Herring

ISBN: 84-205-3533-8

Principios de Química

P. W. Atkins, L. L Jones

ISBN: 978-950-06-0080-4

El juego del equilibrio, página 216 del libro “Química” 2º de Bachillerato edit. Ecir (2003). ISBN 84-7065-848-4.

Lectura “Síntesis industrial del amoníaco”, página 192 del libro “Química” 2º de Bachillerato edit. Edebé (2010). ISBN 978-84-236-9282-8.

Lectura sobre “Equilibrios químicos en los océanos”, se puede encontrar en la siguiente dirección: <http://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2011/9.pdf>.

Lectura de ampliación sobre la constante de equilibrio y la energía libre, página 24 del documento: <http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf>.

Actividad llevada a cabo con un applet y un cuestionario para el estudio del equilibrio.

Applet: <http://chemconnections.org/Java/equilibrium/>

Analogía visual sobre el equilibrio y las perturbaciones del mismo: <http://salvadorhurta.do.wikispaces.com/file/view/cocox.swf>.

Applets sobre los efectos que producen los cambios de presión, concentración y temperatura en el equilibrio químico (principio de Le Chatelier):

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechl7.swf>

<http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html>

Video sobre el equilibrio  $[Co(H_2O)_6]^{2+}/[CoCl_4]^{2-}$ : <http://www.youtube.com/watch?v=F9ydcP7k2Ac>.

Videos sobre las reacciones reversibles, el equilibrio químico y cómo afecta a este una modificación en la concentración:

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=LMIbJ-B92Ho](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=LMIbJ-B92Ho)

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=yxmZw126wiY](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=yxmZw126wiY)

Videos que muestran el efecto del cambio de la temperatura sobre el equilibrio que se establece entre el catión hexaaacuacobalto (II), que se forma cuando una sal de cobalto (II) se disuelve en agua, y el anión tetraclorurocobalto (II):

<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Videos/EquilibrioQ/index.htm>

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!)

Video sobre el equilibrio tetraóxido de dinitrógeno/dióxido de nitrógeno: [http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=j1ALRRos-AA](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=j1ALRRos-AA).

Vídeo que complementa la actividad sobre la síntesis del amoníaco: [http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11\\_effect\\_of\\_pressure\\_on\\_reactions/index.html](http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11_effect_of_pressure_on_reactions/index.html).

### 3.5. Atención a la diversidad

La diversidad de los alumnos proviene de diversas situaciones extrínsecas, como el entorno familiar, entorno social, centro de procedencia, tipo de enseñanza previa recibida, etc., e intrínsecas, que son sus propias características físicas, sensoriales e intelectuales.

Por tanto existe una gran diversidad de necesidades educativas que pueden requerir los alumnos, podríamos dividir estas en los siguientes grupos: alumnos de altas

capacidades, alumnos con discapacidades motoras o sensoriales, minorías étnicas, alumnos con desinterés...

Es importante intentar ofrecer en la medida de lo posible una atención individualizada y personalizada. Para atender realmente a la diversidad debemos conocer con detalle las necesidades específicas de cada situación. Por esta razón se hablará de unas pautas generales que, por supuesto, han de ser implementadas por el profesor atendiendo a la situación del alumnado.

Es necesario comprobar al comienzo de la Unidad los conocimientos previos de los alumnos para así poder subsanar mediante las actividades adecuadas aquellas lagunas que detectemos en determinados alumnos y evitar de esta manera que arrastren ese lastre que dificultará o impedirá la comprensión de la Unidad tratada.

El ritmo de aprendizaje ha de ser marcado por el propio alumno pero siempre buscando un equilibrio que garantice que el ritmo es adecuado al alumno a la vez que permite el desarrollo de la materia.

El libro de texto es una herramienta muy útil que sirve al alumno como guía, pero que ha de ser complementada con actividades adicionales que proponga el profesor y que sirvan para completar aquellos aspectos que trata el libro de texto. Estas actividades adicionales resultan motivadoras debido a la diversidad de las mismas y pueden ayudar a acercar el tema al alumno y así llegar a esos alumnos con falta de interés, pueden utilizarse como o ampliaciones de determinados contenidos, o como cuestiones integradoras de diversas áreas de conocimiento.

Los contenidos de cada tema se deben presentar de la forma más categorizada y organizada posible, y las actividades deben ser abundantes y de grado de complejidad variables, de manera que la selección de estas actividades realizada por el profesor permitirá atender a las diferencias individuales presentes en el alumnado. También se han de ir introduciendo modificaciones en las mismas según las respuestas que obtengamos de nuestro alumnado en el desarrollo de la Unidad.

A los alumnos más aventajados se les puede dar información complementaria y actividades o pedirles que profundicen más en algunos aspectos que el profesor considere importantes y al alcance del alumno, siempre bajo su supervisión y guía, para así mantener la motivación de estos hacia el aprendizaje.

A los alumnos con dificultades de aprendizaje puede proporcionárseles problemas y actividades, que si bien involucran los conceptos clave, lo hacen de una forma más accesible, ya sea simplificando los enunciados o incluyendo gráficas o gráficos que faciliten su comprensión.

### **3.6. Desarrollo de la Unidad Didáctica**

La unidad didáctica se desarrolla en dieciséis sesiones como ya se ha señalado en el apartado Temporalización. Para cada una de ellas se definen los conceptos tratados y se realiza una descripción de los objetivos y las actividades previstas.

#### **• Sesión 1**

La primera sesión se destinará a la prueba de diagnóstico y a una introducción motivadora del tema.

##### **▶ Actividad de diagnóstico (1.a)**

*Objetivos:*

Con esta actividad se pretende comprobar el grado de conocimiento que los alumnos poseen sobre aquellos conceptos que resultarán claves para la comprensión y el estudio del equilibrio químico.

*Descripción:*

Es una actividad de diagnóstico del conocimiento previo del alumno consistente en una prueba (Anexo 1) que incluye todos los contenidos que han sido señalados como “contenidos previos”. La prueba se realizará en el aula y será recogida por el profesor que la corregirá tomando nota de los problemas encontrados. En la segunda sesión, una vez se haya corregido y antes de empezar a impartir los conceptos del equilibrio químico, se hará una puesta en común de aquellos puntos que hayan resultado más problemáticos para los alumnos, preguntando a estos para así llegar a un conocimiento más profundo de la causa del error. Se repasarán aquellos aspectos que se considere apropiado y se proporcionarán ejercicios de repaso, en caso de que sea necesario, para subsanar estos problemas.

*Duración:*

La duración de esta actividad será de 30 minutos.

### ► Actividad de motivación e introducción (1.b)

#### *Objetivos:*

El objetivo de la actividad es que el alumno reflexione sobre su experiencia y conocimiento anterior y lo que está observando. Ha de superar la idea previa que posee de que todas las reacciones son reacciones irreversibles. Ha de concluir que en ambos procesos lo que está teniendo lugar es la misma reacción aunque en sentido inverso. Esto dará pie a la introducción del concepto “reacción reversible” que será tratado en la siguiente sección.

#### *Descripción:*

Esta actividad se plantea como una experiencia de cátedra (Anexo 2), que a ser posible será realizada en el laboratorio, pero que también podrá ser llevada a cabo en el aula, siempre que se tenga cuidado y se sigan las medidas de seguridad. En ella se utiliza el equilibrio  $[Co(H_2O)_6]^{2+}/[CoCl_4]^{2-}$  para que los alumnos tomen conciencia de que aquellos compuestos que aparecen como “reactivos” en la que ellos consideran la primera reacción son los “productos” de la aparente segunda reacción y viceversa, y de que por tanto la reacción puede ocurrir en ambos sentidos, siendo una sola reacción y no dos. Esto servirá para la introducción del tema. Es una actividad motivadora ya que resulta atractiva visualmente y demanda la atención y participación de los alumnos mediante las cuestiones que ha de ir planteando el profesor. Este ha de actuar como guía, pero no ha de proporcionar las respuestas, ha de dejar que sean los alumnos mediante el coloquio/debate los que lleguen a ellas.

#### *Duración:*

La duración prevista es de unos 20 minutos.

*\*Si no se dispone de espacios o recursos puede optarse por una grabación en video realizada por el profesor y luego proyectada en el aula o también la proyección de alguno de los múltiples videos que pueden encontrarse en internet, pero resulta difícil encontrar uno que encaje perfectamente con lo que se busca (este video <http://www.youtube.com/watch?v=F9ydcP7k2Ac> podría usarse pero la experiencia difiere de la planteada en la fuente de iones Cl que emplea y resulta mucho menos claro al introducir los cambios de temperatura, habría que evitar mostrar a los alumnos la parte final en la que enfría la disolución, para no complicarlo más.)*

## • Sesión 2

La primera parte de la sesión se empleará en la resolución de dudas por parte del profesor que se hayan podido generar a raíz de la prueba de diagnóstico. Se incidirá en aquellos conceptos en los que se haya detectado que los alumnos presenten errores conceptuales o desconocimiento. La duración será por tanto variable en función de los resultados que se hayan obtenido en la prueba.

En la segunda parte los conceptos tratados serán:

- Reacción reversible.
- Equilibrio químico.

Objetivos de la sesión:

El alumno ha de ser capaz de distinguir entre procesos que tienen lugar en un solo sentido y los procesos reversibles e identificar el estado de equilibrio químico reconociendo sus características esenciales (microscópicas y macroscópicas).

- El concepto de *reacción reversible* ha de ser introducido a partir de la experiencia de cátedra realizada.

La idea que tiene el alumno sobre las reacciones químicas es que estas suceden en un solo sentido y que reaccionan de forma completa, es decir hasta que se agota uno de los reactivos y que no pueden coexistir reactivos y productos. Resulta difícil romper estas ideas previas que poseen los alumnos, por ello es aconsejable utilizar varios ejemplos de reacciones reversibles e incluso algún ejercicio en el que se trate este asunto.

Ideas clave:

- Reacción reversible como sistema en el que coexisten reactivos y productos.
- Es una situación habitual en química, sobre todo cuando la reacción puede tener lugar en sentido inverso
- Significado de la doble flecha.

- La introducción del concepto de *equilibrio químico* se hará desde un punto de vista cinético. En esta parte ha de tenerse especial cuidado con la forma de abordar este concepto, ya que en muchas ocasiones se induce en el alumno errores conceptuales.

Ideas clave:

- El equilibrio se alcanza cuando la velocidad directa es igual a la velocidad inversa.
- En el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos son constantes.
- Carácter dinámico del equilibrio químico.

- El sistema ha de ser cerrado para que se pueda alcanzar el equilibrio químico.

Se aconseja la utilización de analogías para la enseñanza del equilibrio químico, dada la complejidad y la abstracción del concepto. Muchos estudiantes no están preparados para una presentación convencional de los aspectos más abstractos de este tema como son la naturaleza reversible del cambio químico y la naturaleza dinámica del equilibrio químico. El uso de analogías sería muy útil para la visualización de estos aspectos y facilitar así la comprensión del equilibrio. En esta Unidad se utilizará un juego como análogo que se pondrá en práctica en la sesión 3 ya que debido a su duración no puede incluirse en la sesión 2.

### • Sesión 3

Esta sesión se va a dedicar en su totalidad al desarrollo de un juego con fines educativos.

Los juegos como análogos resultan muy interesantes para facilitar la comprensión de aquellos conceptos que pueden resultar abstractos y motivar al alumno. Por ello se recomienda emplear alguno de los múltiples juegos diseñados para la comprensión del equilibrio químico y su constante de equilibrio.

En este caso se ha seleccionado un juego llevado a cabo con tarjetas debido a que requiere la utilización de material barato y accesible a todo el mundo y a la facilidad de su puesta en práctica.

#### ▶ Actividad 3. El juego del equilibrio

*Objetivos:*

El objetivo de la actividad es tratar mediante el juego, algunos de los aspectos que ya han sido introducidos, como son el de reacción reversible, equilibrio químico o constante de equilibrio, facilitar su comprensión y afianzar los conocimientos que han adquirido los alumnos.

*Descripción:*

Juego (Anexo 3) con el que se pretende simular una reacción reversible muy simple de estequiometría 1:1 ( $A \rightleftharpoons B$ ), en el que se utilizarán tarjetas (cartulinas) con un color diferente en cada cara. La cara roja representará el compuesto A y la azul el B. Para el juego se organizarán grupos de 3 personas. Un miembro del grupo se encargará de colocar las tarjetas que correspondan por la cara azul, otro de las rojas y otro de realizar las anotaciones. El segundo apartado consiste en lo mismo que el primero introduciendo

alguna pequeña modificación. Una vez terminado el juego cada grupo ha de resolver las preguntas planteadas en la actividad y por último poner en común los resultados obtenidos así como un coloquio sobre los mismos y sobre aquellos aspectos en los que hayan encontrado alguna dificultad los alumnos a la hora de llevar a cabo el juego.

*Duración:*

La duración prevista es de unos 50 minutos. Se debe proporcionar el material a los alumnos para no perder tiempo.

*\* El juego es una forma de analogía y puede inducir a ciertos errores conceptuales. Estos son visión compartimentada, confusión del nivel microscópico y macroscópico, confusiones en cinética o confusiones cantidad-concentración. Por lo tanto hay que tener mucho cuidado con la forma de tratar los resultados de la experiencia y el profesor tendrá que guiar la misma para evitar estas confusiones.*

#### • **Sesión 4**

Los conceptos tratados en esta sesión serán:

- Equilibrio homogéneo y equilibrio heterogéneo.
- Equilibrio homogéneo. Constante de equilibrio ( $K_c$ ).

Objetivos de la sesión:

El alumno ha de ser capaz de diferenciar un equilibrio homogéneo de un equilibrio heterogéneo y comprender el significado de la constante de equilibrio así como expresarla correctamente, valorar el grado de conversión de “reactivos” en “productos” a partir de la constante de equilibrio, calcular la constante de equilibrio “desconocida” de una reacción química de forma indirecta a partir del conocimiento de las constantes de equilibrio de otros procesos.

- Antes de introducir el concepto de constante de equilibrio se ha de dejar claro a qué se denomina **equilibrio homogéneo** y a qué **equilibrio heterogéneo**. Es importante acompañar la explicación de ejemplos aclarativos de ambos tipos.

Ideas clave:

- Fase.
- Definición de equilibrio homogéneo.
- Definición de equilibrio heterogéneo.

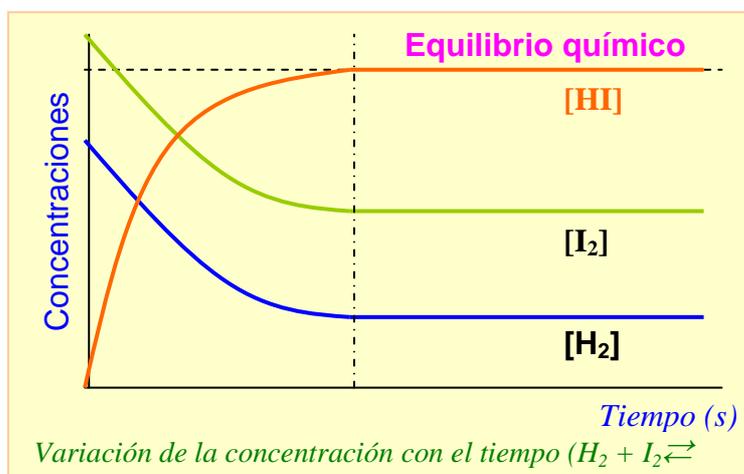
- Equilibrio homogéneo. Constante de equilibrio ( $K_c$ ).

Se puede incluir una tabla como la siguiente en la que aparecen recogidos datos sobre la reacción  $2 SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ :

Experiencia	Concentración inicial (mol.L <sup>-1</sup> )			Concentración en el equilibrio (mol.L <sup>-1</sup> )			$\frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]}$	Relación en el equilibrio $\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$
	[SO <sub>2</sub> ] <sub>0</sub>	[O <sub>2</sub> ] <sub>0</sub>	[SO <sub>3</sub> ] <sub>0</sub>	[SO <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[SO <sub>3</sub> ]		
1	0,200	0,200	0,000	0,030	0,115	0,171	49,6	282,5
2	0,205	0,085	0,346	0,125	0,042	0,426	81,1	281,8
3	0,000	0,000	0,100	0,032	0,016	0,068	132,81	281,2
Valor medio								282,2

Con la tabla se puede mostrar que la **constante de equilibrio** es independiente de las concentraciones iniciales. La tabla también sirve para mostrar que la relación en el equilibrio que permanece constante es la del cociente de las concentraciones de los productos entre las concentraciones de reactivos todas ellas elevadas a su correspondiente coeficiente estequiométrico ( $K_c$ ) corrigiendo así un error muy extendido entre los alumnos, el cálculo de la constante de equilibrio sin elevar las concentraciones a sus correspondientes coeficientes estequiométricos.

Se han de introducir gráficas que los alumnos habrán de interpretar. Se presenta como ejemplo el del proceso:  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$



Es muy importante señalar que la constante de equilibrio es una propiedad característica del sistema que depende de la temperatura. Es interesante utilizar el ejemplo de un proceso concreto:  $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$

Los valores de  $K_c$  a distintas temperaturas son:

Temperatura	700 K	900 K	1100 K	1300 K
$K_c$	0,123	0,603	1,45	2,82

El profesor resolverá alguno de los problemas tipo y proporcionará a los alumnos problemas y cuestiones que han de resolver de forma autónoma y que serán posteriormente corregidos en clase.

Ejemplos de cuestiones y problemas tipo a proponer en las actividades (Anexo 4):

- ▶ Actividad (4.a): el alumno ha de formular la expresión de  $K_c$  para distintas reacciones reversibles en el equilibrio y determinar en qué unidades estarán expresados los valores de cada una de las constantes,  $K_c$ .
- ▶ Actividad (4.b): pretende mostrar al alumno la relación entre  $K_c$  y la ecuación ajustada, por tanto la influencia de los coeficientes estequiométricos y del orden de los dos miembros del proceso.
- ▶ Actividad (4.c): el alumno ha de ser capaz de formular la constante de equilibrio y calcular el valor de la misma o de las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio, ha de conocer también qué es el grado de disociación de un reactivo.
- ▶ Actividad (4.d): el alumno ha de ser capaz de obtener la constante de equilibrio de un proceso de forma indirecta a partir del conocimiento de las constantes de equilibrio de otros procesos.

Ideas clave:

- Reacciones elementales.
- Expresión matemática de la constante de equilibrio. Ley de acción de masas.
- Grado de disociación.
- Significado del valor de la constante  $K_c$ .
- Relación entre  $K_c$  y la ecuación ajustada (influencia de los coeficientes estequiométricos y del orden de los dos miembros).

## • Sesión 5

Los conceptos tratados en esta sesión serán:

- Constante de equilibrio en función de las presiones parciales ( $K_p$ ).
- Relación entre  $K_c$  y  $K_p$ .

Objetivos de la sesión:

El alumno ha de ser capaz de calcular la constante de equilibrio en función de las presiones parciales, valorar el grado de conversión de “reactivos” en “productos” a partir de  $K_p$  y hallar la expresión que relaciona  $K_p$  y  $K_c$  para una determinada reacción.

▪ La *constante en función de las presiones parciales* ( $K_p$ ) es un caso particular de la constante de equilibrio en el que intervienen sustancias gaseosas.

Primero el profesor ha de deducir el valor de  $K_p$  y luego hacer una demostración de la relación existente entre  $K_p$  y  $K_c$ . Plantear distintos equilibrios en los que intervengan sustancias en fase gas como trabajo individual del alumno para que este escriba la constante de equilibrio  $K_p$  y deduzca  $K_c$  en función de  $K_p$  o viceversa.

Ejemplos de cuestiones y problemas tipo a proponer en las actividades (Anexo 5):

- ▶ Actividad (5.a): el alumno ha de formular la expresión de  $K_p$  para distintas reacciones reversibles en el equilibrio.
- ▶ Actividad (5.b): el alumno ha de ser capaz de formular la constante de equilibrio  $K_p$  y calcular el valor de la misma.
- ▶ Actividad (5.c): en este tipo de actividades el alumno debe hallar la expresión que relaciona  $K_p$  y  $K_c$ .

Ideas clave:

- Presiones parciales.
- Fracción molar.
- Constante  $K_p$

## • Sesión 6

Conceptos tratados en esta sesión:

- Equilibrios heterogéneos
- Cociente de reacción.

Objetivos de la sesión:

Al terminar la sesión el alumno debe haber alcanzado en el estudio de los equilibrios heterogéneos todos los objetivos que se han propuesto en las sesiones anteriores para los equilibrios homogéneos, ha de ser capaz de calcular el cociente de reacción ( $Q_c$ ) e identificar las situaciones en las que un proceso químico se encuentra en equilibrio químico mediante la comparación de  $Q_c$  con  $K_c$  ( $Q_p$  con  $K_p$ ). También ha de ser capaz de determinar el sentido de una reacción química mediante el análisis comparado de  $Q_c$  con  $K_c$  (o de  $Q_p$  con  $K_p$ ).

- En relación con los ***equilibrios heterogéneos***, un concepto que resulta difícil de entender al alumno y que por tanto será un aspecto en el que ha de incidir el profesor es la concentración constante de los sólidos y líquidos puros y que en cualquier posición de equilibrio independientemente de la cantidad de ese sólido o líquido puro su concentración será constante. Resulta útil para facilitar su comprensión mostrar cómo se obtendría la constante de equilibrio en varios ejemplos.

Ejemplos de cuestiones y problemas tipo a proponer en las actividades (Anexo 6):

- ▶ Actividad (6.a): el alumno ha de ser capaz de formular la constante de equilibrio  $K_c$  o  $K_p$  y calcular el valor de la misma en equilibrios heterogéneos.

También se han de incluir actividades en las que el alumno debe hallar las concentraciones de equilibrio sabiendo el valor de la constante de equilibrio.

Ideas clave:

- Concentración constante de los sólidos y líquidos puros.
- Constante de equilibrio en equilibrios heterogéneos.

- El ***cociente de reacción*** es un concepto de gran importancia ya que además de establecer si una determinada mezcla de reacción está o no el equilibrio y, en caso de que no lo esté en qué sentido debe progresar para llegar a él, sirve de herramienta para el análisis de la evolución de un sistema en el que se ha perturbado el equilibrio. Por lo tanto ha de comprobarse que los alumnos comprenden lo que es y lo que significa para así evitar futuros errores en otros contenidos en los que el cociente de reacción está involucrado.

Ejemplos de cuestiones y problemas tipo a proponer en las actividades (Anexo 6):

- ▶ Actividad (6.b): el alumno ha de ser capaz de determinar si un sistema se encuentra en equilibrio o no mediante el análisis comparativo del cociente de reacción. Así

mismo en caso de no encontrarse en equilibrio deberá razonar el sentido en el que este sistema progresará.

Ideas clave:

- Cálculo del cociente de reacción.
- Estudio de la situación de un proceso por comparación de  $Q_c$  con  $K_c$ .
- Estudio del sentido de progreso de un sistema que no se encuentra en equilibrio.

## • Sesión 7

### *Seminario 1*

Seminario dedicado a la resolución de todas las dudas que se les hayan presentado a los alumnos con el contenido impartido y a la realización de problemas y cuestiones relacionadas con los mismos.

El profesor resolverá alguno de los problemas tipo y los alumnos serán los encargados de resolver los restantes. Los problemas serán seleccionados, de manera que su grado de dificultad vaya en aumento y se ajuste al ritmo de aprendizaje de la clase.

Los problemas y cuestiones tratarán sobre:

- El estado de equilibrio químico.
- Características de la constante de equilibrio.
- Composición y constantes de equilibrio en sistemas homogéneos.
- Composición y constantes de equilibrio en sistemas heterogéneos.

## • Sesión 8

Conceptos tratados en esta sesión:

- Características de los sistemas en equilibrio.
- Perturbación de los sistemas químicos en equilibrio:
  - Principio de Le Chatelier.
  - Análisis del cociente de reacción.
  - Ecuación de van't Hoff.

Objetivos de la sesión:

El alumno ha de ser capaz de enumerar sin dificultad y describir las características del estado de equilibrio químico y deducir de forma razonada el sentido de desplazamiento de un sistema para recuperar el equilibrio una vez alterado este, ya sea aplicando el principio de Le Chatelier, realizando un análisis del cociente de reacción o de la

ecuación de van't Hoff. Ha de ser capaz de reconocer las limitaciones del principio de Le Chatelier.

▪ Se ha de hacer un resumen que englobe las *características generales del estado de equilibrio químico* que se han introducido y desarrollado anteriormente. Es necesario que el alumno tenga estas ideas claras antes de introducirle en el estudio de la perturbación de los sistemas químicos en equilibrio y su evolución.

Ideas clave:

- Sistema cerrado.
  - Reacciones reversibles e incompletas.
  - Composición constante.
  - Relación constante entre las concentraciones de equilibrio.
  - Constante de equilibrio determinada por la temperatura del equilibrio.
  - Ecuación de  $K_c$  o  $K_p$  referida a una ecuación química particular.
  - Información que proporciona  $K_c$  sobre la proporción relativa de reactivos y productos en el equilibrio.
  - Estado dinámico.
- Se ha de hacer un estudio simultáneo de los efectos y la evolución que se produce en los sistemas tras las perturbaciones (cambios en las concentraciones, cambios de presión por variación de volumen o cambios de la temperatura) mediante la aplicación del principio de Le Chatelier y el análisis del cociente de reacción, siempre dejando claras las limitaciones que presenta el principio de Le Chatelier.

Este es un ejemplo de analogía para explicar cómo pueden afectar estas perturbaciones: <http://salvadorhurtado.wikispaces.com/file/view/cocox.swf> . En ella se puede establecer la analogía entre los “reactivos” y los habitantes de una ciudad llamada “Villa Entropía” y los “productos” y los habitantes de una ciudad llamada “Nueva Entropía”. Inicialmente cuando solo existe Villa Entropía todos los habitantes se encuentran en esta pero al construir Nueva Entropía una parte de los habitantes se muda a esta última. Algunos de los que se han mudado vuelven a Villa Entropía mientras otros se siguen mudando a Nueva entropía hasta que llega un momento en el que se alcanza el equilibrio y el número de habitantes de una y otra ciudad permanece constante. Ahora se te permite como alcalde/sa tomar decisiones que pueden perturbar este equilibrio, como es el mejorar la seguridad de una de las ciudades, bajar los impuestos, etc. (se ha

de establecer la analogía entre estos y los cambios de concentración, temperatura o presión en el equilibrio químico).

Alguno de los errores que puede inducir esta analogía es la idea de compartimentación del equilibrio químico, la idea de que solo se puede partir de los reactivos o la humanización. Habrá por tanto que tener mucho cuidado con el tratamiento que se hace de la información que extraen los alumnos de la misma y establecer claramente las relaciones entre las mejoras de una y otra ciudad que presenta la analogía y las perturbaciones del equilibrio.

A continuación se presentan algunas direcciones de internet en las que se explica cómo afectan las variaciones de concentración, presión y temperatura al equilibrio:

En estas dos direcciones, <http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechv17.swf> y <http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html> se explican los tres casos de variación; en la primera se utilizan animaciones y en la segunda se pueden cambiar los valores de concentración, temperatura o volumen y ver numéricamente como afectaría a una reacción específica.

Otro recurso es utilizar videos. En estos videos se explica cómo afecta un cambio en las concentraciones de uno de los reactivos participantes en el proceso.

El primero, [http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=LMiJB92Ho](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=LMiJB92Ho), utiliza como ejemplo el proceso de descomposición del carbonato cálcico. El video está en inglés pero es bastante gráfico y puede ser acompañado por las explicaciones del profesor.

En este [http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=yxmZwl26wiY](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=yxmZwl26wiY) se utiliza el proceso de síntesis de amoníaco como ejemplo y el video está en español.

El siguiente video <http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Videos/EquilibrioQ/index.htm> muestra el efecto del cambio de la temperatura sobre el equilibrio que se establece entre el catión hexaacuacobalto (II), que se forma cuando una sal de cobalto (II) se disuelve en agua, y el anión tetraclorurocobalto (II).

Este otro vídeo [http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!) refleja el mismo proceso pero lo hace comentando detalladamente cada uno de los pasos y explicando que está sucediendo en cada momento:

Ejemplos de cuestiones y problemas tipo a proponer en las actividades:

- ▶ Actividad (8): (Anexo 7) el alumno ha de estudiar la evolución del sistema tras la perturbación razonando y argumentando su respuesta. Aplicará para ello el principio de Le Chatelier y hará un análisis comparado del cociente de reacción con la constante de equilibrio.
- ▶ Actividad voluntaria: utilización de un applet para el estudio del equilibrio. Consiste en una actividad constituida por un applet, que se encuentra alojado en la siguiente página <http://chemconnections.org/Java/equilibrium/>, y un cuestionario que sirve de guía al alumno (Anexo 8). Está descrita por Cadile y Vermuth en el artículo “Los Applets y la Mediación Pedagógica en la Enseñanza del Equilibrio Químico”. Con ella se trabaja el concepto de equilibrio químico y los efectos que causan las perturbaciones ejercidas por diferentes factores, observando los cambios a través del dinamismo molecular. Su entrega al profesor es de carácter voluntario, será realizada por el alumno fuera del horario lectivo y corregido y devuelto al alumno antes de la prueba de evaluación.

Ideas clave:

- Principio de Le Chatelier.
- Análisis del cociente de reacción.
- Cambios en las concentraciones.
- Cambios en la presión.
- Cambios en la temperatura.
- Ecuación de van't Hoff.
- Adición de un catalizador.
- Adición de un gas inerte.

## • Sesión 9 y 10

Se dedicarán las sesiones al desarrollo de varias experiencias de laboratorio. Los guiones de prácticas se pueden consultar en el Anexo 9.

### ▶ Actividad 9. Prácticas de laboratorio

Las experiencias se dividirán en dos tipos en función del aspecto objeto de estudio:

- Efecto de la concentración sobre el equilibrio:
  - Equilibrio del ion cromato-dicromato.
  - Equilibrio de precipitación del cromato de bario.
  - Equilibrios de precipitación y redisolución del hidróxido de cobre (II).

- Efecto de la temperatura sobre el equilibrio.
  - Equilibrio de la sublimación del yodo.
  - Equilibrio de los óxidos del nitrógeno.

*Objetivos:*

El objetivo es el estudio del efecto de los cambios de temperatura y concentración sobre el equilibrio, el alumno ha de aprender a trabajar de forma cooperativa y adquirir las competencias propias de la actividad científica y tecnológica: resolución de problemas, respuestas tentativas, diseños experimentales, análisis crítico de los resultados obtenidos. Se ha de utilizar los conocimientos adquiridos durante la Unidad para dar una explicación razonada a todo lo que se observa en el desarrollo de las experiencias. El alumno ha de utilizar de forma adecuada el material de laboratorio siguiendo las normas de seguridad.

*Descripción:*

Se organizarán grupos de 2 o 3 personas máximo, cada grupo se le entregará un guión de prácticas (Anexo 9). Se proporcionará a los alumnos las disoluciones de las concentraciones indicadas, excepto las implicadas en la primera experiencia “equilibrio del ion cromato-dicromato”, para evitar problemas a la hora de pesar y el despilfarro de reactivos. Se considera que realizando estas disoluciones los alumnos muestran al profesor su capacidad para preparar disoluciones correctamente y se ahorrará tiempo que ha de ser empleado en la observación, razonamiento sobre lo observado y solución de todas aquellas dudas o problemas que se puedan presentar al alumno. Aunque se proporcionen las disoluciones, los alumnos deberán realizar todos los cálculos necesarios para elaborar cada una de las disoluciones involucradas en las experiencias. Los alumnos han de escribir un cuaderno de laboratorio en el que se recogerán todos los datos, conclusiones y cuestiones de las prácticas. Será revisado durante las prácticas por el profesor y posteriormente recogido para una su evaluación.

*Duración:*

Dos sesiones de 50 minutos.

*\*En el caso de la reacción de descomposición de tetraóxido de dinitrógeno que requiere trabajar en campana debido a su toxicidad se puede requerir a los alumnos que diseñen un experimento para estudiar si el proceso es exotérmico o endotérmico, material y reactivos que emplearían y después en lugar de llevara a cabo se podría*

mostrar un video que recoja la experiencia: [http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=j1ALRRos-AA](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=j1ALRRos-AA)

## • Sesión 11

### *Seminario2*

La primera parte se dedicará a la resolución de dudas que puedan haber suscitado las prácticas de laboratorio así como a un pequeño coloquio en el que se pedirá la opinión que tienen los alumnos sobre las prácticas realizadas, si consideran que les ha ayudado a una mejor comprensión de los conceptos tratados, si les ha resultado interesante y motivador o si les hubiera gustado dedicar más tiempo a alguna experiencia en concreto que les haya resultado más complicada o difícil de entender.

En la segunda parte se realizarán problemas y cuestiones sobre la evolución de un sistema tras la perturbación de su estado de equilibrio, aplicación del principio de Le Chatelier, de la ecuación de van't Hoff y análisis del cociente de reacción. Se pretende con ello reforzar estos contenidos que resultan complicados de entender y en los que los alumnos presentan gran cantidad de errores conceptuales, como son el que la adición de un gas inerte nunca afecta al equilibrio porque no reacciona, utilización indiscriminada del principio de Le Chatelier sin tener en cuenta otros factores que intervienen, aplicación mecánica de los conocimientos sin razonar las respuestas que proporcionan...

Al finalizar la sesión se entregará la actividad de ampliación, su realización será de carácter voluntario. Se recogerá y será corregida antes de la prueba de evaluación de la Unidad.

#### ▶ Actividad de ampliación

Con ella se pretende abordar en pequeña medida el enfoque termodinámico del equilibrio químico que no se ha hecho durante la Unidad.

Se entrega al alumno una fotocopia (Anexo10) que contiene una pequeña explicación de la relación entre la constante de equilibrio y la energía libre y se acompaña esta de dos problemas para comprobar que el alumno ha comprendido el contenido.

Es una actividad orientada al trabajo autónomo e individual del alumno fuera del horario lectivo.

## • Sesión 12

Conceptos tratados en la sesión:

Algunos equilibrios de interés: proceso Haber de obtención del amoníaco y equilibrios presentes en la naturaleza.

Objetivos de la sesión:

En esta sesión se pretende mostrar al alumno la importancia del equilibrio químico en la sociedad actual tanto en los procesos industriales (síntesis del amoníaco) como en los fenómenos de la naturaleza (descomposición de las conchas de organismos marinos), es decir la temática es “equilibrios de interés”. Otro objetivo de estas sesiones es la aplicación de los conceptos desarrollados en la Unidad a situaciones reales y que esto sirva como repaso y evaluación de los mismos.

Esto se llevará a cabo mediante lecturas y cuestiones y problemas relacionados con estas.

▪ Ejemplo de actividad sobre la importancia del equilibrio químico en los procesos industriales:

▶ Actividad 12.a. El equilibrio químico en los procesos industriales.

*Objetivos:*

Se pretende que el alumno conozca el proceso Haber de síntesis de amoníaco que implica un equilibrio químico y las dificultades técnicas que presenta. Esto se consigue principalmente mediante la lectura.

Mediante las actividades y problemas se busca que el alumno aplique los conceptos que se han desarrollado en la unidad: cálculo de  $K_p$ , análisis del comportamiento de un sistema en el que se ha perturbado el equilibrio por una variación en la temperatura (ecuación de van't Hoff) o por una variación en las concentraciones a presión y temperatura constantes (limitación del principio de Le Chatelier), la relación que existe entre la ecuación de la constante de equilibrio y la forma en la que se haya ajustado la ecuación química, dependencia de la constante de equilibrio de la temperatura. También se pretende que el alumno amplíe sus conocimientos mediante la búsqueda de información de forma individual.

*Descripción:*

Consiste en una lectura sobre el proceso industrial de síntesis del amoníaco y una serie de preguntas relacionadas con este (Anexo 11). La lectura se entregará al comenzar el

tema y se realizará al igual que las preguntas en casa cuando el alumno posea los conocimientos necesarios. Su puesta en común y corrección se realizará en el aula.

*Duración:*

La duración prevista es de unos 25 minutos.

*\*En esta página se explica cómo afecta un cambio de presión en el proceso de síntesis del amoníaco, se puede emplear para complementar la lectura:*

[http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11\\_effect\\_of\\_pressure\\_on\\_reactions/index.html](http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11_effect_of_pressure_on_reactions/index.html)

▪ Ejemplo de actividad sobre la importancia del equilibrio químico en los procesos que tienen lugar en la naturaleza:

▶ Actividad 12.b. Amplía tus conocimientos: equilibrios en la naturaleza.

*Objetivos:*

Se pretende repasar la expresión de  $K_p$  y su cálculo, el manejo de la ley de los gases perfectos y la relación entre la presión de cada compuesto presente en fase gas en la reacción y su concentración y el principio de Le Chatelier, remarcar que  $K_c$  (o  $K_p$ ) depende sólo de la temperatura, que la composición de los sólidos y líquidos puros es siempre constante y por eso no interviene en la expresión de  $K_c$  y el carácter dinámico del equilibrio ( $v_d=v_i$ , nivel microscópico) a la vez que la composición del sistema permanece constante. También se persigue realizar una introducción del producto de solubilidad de una manera menos convencional a la vez que se muestra al alumno que las reacciones químicas y por tanto el equilibrio químico no es algo acotado a un laboratorio, industria, etc. sino algo presente en la naturaleza.

*Descripción:*

Consiste en una lectura sobre los equilibrios químicos en los océanos (Anexo 12), centrándose en los equilibrios de disolución de dióxido de carbono en agua y de precipitación de carbonato cálcico. La lectura lleva una serie de preguntas intercaladas con las que se pretende comprobar que el alumno está comprendiendo los contenidos del texto y que ha asimilado adecuadamente los contenidos de la unidad. La lectura y las preguntas se entregaran al comienzo del tema y se realizarán en casa. Su puesta en común y corrección se realizará en el aula.

*Duración:*

La duración prevista es de unos 25 minutos.

## • Sesión 13 y 14

Siguiendo la temática “equilibrios de interés” se planteará a los alumnos, con anterioridad a esta sesión, una serie de temas sobre los que habrán de hacer un trabajo en equipo y una posterior presentación del mismo en el aula ante sus compañeros. La presentación se realizará en esta sesión.

### ▶ Actividad 13. La química en tú vida

#### *Objetivos:*

- Descubrir al alumno el hecho de que la química y el equilibrio químico es algo presente en su vida cotidiana.
- Fomentar el trabajo colaborativo, desarrollar habilidades de organización, de liderazgo, aprender a responsabilizarse de unas tareas y delegar otras.
- Entrenar y desarrollar habilidades de comunicación, saber desenvolverse en público.

#### *Descripción:*

Los alumnos tendrán que buscar información de distintas fuentes, emplear las TICs, trabajar en equipo, redacta el trabajo de investigación, diseñar una presentación y poner en práctica la misma ante sus compañeros. Grupos de no más de 3 personas.

Los temas que se proponen son:

- Equilibrio del oxígeno y dióxido de carbono en el organismo.
- El ozono atmosférico.
- Equilibrio de precipitación y la higiene dental.
- Formación de estalagmitas y estalactitas.
- Síntesis del ácido sulfúrico.

#### *Duración:*

La duración de esta actividad será variable ya que dependerá del número de grupos y del tamaño de los mismos. La duración estimada es de dos sesiones de 50 minutos.

*\*Los temas propuestos son orientativos, se añadirán otros en función de lo numeroso que sea el grupo de alumnos o si por ejemplo surgiera alguna noticia de actualidad que resultara de interés.*

## • Sesión 15

Dedicada a la prueba escrita de evaluación de los contenidos de la Unidad (Anexo 13).

## 3.7. Evaluación

La evaluación será continua a lo largo de todo el proceso de enseñanza-aprendizaje ya que se pretende conocer qué acciones formativas son más adecuadas para cada persona y la evolución del alumno, será por tanto *diagnóstica, formativa y sumativa*. Esto se conseguirá mediante la prueba de diagnóstico y el seguimiento de la respuesta de los alumnos ante las distintas actividades planteadas. Finalmente se comprobará el grado de consecución de los objetivos mediante una prueba escrita.

### • Contenidos mínimos

Los contenidos mínimos que se tendrán en consideración a la hora de la evaluación son:

1. Identificar el estado de equilibrio químico y reconocer sus características esenciales (características microscópicas y macroscópicas).
2. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas.
3. Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.
4. Deducir cualitativamente la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él.
5. Conocer algunas de las aplicaciones que tiene en la vida cotidiana y en procesos industriales (como la obtención de amoníaco) la utilización de los factores que pueden afectar al desplazamiento del equilibrio.

### • Procedimientos de evaluación

Para evaluar la consecución de los objetivos y de las competencias básicas en esta unidad se calificarán las actividades/trabajos individuales, participación en clase, trabajos en equipo y una prueba escrita. Las actividades, procedimientos e instrumentos de evaluación empleados son los que aparecen en la siguiente tabla:

Actividades de evaluación	Procedimientos	Instrumentos	Calificación
<p>Valoración de la <i>participación en clase</i>:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Participación en los coloquios.</li> <li>- Respeto hacia los compañeros.</li> <li>- Participación en la resolución de las cuestiones planteadas en clase.</li> </ul>	<p>Observación del trabajo en el aula y en el laboratorio, de las participaciones y de las puestas en común.</p>	<p>Ficha de registro de la actividad diaria.</p>	<p>La participación y la actitud mostrada por el alumno en el aula y en el laboratorio supondrán un 5% de la nota total.</p>
<p>Valoración de <i>hábitos de trabajo</i>:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Interés en realizar las actividades, cuestiones, ejercicios, problemas.</li> <li>- Orden y limpieza en el trabajo en el laboratorio.</li> <li>- Seguimiento de las normas de seguridad indicadas por el profesor.</li> <li>- Utilización adecuada de los materiales de laboratorio.</li> <li>- Orden, presentación, limpieza, faltas de ortografía en el cuaderno de laboratorio.</li> </ul>	<p>Observación del trabajo en el laboratorio.</p> <p>Estudio del cuaderno de laboratorio.</p>	<p>Cuaderno de laboratorio.</p> <p>Ficha de registro de la actividad constituida por una tabla con tareas a las que se va asignando una puntuación o anotación.</p>	<p>La adquisición y puesta en práctica de buenos hábitos de trabajo por parte del alumno constituirán un 15% de la nota total.</p>

Actividades de evaluación	Procedimientos	Instrumentos	Calificación
<p>Valoración de la adquisición de <i>destrezas y conocimientos básicos</i>:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Discriminación entre un proceso que tienen lugar en un solo sentido y un proceso reversible.</li> <li>- Conocimiento aquellas características macroscópicas y microscópicas que caracterizan el equilibrio.</li> <li>- Identificación de un proceso en estado de equilibrio.</li> <li>- Diferenciación entre un equilibrio homogéneo y un equilibrio heterogéneo.</li> <li>- Valoración del grado de conversión de “reactivos” en “productos” a partir de <math>K_c</math>.</li> <li>- Cálculo de la constante de equilibrio “desconocida” de una reacción química.</li> </ul>	<p>Resolución de cuestiones y problemas en clase.</p> <p>Observación de los trabajos expositivos.</p> <p>Observación del trabajo en el laboratorio.</p> <p>Prueba específica de evaluación.</p>	<p>Ficha de registro de la actividad diaria.</p> <p>Cuaderno de laboratorio.</p> <p>Prueba escrita en la que aparecen recogidos los contenidos mínimos de la unidad mediante preguntas, problemas y cuestiones. Se incluirá una pregunta relacionada con los temas expuestos en clase por los alumnos (Anexo 13).</p>	<p>La adquisición de las destrezas y conocimientos básicos supondrá un 80% de la nota. Se desglosa en:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 10% actividad diaria en el aula.</li> <li>- 5% cuaderno de laboratorio.</li> <li>- 10% exposición del trabajo</li> <li>- 55% prueba de evaluación.</li> </ul>

Actividades de evaluación	Procedimientos	Instrumentos	Calificación
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Obtención de <math>K_p</math> de una reacción a partir de <math>K_c</math> y viceversa.</li> <li>- Cálculo del cociente de reacción (<math>Q_c</math>).</li> <li>- Determinación del sentido de una reacción química mediante el análisis comparado de <math>Q_c</math> con <math>K_c</math> (o <math>K_p</math>).</li> <li>- Deducción de la evolución de un proceso en el que se ha perturbado el equilibrio.</li> <li>- Enumeración de algunos de los procesos industriales más importantes en los que el equilibrio químico juega un papel relevante y aplicación de los conocimientos adquiridos en esta Unidad.</li> </ul>	<p>Resolución de cuestiones y problemas en clase.</p> <p>Observación de los trabajos expositivos.</p> <p>Observación del trabajo en el laboratorio.</p> <p>Prueba específica de evaluación.</p>	<p>Ficha de registro de la actividad diaria.</p> <p>Cuaderno de laboratorio.</p> <p>Prueba escrita en la que aparecen recogidos los contenidos mínimos de la unidad mediante preguntas, problemas y cuestiones. Se incluirá una pregunta relacionada con los temas expuestos en clase por los alumnos (Anexo 13).</p>	

## 4. CONCLUSIONES

En esta unidad didáctica se ha hecho una propuesta de qué, cómo y cuándo enseñar y evaluar respecto al tema del equilibrio químico. Es innegable que existen innumerables recursos y actividades en libros, artículos, internet, etc. pero es necesario realizar una criba en la que se seleccionen aquellos que son adecuados, rigurosos y se adaptan a los contenidos que se van a desarrollar. Planificar el proceso de enseñanza-aprendizaje es una tarea que requiere tiempo, experiencia y reflexión, ya que una unidad debe estar debidamente pensada, organizada, pero a su vez esta ha de ser flexible y estar abierta a todos aquellos cambios que sean oportunos. No es un manual que ha de seguirse al pie de la letra sino una serie de pautas, materiales y recursos que han de adaptarse a las condiciones de los alumnos, aula y centro donde se ponga en práctica. Lo que en este trabajo se ha propuesto, parte de unas condiciones ideales donde se dispone de todos los elementos necesarios para llevar a cabo todas las actividades, pero se entiende que esto no será posible en todos los casos.

Para su elaboración ha sido necesaria una búsqueda bibliográfica sobre aquellos aspectos que se muestran más conflictivos en el estudio del equilibrio. Conociendo estos se ha podido seleccionar las actividades que resultan más adecuadas así como la forma de llevarlas a cabo.

Si bien el objetivo principal de esta Unidad es lograr la comprensión y el aprendizaje de los conceptos relacionados con el equilibrio químico, se ha intentado fomentar la participación del alumno en el aula y su autonomía para la consecución de este objetivo; el alumno ha de ocupar un papel principal en el proceso de aprendizaje. Se promueve también el aprendizaje cooperativo y el trabajo colaborativo a través de las actividades y se ha buscado proporcionar una visión más cercana de la química, y de la ciencia en general, mostrando ejemplos de la vida cotidiana en los que el equilibrio está presente y en los que puede aplicar los conocimientos adquiridos a lo largo de la Unidad.

# BIBLIOGRAFÍA

REAL DECRETO 1467/2007, de 2 de noviembre, por el que se establece la estructura del bachillerato y se fijan sus enseñanzas mínimas. BOE núm. 266 martes, 6 noviembre 2007.

DECRETO 42/2008 de 5 de Junio, por el que se establece el currículo de bachillerato en la Comunidad de Castilla y León. B.O.C y L.-Nº 111 miércoles, 11 de Junio de 2008

Aristizábal, C. A., Pérez, R., & Gallego, R. (2009). Equilibrio Químico: Una propuesta investigativa para la formación inicial. *Tecné, Episteme y Didaxis* , 1171-1175.

Bermudez, G. M., & De Longhi, A. L. (2011). Niveles de comprensión del equilibrio químico en estudiantes universitarios a partir de diferentes estrategias didácticas. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, 10 , 264-288.

Burns, R. (2003). *Fundamentos de química*. Pearson Educación.

Cadile, M. S., & Vermouth, N. T. (2011). Los Applets y la Mediación Pedagógica en la Enseñanza del Equilibrio Químico. *TE&ET, Revista Iberoamericana de Tecnología en Educación y Educación en Tecnología*, Nº 6 , 71-76.

Corrales, A. R. (2010). La programación a medio plazo dentro del tercer nivel de concreción: las unidades didácticas. *EmásF*, Nº2, 41-53 .

Furió, C., & Calatayud, M. L. (2000). Fijación y reducción funcionales como razonamientos de sentido común en el aprendizaje de la química (I): Equilibrio químico. *Journal of Science Education* , 6-12.

Furió, C., & Ortiz, E. (1983). Persistencia de errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*, V. 1 n. 1 , 15-20.

García, A., & Garriz Ruiz, A. (2006). Desarrollo de una unidad didáctica: El estudio del enlace químico en el bachillerato. *Enseñanza de las Ciencias* , 111-124.

Gómez Crespo, M. (1996). Ideas y dificultades en el aprendizaje de la química. *Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 7 , 37-44.

Gómez, M. Á. (1993). *Materiales Didácticos. Ciencias de la Naturaleza y de la Salud. Química*. Edelvives.

Guevara, M., & Valdez, R. (2004). Los modelos en la enseñanza de la Química: algunas de las dificultades asociadas a su enseñanza y a su aprendizaje. *Educación Química* , 243-247.

Hackling, M. W., & Garnett, P. (1985). Misconceptions of Chemical Equilibrium. *European Journal of Science Education*, Vol 7 (2) , 205-214.

- Harrison, A., & Coll, R. (2008). *Using analogies in middle and secondary science classrooms*. California: Corwin Press.
- Hernández, F. (1989). El lugar de los procedimientos. *Cuadernos de Pedagogía* , 60-64.
- Hernando, M., Furió, C., Hernández, J., & Calatayud, M. (2003). Comprensión del equilibrio químico y dificultades en su aprendizaje. *Enseñanza de la Ciencias* , 111-118.
- Hofstein, A., & Luneta, V. (1980). The role of the laboratory in science teaching: research implications. *NARST symposium*. Boston.
- Hudle, P., White, M., & Rogers, F. (2000). Simulations form teaching chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education* , 920-926.
- Huertas, J. A. (1997). *Motivación. Querer aprender*. Aique .
- Johnstone, A., MacDonald, J., & Webb, G. (1977). Chemical equilibrium and its conceptual difficulties, Vol 14. *Ed. Chem.* , 169-171.
- Padilla, K. (2012). La indagación y resolución de problemas, un área emergente en la educación química. *Educación Química* , 412-414.
- Quílez, J., & Sanjosé, V. (1995). Errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico: Nuevas aportaciones relacionadas con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. *Enseñanza de las Ciencias* , 72-80.
- Quílez, J., Solaz, J., Castelló, M., & Sanjosé, V. (1993). La necesidad de un cambio metodológico en la enseñanza del equilibrio químico: Limitaciones del principio de Le Chatelier. *Enseñanza de las Ciencias* , 281-288.
- Raviolo, A. (2006). Las imágenes en el aprendizaje y en la enseñanza del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*, 17 , 300-307.
- Raviolo, A. (2010). Simulaciones en la enseñanza de la química. *Conferencia VI, Jornadas Internacionales y IX Jornadas Nacionales de Enseñanza Universitaria de la Química*. Santa Fe.
- Raviolo, A., & Garritz, A. (2007). Analogías en la enseñanza. *Educación Química* , 15-28.
- Raviolo, A., & Garritz, A. (2008). Analogies in the teaching of chemical equilibrium: a synthesis/analysis of the literature. *Chemistry Education Research and Practice* , 5-10.
- Rocha, A. L., García-Rodeja, E., & Domínguez, J. M. (2000). Dificultades en el aprendizaje del equilibrio químico. *ADAXE- Revista de Estudios e Experiencias Educativas* , 163-178.
- Sánchez Blanco, G., & Valcárcel Pérez, M. (1993). Diseño de unidades didácticas en el área de ciencias experimentales. *Enseñanza de las Ciencias*, 11 , 33-44.

Libros de texto empleados:

Libro de Química Bachillerato

Editorial Ecir

ISBN 84-7065-848-4

Libro de Química Bachillerato

Editorial Edebé

ISBN 978-84-236-9282-8

Química General

Ralph H. Petrucci, Williams S. Harwood, F. Geoffrey Herring

ISBN: 84-205-3533-8

Principios de Química

P. W. Atkins, L. L Jones

ISBN: 978-950-06-0080-4

Enlaces web utilizados:

<http://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2011/9.pdf>

<http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf>

<http://chemconnections.org/Java/equilibrium/>

<http://salvadorhurtado.wikispaces.com/file/view/cocox.swf>

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechv17.swf>

<http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html>

<http://www.youtube.com/watch?v=F9ydcP7k2Ac>

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=LMIbJ-B92Ho](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=LMIbJ-B92Ho)

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=yxmZwl26wiY](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=yxmZwl26wiY)

<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Videos/EquilibrioQ/index.htm>

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=G1TN8gYVLmk#!)

[http://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=j1ALRRos-AA](http://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=j1ALRRos-AA)

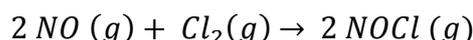
[http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11\\_effect\\_of\\_pressure\\_on\\_reactions/index.html](http://www.skool.es/content/ks4/chemistry/11_effect_of_pressure_on_reactions/index.html)

# ANEXOS

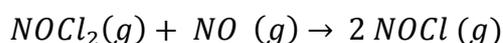
## ANEXO 1

### Actividad 1.a. Prueba de diagnóstico

1. Define que entiendes por reacción química y por ecuación química.
2. ¿Qué formas de expresar concentración conoces? Indica como las calcularías.
3. La combustión del amoníaco produce monóxido de nitrógeno, NO, y agua. Determina cuando litros de oxígeno, medidos a 600 K y  $2.10^5$  Pa, se necesitan para obtener 6,5 moles de monóxido de nitrógeno. (Datos:  $R = 8,31 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )
4. Como producto de la siguiente reacción  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 7/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  encontramos que se han obtenido 6 moles de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y 18 moles de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , ¿cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?
5. La reacción de combustión del octano puede representarse mediante la siguiente ecuación:  $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + \frac{25}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 9 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 
  - a) Escribe las correspondientes ecuaciones termoquímicas sabiendo que cuando se quema 0,1 L de octano ( $d = 0,80 \text{ g/mL}$ ) a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm se transfieren 3552 kJ. Indica si la reacción es exotérmica o endotérmica de forma razonada.
  - b) Indica que criterio seguirías para decir si un proceso es espontáneo o no espontáneo.
6. Se ha hallado experimentalmente que la reacción:



tiene la ecuación de velocidad  $v = k [\text{NO}] [\text{Cl}_2]$ , y el mecanismo propuesto consta de las etapas siguientes:  $\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NOCl}_2(\text{g})$



- a) Indica cómo se deduce a partir del mecanismo la ecuación de velocidad dada.
- b) Determina la molecularidad de cada reacción elemental y el orden de la reacción global.
- c) Indica cómo influyen los catalizadores en la velocidad de reacción.

## ANEXO 2

### Actividad 1.b. Introducción al equilibrio químico

A continuación se detalla una posible forma en la que el profesor puede llevar a cabo la experiencia de cátedra.

En cursiva aparece aquello que está orientado a que el profesor comente con sus alumnos, lo demás son anotaciones para el profesor.

#### Material y reactivos

- 3 Tubos de ensayo
- Gradilla
- Espátula
- Pipeta Pasteur
- Cloruro de cobalto (II)
- Ácido clorhídrico
- Agua
- Vaso de precipitados

#### Guía para el profesor

*Vamos a investigar un proceso químico mediante el cambio de color de la disolución acuosa en la que tiene lugar.*

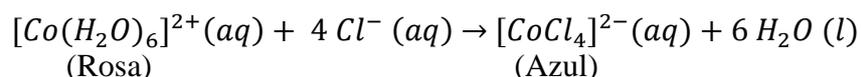
Primera parte:

*Preparamos tres disoluciones acuosas de cloruro de cobalto (II). Para ello, tomaremos con una espátula una pequeña cantidad de  $\text{CoCl}_2$  (s) y lo pondremos en un tubo de ensayo al que denominaremos “tubo A”. A continuación, lo disolvemos en la menor cantidad de agua posible. Hacemos lo mismo en un segundo tubo al que denominaremos B y en otro tubo al que denominaremos C.*

Ya que el objetivo de este primer paso es preparar una disolución relativamente concentrada (sin que para ello sea necesario pesar o medir volúmenes), se puede tomar una punta de espátula y disolverlo en unos 5 mL de agua. Se pide a los alumnos que se fijen en el color que presenta la disolución.



Se indica a los alumnos la reacción que se va a estudiar:



Ahora añadimos a la disolución del tubo B pequeñas cantidades de ácido clorhídrico concentrado. Este proporcionará iones  $\text{Cl}^{-}$ . Se procede de igual forma con el tubo C.

Cuando se haya producido el cambio de color se coloca un tubo de ensayo al lado del otro y se plantea a los alumnos las siguientes cuestiones.

Tubo A    Tubo B    Tubo C



Cuestiones:

- ¿Qué cambio observáis?
- ¿Qué explicación le dais?

Segunda parte:

Ahora vamos a añadir pequeñas cantidades de agua al tubo de ensayo B.

Cuando se haya producido el cambio de color se coloca el tubo B junto al tubo C y después junto al tubo A.

Tubo A    Tubo B    Tubo C

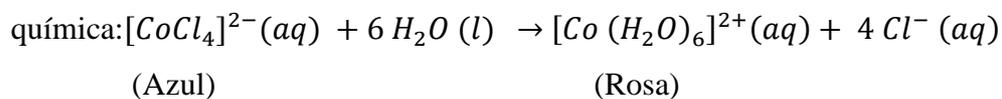


Se plantean las siguientes cuestiones a los alumnos:

Comparad las coloraciones de los tubos A, B y C:

- ¿Podéis explicar los cambios observados?
- ¿Esperabais obtener este resultado en el tubo B?
- ¿Qué aspecto os ha resultado más problemático de explicar?

Se puede ayudar a los alumnos a responder estas preguntas planteando la reacción



Es importante que los alumnos sean conscientes de que aquellos compuestos que aparecen como “reactivos” en la primera reacción son los “productos de la segunda reacción y viceversa, y de que por tanto la reacción puede ocurrir en ambos sentidos, ya que esto dará pie a la introducción del concepto “reacción reversible”.

## ANEXO 3

### Actividad 3. El juego del equilibrio



#### Simulando un proceso reversible: el juego del equilibrio

**1)** Vamos a simular una reacción reversible muy simple de estequiometría 1:1, que podemos representar mediante la ecuación química  $A \rightleftharpoons B$ .

Para ello, vamos a utilizar un juego de cuarenta cartulinas (por ejemplo, 10 cm x 5 cm) que tienen diferente color por cada una de sus caras (Fig. 4.12). Iniciaremos el juego empleando 36 cartulinas que presentarán la misma cara (idéntico color, por ejemplo rojo). Es decir, la simulación quiere representar que inicialmente sólo existen moléculas de A. Cuando las moléculas choquen entre sí, sólo una de cada cuatro tendrá la posibilidad de cambiar a B. Esta situación la representaremos por un cambio de color (una de cada cuatro cartulinas rojas presentes pasarán a presentar la cara de color azul). Por otro lado, las reglas del 'juego' establecen que cuando las moléculas de B se empiecen a formar, éstas en sus choques tendrán la posibilidad de cambiar a A con una probabilidad de una entre tres presentes (una de cada tres cartulinas azules presentes pasarán a presentar la cara de color rojo).

Inicialmente colocaremos las 36 cartulinas de color rojo en un recipiente prismático (una caja de zapatos puede simular el reactor) —que tomaremos como unidad de volumen— e iniciaremos el juego, anotando en una tabla para cada ciclo el número de cartulinas de color que existen. Empezaremos a construir esta tabla con los dos primeros ciclos y posteriormente debes completarla hasta un mínimo de ocho ciclos.

En el primer ciclo cambian de color 9 de las 36 cartulinas de color rojo, pero a su vez de las 9 cartulinas de color azul formadas, 3 cambian a color rojo. El siguiente ciclo se inicia con 30 cartulinas que presentan color rojo y 6 cartulinas azules. Por tanto, inicialmente sólo 7 de color rojo pasarán a azul y de las 13 presentes (6 + 7), 4 pasarán de nuevo a presentar el color rojo. Siguiendo este proceso, debes completar la tabla de la figura 4.13.

Finalmente, realiza una representación gráfica en la que en ordenadas se represente la 'concentración' (N° de cartas coloreadas/ unidad de volumen) y en abscisas el 'tiempo' (N° de ciclos).

**2)** Ahora vamos a simular otra reacción química que representaremos por la ecuación  $C \rightleftharpoons D$ . Para ello, repite el juego empleando cartulinas de diferente color a las anteriores —por ejemplo verde (V) y negro (N)— de tal forma que lo iniciaremos con 40 cartulinas que presentan el color V y 0 que presentan el color N. Ahora para cada ciclo 1/4 de las de color V cambiarán de color N y 1/10 de las de color N volverán a presentar el color V. Construye una tabla análoga a la de la figura 4.14 y posteriormente realiza la correspondiente representación gráfica 'concentración' = f ('tiempo').

La 'velocidad de reacción' de cada una de las especies químicas de los dos experimentos realizados se puede evaluar a partir de la construcción de una tabla como la iniciada en la figura 4.14 y la correspondiente representación gráfica ' $\Delta$  concentración = f (t)' [Cambio N° de cartulinas/unidad de volumen = f (ciclo)].

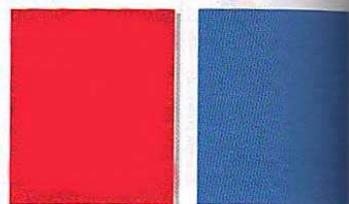


Fig. 4.12. Colores que presentan cada una de las caras de la cartulina.

Ciclo N°	Cartulinas rojas	Cartulinas Azules
0	36	0
1	$(36 - 9 + 3) = 30$	$(0 + 9 - 3) = 6$
2	$(30 - 7 + 4) = 27$	$(6 + 7 - 4) = 9$
3		
4		
5		
6		
7		
8		

Fig. 4.13

Intervalo de ciclo	$\Delta$ Cartulinas V/ unidad de vol.	$\Delta$ Cartulinas N/ unidad de vol.
1 (0 → 1)	$(31 - 40) = -9$	$(9 - 0) = +9$
2 (1 → 2)	$(25 - 31) = -6$	$(15 - 9) = +6$
3 (2 → 3)		
4 (3 → 4)		
5 (4 → 5)		
6 (5 → 6)		
7 (6 → 7)		
8 (7 → 8)		

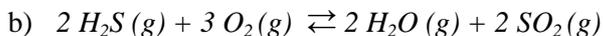
Fig. 4.14

- Comenta cada una de las gráficas obtenidas y dales una explicación.
- Indica en que 'instante' se alcanza la situación de equilibrio en cada una de las simulaciones realizadas.

## ANEXO 4

### Actividad 4.a. Relación de las concentraciones presentes en el equilibrio

Formula la expresión de  $K_c$  para las siguientes reacciones reversibles en el equilibrio:



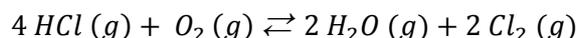
### Actividad 4.b. Relación entre $K_c$ y la ecuación ajustada

Escribe la expresión de la constante de equilibrio que corresponde a cada una de las ecuaciones químicas siguientes. Establece posteriormente las relaciones matemáticas que existen entre cada una de ellas.



### Actividad 4.c. Cálculo numérico de $K_c$ . Cálculo de las concentraciones en el equilibrio.

1. Cuando el cloruro de hidrógeno y el oxígeno reaccionan en un recipiente cerrado para formar vapor de agua y cloro, al cabo de un cierto tiempo se alcanza una situación de equilibrio químico que podemos representar mediante la siguiente ecuación:



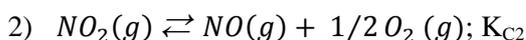
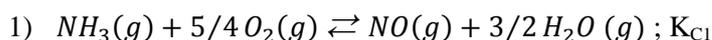
a) Escribe la expresión de la constante de equilibrio.

b) En un recipiente de 2 L, inicialmente vacío, se introducen 0,070 mol de HCl (g) y 0,035 mol de O<sub>2</sub> (g) y se calienta a una determinada temperatura. Una vez alcanzado el equilibrio químico y analizada la mezcla gaseosa del mismo se encuentra que existen 0,020 mol de Cl<sub>2</sub> (g). Calcula con estos datos la constante de equilibrio, a la temperatura que se ha realizado el proceso.

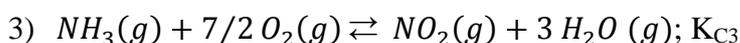
2. En un recipiente de 5 L se introducen a 500°C 3 moles de HI, 2 mol de H<sub>2</sub> y 1 mol de I<sub>2</sub>. Calcula la concentración de las distintas especies en equilibrio si sabemos que la constante del equilibrio  $2 HI \rightleftharpoons I_2 + H_2$  a dicha temperatura es  $K_c = 0,025$

### Actividad 4.d. Cálculo numérico de $K_c$

Dados los equilibrios químicos representados por las siguientes ecuaciones:



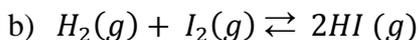
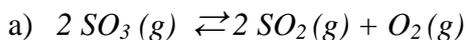
Calcula en función de  $K_{C1}$  y  $K_{C2}$ , el valor de la constante de equilibrio  $K_{C3}$ , del proceso representado por la siguiente ecuación química:



## ANEXO 5

### Actividad 5.a. Relación de las presiones parciales en el equilibrio

Formula la expresión de  $K_p$  para las siguientes reacciones reversibles en el equilibrio:



### Actividad 5.b. Cálculo numérico de $K_p$

Dado el equilibrio químico siguiente:  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$

Se encuentra que el  $N_2O_4(g)$  se encuentra disociado un 20 % a  $27^\circ C$  y 1 atm.

Calcula:

- $K_p$  a dicha temperatura.
- El grado de disociación de 138 g de  $N_2O_4$  introducido inicialmente en un recipiente de 30 L a  $27^\circ C$ .

### Actividad 5.c. Relación entre $K_c$ y $K_p$

La constante de equilibrio a una temperatura de  $800^\circ C$  para la reacción:



Calcula:

- El valor de  $K_p$  para la misma reacción.
- Si las presiones parciales del metano y del vapor de agua valen 15 atmósferas al comienzo del proceso, ¿cuáles serán las presiones parciales de todas las especies cuando se alcance el equilibrio?

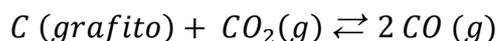
## ANEXO 6

### Actividad 6.a. Equilibrios heterogéneos

1. Escribe  $K_p$  para el siguiente equilibrio:



2. El dióxido de carbono reacciona con el grafito según la siguiente ecuación:



En un reactor de volumen fijo se calentó a 1000K una mezcla de  $CO_2(g)$  y grafito. Una vez establecido el equilibrio se encontró que el porcentaje en volumen de  $CO(g)$  era del 71,9% a una presión total de 2,0 atm. Calcula la concentración de los gases de la mezcla y el valor de la constante de equilibrio,  $K_c$  a 1000 K.

3. A 25°C la constante de equilibrio del proceso:



Calcula las concentraciones de cada uno de los gases cuando se alcance el equilibrio a una temperatura de 25°C en un recipiente cerrado que contiene exceso de  $NH_4HS(s)$ .

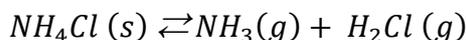
### Actividad 6.b. Cociente de reacción ( $Q_c$ )

La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción reversible  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$  vale 54,3 a 703K. Si a esta temperatura se hallan en un recipiente de reacción 0,21 moles. $L^{-1}$  de  $H_2$ , 0,16 moles. $L^{-1}$  de  $I_2$  y 1,78 moles. $L^{-1}$  de  $HI(g)$ , estudia si el sistema está en equilibrio. Si no lo está, indica en qué sentido progresará el sistema.

## ANEXO 7

### Actividad 8. Efecto de los cambios en la presión, temperatura y concentración

1. Dado el equilibrio químico representado por la ecuación:



Indica cuál será el efecto que producirán sobre las cantidades iniciales de cada una de las sustancias presentes en el equilibrio los siguientes cambios (a T y V constantes):

- Adición de una pequeña cantidad ( $\delta$ ) de  $NH_4Cl(s)$ .
  - Adición de una pequeña cantidad ( $\delta$ ) de  $NH_3(g)$ .
  - Eliminación de una pequeña cantidad ( $\delta$ ) de  $HCl(g)$ .
2. Dados los equilibrios químicos representados por las siguientes ecuaciones:
- $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
  - $NH_4HS(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2S(g)$
  - $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$
  - $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

Establece para cada uno de ellos si un aumento del volumen (sistema con émbolo móvil), a temperatura constante, perturbará el equilibrio químico y, en caso afirmativo, indica si ellos provocará la producción de una mayor cantidad de reactivos o productos. ¿Las variaciones de concentración siguen, en cada caso, variaciones paralelas a los aumentos o disminuciones de masa?

3. Razona que efecto producirá sobre los siguientes equilibrios un aumento de la temperatura.
- $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \Delta H^\circ = -9,45 \text{ kJ}$
  - $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g) \Delta H^\circ = +92,5 \text{ kJ}$
4. Dado el sistema en equilibrio  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g) \Delta H^\circ = 58,0 \text{ kJ}$ , predice el sentido del desplazamiento al realizar cada una de estas variaciones:
- Se añade algo de  $NO_2$  a la mezcla, a temperatura y volumen constantes.
  - Disminuye la presión sobre el sistema aumentando el volumen del recipiente, a temperatura constante.
  - Se calienta la mezcla a volumen constante.
  - Se agrega cierta cantidad de helio.

Razona las respuestas basándote en el principio de Le Chatelier y en el cociente de reacción.

## ANEXO 8

### Actividad voluntaria: Utilización de un applet para el estudio del equilibrio químico

Entra en la siguiente página de internet: <http://chemconnections.org/Java/equilibrium/>

*Primero has de familiarizarte con esta aplicación. Sigue los pasos que se te indican y responde a las preguntas.*

1. Explica qué significa la expresión química:



2. ¿Qué tipo de reacción química es? ¿Qué criterio adoptas para clasificarla?

3. Qué diferencias de comportamiento puedes mencionar con la siguiente reacción:



4. Coloca el cursor en la barra de desplazamiento de *Red Number*:

- muévelo hacia la izquierda completamente: ¿qué sucede?
- muévelo hacia la derecha completamente: ¿qué sucede?

5. Coloca el cursor en la barra de desplazamiento de *Blue Number*:

- ¿muévelo hacia la izquierda completamente: ¿qué sucede?
- ¿muévelo hacia la derecha completamente: ¿qué sucede?

6. Coloca el cursor en la barra de desplazamiento *Temperatura*:

- muévelo hacia la izquierda completamente: ¿qué sucede?
- muévelo hacia la derecha completamente: ¿qué sucede?

7. ¿Qué función cumple el botón *Equilibrate*?

8. ¿Qué función cumple el botón *Reset*?

***Ahora vamos a experimentar:***

1. Vamos a analizar qué sucede cuando se colocan en el recipiente sólo reactivos a 273 K:

- Coloca RED en 39 y BLUE en 0.
- Oprime el botón EQUILIBRATE y observa qué ocurre.
- Explica químicamente lo observado.

2. Vamos a analizar qué sucede cuando se colocan en el recipiente sólo productos a 273 K:

- Coloca RED en 0 y BLUE en 39.
- Oprime el botón EQUILIBRATE y observa qué ocurre.
- Explica químicamente lo observado

3. Vamos a analizar qué sucede cuando se colocan en el recipiente iguales cantidades de reactivos y productos a 273 K

- Coloca RED en 10 y BLUE también en 10.
- Oprime el botón EQUILIBRATE y observa qué sucede.
- Explica químicamente lo observado

4. Vamos a analizar qué sucede cuando se disminuye la Temperatura.

- Coloca RED en 10 y BLUE también en 10.
- Disminuye la temperatura tanto como sea posible.
- Oprime el botón EQUILIBRATE y observa qué sucede.
- Explica químicamente lo observado tanto en variación de reactivos y productos como en velocidad de desplazamiento de las partículas.

5. Vamos a analizar qué sucede cuando se aumenta la Temperatura.

- Coloca RED en 10 y BLUE también en 10.
- Aumenta la temperatura hasta por ejemplo 1491 K, oprime el botón EQUILIBRATE y observa lo que sucede.
- Luego aumenta la temperatura tanto como sea posible y oprime el botón EQUILIBRATE.
- Explica químicamente lo observado al modificar la temperatura comparando estas dos situaciones.

***Vamos a comprobar qué hemos aprendido:***

1. Coloca un círculo en las palabras que consideras adecuadas en las siguientes frases:

- Cuando se modifican distintos parámetros de la reacción el sistema REACCIONA - NO REACCIONA frente a dichos cambios.
- El sistema SIEMPRE - NUNCA tiende a alcanzar un equilibrio.
- Si se parte de reactivos SE OBTIENEN - NO SE OBTIENEN productos de la reacción.

- Si se parte de productos SE OBTIENEN - NO SE OBTIENEN reactivos en el sistema.
- La posición de equilibrio alcanzada luego de una perturbación ES IGUAL - DIFERENTE de la que poseía antes de la alteración efectuada.
- Si se varía la temperatura la energía cinética de las moléculas SE MODIFICA – NO SE MODIFICA.
- Si se aumenta la temperatura de la reacción la energía cinética de las moléculas AUMENTA – DISMINUYE.
- Si se disminuye la temperatura de la reacción la energía cinética de las moléculas AUMENTA – DISMINUYE.

2. Identifica las siguientes afirmaciones como Verdaderas o Falsas según consideres conveniente y justifica su elección.

- En toda reacción química que se inicia a partir de los reactivos, se observa formación de productos, consumiéndose por completo las sustancias reaccionantes.
- En toda reacción de equilibrio químico coexisten reactivos y productos.
- En toda reacción de equilibrio químico coexisten reactivos y productos en igual proporción.
- En toda reacción de equilibrio químico coexisten igual número de moles de reactivos que de productos.

3. Enuncia las reglas del Principio de Le Chatelier que has podido verificar con este applet.

4. concentración de reactivos vs tiempo, en el caso de iniciar la reacción a partir de reactivo solamente. ¿Qué conclusión obtienes?

5. Dibuja la gráfica concentración de reactivos vs tiempo, en el caso de iniciar la reacción a partir de producto solamente. ¿Qué conclusión obtienes?

## ANEXO 9

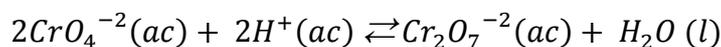
### Actividad 9. Prácticas de laboratorio

Durante la realización de estas experiencias has de seguir en todo momento las pautas y normas de seguridad facilitadas por el profesor.

#### Efecto de la Concentración sobre el Equilibrio

##### 1. Equilibrio del ion cromato-dicromato:

El ion cromato (de color amarillo) reacciona con protones para dar el ion dicromato (de color naranja):



##### *Material y reactivos:*

- Vaso de precipitados de 100 mL
- Espátula
- Tubo de ensayo
- Gradilla
- Pipeta Pasteur
- Dicromato potásico
- Hidróxido sódico
- Ácido clorhídrico
- Agua

##### *Procedimiento:*

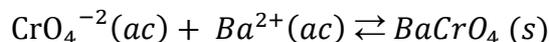
- Disuelve una pequeña cantidad de dicromato potásico en 50 ml de agua.
- Introduce unos 3 ml de dicha disolución en un tubo de ensayo y añade gota a gota, agitando el tubo, hidróxido sódico 6 M hasta observar un cambio de color.
- Ahora añade de la misma manera ácido clorhídrico 6M hasta recuperar el color inicial.
- Vierte de nuevo, gota a gota, hidróxido sódico.

##### *Cuestiones:*

- Interpreta los cambios observados.

## 2. Equilibrio de precipitación del cromato de bario:

Si mezclamos una disolución que posea iones cromato ( $\text{CrO}_4^{-2}$ ), amarilla, con otra que contenga iones bario ( $\text{Ba}^{+2}$ ) se formará cromato de bario que precipitará en el fondo del tubo de ensayo ya que es muy insoluble (precipitado blanco).



### **Material y reactivos:**

- Disolución de dicromato (preparada en el apartado anterior)
- Disolución de cloruro bórico 0,2 M
- Disolución de ácido clorhídrico (preparada en el apartado anterior)
- Disolución de hidróxido sódico 6 M (preparada en el apartado anterior)
- Tubo de ensayo
- Pipeta Pasteur
- Tubo de ensayo
- Gradilla

### **Procedimiento:**

- Toma unos tres mililitros de la disolución de dicromato potásico preparada en el apartado anterior, en un tubo de ensayo, y añádele, gota a gota, hidróxido sódico 6 M hasta que cambie de color.
- Vierte unos tres mililitros de una disolución de cloruro bórico 0,2 M y observa lo que ocurre.
- Añade, gota a gota, HCl 6 M, hasta que desaparezca completamente el precipitado y a continuación, vuelve a introducir gota a gota hidróxido sódico 6 M. Repite esta última operación cuantas veces desees.

### **Cuestiones:**

- Justifica todos los cambios observados según el principio de Le Chatelier.

### 3. Equilibrios de precipitación y redisolución de hidróxido de cobre (II):

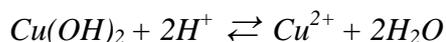
Los iones de metales pesados, como el cobre, en medio básico, neutro o incluso ligeramente ácido precipitan en forma de hidróxidos u óxidos hidratados.

#### **Material y reactivos:**

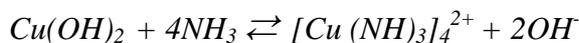
- Disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,1 M
- Disolución de NaOH 1M
- Disolución de HCl 1M
- Disolución concentrada de amoníaco.
- Pipeta Pasteur
- 2 Tubo de ensayo
- Gradilla

#### **Procedimiento:**

- Pon 10 gotas de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.1M en un tubo de ensayo y añade una gota de disolución de NaOH 1M. Observa la formación del precipitado de hidróxido de cobre (II).
- Añade unas gotas de HCl 1M hasta observar la redisolución del precipitado.



- Pon 10 gotas de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0.1M en un tubo de ensayo.
- Añade las gotas de disolución de NaOH 1M que sean necesarias hasta observar la aparición de un precipitado de hidróxido de cobre (II).
- Añade unas gotas de  $\text{NH}_3$  concentrado hasta observar la redisolución del precipitado.



#### **Cuestiones:**

- Justifica todos los cambios observados según el principio de Le Chatelier.

## Efecto de la Temperatura sobre el Equilibrio

### 1. Equilibrio de la sublimación del yodo:

#### *Material y reactivos:*

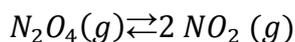
- Tubo de ensayo
- Tapón de corcho o goma
- Placa calefactora
- 2 Vasos de precipitados 50 mL
- Yodo
- Agua

#### *Procedimiento:*

- Introduce en un tubo de ensayo un poco de yodo, tápalo con un tapón de goma y caliéntalo muy suavemente (a menor cantidad de yodo que introduzcas, mejor apreciarás los cambios).
- Observa que el yodo pasa directamente a gas, lo cual se pone de manifiesto por la presencia de vapores de color violeta. Si enfrías el tubo, observarás como el yodo vuelve a solidificarse en las paredes del tubo. Debes tener mucha precaución con los vapores del yodo ya que también son tóxicos.

### 2. Equilibrio de los óxidos del nitrógeno:

Sabiendo que el  $\text{NO}_2$  (g) puede obtenerse en el laboratorio mediante la acción del ácido nítrico concentrado sobre el cobre, diseña un experimento para estudiar si el proceso representado por la siguiente ecuación:



(Incoloro)    (Color pardo rojizo)

es endotérmico o exotérmico. (¡Realizar en vitrina por la toxicidad de la mezcla gaseosa!)

## ANEXO 10

### Actividad de ampliación



#### Aprendo más

##### Relación entre la constante de equilibrio y la energía libre

Las ecuaciones del cambio de energía libre y del cambio de energía libre estándar son:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

Si tenemos una reacción del tipo:



La variación de la energía libre estándar, al ser ésta una variable de estado, vendrá dada por la ecuación:

$$\Delta G^\circ = G^\circ(\text{productos}) - G^\circ(\text{reactivos})$$

Donde  $\Delta G^\circ$  representa la variación de la energía libre de los reactivos cuando se encuentran en estado estándar y se convierten en productos, también en estado estándar.

Ahora bien, cuando la reacción comienza, las condiciones estándar desaparecen pues la concentración de los reactivos [concentración 1 M,  $T = 25^\circ\text{C}$  y  $p = 1\text{ atm}$ ] variarán al evolucionar dicha reacción, por lo que debemos relacionar la nueva variación de  $\Delta G$  con  $\Delta G^\circ$ , ya que en condiciones distintas a las estándar se utiliza  $\Delta G$ .

La relación existente entre ambas magnitudes es:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Donde:

$R$  = constante de los gases (8,314 kJ/mol K)

$T$  = temperatura absoluta de la reacción

$Q$  = cociente de reacción expresado en función de presiones

Se observa que la variación de energía libre de la reacción depende de dos valores,  $\Delta G^\circ$  y  $RT \ln Q$ . Para una reacción dada a una determinada temperatura  $T$ , el valor de  $G^\circ$  es fijo, pero el valor de  $RT \ln Q$  no lo es, porque varía la composición de la mezcla reaccionante en cada instante.

En el equilibrio se define  $\Delta G = 0$  y  $Q = K_p$ , con lo que:

$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p \quad \text{Ec [5.1]}$$

La ecuación anterior es una de las más importantes de la termoquímica, pues relaciona la constante de equilibrio de una reacción con el cambio de energía libre estándar; de esta manera, se puede calcular  $K_p$  si se conoce  $\Delta G^\circ$ , y viceversa.

De la ecuación [5.1] se deduce que, cuanto mayor sea la disminución de energía libre, mayor será la constante de equilibrio, y viceversa.

##### Ejemplo

Calcular la constante de equilibrio  $K_p$  correspondiente a la reacción:



$$(p = 1\text{ atm y } T = 25^\circ\text{C})$$

Datos:  $\Delta G^\circ \text{SO}_2 = -300\text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta G^\circ \text{SO}_3 = -370\text{ kJ/mol}$

##### Solución

$$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ \text{SO}_3 - \Delta G^\circ \text{SO}_2 - \frac{1}{2} \Delta G^\circ \text{O}_2$$

$$\Delta G^\circ = (-370) - (-300) = -370 + 300 = -70\text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

$$\ln K_p = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{70\,000\text{ J}}{8,31\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298\text{ K}} = 28,27$$

$$\ln K_p = 28,27 \quad K_p = 1,89 \cdot 10^{12}$$

De este ejemplo se deduce que, siempre que se conozcan las energías libres de formación de las especies en un proceso químico, se podrá calcular, sin mayor problema, su constante de equilibrio a dicha temperatura.

1. Calcula el valor de  $K_p$ , a  $25^\circ\text{C}$ , para la reacción  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$  sabiendo que en condiciones estándar  $\Delta G^\circ = +173,1\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
2. La constante del equilibrio de hidrogenación del eteno a etano

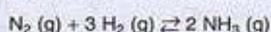
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$  es  $K_p = 5,0 \cdot 10^{17}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcula  $\Delta G^\circ$  para esta reacción.

## Actividad 12.a. El equilibrio químico en los procesos industriales

## Síntesis industrial del amoníaco

El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , es un gas incoloro, de característico olor sofocante y muy soluble en agua. Es de gran utilidad como materia prima para la obtención de fertilizantes amoniacales, fibras sintéticas, materiales plásticos, tintes, pegamentos, explosivos, productos farmacéuticos, ácido nítrico, etc.

A principios del siglo xx, se introdujo el **proceso Haber** para la obtención industrial del amoníaco por síntesis catalítica de nitrógeno e hidrógeno. Esta tiene lugar mediante el equilibrio:



$$\Delta H^\circ = -92,6 \text{ kJ}$$

El nitrógeno se obtiene del aire atmosférico, donde representa alrededor del 80%, mientras que el hidrógeno se produce por reacción del agua con carbón a alta temperatura o como resultado de ciertos procesos de refinado del petróleo.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, para desplazar el citado equilibrio hacia la derecha favoreciendo la formación de  $\text{NH}_3$ , es preciso elevar la presión total y realizar la reacción a baja temperatura.

La constante de equilibrio es:

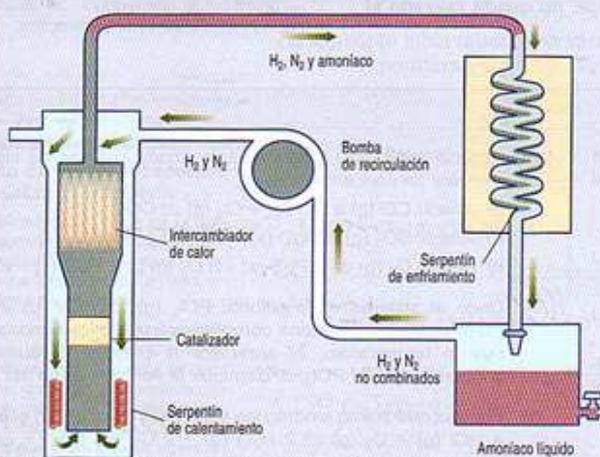
$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 3,6 \cdot 10^8 \text{ a } 25^\circ \text{C}$$

Este valor de  $K_C$  indica que, a temperatura ambiente, el equilibrio está muy desplazado hacia la derecha, pero no informa acerca de la velocidad del proceso; de hecho, la formación de  $\text{NH}_3$  es prácticamente inapreciable a temperatura ambiente.

Por ello, en la práctica, es preciso desviarse algo de las condiciones teóricas ideales, con objeto de aumentar el rendimiento en la producción de  $\text{NH}_3$ . Los gases  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$ , una vez purificados y comprimidos a presiones comprendidas entre 200 y 1000 atm, se introducen en un recipiente de reacción donde se calientan a unos  $450^\circ \text{C}$ . Seguidamente, se ponen en contacto con un catalizador, que consiste en una mezcla de hierro finamente dividido y de diversos óxidos metálicos.

Junto con el amoníaco producido se encuentran el  $\text{N}_2$  y el  $\text{H}_2$  no transformados; esta mezcla de gases se enfría lo suficiente para licuar el amoníaco (punto de ebullición  $-33,4^\circ \text{C}$ ) que, de este modo, se separa de la mezcla favoreciendo el desplazamiento del sistema hacia la producción de  $\text{NH}_3$ . El  $\text{N}_2$  y el  $\text{H}_2$  que no han reaccionado son recirculados.

El proceso Haber tiene una gran importancia práctica, ya que transforma un elemento tan abundante como el nitrógeno atmosférico en un compuesto, como es el amoníaco, muy soluble y muy reactivo. Esto lo convierte en materia prima para numerosos productos de gran utilidad en nuestra sociedad.



Varios científicos han obtenido el premio Nobel de Química por estudios relacionados con este proceso.

El primero de ellos fue el alemán F. Haber (1868-1934) por la síntesis del amoníaco a partir de sus elementos.

En 1931, por el descubrimiento y desarrollo del método de síntesis química a altas presiones, lo recibieron los alemanes C. Bosch (1874-1940) y F. Bergius (1884-1949).

En 2007 el químico alemán Gerhard Ertl (1936-) lo obtuvo por sus estudios de los procesos químicos sobre superficies sólidas.

### Cuestiones

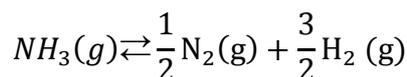
1. A la temperatura de 400°C el gas amoníaco se encuentra disociado en un 40% de nitrógeno e hidrógeno moleculares cuando la presión total es de 710 mm Hg.

a) Calcula el valor de  $K_p$  del equilibrio químico representado por la ecuación:



b) Indica si obtendrás el mismo valor de  $K_p$ :

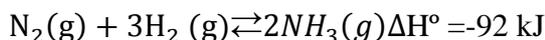
- Si la ecuación está ajustada de la siguiente forma:



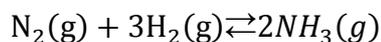
- Si la reacción tiene lugar a 500°C.

2. ¿Piensas que la reacción  $2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$  posee la misma energía de activación que la reacción  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ ?

3. Explica por qué disminuye el valor de  $K_p$  y por lo tanto el valor de  $K_c$  al aumentar la temperatura (como se ha señalado en el texto anterior), sabiendo que:



4. Considerando el equilibrio representado por la siguiente ecuación:



comenta que ocurrirá si se añade al sistema, a presión y temperatura constantes, una cierta cantidad de nitrógeno. Para ello utiliza la ley de Le Chatelier y el análisis cualitativo de  $Q_c$ .

5. Busca información sobre el amoníaco (propiedades más importantes, principales aplicaciones, papel en la industria química, problemas que genera su producción).

## ANEXO 12

### Actividad 12.b. Amplía tus conocimientos: equilibrios en la naturaleza

Antes de esta lectura es necesario refrescar algunos conceptos que ya conoces de cursos anteriores y que serán ampliados a lo largo de este curso:

**Ácido:** sustancia que es capaz de ceder protones.

**Base:** sustancia que es capaz de aceptar protones.

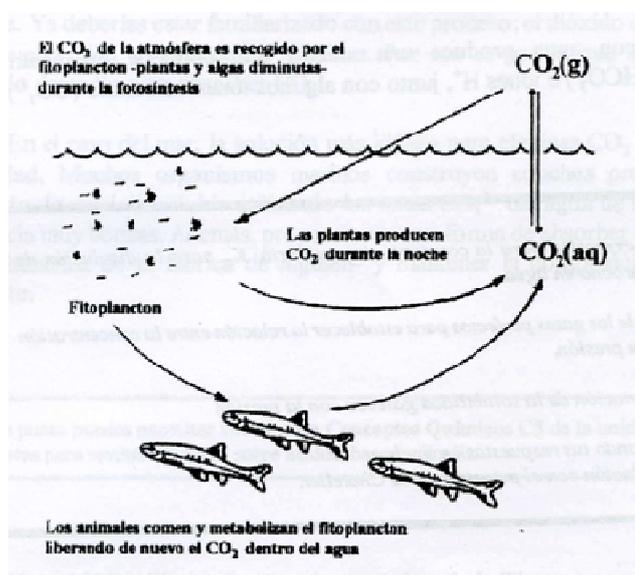
**Disolución:** sistema homogéneo de más de un componente. Los componentes de la disolución que existen en menor proporción se denominan **soluto** y el que interviene en mayor proporción **disolvente**.

**Disolución saturada:** disolución que no admite más cantidad de soluto.

**Solubilidad:** cantidad de soluto presente en la disolución saturada, es decir la máxima cantidad que puede existir de soluto disuelto en un volumen determinado de disolución a una temperatura dada.

## EQUILIBRIOS QUÍMICOS EN LOS OCÉANOS

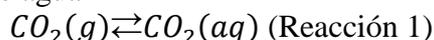
El intercambio de dióxido de carbono entre la atmósfera y los océanos tiene lugar



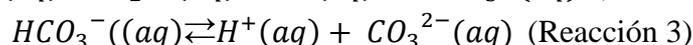
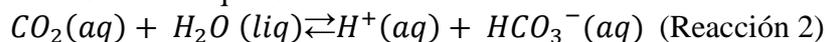
rápidamente, (más rápidamente que si dejas algo de agua en una taza/vaso de precipitados para llegar al equilibrio). Lo mismo que con tantos otros procesos ambientales, no podemos explicarlo en términos de factores físicos solamente. La toma de dióxido de carbono por los océanos se acelera por acción de la vida marina, como muestra la figura 1.

Figura 1. El fitoplancton aumenta el grado de disolución del dióxido de carbono en los océanos.

El dióxido de carbono es más soluble en agua que el oxígeno o el nitrógeno. Las moléculas de  $\text{CO}_2$  contienen enlaces polares  $\text{C}=\text{O}$  que pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua



Además, algunas moléculas de dióxido de carbono reaccionan químicamente con el agua y se eliminan del equilibrio anterior. Entonces se disuelve más dióxido de carbono para mantener el estado de equilibrio



La reacción con agua produce una mezcla que contiene principalmente iones hidrogenocarbonato  $\text{HCO}_3^-$  e iones  $\text{H}^+$ , junto con algunos iones carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$ .

### **Actividad 1**

1.1. Escribe una expresión para la constante de equilibrio  $K_p$  para la disolución de dióxido de carbono en agua

1.2. Utiliza la ley de los gases perfectos para establecer la relación entre la concentración de un gas y su presión.

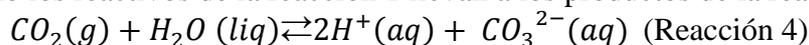
1.3. Explica la variación de la solubilidad gaseosa con la presión:

- a) Utilizando tus respuestas en a y b.
- b) En relación con el principio de Le Chatelier.

La mayor parte del dióxido de carbono que liberamos a la atmósfera por la quema de combustibles es absorbido por los océanos. Las estimaciones varían, pero parece probable que el 35-50% se elimine por ese camino. Los océanos continúan absorbiendo dióxido de carbono porque el agua de la superficie, rica en  $\text{CO}_2$ , se está renovando continuamente y almacenando durante cientos de años en las profundidades oceánicas. La máxima cantidad de dióxido de carbono se almacena en las regiones frías donde el  $\text{CO}_2$  es más soluble. Por tanto, las corrientes y la vida marina juntas producen un sistema de eliminación del  $\text{CO}_2$  muy eficaz.

### ***Conchas que se hunden***

Vamos a hacer una simplificación sumando las tres ecuaciones para dar una sola que muestre cómo los reactivos de la reacción 1 llevan a los productos de la reacción 3



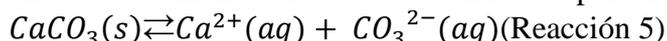
Recuerda que la reacción no se produce de una forma tan simple, pero esta ecuación deberá aclarar la siguiente parte de la historia.

El principio de Le Chatelier nos dice que cualquier forma de eliminar iones  $\text{H}^+$  o  $\text{CO}_3^{2-}$  de la solución hará que se disuelva más  $\text{CO}_2$ . Una forma de hacerlo es eliminar iones  $\text{H}^+$  añadiendo una base. El dióxido de carbono es un gas ácido y se disuelve bien en soluciones alcalinas. Por eso es por lo que se utilizan álcalis como el hidróxido de sodio para absorber  $\text{CO}_2$ .

En el caso del mar, la solución más idónea para eliminar  $\text{CO}_2$  del aire no es aumentar la alcalinidad. Muchos organismos marinos construyen conchas protectoras compuestas de carbonato de calcio insoluble utilizando los iones  $\text{CO}_3^{2-}$  del agua del mar. Las conchas son con frecuencia muy bonitas. Además proporcionan una forma de absorber dióxido de carbono y mantener la composición de nuestra atmósfera constante.

Hace 3000 millones de años, la atmósfera de la Tierra contenía mucho más dióxido de carbono que ahora (probablemente en torno al 35% de dióxido de carbono en volumen).

Una vez que el proceso de la fotosíntesis evolucionó, la vida marina tuvo gran cantidad de materia prima en forma de dióxido de carbono y agua para desarrollarse. La producción de conchas floreció. Las piedras calizas son los restos de las conchas de organismos marinos que vivieron en aquella época y convirtieron el dióxido de carbono de la atmósfera en carbonato de calcio sólido. Cuando bajas al interior de una cueva estás haciendo, de forma bastante literal, un viaje hacia el pasado. Cuando caminas por colinas de caliza o llanuras de yeso estás pisando la atmósfera prehistórica de la Tierra. El carbonato de calcio es un buen material para que los mariscos lo usen como protección en la superficie de los océanos. No se disuelve en el agua de mar. Pero se disuelve, un poco en agua pura. Es un ejemplo de **sólido escasamente soluble**. La disolución de los sólidos escasamente solubles está controlada por un equilibrio como



En la que los iones en la solución saturada están en un equilibrio dinámico con el sólido presente sin disolver.

La posición de este equilibrio está determinada normalmente por una **constante de equilibrio** que, puesto que describe la solubilidad de un compuesto, se llama **producto de solubilidad ( $K_{ps}$ )**. El producto de solubilidad para la reacción 5 está dado por

$$K_{ps}(CaCO_3) = [Ca^{2+}(aq)] + [CO_3^{2-}(aq)]$$

Su valor es  $5,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$  a 298K.

### Actividad 2

2.1. ¿Crees que es importante señalar que el valor de  $K_{ps}$  dado es a 298K?

2.2. ¿Por qué no aparece en el producto de solubilidad la concentración de  $CaCO_3$ ?

Cuando los iones  $Ca^{2+}$  y  $CO_3^{2-}$  están mezclados en una disolución pueden ocurrir dos cosas:

- Puede precipitar carbonato de calcio en la disolución. Esto sucede siempre que al multiplicar la concentración de los iones calcio por la concentración de los iones carbonato, ambos en disolución, se obtiene un valor mayor que  $K_{ps}$ .
- Los iones permanecen en disolución. Este será el caso siempre que al multiplicar las concentraciones de los dos iones de un valor que sea menor o igual a  $K_{ps}$  que es el valor máximo del producto de las concentraciones de iones  $Ca^{2+}(aq)$  y  $CO_3^{2-}(aq)$  que puede haber en una disolución a esa temperatura.

El carbonato de calcio es un material seguro con el que construir conchas marinas porque  $[Ca^{2+}(aq)]$  y  $[CO_3^{2-}(aq)]$  son ya lo suficientemente altas en la superficie del mar como para que el carbonato de calcio de las conchas sea efectivamente insoluble.

### Actividad 3

3.1. Teniendo en cuenta que las conchas están en equilibrio con los iones del agua del mar, se produce por tanto un constante intercambio de iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  entre los dos. ¿Cómo es posible entonces que las conchas no se disuelvan y su composición se mantenga constante?

Pero las cosas son diferentes a profundidades oceánicas mayores, donde la presión es más alta y la temperatura más baja. El valor de  $K_{ps}$  en estas condiciones es mayor y, por tanto, el carbonato de calcio es más soluble. Hay también una corriente continua descendente de material que viene de la parte superior. Es como una nevada permanente. De hecho al material que cae se le llama nieve marina. Contiene los restos de organismos muertos y los productos de desecho de los seres vivos. La mayoría del material orgánico, como el tejido, se descompone mucho más arriba, pero una parte alcanza las aguas más profundas donde las bacterias lo descomponen para producir dióxido de carbono. Las conchas caen intactas, pero luego reaccionan con el dióxido de carbono extra y se disuelven. Estos procesos aparecen resumidos en la figura 2

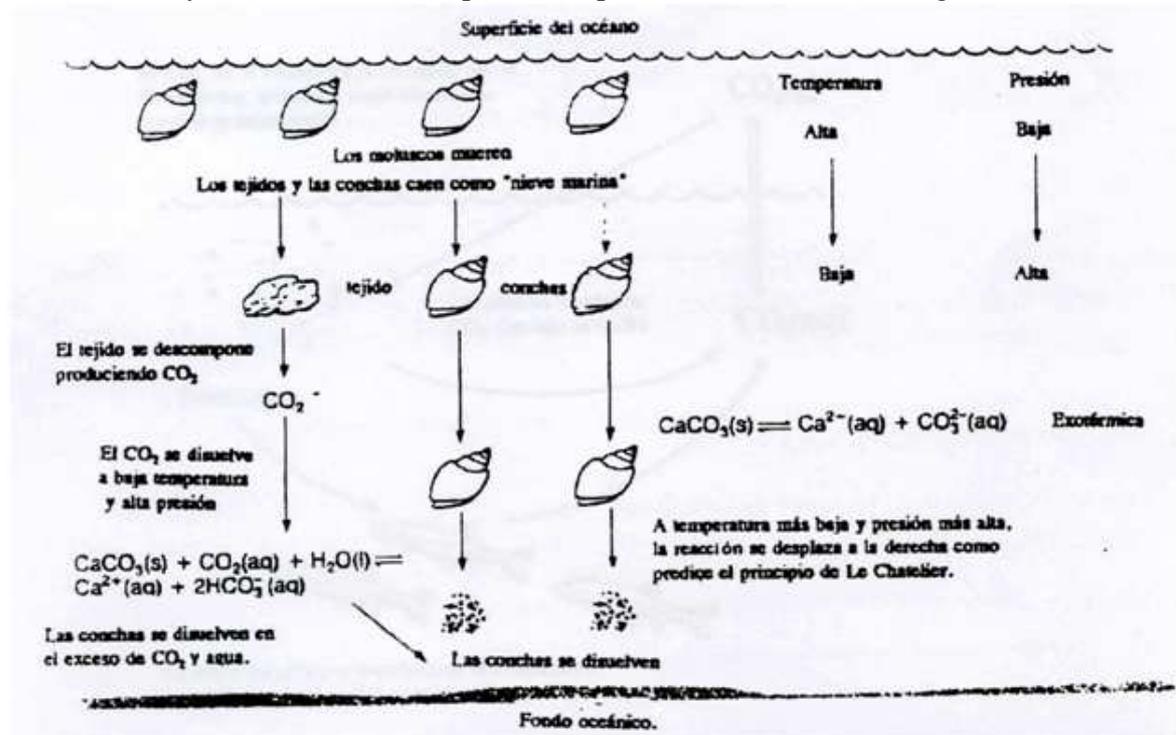


Figura 2. La disolución de conchas en el fondo oceánico profundo

No hay conchas en el fondo oceánico profundo: todas se han disuelto. Las criaturas que viven allí no pueden usar el carbonato de calcio como capa protectora.

Los depósitos de carbonato de calcio que se construyeron para formar nuestras colinas de caliza no pudieron formarse en aguas profundas. Deben haberse depositado cuando nuestra masa de tierra estaba en mares menos profundos. La abundancia de vida sugiere también que era agua tropical templada. Datos como éstos ayudan a los científicos a recomponer la historia antigua de la Tierra y a explicar cómo se han desplazado los continentes y cómo ha cambiado el clima a lo largo del tiempo.

## ANEXO 13

Nombre:.....Nº.....

Fecha: .....Curso y sección:.... Control tema: El equilibrio químico

PUNTUACIÓN:

### CUESTIONES

- 1) Justifica si estas afirmaciones son ciertas o falsas:
  - a) Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente.
  - b) En una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y productos, no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.
- 2) Para el proceso en equilibrio:  $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g}); \Delta H < 0$ ; explica razonadamente:
  - a) ¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio cuando se aumente la temperatura?
  - b) ¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio cuando se disminuya la presión total?
  - c) ¿Cómo afectará a la cantidad de producto obtenido la presencia de un catalizador?
  - d) ¿Cómo afectará a la cantidad de producto obtenido la adición de oxígeno?(Cuestión selectividad junio 2003)
- 3) Escribe las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$  para los siguientes equilibrios:
  - a)  $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
  - b)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- 4) Explica la razón por la que se recomienda usar pastas dentífricas con flúor ionizado.

### PROBLEMA

- 1) La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:  
 $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$  es igual a 3 a una temperatura determinada.
  - a) Justifica por qué no está en equilibrio, a la misma temperatura, una mezcla formada por 0,4 moles de  $\text{SO}_2$ , 0,4 moles de  $\text{NO}_2$ , 0,8 moles de  $\text{SO}_3$  y 0,8 moles de  $\text{NO}$  (en un recipiente de un litro).
  - b) Determina la cantidad que habrá de cada especie en el momento de alcanzar el equilibrio.
  - c) Justifica hacia donde se desplazará el equilibrio si se incrementa el volumen del recipiente a 2L.