

# Experimentos para la enseñanza de equilibrios en disolución

para la Química General II con  
un enfoque de indagación



Coordinadora  
Kira Padilla Martínez



Universidad Nacional Autónoma de México  
Facultad de Química  
Departamento de Física y Química Teórica

# **Experimentos para la enseñanza de equilibrios en disolución**

**para la Química General II con  
un enfoque de indagación**



**Universidad Nacional Autónoma de México**  
**Facultad de Química**  
**Departamento de Física y Química Teórica**

# **Experimentos para la enseñanza de equilibrios en disolución**

**para la Química General II con  
un enfoque de indagación**

Kira Padilla Martínez  
Carlos Catana Ramírez  
Elizabeth Nieto Calleja  
José Manuel Montaña Hilario  
Mario Alfredo García Carrillo  
Héctor García Ortega  
Marco Antonio Tafoya Rodríguez  
Blanca Rosa Bonilla Heredia

PROYECTO PAPIME: PE207721

Primera Edición: 2024

Fecha de edición: 16 de febrero de 2024

D.R. © 2024 UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO Ciudad  
Universitaria, Alcaldía Coyoacán, C.P.04510, Ciudad de México.

**ISBN: 978-607-30-9282-1**

Tamaño: 4 MB

“Prohibida la reproducción total o parcial por cualquier medio sin la  
autorización escrita del titular de los derechos patrimoniales”.  
Impreso y hecho en México

**Publicación aprobada por el Comité Editorial de la Facultad de  
Química**

# Índice

<b>Introducción</b> .....	1
<b>Equilibrio químico</b> .....	2
<i>Antecedentes históricos</i>	
<i>Enseñanza del equilibrio químico</i>	
<i>Prácticas científicas</i>	
<i>Diagramas heurísticos y estructura de las prácticas</i>	
<b>REGLAMENTO DEL LABORATORIO</b> .....	18
<b>Práctica 1. Cuantificación en Química: estequiometría en disoluciones</b> .....	21
<b>Práctica 2. Procesos reversibles: el equilibrio químico</b> .....	29
<b>Práctica 3. Equilibrios ácido-base en disolución acuosa</b> .....	37
<b>Reto experimental: Valoración del ácido acetilsalicílico en una muestra comercial</b> .....	42
<b>Práctica 4. Separación de iones metálicos: precipitación y solubilidad</b> .....	45
<b>Práctica 5. Reacciones de óxido-reducción</b> .....	51
<b>Práctica 6. Uso de ácidos orgánicos para determinar el grado de descomposición de la carne</b> .....	57
<b>Práctica 7. Marcha analítica de cationes</b> .....	63
<b>Anexos</b> .....	67
<i>Anexo I. Formato de diagrama heurístico y rúbrica de evaluación.</i>	
<i>Anexo II. Rúbrica de evaluación del trabajo en el laboratorio.</i>	
<i>Anexo III. Mediciones volumétricas y material del laboratorio (Práctica integradora).</i>	
<i>Anexo IV. Equilibrio químico.</i>	
<b>Referencias</b> .....	89

# Introducción

Con este libro de experimentos se busca reestructurar la enseñanza experimental de la Química General II en la Facultad de Química. La idea es generar un cambio significativo en la forma de realizar los trabajos prácticos de los docentes que imparten la asignatura de Laboratorio de Química General II y, al mismo tiempo, iniciar una transformación del enfoque de la asignatura, es decir, que el estudiante no siga una receta sobre lo que debe hacer, sino que aprenda a pensar y reflexionar en torno a los fenómenos relacionados con la estequiometría y el equilibrio químico, para que proponga sus propios experimentos, pero siempre bajo la guía del docente. Con esta obra, se busca también que los estudiantes desarrollen habilidades de pensamiento científico y que reconozcan contenidos transversales, que utilizarán tanto en esta asignatura como en otras relacionadas, como la Química Analítica.

Las prácticas científicas están relacionadas con las habilidades de indagación, las cuales son: *planteamiento de preguntas y la definición de problemas, desarrollo y uso de modelos, planear y llevar a cabo investigaciones, análisis e interpretación de datos, hacer uso de las Matemáticas y pensamiento computacional, construcción de explicaciones y diseño de soluciones, construcción de argumentos basados en la evidencia y obtener, evaluar y comunicar información*. Más adelante nos enfocaremos en la importancia de la indagación en la enseñanza de las ciencias.

Finalmente, los conceptos transversales se consideran los lentes desde los cuales es posible explorar y explicar los fenómenos (Golan y Cavera, 2015), lo que significa que los fenómenos pueden ser estudiados desde diferentes perspectivas. En este sentido, se recomienda que los docentes “ayuden a los estudiantes a visualizar los conceptos transversales con esta perspectiva de lentes para comprender fenómenos y puedan ser capaces de moverse fluida y confortablemente entre ellos, dependiendo de lo que están tratando de investigar y explicar”. Los conceptos transversales son: *patrones, causa y efecto; mecanismo y explicación; escala, proporción y magnitud; sistemas y modelos de sistemas; energía y materia; flujos, ciclos y conservación; estructura y función, y estabilidad y cambio*.

# Equilibrio químico

## ***Antecedentes históricos***

Van Driel y Gräber (2002) relatan cómo el concepto del equilibrio químico se introdujo en la década de 1860, donde se comenzaron a realizar estudios empíricos sobre las reacciones incompletas y reversibles, y cómo, al inicio, las teorías sobre estos fenómenos estaban basadas en dos perspectivas teóricas diferentes: cinética y termodinámica.

Según estos autores, desde el punto de vista cinético, Pfaundler discutía en términos de movimiento y colisión de partículas, cuya energía cinética se extiende alrededor de un valor medio determinado, que se relaciona con la temperatura. Como consecuencia, en cualquier momento a una temperatura y presión constante, algunas moléculas pueden descomponerse, mientras que otras nuevas se forman por colisiones. En un estado de equilibrio, el número de moléculas de reactivos, dentro de un cierto periodo de tiempo, debe ser igual al número de moléculas de productos. Más tarde, Guldberg y Waage fueron los primeros en derivar una ecuación matemática para las masas activas (es decir, concentraciones) de las sustancias que intervienen en un estado de equilibrio (Van Driel y Gräber, 2002).

Mientras que, dentro de un marco termodinámico, una explicación cualitativa para fenómenos de equilibrio fue propuesta primeramente por Horstmann (Jensen, 2009), quien usó la segunda ley de la Termodinámica como punto de partida a la razón de que, en un estado de equilibrio químico, la entropía de un sistema estaba en un máximo. A su juicio, los procesos moleculares sólo influyeron en el tiempo que el sistema tarda en llegar a un estado de equilibrio (Van Driel y Gräber, 2002).

Años después, se obtuvieron formulaciones cuantitativas para el equilibrio químico con base en consideraciones energéticas realizadas por Van't Hoff y Gibbs, donde Gibbs demostró cómo las concentraciones de reactivos y productos en un estado de equilibrio se relacionan con la temperatura y los valores de cantidades energéticas del sistema, mientras que, por su parte, Van't Hoff formuló las características de equilibrio químico en términos

de un sistema dinámico. Poco después, esta formulación fue adaptada por Le Châtelier (1884), quien propuso una regla simple para explicar el comportamiento de los sistemas de equilibrio debido a los cambios en la presión, el volumen, la concentración o la temperatura, en términos de cambios para compensar el cambio parcial por una aplicación de “estrés” (Van Driel y Gräber, 2002).

### ***Enseñanza del equilibrio químico***

Van Driel y Gräber (2002) exponen que, durante mucho tiempo, el enfoque cinético para la enseñanza de equilibrio químico se había caracterizado principalmente por la derivación de la llamada Ley de acción de masas, también conocida como la Ley de Guldberg y Waage, donde se representan las constantes de velocidad de reacción para dos reacciones opuestas, y para explicar o poder predecir el comportamiento de un sistema, sigue siendo utilizado ampliamente el principio de Le Châtelier, ya que muchos autores, profesores e investigadores aún consideran este principio como la forma más sencilla y útil para la predicción de cambios en la posición de equilibrio bajo determinadas circunstancias.

El principio de Le Châtelier se introduce, generalmente, a los estudiantes de secundaria y bachillerato para que inicien el estudio cualitativo de las reacciones reversibles y dejen así las ideas más complicadas para los cursos posteriores (Kind, 2004). Sin embargo, este principio ha sido criticado en muchas publicaciones de educación química. Siendo Quílez y San José (1996) algunos de los autores que más han criticado este principio, ya que argumentan que las formulaciones del principio en libros de texto a menudo conducen a conclusiones erróneas o estimulan la formación de malentendidos entre los estudiantes, sobre todo por su carácter vago y ambiguo.

Aún con esto y a pesar de la gran cantidad de autores que se han encargado de señalar las limitaciones o problemas conceptuales que tiene el principio de Le Châtelier, en general, tanto en los libros de texto de Química general como los profesores, siguen utilizando este principio con fines didácticos, incluso a nivel licenciatura (Quílez y San José, 1996).



Debido a estas ideas alternativas que la mayoría de los estudiantes suelen desarrollar, Quílez y San José (1996) mencionan varias de las propuestas curriculares que se han hecho para la enseñanza del equilibrio químico; las cuales, en su mayoría, toman en cuenta tres de los conceptos básicos que caracterizan el estudio y comprensión de las reacciones químicas: a) reacción incompleta, b) reversibilidad y c) carácter dinámico; ya que estos tres conceptos son una fuente de ideas alternativas de los estudiantes, debido a que entran en conflicto con las primeras ideas que se desarrollan en clase acerca de las reacciones químicas.

Una de las propuestas curriculares que señala Quílez (2002) para la enseñanza de la evolución de los sistemas de equilibrio químico que han sido perturbados, así como diversos autores (por ejemplo, Kind, 2004), es el uso de las leyes de Van't Hoff, las cuales se fundamentan en la Termodinámica.

Debido a que el equilibrio químico está asociado a diversas dificultades de aprendizaje, sobre todo por sus ideas más abstractas, como son: su naturaleza dinámica, la distinción entre el equilibrio y el no equilibrio, el constante uso y mala comprensión del principio de Le Châtelier; y algunas consideraciones energéticas, se pueden encontrar gran variedad de escritos y artículos para apoyar a la enseñanza de este concepto (Raviolo, 2009).

Raviolo (2009) expresa que, debido al creciente interés en la enseñanza y aprendizaje de la ciencia, se hace uso principalmente de analogías, metáforas o modelos, para ayudar a la explicación de fenómenos que no son observables, pero donde la utilización de éstas suele ser ambivalente acerca de la validez o invalidez de la presentación de analogías sencillas o múltiples. Aún con esto, concluyen que las analogías constituyen una estrategia válida para la enseñanza del equilibrio químico.

Un enfoque de enseñanza, relativamente novedoso, es el enfoque 3D (NCR, 2012; Valera-Flores y Padilla-Martínez, 2022), el cual considera que la enseñanza debe girar en torno de tres dimensiones: los conceptos centrales, los conceptos transversales y las prácticas científicas e ingenieriles. Los primeros se refieren a las ideas clave dentro de la disciplina, pero que conllevan un conocimiento necesario para disciplinas futuras, los cuales deben

tener un amplio poder explicativo, ser relevantes y significativas para los estudiantes, e integrar una continuidad y profundidad que permitan continuar el aprendizaje. De acuerdo con Underwood *et al.* (2018), a nivel universitario, los conceptos centrales en Química deben estar en torno a las siguientes ideas: i) electrostática e interacciones de enlace; ii) estructura y propiedades atómico-moleculares; iii) energía: macroscópica, atómico-molecular y niveles mecánico cuánticos, y iv) cambio y estabilidad en sistemas químicos. De éstos, los que están relacionados con los contenidos de Química General II son: cambio y estabilidad en sistemas químicos y, de forma lateral, también energía.

Como ya se mencionó en la introducción, las prácticas científicas están relacionadas con las habilidades de indagación científica, de las cuales haremos énfasis, ya que consideramos que el proceso de enseñanza-aprendizaje experimental debe ir más enfocado a que los estudiantes piensen y desarrollen dichas habilidades, para que cuando lleven a cabo el experimento, sepan qué resultados puedan argumentar con base en evidencia y hagan uso de pensamiento matemático para representar sus datos.

Por último, como también se mencionó anteriormente, los conceptos transversales se consideran los lentes desde los cuales es posible explorar y explicar los fenómenos (Golan y Cavera, 2015), ello significa que los fenómenos pueden ser estudiados desde diferentes perspectivas. Estos conceptos transversales en realidad se van revisando de forma implícita desde los niveles elementales de estudio, de tal forma que los estudiantes los van adquiriendo sin ser muy conscientes de ello. Dichos conceptos son: *patrones, causa y efecto; mecanismo y explicación; escala, proporción y magnitud; sistemas y modelos de sistemas; energía y materia: flujos, ciclos y conservación; estructura y función; y estabilidad y cambio*. De éstos, prácticamente todos se ven reflejados en la enseñanza de la Química General II.

Los contenidos disciplinares de la Química General II están relacionados con los conceptos centrales de cambio y estabilidad en los sistemas químicos. Ya que el tema central que se imparte en esta asignatura es Equilibrio químico, el cual cumple con las cuatro características: i) es una idea clave en la disciplina

y también en otras disciplinas como la Química Analítica y, en general, es una idea fundamental para explicar muchos procesos biológicos; ii) permite generar razonamientos a distintos niveles, ya que, como se indicó, existen muchos procesos que dependen de esta idea central; iii) es una idea bastante relevante para los estudiantes de las carreras de Química, ya que bien comprendida les permitirá entender sistemas más complejos; iv) se presenta desde diversos niveles de continuidad y profundidad, ya que se estudia a lo largo del currículo de las carreras de Química.

Un aspecto importante es que en este libro nos interesa comprender el equilibrio químico desde la perspectiva del análisis del cociente de reacción,  $Q$ , el cual apela a la posible respuesta del sistema en equilibrio cuando éste es perturbado (ver Anexo IV). Es importante que, durante los planteamientos que realices, plantees el análisis de los cocientes de reacción y predigas qué le sucederá al sistema en respuesta a una determinada perturbación que puede deberse a cambios: en concentración, presión, temperatura, volumen.

### ***Prácticas científicas***

Las prácticas científicas deben ser desarrolladas mientras los estudiantes se van formando en este tipo de actividades. Dichas prácticas son parte del pensamiento científico y crítico que se intenta desarrollen los estudiantes a través de los trabajos prácticos planteados en este libro, las cuales describimos a continuación:

#### ***a) ¿Cómo plantear preguntas?***

El planteamiento de preguntas es considerado una de las principales habilidades de pensamiento superior, siempre y cuando dichas preguntas lleven a procesos de pensamiento estructurado y no sean cerradas, es decir, se busca que las preguntas que plantees requieran ser contestadas a través de una investigación, ya sea experimental o de desarrollo de modelos. Existen muchas formas de clasificar a las preguntas, pero la más simple sugiere básicamente tres tipos: *preguntas cerradas*, cuya respuesta es un sí o un no, una palabra y no se requiere de ir más allá para responderla, la respuesta es correcta

o incorrecta; *preguntas abiertas*, este tipo de preguntas puede requerir de muchos más elementos para poder ser contestada, pero no necesariamente con los que contamos en el laboratorio, generalmente, no siempre, empiezan con un por qué o con un qué pasaría si. Finalmente, las *preguntas* que más nos interesan son las *semiabiertas*, con esto decimos que estamos delimitando tanto los procesos de búsqueda, como el tipo de respuestas que nos interesa obtener. Una forma de saber si la pregunta planteada es una “buena pregunta”, es pensar si con ella podrías desarrollar una pequeña investigación para responderla, si a partir de ella podrías plantear alguna o algunas hipótesis que te ayuden a contestar más preguntas y que te ayuden a pensar cuál puede ser el procedimiento experimental y/o de modelaje que puedes plantear para contestarla.

Si cuando vuelvas a leer tu pregunta, te das cuenta de que la respuesta la puedes obtener de un libro, o que la puedes contestar con una sola palabra o frase, o que bastaría una pequeña investigación bibliográfica, entonces tendrás que replantear la pregunta (Chamizo e Izquierdo, 2007).

### ***b) ¿Cómo plantear hipótesis?***

Las hipótesis se pueden definir como “respuestas tentativas o posibles soluciones a una pregunta o problema” (Oh, 2010). A pesar de esto, el proceso de formulación de hipótesis puede llegar a ser un poco difícil, porque para plantear una posible solución al problema o a la pregunta, es necesario que hayas realizado tu investigación previa y tengas una comprensión clara de la teoría. Además, también debes considerar que la respuesta a tu problema debe estar en concordancia con la o las preguntas que hayas planteado. Una buena opción para plantear tu hipótesis es que consideres tres aspectos: tu posible resultado o respuesta (R), el argumento teórico que fundamenta tu resultado ( $R \rightarrow H$ ) y la condición de inferencia (H) que es derivada del argumento. Entonces, un posible ejemplo de este razonamiento puede ser:

“(resultado, R) Los fósiles marinos se encuentran en zonas al interior de los continentes. (Argumento,  $H \rightarrow P$ ) Si los océanos cubrían estas zonas, entonces los fósiles marinos podrán ser encontrados. (Condición de inferencia H) Por lo tanto, esta zona fue antiguamente cubierta por el mar” (Oh, 2010, p. 543).

Éste sería un ejemplo relacionado con ciencias de la Tierra; si pensamos en un experimento que realizaste en la Química General I, por ejemplo el de separación de mezclas, podríamos decir:

(resultado, R) Es posible separar sustancias que se encuentren en una mezcla a través de procesos de separación. (argumento  $H \rightarrow R$ ) Si la mezcla está formada por cloruro de sodio, hierro y óxido de silicio, entonces se podrá separar usando imantación y solubilidad. (Condición de inferencia, H) Por lo tanto, las técnicas de separación se basan en las propiedades específicas de las sustancias.

Un aspecto importante que deberás tener en cuenta, cada vez que plantes tu hipótesis, es que te asegures de que está relacionada, no sólo con la o las preguntas que planteaste, sino también con tu propuesta experimental. Como ves, todo tu planteamiento debe tener una coherencia interna para que puedas avanzar, ya que de esta forma muestras que realmente estás comprendiendo lo que se está estudiando.

### ***c) Desarrollo y planeación de experimentos***

Esta práctica científica la consideramos una de las más importantes, porque te permitirá, como estudiante, empezar a pensar en estrategias para plantear diferentes experimentos. Para ello te recomendamos que elabores tres cosas fundamentales: escribas con qué materiales y sustancias dispones, qué es lo que quieres conseguir, es decir, un diagrama de flujo, en donde plantes a grandes rasgos cuál sería el procedimiento experimental que seguirías; y, finalmente (posterior a que tu profesor te haya aprobado el diagrama de flujo), escribe la receta tal y como la seguirías, pensando en que alguien más la pueda seguir. Obviamente,

también debes fijarte en que tu procedimiento experimental te ayude a responder tu pregunta, y esté ligado con la o las hipótesis que hayas planteado.

#### **d) Modelos y modelaje**

Constantemente, en el mundo en que vivimos se producen hechos (transformaciones, cambios, acontecimientos, evoluciones, innovaciones, mutaciones y eventos), los cuales se presentan en diferentes contextos (sociales, políticos, geográficos, culturales y científicos). Con frecuencia, las personas, ante los hechos que suceden, nos planteamos preguntas como ¿por qué cuando llueve las nubes cambian de color?, ¿si consumo cierto tipo de alimentos tendré más energía?, ¿por qué si estudié toda la noche no acredité el examen? Preguntas que podrían ser respondidas mediante una visión empírica; pero que, sin duda, tienen un fundamento científico.

La ciencia al ser una actividad humana, uno de sus principales objetivos es interpretar, de manera teórica o experimental, los hechos del mundo para poder actuar sobre ellos. Las personas dedicadas a la ciencia para interpretar y explicar los hechos y fenómenos sucedidos elaboran modelos.

### **¿Qué son los modelos?**

El término “modelo” es una palabra polisémica de uso cotidiano; lo que involucra que engloba diversos significados, los cuales dependerán del momento y la situación en la que nos encontremos.

Un modelo puede ser definido como “la representación de una idea, objeto, acontecimiento, proceso o sistema creado con un objetivo específico” (Justi, 2006).

Además de lo anterior; un modelo científico es vigente y se encuentra aceptado, verificado y consensuado por la comunidad científica: “Son construcciones ‘eruditas’ que apelan a términos abstractos. Presentan hipótesis

con un alto nivel de abstracción con respecto a un campo problemático de la realidad, acompañados con un alto grado de formalización” (Raviolo, 2009).

De tal forma, los modelos científicos sufren ciertas modificaciones o transformaciones para convertirlos en contenidos escolares o modelos de currículo. Los profesores, a su vez, suelen simplificar o acotar los modelos curriculares como contenidos de enseñanza, surgiendo las versiones de aula o modelos enseñados o modelos para la enseñanza (Justi, 2006; Raviolo, 2009). Los cuales permiten la comprensión de los modelos del currículo.

Los modelos para la enseñanza tienen como referente los modelos científicos; pero a diferencia de estos últimos, buscan resolver problemas escolares que tengan sentido para los estudiantes en una clase de ciencias (Raviolo, 2009). De forma general, los modelos científicos son una creación humana, representan una parte de la realidad, tienen un poder explicativo, predictivo y descriptivo; y a partir de un mismo hecho se pueden generar modelos diversos en función de las diversas maneras de mirarlo (Justi, 2006).

### **Modelos de ciencia escolar**

Son modelos que construyen los estudiantes, que les son útiles para explicar hechos de su mundo y que pueden evolucionar. Por lo cual, consideran conceptos, experiencias y valores que para los alumnos tienen sentido.

Al igual que los modelos científicos, son generales, pueden ser abstractos, tienen un poder predictivo, explicativo y descriptivo.

Dentro de los modelos para la enseñanza, además de los modelos de ciencia escolar, podemos encontrar dibujos, maquetas, simuladores, gráficos, tablas, analogías e imágenes.

Es así como el modelaje y el empleo de modelos permite que los estudiantes reflexionen sobre un fenómeno o acontecimiento, se planteen hipótesis o predicciones, construyan sus modelos, los comuniquen y evalúen, fomentando el desarrollo de habilidades de pensamiento científico, es decir, aprenden ciencia.

## Simuladores

Como resultado de los avances científicos y tecnológicos que hemos tenido a lo largo del tiempo, el uso de simuladores en los ambientes o contextos educativos ha cobrado una gran relevancia e interés en el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Su empleo considera diferentes espacios o ambientes educativos (presenciales o a distancia); además de contemplar el uso de diversas aplicaciones y tecnologías, las cuales se encuentran cada vez con mayor disponibilidad entre los estudiantes y docentes.

En el caso de las asignaturas científicas y laboratorios, los simuladores son herramientas que permiten la modelización y creación de modelos, fortaleciendo y complementando el aprendizaje de los estudiantes; los cuales, por diversas razones, no pueden acceder o tener contacto directo con la experimentación, conceptos o fenómenos en estudio.

Por lo anterior, el uso de simuladores fomenta la participación activa del estudiante, siendo el encargado de definir los parámetros, condiciones, tiempos, materiales y sustancias con las que trabajará; dependiendo de cada simulador. Ya que es él quien tendrá que manejar el simulador, observar los resultados y actuar en consecuencia (Contreras y Carreño, 2012).

Además, el empleo de simuladores en clase, elimina los posibles riesgos o accidentes que se pueden llegar a presentar al trabajar con sustancias tóxicas o de difícil tratamiento de residuos; disminuyendo así, en gran medida, la contaminación del medio ambiente.

Por último, los simuladores pueden resolver la carencia de espacio, materiales, reactivos y ejemplos o experiencias en el fenómeno de estudio que se desea explicar (Contreras y Carreño, 2012).

### **e) Argumentación**

De acuerdo con la Real Academia Española (RAE), un argumento es el “razonamiento para probar o demostrar una proposición, o para convencer de lo que se afirma o se niega”,<sup>1</sup> y la argumentación es la

<sup>1</sup>Consultado el 10 de abril de 2022 en <https://dle.rae.es/argumento?m=form>



acción de argumentar, es decir, realizar uno de los procesos mentales internos, que puede o no ser manifestado externamente. Se basa en hacer creíble alguna idea, pero fundamentándose en datos y pruebas, que pueden ser modelajes o experimentos. Un argumento puede ser refutado, es decir, puede ser cuestionado, ya sea porque el mismo argumento es deficiente, porque las pruebas o datos no concuerdan con la conclusión, o porque son insuficientes, inadecuadas o falsas.

Según De La Chaussée (2009) “argumentamos para demostrar o debatir ofreciendo evidencias y razonamientos lo más complejos y estructurados posibles para mostrar o convencer de algo”. Todo el tiempo generamos argumentos, algunos basados en nuestras creencias y otros basados en evidencia. Estos últimos son los que estamos interesados en que aprendas en este laboratorio.

La estructura que usaremos para generar argumentos está basada en el diagrama de argumentación de Toulmin. Dichos diagramas constan de cinco partes, las cuales se presentan a continuación:

**Premisa (P):** (también la podrás encontrar como pruebas o datos de la observación, fenómeno, experimento al que se apela para evaluar la conclusión.

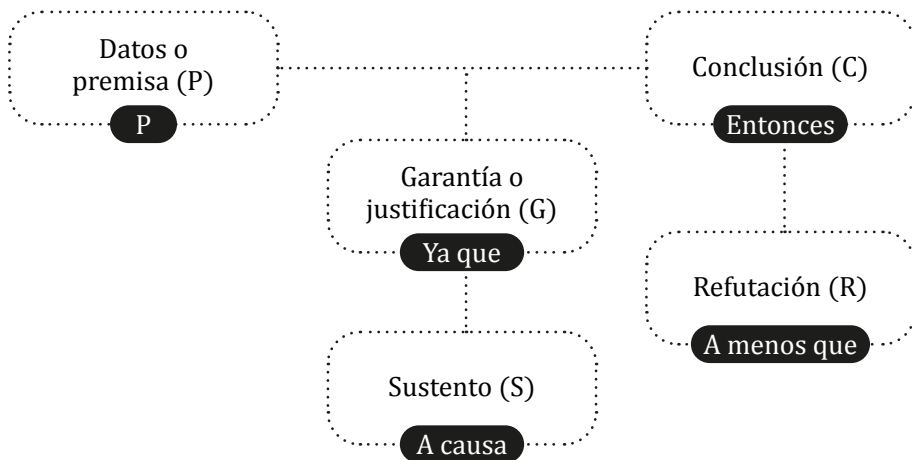
**Conclusión (C):** el enunciado que se pretende probar o refutar; también pueden ser explicativas, aunque en este libro nos enfocaremos en las primeras.

**Justificación o garantía (G):** es el enunciado que apoya el vínculo entre la conclusión (C) y la premisa (P), es decir, relaciona la explicación con las pruebas.

**Sustento o conocimiento básico (S):** es aquel que respalda la justificación haciendo uso del conocimiento teórico.

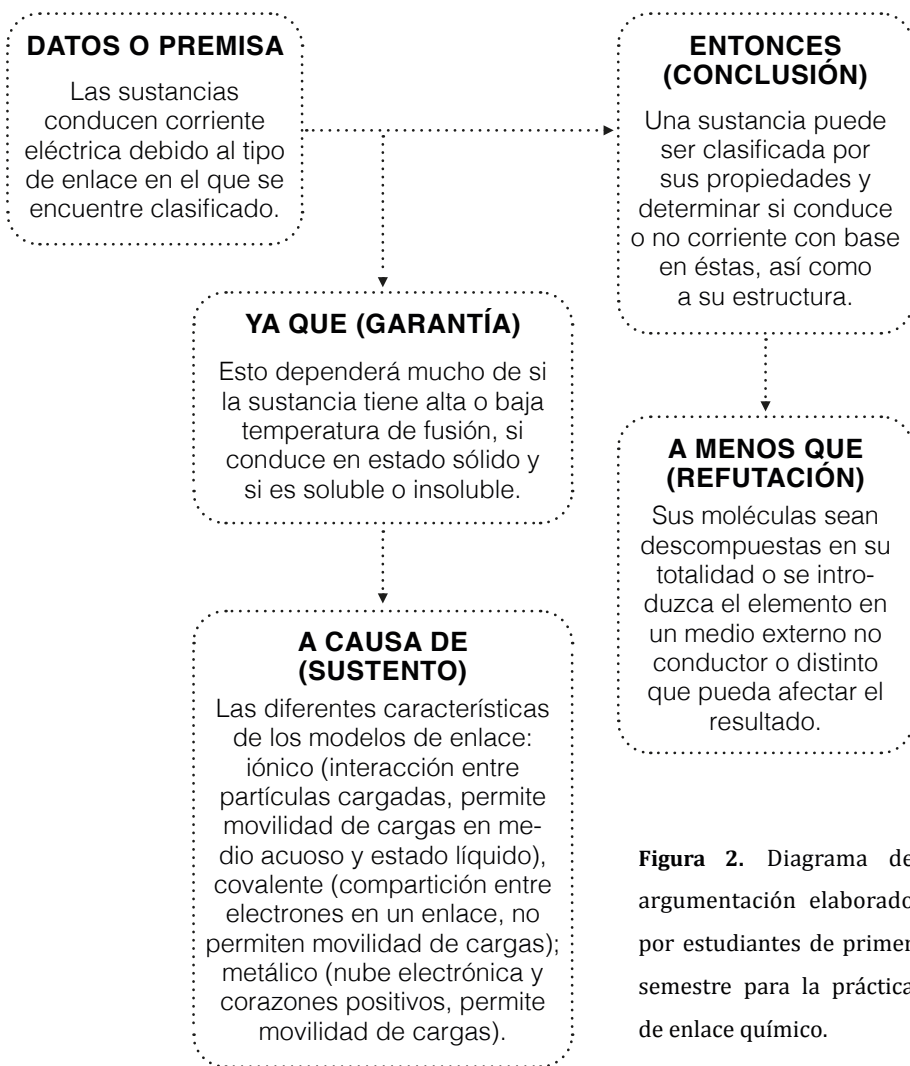
**Refutación (R):** circunstancias en que la autoridad general de la garantía o justificación deberá ser elaborada a un lado, es decir, nos permite reconocer las restricciones o excepciones a la conclusión o explicación.

La estructura general de un diagrama de argumentación (DA) es la que se muestra en la **Figura 1**, y es la estructura básica que tendrás que seguir para proponer tu DA para cada práctica.



**Figura 1.** Estructura general de un diagrama de argumentación de Toulmin.

Un ejemplo de dichos diagramas, elaborados por estudiantes de primer semestre, es el que se muestra a continuación, que fue elaborado para la práctica de enlace químico.



**Figura 2.** Diagrama de argumentación elaborado por estudiantes de primer semestre para la práctica de enlace químico.

### ***Diagramas heurísticos y estructura de las prácticas***

El diagrama heurístico (DH) es la herramienta que nosotros recomendamos para reportar las prácticas. Sin embargo, cada profesor decidirá cómo quiere que trabajes el informe. Nosotros sugerimos que si no es DH, elabores tu informe como tipo artículo.

El diagrama heurístico te ayudará a autoevaluarte y también a reconocer cuáles son las habilidades de pensamiento científico que estás desarrollando mejor. Como nos interesa que aprendas a utilizarlo, a continuación te daremos algunas recomendaciones para que se te facilite el llenado.

Antes que nada, te recomendamos pensar sobre la estructura de la práctica y su relación con el DH. En el primer apartado de cada práctica, **Introducción**, se plantean algunas aplicaciones o situaciones problemáticas que vas a poder resolver con los temas revisados en la misma (inciso D2 del DH), éstas te permitirán orientar tus respuestas en el apartado de aplicaciones.

En el segundo apartado, de **Investigación previa**, se te pide que investigues previamente todos los conceptos (inciso D1) que vas a utilizar para llevar a buen término tu propuesta experimental. Al mismo tiempo, te permitirá contestar la pregunta 3 del inciso D3, relacionada con el posible modelo teórico que te puede ayudar a contestar tu problema.

El tercer apartado de tus prácticas es el **Problema**, en este caso seguramente te encontrarás más de uno, los cuales están secuenciados, por lo que te recomendamos los realices en el orden indicado. Dichos problemas están redactados de tal forma que puedas plantear tu(s) pregunta(s) (inciso B) de manera simple y no necesariamente tan alejada(s) de lo que se te está solicitando.

En las **Recomendaciones para resolver el problema**, se te plantean una serie de criterios y preguntas que te van a ayudar a diseñar el experimento (inciso E), y también para que puedas hacer de manera correcta el registro de tus datos experimentales (inciso E1).

En el apartado de **Reflexiones sobre las soluciones a los problemas**, también se te plantean una serie de cuestionamientos que te llevarán a realizar un mejor análisis de tus datos experimentales (inciso E3), pero también

te pueden ayudar a identificar el modelo que estás construyendo o que estás usando (inciso D3, preguntas 1 y 2).

Ahora, vamos a ir revisando cada uno de los apartados del diagrama y te iremos dando algunas recomendaciones, pero siempre ten en cuenta la estructura de tu práctica.

- **Inciso A).** Analiza bien el problema que se te ha asignado. Y con base en tu investigación previa, identifica el fenómeno que se te plantea.
- **Inciso B).** Posteriormente deberás plantearte preguntas que te ayudarán a contestar o solucionar tu problema. Recuerda que el tipo de preguntas que formules es importante, y trata de proponer preguntas del tipo semia-bierto. Para ello, es recomendable que junto con tu profesor trabajen una actividad para el planteamiento de preguntas.
- **Inciso C).** Ayúdate de las preguntas para poder plantear la(s) hipótesis. Recuerda que una hipótesis es una proposición que te ayuda a dar una posible solución al problema que se planteó.
- **Inciso D1).** Enlista los conceptos, previamente investigados, que están involucrados en el problema; esto te facilitará ver qué tipo de mediciones necesitas incluir en tu diseño experimental.
- **Incisos D2) y D3).** Al reconocer los conceptos podrás relacionarlos con otros fenómenos, así mismo, lograrás reconocer los modelos (físicos y matemáticos) que te permitirán dar solución al problema.
- **Inciso E1).** En este apartado es muy importante que consideres los elementos que forman la estructura de la práctica y que te pueden ayudar. Con el punto anterior, te será más fácil plantear tu diseño experimental. Concéntrate en analizar los modelos e identificar, a partir de éstos, las variables que involucran; así como de aquellas de las que debes hacer mediciones para obtener datos.
- **Inciso E2).** Se te recomienda que para que se te facilite el tratamiento de datos, seas ordenado y te ayudes de tablas, además de la investigación sobre los conceptos y modelos.
- **Inciso E3).** Con los resultados obtenidos del tratamiento de datos, realiza tu análisis.

- **Inciso F).** En cuanto a la conclusión, debes asegurarte que esté basada en la hipótesis planteada, es decir, si tus resultados sustentan tu hipótesis y por qué, de igual forma si no la sustentan y el por qué no.
- **Inciso G).** En esta parte, sólo debes colocar las respuestas a las preguntas que te planteaste en el inciso B.
- **Inciso H).** Debes colocar las fuentes bibliográficas que consultaste. Si tienes dudas sobre cómo citar, consulta la página bibliotecas UNAM: <https://bibliotecas.unam.mx/index.php/desarrollo-de-habilidades-informativas/como-hacer-citas-y-referencias-en-formato-apa>.

Finalmente, utiliza la rúbrica de evaluación (columna puntos) para autoevaluarte y trata de ser lo más honesto posible. Anota los puntos de acuerdo con las habilidades del conocimiento que has alcanzado (el valor máximo anotado en la columna). Tu profesor te indicará cómo tomará en cuenta tu autoevaluación.

En este libro de experimentos se plantean diferentes trabajos prácticos y de modelaje, relacionados con estequiometría y equilibrio químico (generales, ácido-base, solubilidad y óxido-reducción). Para cada uno se plantean diferentes problemas y actividades secuenciadas, pero dependerá del criterio del profesor lo que se deba reportar.

Para cada problema en cada trabajo práctico deberás:

1. Plantear la(s) pregunta(s) que te interesa(n) responder con el problema.
2. Proponer la(s) hipótesis que te ayudará(n) a contestar tu(s) pregunta(s).
3. Escribir a detalle el procedimiento experimental que seguirás para resolver tu problema.

Una vez que tengas las evidencias, completa el diagrama heurístico, no olvides incluir fotos, videos, tablas, gráficas, etc., lo que sea para mostrar que llevaste a cabo el experimento. Elabora un diagrama de argumentación utilizando una premisa que generes de tu propia experimentación.

En el **Anexo I** se presenta el formato del diagrama y la rúbrica de evaluación.

## Reglamento del Laboratorio<sup>2</sup>

A continuación se presentan de forma resumida algunas medidas básicas de seguridad para el laboratorio; sin embargo, te recomendamos también las consideres para el trabajo experimental en casa.

1. Usar lentes de seguridad **goggles**, todo el tiempo. No deben usarse lentes de contacto, puesto que éstos pueden ser sensibles a los vapores de los disolventes y ácidos.
2. Se debe usar ropa adecuada que ofrezca protección contra un derrame accidental. Las **batas de algodón** son las más recomendadas, éstas deben ser de manga larga y te deben llegar por debajo de la rodilla. No debes usar pantalones cortos, ni blusas escotadas.
3. **No comer** en el laboratorio. Fumar está absolutamente prohibido, debido a la existencia de disolventes volátiles e inflamables dentro del laboratorio. Los depósitos de basura no deben contener residuos de comida.
4. **Informa** de cualquier derrame o accidente a tu profesor.
5. Asegúrate de conocer la localización y la operación del **equipo de seguridad**, el cual incluye: lavajojos, regaderas, extintores, puertas de emergencia, botiquín de primeros auxilios, mantas para incendio.
6. Nunca trabajar solo en el laboratorio.
7. Minimiza la exposición a todas las sustancias, sean tóxicos o no (**no “pipetear”** con la boca, **no oler** directamente las sustancias, **no recoger** directamente con las manos sólidos regados). Maneja las sustancias de acuerdo con las recomendaciones que aparecen en el envase o las proporcionadas por tu profesor.
8. Colocar los **desechos** químicos generados en los recipientes correspondientes proporcionados por el laboratorio. **Nunca** arrojarlos a la tarja.
9. Mantener **limpia** el área de trabajo. Esto incluye las balanzas y donde se suministran los reactivos, el alumno puede ser víctima de su propio descuido.

---

<sup>2</sup>Basado en el Reglamento General de Higiene y Seguridad de la Facultad de Química.

10. Colocar inmediatamente el tapón a los frascos de reactivos que uses. Un recipiente abierto es una invitación a los derrames (algunos reactivos son sensibles a la humedad).
11. Nunca calentar un recipiente cerrado, proporcionar siempre una abertura para evitar explosiones. Coloca una trampa para los gases generados tales como  $\text{SO}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ .
12. No sentarse en las mesas.
13. No se permitirá la estancia dentro del laboratorio a alumnos que no sean del grupo, ni se prestarán las gavetas.
14. Procura tener tu material previamente lavado.
15. El alumno que tenga que faltar por enfermedad tendrá que traer su justificante.
16. Es recomendable que investiguen las toxicidades de todos los reactivos involucrados en tus experimentos.
17. El material prestado al inicio del semestre (en la gaveta) deberá ser entregado íntegro y limpio al terminar el semestre. Cualquier adeudo será informado a la Coordinación de Asuntos Escolares.



# Práctica 1

## Cuantificación en Química: estequiometría en disoluciones

### Objetivos generales

- Reconocer y determinar las relaciones soluto/disolvente en una disolución.
- Aplicar relaciones estequiométricas, en procesos químicos, para la determinación de concentraciones e identificación del reactivo limitante.

### Objetivos particulares

- Identificar las diferencias entre una mezcla y una sustancia.
- Emplear diferentes formas de expresar la concentración.
- Conocer y aplicar métodos o técnicas para determinar la concentración de una disolución (valoración).
- Identificar la importancia del reactivo limitante en la determinación de concentraciones en cualquier tipo de proceso químico.

### Introducción

En general, las personas, y en particular los químicos, siempre nos preguntamos el porqué y cómo de las cosas; sin embargo, una de las preguntas frecuentes es qué materiales contiene y en qué proporción están: bebidas energéticas, medicamentos, alimentos, metales, etc. Para ayudarnos a responder esta última, usamos la estequiometría, que es un área de la Química que históricamente se ha enfocado en el estudio y comprensión de en qué proporciones reaccionan dos o más sustancias para formar otras. Para ello, resulta fundamental comprender también las magnitudes fundamentales con las cuales podemos expresar las proporciones entre soluto y disolvente en una disolución. La estequiometría es muy importante en el estudio de la Química, ya que te permitirá no sólo cuantificar reacciones químicas, sino también reconocer las proporciones de productos farmacéuticos, alimenticios, de limpieza, joyería, etc.

Un grupo de investigación de la FES-Cuautitlán, UNAM, ha encontrado muchas fuentes de agua naturales que están siendo contaminadas por residuos de medicamentos, jabones, hormonas, cosméticos y otros residuos humanos. La Comisión Nacional del Agua (CONAGUA) es el organismo encargado de asegurar que el agua vertida cumple todas las normas de calidad estatales y federales, esto lo hacen tomando muestras del agua a intervalos regulares y analizan los contaminantes habituales para controlar la calidad del agua. Imagina que trabajas como laboratorista químico en una de las plantas de tratamiento de agua de la CONAGUA y debes implementar una técnica experimental que te permita determinar la concentración de un conjunto de sustancias que están disueltas en el agua.

### **Investigación previa**

1. Investiga las diferentes formas de expresar concentraciones.
2. ¿Qué es y qué información proporciona la magnitud cantidad de sustancia?
3. Investiga cuáles son las diferentes formas de expresar relaciones soluto/ disolvente de una forma cualitativa.
4. En los productos comerciales, ¿cómo saben los fabricantes qué información deben poner en las etiquetas y por qué?
5. Revisa los materiales que hay en tu casa (alacena, refrigerador, baño, etc.) e identifica cuáles serían mezclas y cuáles serían sustancias. Escribe los criterios que tomaste para identificarlos de dicha forma. Aquellos que tengan una etiqueta revísala, identifica la información que proporciona, cuál es de utilidad y plantea las unidades en las que son expresadas.
6. Elabora un mapa conceptual sobre los materiales que te permitan caracterizar las diferencias entre sustancias y mezclas.
7. ¿Qué es una dilución?
8. ¿Qué materiales se utilizan para preparar una disolución con una concentración determinada?
9. ¿Qué es una valoración? y ¿cuáles son los principales puntos en ella?

### **Problema 1. Identificación de sustancias y mezclas**

Estás en un laboratorio de análisis trabajando como químico. Te piden identificar un conjunto de muestras de agua de diferentes fuentes. Para ello, tienes que compararlo contra una muestra de agua destilada. Sin embargo, te distraes antes de terminar de etiquetar las muestras y ya no sabes cuál vaso contiene el agua destilada.

1. Propón un experimento sencillo que te permita identificar el recipiente que sólo contiene agua destilada (dependiendo de dónde proceda dicha agua, ésta puede ser ligeramente ácida).
2. Elabora un diagrama de flujo en donde presentes tu propuesta experimental, recuerda que lo más simple es lo mejor. Consúltala con tu profesor para que la apruebe.
3. Una vez que tengas la aprobación del profesor, redacta el desarrollo experimental, indicando los materiales, las sustancias, los procedimientos a seguir y las precauciones que debes tener en cuenta para llevarlo a cabo.

### **Problema 2. Modelaje de disoluciones**

1. Si combinas dos sustancias o materiales que formen una mezcla homogénea, ¿cómo sabrías cuál es el soluto y cuál es el disolvente? Haz una propuesta de modelaje que te permita contestar la pregunta. Piensa en algún material cotidiano con el que puedas realizar tu propuesta.
2. Explica detalladamente el porqué de la selección de las sustancias y materiales, también el proceso de diseño del modelo y las razones que te permitieron contestar la pregunta.
3. Relaciona los resultados de tu propuesta de modelaje con lo que obtuviste experimentalmente en el **Problema 1**.

**Problema 3. Disoluciones y diluciones**

- a. Propón un experimento simple para preparar un conjunto de disoluciones en donde cambies las proporciones de soluto, manteniendo el volumen de las disoluciones constantes, y otra en donde ambos cambien en la misma proporción (como solutos puedes seleccionar: sal de mesa, azúcar refinada, café soluble). Utiliza una unidad de medida para el soluto que siempre sea el mismo (considera los materiales con los que cuentas en el laboratorio o la pertinencia de utilizar en casa cucharadas, tapas, corcholatas, etc.).
- b. Indica qué harías para preparar una dilución a partir de tu disolución, cuya razón soluto/disolvente sea mayor para igualarla a la disolución cuya razón soluto/disolvente es menor.

**Problema 4. Expresión de concentraciones**

- a. En relación con el **Problema 3** inciso a). Reflexiona y explica las diferentes formas en las que podrías expresar la relación **cuantitativa** entre el soluto y el disolvente. Considera las siguientes preguntas:
  - ¿Cómo sabrías cuál conviene usar y para qué?
  - ¿Qué harías para conocer la concentración de las disoluciones preparadas?
- b. Con la información con la que cuentas, diseña una propuesta (diagrama) que te permita conocer de forma **cuantitativa** la concentración de las disoluciones preparadas en el **Problema 3** inciso a).

No olvides mencionar cómo expresarías, de forma cuantitativa, la relación entre el soluto y el disolvente (manejo de unidades).

Genera el material necesario, que puedas compartir en clase, sobre lo obtenido en este problema.

### **Problema 5. Determinación de la concentración**

Tu profesor te asignará uno de entre los siguientes productos comerciales: ácido muriático, *Levité* de limón, vino blanco de mesa, *Drano*, *Tums*, leche; al cual le deberás determinar la concentración del principio activo (aquella sustancia que da las características específicas a la mezcla. Un ejemplo puede ser el ácido acetilsalicílico en la mezcla aspirina).

#### ***Recomendaciones:***

- I. Elabora un diagrama de flujo para tu propuesta experimental. Para tu diseño, te puede ayudar si piensas en el fenómeno que se presentará, los conceptos involucrados y si sus actividades resuelven el problema.
- II. Una vez que el profesor haya aprobado tu propuesta, plantea un guión (“la receta”) considerando materiales, reactivos y concentraciones a utilizar, para realizar tu propuesta experimental y que te permita resolver el problema planteado.

### **Problema 6. Reactivo limitante**

A partir de lo que has aprendido en el bloque de estequiometría, diseña una actividad experimental en donde determines y expliques quién y por qué es el REACTIVO LIMITANTE.

#### ***Recomendaciones:***

- I. Hasta el momento has trabajado con diferentes productos o materiales químicos, de “fácil” acceso. De esos productos empleados, ¿podrías utilizar algunos, nuevamente, para resolver el problema planteado?
- II. Algunas de las actividades realizadas, en problemas anteriores, ¿te podría ayudar a diseñar tu actividad experimental?
- III. Elabora un diagrama de flujo para tu propuesta.
- IV. No olvides considerar materiales, cantidades, concentraciones, cálculos teóricos y toda la información pertinente que consideres necesaria para resolver el problema planteado.

### **Recomendaciones para resolver los problemas**

1. Escribe cuál(es) sería(n) la(s) pregunta(s) que estarías respondiendo con tus procedimientos experimentales. Para plantear tu(s) pregunta(s) es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
2. Escribe cuáles serían las posibles hipótesis que te ayuden a contestar tu(s) pregunta(s) para cada problema.
3. Diseña una manera de registro de tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
4. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes o después de obtener tus datos?
5. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.

### **Reflexiones sobre las soluciones a los problemas**

- a. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
- b. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
- c. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
- d. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
- e. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/parámetros/elementos te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
- f. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
- g. ¿Podrías solucionar estos problemas de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

## Referencias

Benson S. (1995). *Cálculos Químicos*. México, Ed. Limusa.

Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.

Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, México, Ed. McGraw Hill.

Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.

Whitten K., Peck L.M, Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª ed. México, Cengage Learning Editores.

# Práctica 2

## Procesos reversibles: el equilibrio químico

### Objetivos generales

- Comprender y analizar fenómenos en donde el equilibrio químico esté involucrado.
- Analizar y predecir qué le pasará a un sistema en equilibrio cuando éste se perturba, ya sea por concentración, temperatura, volumen o presión.

### Objetivos particulares

- Comprender, a través del uso de modelos y simuladores, lo que es un sistema en equilibrio químico.
- Proponer experimentos que permitan entender qué le sucede a un sistema en equilibrio químico cuando se perturba.

### Introducción

Hasta ahora has estudiado reacciones químicas completas desde diferentes perspectivas; sin embargo, no todos los procesos son completos, la gran mayoría se consideran como reversibles; es decir, que se pueden formar los productos, pero éstos pueden reaccionar para formar los reactivos. De hecho, una gran proporción de los procesos químicos naturales se encuentran dentro de esta categoría y son los que permiten que muchos de los procesos biológicos se lleven a cabo de la forma en que lo hacen.

En esta práctica simularás y experimentarás con procesos reversibles y comprenderás los parámetros fisicoquímicos que los definen.



### Investigación previa

1. ¿Qué son las velocidades de reacción y de qué dependen?
2. ¿De qué depende la constante de reacción y qué información proporciona sobre el sistema químico?
3. ¿Qué es el cociente de reacción y cómo está relacionado con la constante del sistema químico?
4. ¿De qué factores depende la constante de reacción de un sistema?

### Problema 1. Simulando un proceso reversible

#### **Material**

40 tarjetas bicolor de cualquier tamaño. Puedes usar *post-its* de dos colores y pegarlos para elaborar tus tarjetas.

#### **Metodología**

Piensa en un proceso de estequiometría 1:1 ( $A \rightleftharpoons B$ ), que se llevará a cabo de la siguiente forma: i) cuando las moléculas de A chocan entre sí, sólo una de cada cuatro tendrá la posibilidad de cambiar a B; ii) cuando las moléculas de B empiecen a aparecer cada vez que interactúen, tendrán posibilidad de cambiar a A con una probabilidad de una entre cada tres.

Usando las tarjetas bicolor piensa qué harías para simular este proceso.

1. Explica a detalle lo que harás y las razones que te llevaron a ello. Haz tantos ciclos como consideres necesarios.
2. Representa en una tabla tus datos y coloca, en cada casilla, el proceso matemático que representa los cambios de cada ciclo.
3. Elabora una gráfica que represente tus datos indicando lo que estás representando y qué información estás obteniendo con dichas gráficas.
4. Invierte las probabilidades de cambio, es decir, cuando las moléculas de A choquen entre sí, sólo una de cada tres podrá cambiar a B, y cuando las moléculas de B choquen, sólo una de cada cuatro podrá cambiar a A.
5. ¿Cómo afecta este proceso a los datos y gráficas obtenidas?
6. ¿Cuál es la implicación para el sistema?

**Ahora te toca a ti**

Utilizando las mismas tarjetas bicolor, simula un proceso con estequiometría 2:1 ( $2A \rightleftharpoons A_2$ ). Explica a detalle en qué consiste la simulación y las razones que justifican el proceso. Haz tantos ciclos como consideres necesarios. Representa en una tabla tus datos y coloca, en cada casilla, el proceso matemático que representa los cambios de cada ciclo. Elaborar una gráfica que represente tus datos indicando lo que estás representando y por qué.

1. Compara ambos procesos (datos, proceso matemático y gráficos).
2. Indica en qué se parecen y en qué se diferencian.
3. Explica para cada caso cómo estás simulando la rapidez de las reacciones.
4. Indica de forma explícita el tipo de información que estás obteniendo del sistema estudiado.

**Problema 2. Usando simuladores digitales**

Ahora, utiliza los siguientes simuladores digitales para representar los ejercicios del **Problema 1**. Compara los datos obtenidos de tus simulaciones con tarjetas con los que obtendrás en los simuladores digitales:

<https://chemicalthinking.xyz/probiso/probiso.html>

<https://chemicalthinking.xyz/probdimer/probdimer.html>

Juega con ellos y determina cuál es la mejor probabilidad de ida y vuelta para cada proceso. Explica todos tus razonamientos.

1. Indica, para cada caso, cómo afecta el número de partículas iniciales en los diferentes procesos.
2. Explica qué representan y cómo afectan las probabilidades de cada proceso.
3. Indica de forma explícita el tipo de información que estás obteniendo de los sistemas estudiados.
4. Indica qué parámetros estás modificando y cómo estas modificaciones afectan al sistema en estudio.
5. Analiza el gráfico obtenido con base en las probabilidades y el número de partículas iniciales y finales.

### Problema 3. Usando simuladores digitales

En el siguiente simulador digital se está representando un sistema de estequiometría 2:1. Revísalo y contesta lo siguiente:

1. Explica a detalle qué información sobre el sistema puedes obtener a partir del simulador.
2. Explica cuáles son los parámetros que puedes modificar y qué información te proporciona el simulador.
3. Elabora una tabla que te permita graficar la constante de reacción.
4. Explica cuál es la relación entre  $Q$  y las  $K_f$  y  $K_b$ <sup>3</sup>. ¿Qué le sucede al sistema cuando  $Q > 1$  y qué sucede cuando  $Q < 1$ ?
5. Explica cómo es el comportamiento del sistema si tuvieras un proceso como el siguiente  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ , que es un equilibrio 2:1, cuya  $K_c = 170.94$ ,  $\Delta H^\circ = -57.2 \text{ kJ/mol}$ .

<https://chemicalthinking.xyz/kinetiso/kinetiso.html>

<https://chemicalthinking.xyz/equildimer/equildimer.html>

### Problema 4. Vamos a experimentar

#### 4.1. Si las sesiones son a distancia

Analiza los siguientes reactivos y plantea al menos tres equilibrios en los que puedas:

1. Determinar las constantes de equilibrio teóricas.
2. Plantear formas en las que puedas alterar el equilibrio (temperatura, concentración, etc.) y poder predecir en términos de los cocientes de reacción la forma en que el sistema responderá a dichas alteraciones **(realiza el análisis antes de proceder experimentalmente)**.
3. Las posibles sustancias son:
  - sulfato de cobre(II) (el que venden en los acuarios para los peces)
  - ácido muriático (de venta en la tlapalería)
  - tintura de yodo
  - disolución de almidón

<sup>3</sup>  $K_f$  y  $K_b$  son notaciones que usa el mismo simulador y debes identificar qué significa y relacionarlas con sus siglas.  $K_c$  es la representación de la constante de equilibrio con base en las concentraciones.

- tricloruro de hierro (lo puedes preparar tú con óxido de hierro(III) y ácido muriático)
- amoníaco
- sosa
- té negro (sin saborizante)

### **Recomendaciones**

- I. Escribe las ecuaciones químicas balanceadas correspondientes.
- II. Elabora un diagrama de flujo en donde indiques lo que vas a hacer y cómo lo vas a llevar a cabo. Recuerda que no puedes proceder hasta que tu profesor les dé el visto bueno (Vo.Bo.).
- III. Escribe tu receta de lo que van a hacer y cuando ya tengas el Vo.Bo. de tu profesor, llévalas a cabo y anota todas tus observaciones.
- IV. Basándote en los modelos discutidos en los problemas 1-3 anota la clasificación para cada una de las reacciones que realizaste.
- V. Completa el diagrama heurístico y elabora el diagrama de argumentación (DA).
- VI. Elabora una presentación de tus experimentos, incluye tu diagrama de argumentación.

### **4.2. Si las sesiones son en el laboratorio**

Analiza los siguientes reactivos y plantea equilibrios en donde puedas:

1. Investigar las constantes de equilibrio teóricas.
2. Plantear formas en las que puedas alterar el equilibrio (temperatura, concentración, etc.) y poder predecir en términos de los cocientes de reacción la forma en que el sistema responderá a dichas alteraciones **(realiza el análisis antes de proceder experimentalmente)**.

Las posibles sustancias son (en algunos casos tendrás que llevar a cabo reacciones para formar a las sustancias que pueden establecer un equilibrio):

cobre metálico	sulfato de cobre(II)	hidróxido de sodio
ácido nítrico	ácido clorhídrico	nitrate de níquel(II)
sulfato de cobalto(II)	cloruro de hierro(III)	etilendiamina

### **Recomendaciones**

- I. Escribe las ecuaciones químicas balanceadas correspondientes. Investiga los valores de  $K_c$  y de entalpía.
- II. Elabora un diagrama de flujo en donde indiques lo que vas a hacer y cómo lo vas a llevar a cabo. Recuerda que no puedes proceder hasta que tu profesor te dé el visto bueno.
- III. Escribe tu procedimiento experimental de lo que vas a hacer y cuando ya tengas el visto bueno de tu profesor, llévalo a cabo y anota todas tus observaciones.
- IV. Basándote en los modelos discutidos en los problemas 1-3 anota la clasificación para cada una de las reacciones que realizaste.
- V. Completa el diagrama heurístico y elabora el diagrama de argumentación.
- VI. Elabora una presentación de sus experimentos, incluye tu diagrama de argumentación.

### **Recomendaciones para resolver los problemas**

1. Escribe cuál(es) sería(n) la(s) pregunta(s) que estarías respondiendo con tus procedimientos experimentales. Para plantear tu(s) pregunta(s) es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
2. Escribe cuáles serían las posibles hipótesis que te ayudarán a contestar tu(s) pregunta(s) para cada problema.
3. Diseña una manera de registro de tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
4. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes o después de obtener tus datos?
5. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.

### Reflexiones sobre la solución a los problemas

- a. ¿Consideras que con tu propuesta experimental estás contestando tu pregunta? Justifica tu respuesta.
- b. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
- c. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
- d. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
- e. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/parámetros/elementos te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
- f. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
- g. ¿Podrías solucionar estos problemas de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

### Referencias

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Quílez J., Lorente S., Sendra F., Chorro F., Enciso E., Parejo C. (2000). *Química II. Crèdits 4, 5 i 6*, Batxillerat, CCIR Editorial, Valencia.
- Talanquer V., Pollard J. *Chemical thinking interactives*, Department of Chemistry and Biochemistry, University of Arizona. <https://sites.google.com/site/ctinteractives/home>

# Práctica 3

## Equilibrios ácido-base en disolución acuosa

### Objetivo general

- Aprender, entender y comprender el equilibrio químico ácido-base en disolución acuosa.

### Objetivos particulares

- Clasificar a las sustancias ácidas y básicas con base en el modelo de Brønsted-Lowry.
- Reconocer que los ácidos y las bases se clasifican como fuertes o débiles.
- Distinguir a los sistemas ácido-base débiles como fenómenos en equilibrio químico.
- Familiarizarse con la importancia del uso de la escala de pH.
- Predecir los efectos ocasionados en un sistema ácido-base en equilibrio, cuando se modifica la concentración de alguna de las especies y como sistemas amortiguadores.

### Introducción

Los ácidos y las bases son sustancias que se encuentran abundantemente en nuestro entorno, ya sea de forma natural u obtenidos mediante procesos industriales. Por tal razón, su uso es muy recurrente en la vida cotidiana.

Todos hemos escuchado, en algún momento de nuestra vida, expresiones como “sufre de acidez estomacal”, “toma un antiácido”, “las frutas cítricas tienen un sabor agrio”, “que dulce tan ácido”, “limpia la estufa con sosa”, etc. Poniendo de manifiesto la cotidianidad con la que utilizamos dichas sustancias, las cuales están presentes, por mencionar algunos ejemplos, en alimentos, bebidas, medicamentos, cosméticos, productos de limpieza, materiales de construcción, incluso en nuestro organismo. Tanto las bases como los ácidos presentan características y propiedades físicas y químicas, distintivas y

particulares, lo cual permite su identificación, caracterización y conocer su comportamiento en diferentes condiciones de trabajo. De ahí la importancia de su estudio.

### **Investigación previa**

Con base en lo que has revisado en tu clase de teoría y con una revisión bibliográfica:

1. Escribe las características o propiedades generales de los ácidos y las bases.
2. Enuncia cómo son definidos los ácidos y las bases en los modelos o teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis. Escribe un ejemplo de cada uno de ellos.
3. Elabora un dibujo en donde representes cómo se encuentran en disolución acuosa los siguientes compuestos:  $\text{HBr}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ .
4. Investiga de qué depende la fuerza de los ácidos y las bases y cómo esto está relacionado con que tengan o no una constante de equilibrio.
5. Explica lo que entiendes por pH y por qué es importante determinar la acidez o basicidad de un material.
6. Desarrolla el planteamiento teórico para definir la escala de pH. Explica detalladamente el proceso que seguiste y no olvides escribir los procesos matemáticos correspondientes.
7. Muestra utilizando ejemplos cómo se puede modificar un equilibrio ácido-base.
8. Ejemplifica qué es una disolución amortiguadora y sus características.

### **Problema 1. Reconociendo sustancias en el laboratorio**

1. De los materiales o sustancias con los que cuentas en el laboratorio o en casa, considera 10 de ellos y clasifícalos como ácidos o bases. Fundamenta el porqué de los criterios para dicha clasificación.
2. Propón un experimento que te permita identificar de forma visual si los materiales presentan características ácidas o básicas de acuerdo con tu hipótesis del inciso anterior.
  - ¿Puedes hacer uso de otro material o sustancia que te ayude a clasificarlos?



- ¿Tus criterios de clasificación te llevaron a identificar el carácter ácido o básico?
- De acuerdo con lo que aprendiste en el bachillerato, ¿podrías hacer uso de algún modelo que te ayude a explicar el carácter ácido-base de los materiales?

### **Problema 2. Determinando la fuerza de los ácidos y las bases**

Propón un experimento cualitativo que te permita identificar entre un ácido o una base fuerte de un ácido o una base débil. El profesor será el encargado de proporcionarte la muestra para su clasificación.

1. Escribe la ecuación de disociación del ácido y la ecuación de hidrólisis de la base que desees utilizar y reflexiona sobre la información que te proporcionan dichas ecuaciones.
2. Debes pensar en las variables que tienes que controlar de forma aproximada o exacta.
3. Puedes hacer uso de un conductímetro casero si así lo consideras.
4. Elabora un diagrama de argumentación en donde generes un razonamiento en torno a la siguiente premisa: “Todos los ácidos débiles presentan una concentración de iones hidronio diferente a la del ácido de partida”.

### **Problema 3. pH**

Elabora un experimento que te permita determinar el pH y el pOH de diferentes disoluciones ácidas y básicas a diferentes concentraciones utilizando algún indicador y papel pH. Elabora una tabla en donde presentes tus datos teóricos y experimentales.

1. Representa con dibujos o modela cómo se encontrarán las sustancias empleadas en el agua.
2. Para cada una de las sustancias empleadas escribe las ecuaciones químicas que representen el comportamiento que observaste en el experimento.  
¿Qué diferencia observas en la representación de las ecuaciones químicas?  
¿Qué significado tiene esta diferencia?

#### **Problema 4. Ácidos y bases débiles**

Para la siguiente actividad utiliza las sustancias que clasificaste como débiles.

1. Plantea un procedimiento que te permita conocer la constante de acidez de un ácido débil.
2. Realiza lo propio, pero ahora con una base débil.

**Nota:** Esta actividad se debe trabajar en el laboratorio, ya que requiere el empleo de un equipo que te permita hacer mediciones con dos o más decimales.

#### **Problema 5. Disoluciones amortiguadoras**

Diseña un experimento que te permita determinar la capacidad amortiguadora de pH de una disolución. ¿Qué propiedad o característica deben tener este tipo de disoluciones para realizar el experimento? Recuerda que debes hacer comparaciones con otro tipo de disoluciones y con el disolvente que vayas a utilizar para validar tus resultados.

1. ¿En qué te basaste para elegir las disoluciones que usarás en este experimento?
2. Explica a detalle qué tendrás que medir en relación con la capacidad amortiguadora de una disolución.
3. Diseña una manera de representar la información obtenida del experimento. ¿Cómo relacionas esta información con la capacidad amortiguadora?
4. Investiga en qué situaciones de la vida se presentan de manera natural sistemas amortiguadores de pH.

#### **Recomendaciones para resolver los problemas**

Aquí te dejamos una guía general de recomendaciones para que resuelvas los problemas que se te piden.

- I. Escribe cuáles serían las preguntas que estarías respondiendo con tus procedimientos experimentales. Para plantear tus preguntas es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
- II. Escribe cuáles serían las posibles hipótesis que te ayudarán a contestar tus preguntas.

- III. Diseña una manera de registro de tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
- IV. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes o después de obtener tus datos?
- V. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.
- VI. Te recomendamos que, para todos los procesos ácido-base que lleses a cabo, SIEMPRE realices un análisis de cocientes de reacción antes de proceder.

### **Reflexiones sobre las soluciones a los problemas**

- a. ¿Consideras que con tu propuesta experimental estás contestando tu pregunta? Justifica tu respuesta.
- b. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
- c. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
- d. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
- e. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
- f. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
- g. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

### **Referencias**

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, Ed. McGraw Hill.
- Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.
- Whitten K., Peck L.M., Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª edición. México, Cengage Learning Editores.

# Reto experimental:

## Valoración del ácido acetilsalicílico en una muestra comercial

### Objetivos generales

- Identificar a partir de la estructura de un compuesto el carácter ácido o básico del mismo.
- Aplicar relaciones estequiométricas para determinar la concentración de un analito en una muestra comercial.
- Identificar el analito en una muestra real.

### Objetivos particulares

- Diferenciar una mezcla homogénea de una heterogénea.
- Identificar el proceso de valoración y las variantes experimentales que existen en este proceso.
- Definir concentración y las diversas formas en las que se puede expresar.

### Introducción

Desde hace 120 años, el ácido acetilsalicílico fue registrado como principio activo en el uso terapéutico de afecciones de dolor agudo y crónico; hoy en día, se considera una de las sustancias más consumidas a nivel mundial, tan solo en México es uno de los principales fármacos que se consume (550 millones de tabletas cada año), lo que representa una derrama económica de casi mil millones de euros anuales en sus ventas mundiales.

No es de extrañar que los productos que contienen ácido acetilsalicílico, como principal ingrediente, sean sometidos a diversas pruebas de control de calidad, tanto para las materias primas como para el producto mismo, antes, durante y después de la producción. En esta ocasión, tú serás parte del departamento de control de calidad de una planta farmacéutica: te llevan las muestras de tabletas (producto terminado) a las cuales les tendrás que

realizar diversas pruebas para determinar si cumplen o no con los criterios para liberarlas y que pasen al área de envasado y su posterior distribución para la venta.

### **Investigación previa**

1. ¿Cómo se regulan los medicamentos en México?
2. Investiga si existe algún documento que regule las pruebas que deben cumplir los medicamentos.
3. ¿Qué pruebas debe cumplir un producto que tenga como ingrediente activo el ácido acetilsalicílico?
4. ¿Qué es la volumetría? ¿Cómo se puede determinar la concentración de un analito mediante volumetría? ¿Cómo se clasifican los procedimientos empleados en la volumetría? De acuerdo con tu investigación, ¿qué tipo de método volumétrico se emplea para analizar el ácido acetilsalicílico en una muestra?
5. De acuerdo con la estructura que reporte el documento investigado, clasifica como ácido o base el compuesto y justifica el porqué de tu clasificación.

### **Problema**

1. Revisa el marbete de un producto que contenga ácido acetilsalicílico e identifica la información que te proporciona, a partir de ésta calcula la concentración de ácido acetilsalicílico en el producto. Exprésala de diferentes formas.
2. Se te asignará una muestra de un producto que contenga ácido acetilsalicílico para que determines si la muestra es una mezcla o una sustancia. Plantea un experimento que te ayude a decidir.
3. Determina experimentalmente la concentración del ácido acetilsalicílico en el producto comercial que se te asignó y compárala con lo reportado por el fabricante.

## Recomendaciones para resolver el problema

- I. Considera los materiales y reactivos que se necesitan. Pregunta a tu profesor en caso de que tengas duda con los reactivos y el material disponible.
- II. Revisa con tu profesor los experimentos planteados y una vez que seleccionaron los que van a realizar, diseña un diagrama de flujo de cada uno de los experimentos, detalla materiales, reactivos, cuidados y pasos específicos de cada uno de ellos.

## Referencias

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Cañizares M.P. y Duarte G. (2012). *Fundamentos de Química Analítica*, 2ª edición, México, Facultad de Química, UNAM.
- Harris D. (2016). *Análisis Químico Cuantitativo*, 3ª edición, España, Editorial Reverté.
- Ramette R. (1983). *Equilibrio y análisis químico*, EUA, Fondo Educativo Interamericano, S.A.
- Sandoval R. (2011). *Equilibrios en disolución en Química Analítica: teoría, ejemplos y ejercicios*, 2ª edición, México, Facultad de Química, UNAM.
- Secretaría de Salud, Comisión permanente de la Farmacopea de los Estados Unidos Mexicanos. (2021). *Farmacopea de los Estados Unidos Mexicanos (FEUM)*, 13ª edición. México.
- Whitten K., Peck L.M., Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª edición. México, Cengage Learning Editores.

# Práctica 4

## Separación de iones metálicos: precipitación y solubilidad

### Objetivos generales

- Comprender y analizar fenómenos en donde el equilibrio heterogéneo esté involucrado.

### Objetivos particulares

- Analizar y predecir bajo qué condiciones es posible separar una mezcla de compuestos poco solubles.
- Determinar la concentración de las sales presentes en una mezcla homogénea o heterogénea.

### Introducción

En temas anteriores has revisado equilibrios homogéneos involucrando ácidos y bases; ahora vas a identificar reacciones en las que se presentan sólidos, es decir, equilibrios heterogéneos. La solubilidad es una de esas propiedades que se pueden estudiar desde diferentes perspectivas. En Química General I, la estudiaste como una de esas propiedades que te permiten separar sales que son solubles en agua. Sin embargo, la solubilidad también es una herramienta útil que permite separar iones metálicos que se encuentran en disolución acuosa, permite comprender por qué se forman las estalactitas y las estalagmitas, o por qué se producen cálculos renales en nuestros riñones.

De manera cualitativa, aplicando las reglas generales de solubilidad de compuestos iónicos, has predicho cuándo, en una reacción química, se va a formar un precipitado. Durante el desarrollo de esta práctica, identificarás que es posible hacer predicciones cuantitativas sobre estos equilibrios heterogéneos.

### **Investigación previa**

1. ¿Qué son los equilibrios heterogéneos?
2. ¿Cómo puedes determinar la solubilidad de una sustancia a partir de la constante de equilibrio?
3. ¿Qué factores pueden afectar a los equilibrios de solubilidad y cuál es la implicación para el sistema químico?
4. ¿Cómo puedes precipitar iones en disolución de manera selectiva?

### **Problema 1. Metales en el agua**

Identifica de forma experimental los iones más comunes presentes en el agua potable, busca aquella que tenga más dureza. Debes hacer uso de la solubilidad como eje central de tu investigación.

### **Problema 2. La leche de magnesia y la solubilidad**

Separa los iones metálicos presentes en la leche de magnesia, utilizando como único dato inicial los valores de producto de solubilidad de las sales presentes en dicha mezcla.

### **Problema 3. Contaminación en el río Sonora**

Este problema se te planteará de dos formas, para trabajar en el laboratorio y para trabajar en casa (en caso de optar por la modalidad en línea).

El día 6 de agosto de 2014, se derramaron al arroyo Tinajas del Municipio de Cananea, Sonora, unos 40 000 m<sup>3</sup> de disolución ácida enriquecida con iones de cobre, hierro y otros metales pesados disueltos (disolución ácida ferro-cuprífera).

Esta disolución ácida ferro-cuprífera fue derramada del represo de “solución preñada” denominado “Tinajas 1”, que se encuentra ubicado dentro de las instalaciones de la Empresa Buenavista del Cobre (BVC), subsidiaria de Grupo México (GM).

Hasta la fecha se han hecho estudios para valorar la calidad de los cuerpos de aguas, sedimentos y suelos, asociados al derrame. De acuerdo con



los resultados reportados por CONAGUA y de los resultados del muestreo orientativo realizado por el grupo de la UNAM, se puede afirmar:

- La disolución derramada no contiene mercurio, bario, ni antimonio.
- La carga contaminante asociada al derrame y vertida a los arroyos de la cuenca del río Sonora es en orden descendente: 43 200 kg de hierro, 19 440 kg de aluminio, 4 560 kg de cobre, 3 924 kg de manganeso.

### ***Trabajo en laboratorio***

Tu profesor te proporcionará una disolución que contiene de dos a cuatro de los iones metálicos que se reportaron como presentes en el derrame.

Tu trabajo, como estudiante de Química, es determinar qué iones y en qué proporción se encuentran en tu disolución, pensando en que son algunos de los derramados en el río Sonora. Para ello, deberás diseñar una estrategia experimental que te permita separar los iones e identificarlos utilizando tus conocimientos de equilibrios de solubilidad.

### ***Trabajo en casa***

En este caso, tu primera tarea será preparar la disolución de iones problema. Para ello, deberás realizar las siguientes reacciones:

1. Coloca una pieza de cobre cubierta de óxido en una disolución de hidróxido de sodio. Una variación de ésta es emplear una disolución de hipoclorito de sodio (el “cloro” que tenemos en casa).
2. Una pieza de hierro que tenga óxido (éste es el óxido de hierro(III)) sumérgela en una disolución de ácido muriático.
3. En una disolución de ácido muriático coloca un pedazo de papel aluminio.

La recomendación es que utilices cantidades MUY pequeñas de los óxidos y del aluminio. Una vez que veas que se llevaron a cabo las reacciones (las dos primeras pueden tardar de 24 a 48 h), mezcla tus tres disoluciones con mucho cuidado y trata de llevar a pH lo más neutro posible. A partir de este punto, te tocará a diseñar una propuesta experimental que te permita separar los iones e identificarlos utilizando tus conocimientos sobre equilibrios de solubilidad.

### **Recomendaciones para resolver los problemas**

1. Escribe cuáles serían las preguntas que estarías respondiendo para cada uno de tus procedimientos experimentales. Para plantear tus preguntas es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
2. Escribe cuáles serían las posibles hipótesis que te ayudarían a contestar tus preguntas.
3. Escribe a detalle los procedimientos experimentales que seguirás para resolver los problemas.
4. Diseña una manera de registro de tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
5. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes o después de obtener tus datos?
6. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.

### **Reflexiones sobre la solución a los problemas**

- a. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
- b. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
- c. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
- d. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
- e. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
- f. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
- g. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

## Referencias

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª ed. México, Ed. Pearson Educación.
- Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, México, Ed. McGraw Hill.
- Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.
- Vogel A. (1987). *Qualitative inorganic analysis*. Ed. Longman scientific & technical, Essex, England.
- Whitten K., Peck L.M., Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª edición. México, Cengage Learning Editores.

# Práctica 5

## Reacciones de óxido-reducción

### Objetivos generales

- Reconocer e identificar la presencia de especies oxidantes y reductoras en fenómenos cotidianos.
- Comprender los problemas relacionados donde el equilibrio redox esté involucrado.
- Analizar y predecir lo que pasará en el equilibrio cuando hay presentes diferentes especies oxidantes y reductoras, cuáles reaccionarán y lo que formarán.

### Objetivos particulares

- Construir una escala de potencial estándar en forma cualitativa.
- Determinar la concentración en un producto comercial de la especie oxidante o reductora.

### Introducción

Las reacciones de oxidación-reducción constituyen parte importante de nuestras vidas. ¿Cómo sería nuestra vida sin pilas, sin baterías para los automóviles?, ¿y sin energía? ¿Cómo funcionarían los relojes, las linternas y los teléfonos celulares? ¿Cómo se purifican los metales?

En nuestro entorno cercano contamos con disoluciones caseras como la de agua oxigenada que sirve para desinfectar heridas, ya que evita el desarrollo de microorganismos; la disolución del hipoclorito de sodio, utilizada como desinfectante del agua y blanqueadora de la ropa, el hidrógeno empleado en la elaboración de margarinas. Además, en nuestro cuerpo ocurren reacciones muy importantes, como el proceso de respiración, o más en concreto, la oxigenación de la sangre en los pulmones, la combustión de los nutrientes en las células, etcétera.

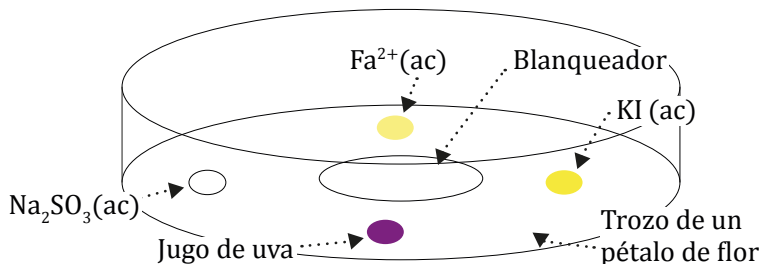
Por otro lado, una gran cantidad de cambios químicos, que involucran reacciones de óxido-reducción en disolución acuosa, tienen lugar en la naturaleza de forma espontánea. Éstos muchas veces son utilizados con fines industriales o de investigación, por lo que es de gran utilidad el poder predecir el sentido en que dichos cambios ocurren.

### Investigación previa

1. ¿Qué son los números de oxidación y qué representan?
2. ¿Qué son los agentes oxidantes y reductores y cómo se reconocen?
3. ¿Qué es una especie oxidada y una reducida?
4. ¿Qué es el potencial de reducción?
5. ¿Cómo se representan los pares oxidante/reductor en una escala ( $E^\circ$ )?
6. ¿De qué depende que sea posible una reacción redox y cómo se reconocen sus productos experimentalmente?

### Problema 1. Identificando las especies oxidantes y reductoras

En una caja de Petri (se pueden utilizar recipientes para crema) como se muestra en la **Figura 3**, coloca una gota de las siguientes disoluciones cuya concentración debe ser 0.1 mol/L: sulfato de amonio y hierro(II), tiosulfato de sodio, yoduro de potasio, jugo de uva y un trozo de tejido de fruta o planta. En el centro de la caja de Petri poner una o dos gotas de una disolución de blanqueador.



Con esta distribución de disoluciones, plantea qué reacciones se podrían llevar a cabo, entre qué sustancias o materiales si agregas (de forma específica)



1. Escribe las reacciones que se pueden dar entre los metales y los reactivos de la tabla.
2. Identifica y explica cuál sería el reductor más fuerte y cuál el más débil.
3. Relaciona tus hipótesis con lo que estudiaste el semestre pasado sobre propiedades periódicas. ¿Consideras que es posible establecer alguna tendencia? ¿Ya sea por familia o por periodo?
4. Una vez que hayas identificado aquellas reacciones que se pueden llevar a cabo, solicita la autorización de tu profesor para poder realizarlas.

**Nota:** En caso de que estés llevando el laboratorio en línea, los metales que puedes conseguir son: hierro (un clavo), níquel (alguna moneda), estaño (soldadura de cautín), cobre (un trozo de alambre), aluminio (papel), plata (un arete que ya no se use). El ácido nítrico no te será posible conseguirlo, pero puedes plantear las posibles reacciones.

### **Problema 3. Identificando sales**

El laboratorio de Química General de la Facultad de Química, de la UNAM, recibió un donativo que contenía varias sales; entre ellas se encontraban cinco nitratos: nitrato de plata, nitrato de cobre(II), nitrato de hierro(II), nitrato de magnesio y nitrato de plomo(II). Desafortunadamente, las etiquetas de los frascos que los contenían no eran claras. La profesora encargada del laboratorio te pidió investigar a qué frasco correspondía cada uno de ellos, para lo cual te proporcionó trocitos de los metales de los cinco cationes (Ag, Cu, Fe, Pb y Mg).

Diseña un experimento que te permita identificar, sólo con las disoluciones de los nitratos y los trocitos de metal, cuál frasco corresponde a cada nitrato metálico. Puedes consultar los potenciales estándar de cada par. Escribe las reacciones químicas de óxido-reducción que se llevarán a cabo.

#### **Problema 4. Determinación de la concentración de vitamina C**

Consigue una tableta o sobre efervescente de vitamina C, procura que no sea muy colorida. Diseña un experimento que te permita determinar la concentración de vitamina C en tu producto comercial a través de una reacción redox. Para ello, debes identificar cuál podría ser el titulante, y en qué concentración lo prepararías (si estuvieras en el laboratorio), o qué otro producto comercial de concentración “conocida” te podría servir para lograr el objetivo (si tomas clases en línea).

#### **Reto experimental**

Investiga lo que son las celdas galvánicas y electrolíticas.

Ahora elabora una, ya sea con materiales caseros (puedes usar algunos cítricos) o también materiales que tengas en el laboratorio. Asegúrate de identificar algo que puedas medir.

#### **Recomendaciones para resolver los problemas**

- I. Escribe cuáles serían las preguntas que estarías respondiendo para cada uno de tus procedimientos experimentales. Para plantear tus preguntas es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
- II. Redacta cuáles serían las posibles hipótesis que te ayudarán a contestar tus preguntas.
- III. Escribe a detalle los procedimientos experimentales que seguirás para resolver tus problemas.
- IV. Diseña una manera de registro de tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
- V. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes o después de obtener tus datos?
- VI. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.



## Reflexiones sobre la solución a los problemas

1. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
2. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
3. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
4. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
5. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
6. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
7. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

Una vez que tengas las evidencias, completa el diagrama heurístico; no olvides incluir fotos, videos, tablas, gráficas, etc., es decir, todo aquello que muestre que llevaste a cabo el experimento.

Elabora un diagrama de argumentación utilizando una premisa que generes de tu propia experimentación.

## Referencias

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, México, Ed. McGraw Hill.
- Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.
- Vogel A. (1987). *Qualitative inorganic analysis*. Essex, England, Ed. Longman scientific & technical.
- Whitten K., Peck L.M., Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª edición. México, Cengage Learning Editores.

# Práctica 6

## Uso de ácidos orgánicos para determinar el grado de descomposición de la carne

### Objetivo general

- Reconocer y aplicar las reacciones ácido-base en la Química de alimentos.

### Objetivo particular

- Hacer uso de los conocimientos sobre los ácidos y las bases para decidir cuál de ellos puede ser añadido como conservador en la carne de pollo.

### Introducción

La carne de pollo (así como todas las carnes de origen animal) puede sufrir una serie de cambios físicos, químicos y microbiológicos, que son derivados del tipo de tratamiento que se le dé. Se sabe que si se almacena de manera incorrecta, fuera de la temperatura adecuada para su conservación (1-5 °C), la carne comenzará a sufrir un proceso de descomposición provocado por microorganismos patógenos.

La carne, al ser un producto perecedero, se debe mantener en refrigeración o congelación (<2 - 0 °C); si esto no se cumple, comenzará a tener un proceso de modificación por contaminación por algún microorganismo, ya que presenta las características adecuadas como medio de cultivo para captar, en concentraciones diferentes, una amplia variedad de éstos, como son: *Salmonella spp.*, *E. coli*, *S. aureus*, lo que puede ser debido a las fallas en la manipulación del alimento en toda la cadena alimentaria o por fallo en el almacenamiento del producto.

En cuanto a los cambios físicos y químicos que sufre la carne, se pueden observar factores *post mortem* que la afectan. Durante el sacrificio del animal se desencadenan una serie de acontecimientos que finalizan con la instauración del *rigor mortis* y, posteriormente, la maduración de la carne, así se presenta lo siguiente:

- Interrupción del riego sanguíneo, por tanto, del aporte de oxígeno al músculo.
- Anaerobiosis y obtención del ATP vía glucólisis, descenso del pH por acumulación del ácido láctico.
- El valor del pH *in vivo* es cercano a la neutralidad (7.0 – 7.2), en las primeras tres horas desciende en cifras de: 6.15 (pechuga), 6.40 (contra músculo) y llegando a valores finales de 5.70 (pechuga) y 5.90 (contra músculo) a las 24 horas de *post mortem*.
- El descenso del pH, dado que se acerca al punto isoeléctrico de las proteínas (pH=5.1-5.5), inactivará la enzima responsable de la glucólisis.
- El descenso de niveles de ATP impide la relajación del músculo.
- El descenso del pH produce, en último término, la liberación de enzimas lisosómicas, fundamentalmente proteolíticas, que actuarán en la maduración de la carne.

La rigidez cadavérica se establece muy rápido en las aves, como promedio de 1-2 horas. Hacia las 8 horas *post mortem*, el rigor va desapareciendo a causa de los fenómenos proteolíticos, comenzando así el proceso de maduración.

Por tanto, si durante el proceso de la cría, sacrificio y procesado no se producen alteraciones, se consigue una correcta maduración, resultando en una carne de pollo con las características organolépticas y tecnológicas correctas.

Sin embargo, se pueden producir alteraciones en el proceso de maduración, que como resultado producen carnes anormales.

#### 1. Carnes pálidas, blandas, exudativas (PSE: *pale, soft, exudative*)

Esta anomalía de la carne se genera por una glicólisis acelerada, y por tanto, una rápida disminución del pH mientras la temperatura del cuerpo es aún elevada. Sus efectos son: pH bajo y la desnaturalización proteica. Se menciona que esto es debido al estrés del animal en el momento del presacrificio como su principal causa.

Las características de la carne PSE no sólo afectan a la estabilidad del consumidor, debido al color pálido, textura poco firme; también afecta a las

propiedades tecnológicas como capacidad de retención de agua y poder de gelificación, lo que disminuye su calidad.

Los principales parámetros de los indicadores de PSE son:

- pH a diferentes momentos *post mortem* (+0, +3, +24 h). Siendo la medida más representativa la de +3 horas *post mortem*, dado que las carnes PSE no van a depender tanto del pH inicial y final como de la velocidad de descenso durante las primeras horas.

El origen del problema en las carnes avícolas es fundamentalmente un estrés agudo en el momento del sacrificio que conlleva a un aumento en la secreción de adrenalina y a una mayor velocidad de glucólisis.

## 2. Carnes oscuras, firmes y secas (DFD: *dark, firm, dry*).

Los animales exhaustos, antes de la entrada al matadero, consumen reservas de glucógeno. Una menor cantidad de glucógeno provoca que se alcance una menor concentración de ácido láctico en el proceso de la glucólisis, lo que conlleva al consecuente aumento del pH terminal, alcanzando un pH (6.0 – 6.5).

Un pH alto provoca que la carne pueda ser atacada con mayor facilidad por los microorganismos encargados del deterioro. Tanto el valor final del pH, medido aproximadamente después de 24 horas del sacrificio, como la velocidad de caída del mismo durante la transformación del músculo en carne, afectan las características organolépticas y tecnología de la carne.

El descenso del pH depende del tipo de fibras que predominan en el músculo y de la actividad muscular antes del sacrificio. El proceso de acidificación tarda aproximadamente entre 1- 2 horas en aves. La carne PSE y la DFD son los dos principales problemas de calidad para la industria cárnica.

El defecto PSE, por lo regular, afecta a los cerdos, mientras que la DFD está presente en todas las especies. Las carnes DFD se caracterizan por ser oscuras, tener alta capacidad de retención de agua, aspecto seco y consistencia firme, lo cual afecta negativamente su apariencia. La comercialización de la carne DFD conlleva ciertas dificultades, ya que el consumidor asocia su color oscuro a animales viejos o a carne almacenada en malas condiciones.

Otro defecto importante que tienen estas carnes de elevado pH es su susceptibilidad al deterioro microbiano. Las bacterias de la superficie de la carne son en gran parte las que limitan la vida útil de la carne fresca refrigerada. Estas bacterias en su mayoría no toleran las condiciones ácidas; por lo tanto, el ácido láctico acumulado en los músculos tiene un efecto conservador, lo cual prolonga la vida útil de la carne.

### **Investigación previa**

1. Indaga cómo se debería tratar a la carne para emplear ácidos orgánicos para su conservación.
2. Investiga qué tipo de bacterias son las que atacan a la carne y favorece su deterioro. ¿En qué condiciones se favorecen?
3. Describe en qué consiste el proceso de glucólisis y explica a través de la reacción química cómo es que favorece la disminución del pH.

### **Problema**

En una empresa dedicada a la elaboración de productos cárnicos a base de carne de pollo se utiliza como materia prima muslo de pollo en proporciones de 250 g, pelado y sin grasa. El proveedor de la materia prima menciona que tuvo un problema en el transporte y tomará más de lo debido en entregar el pedido correspondiente a 500 kg de muslo de pollo.

Se sabe que el muslo de pollo se corta después de 1 hora del *rigor mortis* del pollo, por lo tanto, la maduración de la carne se encuentra en condiciones ideales, siendo la temperatura de 25 °C y un pH de 7.4.

El pedido de la materia prima llega después de 24 horas de lo establecido. De manera inmediata, se realiza una prueba de laboratorio a la muestra y se encuentra que su pH había aumentado y ya no se consideraría como carne fresca, sino como DFD. Se concluye que por ser una muestra de carne DFD, se deberá guardar en cámaras de frío a 2 °C y se le deberá adicionar un conservador orgánico para minimizar la actividad microbiana que pueda llegar a afectar a la materia prima, para así, después de 4 horas, procesar la carne y elaborar el producto. Se toma en cuenta que la forma no disociada

del conservador (ácido débil) es el que presenta la actividad antimicrobiana.

En el almacén se cuentan con los siguientes ácidos orgánicos: ascórbico, cítrico y málico en alta pureza.

Tu problema en esta práctica será determinar cuál de estos ácidos de concentración 0.1 mol/L sería el más conveniente para conservar carne de pollo un mayor tiempo y en un intervalo de pH entre 5.5 y 6.0. **Recuerda que la concentración de ácido láctico es desconocida y puedes determinarla en tus mediciones.**

### **Recomendaciones para resolver el problema**

1. Redacta las preguntas que estarías respondiendo para cada uno de tus procedimientos experimentales. Para plantear tus preguntas es necesario que pienses en el fenómeno, los conceptos y el problema.
2. Escribe las posibles hipótesis que te ayudarán a contestar tus preguntas.
3. Anota con detalle los procedimientos experimentales que seguirás para resolver tus problemas.
4. Diseña un registro para tus datos experimentales que sea claro y sencillo.
5. ¿Podrías hacer uso de un modelo representacional antes y/o después de obtener tus datos?
6. Haz un análisis de tus datos y escribe la respuesta a tu pregunta. Especifica el razonamiento que utilizaste para llegar a ella.

### **Reflexiones sobre la solución al problema**

1. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
2. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
3. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
4. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
5. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?

6. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
7. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

Una vez que tengas las evidencias, completa el diagrama heurístico; no olvides incluir fotos, videos, tablas, gráficas, etc., es decir, todo aquello que muestre que llevaste a cabo el experimento.

Elabora un diagrama de argumentación utilizando una premisa que generes de tu propia experimentación.

## **Referencias**

- Minor-Pérez H., Ponce-Alquicira E., Macias-Bravo S., Guerrero-Legarreta I. (2002). Conservación de la carne fresca de cerdo por fermentación láctica: efecto sobre el color, la textura y la formación de los ácidos grasos libres, *Revista Mexicana de Ingeniería Química*, 1, 73-80.
- Moreno R. (2005). Calidad de la carne de pollo, *Selecciones Avícolas*, 47(6), 347-355.

# Práctica 7

## Marcha analítica de cationes

### Objetivos generales

- Aplicar los conocimientos de equilibrio químico en la separación de una mezcla de cationes.
- Identificar los cationes con las reacciones químicas específicas de los cationes involucrados.

### Objetivos particulares

- Llevar a cabo reacciones químicas específicas para identificar cationes metálicos en disolución acuosa.
- Identificar los equilibrios involucrados y cómo modificarlos para realizar separaciones de diversos analitos.

### Introducción

Los sistemas estudiados en las clases de Química General son ideales; sin embargo, en la naturaleza se presentan como una serie de multirrelaciones de analitos y medios, lo que representa un reto experimental para los químicos.

Es por ello que en el análisis de metales en fase acuosa se presentan diversas dificultades, debido a que varios metales presentan equilibrios similares frente a varios reactivos, y es menester de los analistas tratar la muestra para separar los cationes (mediante el uso de los conocimientos del equilibrio químico) y de esta forma realizar el análisis específico.

En esta ocasión, tú serás parte del departamento analítico de un laboratorio que estudia la calidad del agua en el país; te llevan muestras tomadas de diversos lugares de la República y tu deber es analizar la muestra en busca de los siguientes metales: Cu, Ag, Cd, Fe, Ni, Al, Co, Zn y Mn, entre otros.



### **Investigación previa**

1. Clasificación de los metales en disolución acuosa y cuál fue el criterio para clasificarlos de esa forma.
2. ¿Qué reacciones químicas son características de los metales en disolución acuosa?
3. ¿Cuál es la toxicidad de los reactivos necesarios para llevar a cabo las reacciones específicas de los cationes metálicos?
4. ¿Cómo afecta el pH a la solubilidad de un sólido?
5. ¿Cuáles son los ligantes más comunes para formar compuestos de coordinación con características específicas de los cationes investigados?
6. Investiga los valores de las constantes de equilibrio de todas las reacciones involucradas.

### **Problema**

1. Se te asignará una muestra que contendrá algunos metales investigados.
2. Plantea tu línea de acción para ir separando los metales de tu muestra.
3. Demuestra con la(s) reacción(es) química(s) correspondiente(s) la identidad de los metales separados.

### **Recomendaciones para resolver el problema**

- I. Considera los materiales y reactivos que se necesitan. Pregunta a tu profesor en caso de que tengas dudas con los reactivos y el material disponible.
- II. Revisa con tu profesor los experimentos planteados y una vez que seleccionaron los que van a realizar, diseña un diagrama de flujo de cada uno de los experimentos, detalla materiales, reactivos, cuidados y pasos específicos de cada uno de ellos.

### **Reflexiones sobre la solución al problema**

1. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
2. ¿Las reacciones que propusiste te permiten identificar a los metales de interés?

3. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
4. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
5. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
6. ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolver el problema central de esta práctica?
7. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

## Referencias

- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Burriel F., Lucena-Conde F., Arribas-Jimeno S., Hernández-Méndez J. (2002). *Química Analítica Cualitativa*, 18ª edición, España, Editorial Paraninfo Thomson.
- Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, México, Ed. McGraw Hill.
- Harris D. (2016). *Análisis Químico Cuantitativo*, 3ª edición, España, Editorial Reverté.
- Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.
- Vogel A. (1987). *Qualitative inorganic analysis*, Essex, England, Ed. Longman scientific & technical.
- Whitten K., Peck L.M., Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª edición. México, Cengage Learning Editores.

# Anexos

## Anexo I. Formato de diagrama heurístico y rúbrica de evaluación

<b>Diagrama heurístico sobre:</b>		<b>Pts</b>
<b>A) ¿QUÉ FENÓMENO(S) ME INTERESA ESTUDIAR?</b>		<b>3</b>
<b>B) ¿CUÁL(ES) ES(SON) LA(S) PREGUNTA(S) QUE ME INTERESA RESPONDER SOBRE ESE FENÓMENO?</b>		<b>3</b>
<b>C) ¿CUÁL(ES) ES (SON) LA(S) HIPÓTESIS QUE ME AYUDARÁ(N) A CONTESTAR MI(S) PREGUNTA(S)?</b>		<b>3</b>
<b>D) CONCEPTOS</b>	<b>E) METODOLOGÍA</b>	
<b>D1) ¿Qué conceptos me ayudarán a comprender el fenómeno?</b>	<b>E1) ¿Qué procedimiento experimental me ayudará a contestar mi(s) pregunta(s)?</b>	<b>D1</b>
		<b>2</b>
<b>D2) ¿Qué otros fenómenos puedo comprender con estos conceptos? (Aplicaciones)</b>	<b>E2) ¿Cómo proceso mis datos experimentales?</b>	<b>E1</b>
		<b>3</b>
<b>D3) ¿Es posible construir un modelo con lo que encontré de mis datos experimentales? ¿por qué? ¿cuál?</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• ¿Es posible relacionar mis datos experimentales con algún modelo teórico? ¿Cuál? ¿Por qué?</li> <li>• ¿Es posible partir de un modelo teórico que me ayude a contestar mis preguntas y plantear mi procedimiento experimental?</li> </ul>	<b>E3) ¿Cuál es el análisis que puedo obtener derivado de los datos experimentales?</b>	<b>D2</b>
		<b>2</b>
		<b>E2</b>
		<b>3</b>
		<b>D3</b>
		<b>3</b>
		<b>E3</b>
		<b>3</b>
<b>F) ¿CUÁLES SON MIS CONCLUSIONES?</b>		<b>3</b>
<b>G) ¿CUÁL(ES) ES(SON) LA(S) RESPUESTA(S) A MI(S) PREGUNTA(S)?</b>		<b>3</b>
<b>H) REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS</b> De los hechos, conceptos y metodología		<b>3</b>
<b>Autoevaluación (total de puntos)/34 puntos posibles</b>		

**Rúbrica para evaluar el diagrama heurístico**

<b>Puntos</b>	<b>Características</b>
<b>A) FENÓMENO</b>	
0	No hay fenómenos
1	Se identifica al menos un fenómeno
2	Se identifica más de un fenómeno y al menos un concepto
3	Se identifican fenómenos, conceptos y algunos aspectos metodológicos
<b>B) PREGUNTA</b>	
0	No hay pregunta
1	Hay una pregunta cerrada basada en los fenómenos
2	Hay una pregunta semiabierta basada en los fenómenos y qué conceptos incluye
3	Hay una pregunta semiabierta o abierta basada en los hechos, que incluye conceptos y que sugiere aspectos metodológicos
<b>C) HIPÓTESIS</b>	
0	No hay hipótesis
1	Se plantea una frase, pero no tiene estructura de hipótesis
2	Se plantea una hipótesis, pero no considera aspectos metodológicos
3	Se plantean hipótesis y se relacionan con aspectos metodológicos, fenómeno y resultados
<b>D1) CONCEPTOS</b>	
0	No hay conceptos
1	Se presentan conceptos, pero sólo uno o dos tienen relación con el trabajo experimental
2	Se presentan los conceptos básicos para fundamentar el trabajo experimental
<b>D2) APLICACIONES</b>	
0	No hay aplicaciones
1	Se identifican las aplicaciones
2	Se identifican las aplicaciones y el lenguaje

	<b>D3) MODELOS</b>
0	No se especifica ningún modelo
1	Se identifica el lenguaje
2	Se identifica el modelo y se plantea la relación únicamente con los conceptos
3	Se identifica el modelo y se plantea la relación tanto con los conceptos como con los datos experimentales
<b>E1) PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL</b>	
0	No hay procedimiento experimental
1	Hay un procedimiento que no da una respuesta satisfactoria a la pregunta
2	Hay un procedimiento experimental basado en el fenómeno, pero no permite contestar la pregunta
3	Hay un procedimiento experimental basado en el fenómeno y permite contestar la pregunta
<b>E2) PROCESAMIENTO DE DATOS</b>	
0	No hay procesamiento de datos
1	Los datos son procesados de forma incorrecta
2	Los datos son procesados, ya sea a través de tablas y gráficas, pero sin especificar su procedencia
3	Los datos son procesados, ya sea a través de tablas y gráficas y es claro cómo fueron trabajados y de dónde vienen
<b>E3) ANÁLISIS DERIVADO DE LOS DATOS</b>	
0	No hay análisis
1	El análisis no incorpora a los datos experimentales
2	El análisis incorpora los datos y hace una relación con los conceptos
3	El análisis incorpora a los datos experimentales, además de la relación con los conceptos y el modelo

<b>F) CONCLUSIONES</b>	
0	No hay conclusiones
1	Las conclusiones no involucran los datos, ni la metodología
2	Las conclusiones involucran datos y metodología, pero no se mencionan los límites derivados de la experimentación
3	A partir de los datos, modelos y metodología se determinan los límites y alcances de la investigación, así como las posibles rutas de estudio
<b>G) RESPUESTA EN LUGAR DE RESULTADO</b>	
0	No hay respuesta
1	Hay respuesta y se identifican los errores
2	Hay respuesta y se identifican y explican los errores
3	Hay respuesta y se identifican y explican los errores y se propone una alternativa razonable de solución
<b>H) REFERENCIAS</b>	
0	No hay referencias
1	Hay referencias únicamente de los hechos o de los conceptos, o de la metodología
2	Hay referencias de los hechos y de los conceptos o de la metodología
3	Hay referencias de los hechos, de los conceptos y de la metodología

## Anexo II. Rúbrica de evaluación del trabajo en el laboratorio

Nombre de quien evalúa: \_\_\_\_\_ Número de equipo: \_\_\_\_\_

<b>Nombre de quien se está evaluando:</b>	
Diagrama de flujo y planteamiento experimental	
<b>Principiante</b>	No participó en la elaboración del diagrama de flujo, ni tampoco en el planteamiento experimental extendido.  (0 puntos)
<b>En desarrollo</b>	Aportó algunas ideas para la elaboración del diagrama de flujo; proporcionó muy pocas ideas y trabajo para la elaboración del planteamiento experimental.  (5-6 puntos)
<b>Experto</b>	Participó de manera constante y aportó ideas para la elaboración del diagrama de flujo y también para la elaboración del planteamiento experimental.  (10 puntos)
Diagrama de argumentación (DA) y diapositivas para la presentación	
<b>Principiante</b>	No participó en la elaboración del DA y tampoco en la elaboración de diapositivas para la presentación.  (0 puntos)
<b>En desarrollo</b>	Aportó algunas ideas para el DA y participó no muy activamente en la elaboración de las diapositivas.  (5-6 puntos)
<b>Experto</b>	Participó de manera constante y aportó ideas para la elaboración del DA, de igual forma lo hizo con las diapositivas para la presentación.  (10 puntos)

Colección de datos y diagrama heurístico (DH)	
<b>Principiante</b>	No participó en la colección de datos, ni en el análisis de los mismos y tampoco en la elaboración del diagrama heurístico.  (0 puntos)
<b>En desarrollo</b>	No participó en la colección de datos, pero sí en el análisis de los mismos y aportó algunas ideas en la elaboración del DH. O participó en la colección de datos, pero no en el análisis de los mismos y aportó algunas ideas en la elaboración del DH.  (5-6 puntos)
<b>Experto</b>	Participó activamente en la colección de datos, aportó ideas y colaboró activamente en el análisis y en la elaboración del DH.  (10 puntos)
Distribución del tiempo para la realización del experimento y del análisis de resultados	
<b>Principiante</b>	En ningún momento buscó a sus compañeros o tardaba más de un día en contestar los mensajes que se le enviaban para ponerse en contacto sobre la realización del experimento y del análisis de resultados. Se puso en contacto con sus compañeros o contestó los mensajes, pero horas antes de la entrega.  (0 puntos)
<b>En desarrollo</b>	Se puso en contacto con sus compañeros enviando o contestando mensajes (rápidamente) para ponerse de acuerdo sobre la realización del trabajo y del análisis del resultado, pero debido a que esto fue durante las horas de clase o después de ellas, ni el experimento ni el análisis lograron llevarse a cabo dentro de las horas de clase.  (5-6 puntos)
<b>Experto</b>	Buscó a sus compañeros o respondió los mensajes antes de la hora de clase para ponerse de acuerdo sobre la realización del experimento y el análisis de resultado. Además, el experimento y el análisis lograron llevarse a cabo dentro de las horas de clase.  (10 puntos)

Puntos totales: \_\_\_\_\_ / 40



## **Anexo III. Mediciones volumétricas y material del laboratorio (Práctica integradora)**

### **Objetivos generales**

- Conocer los usos y técnicas de diferentes materiales e instrumentos de laboratorio en la medición de volúmenes de líquidos para la determinación de sus masas.
- Establecer y calcular los parámetros estadísticos (promedio, desviación estándar) que permitan la validación de una acertada medición volumétrica.

### **Objetivos particulares**

- Identificar la información, de utilidad en una medición, grabada en los diferentes materiales e instrumentos del laboratorio.
- Clasificar los materiales e instrumentos del laboratorio, de acuerdo con sus características, para un trabajo adecuado con ellos.
- Calcular la precisión y exactitud de diferentes materiales volumétricos del laboratorio.
- Identificar los posibles errores sistemáticos y aleatorios presentes en una medición volumétrica.

### **Introducción**

Dentro de las principales actividades que se realizan en un laboratorio, se encuentra la determinación y cuantificación de diferentes magnitudes; tales como masas, volúmenes, longitudes, etc. Por lo cual, existen diferentes materiales e instrumentos que ayudan, favorecen y facilitan el desempeño de dicha actividad.

Estos materiales e instrumentos se clasifican de diferentes formas. De ahí, la importancia de conocer sus usos y especificaciones para efectuar una adecuada medición con ellos.

Siempre que se realiza una medición está presente un error (sistemático o aleatorio). De tal forma, se deben considerar los diferentes factores que

pueden afectar esta actividad; tales como los ambientales, los metodológicos y los asociados al instrumento.

Es así que al realizar una medición o mediciones nos podemos auxiliar de diferentes parámetros o medidas que nos indican qué tanto nos acercamos o nos alejamos de un valor esperado. Dichos parámetros son conocidos como medidas de dispersión o de tendencia central. Ejemplo de ellos, la desviación estándar.

Al conocer la validez en una medición, se considera la exactitud o precisión del instrumento o material empleado en la cuantificación de una determinada magnitud. Permitiendo un adecuado uso y clasificación de dichos materiales.

### **Investigación previa**

1. Escribe el nombre y utilidad de 10 materiales del laboratorio. Debes **DIBUJARLOS. NO SE ACEPTAN** imágenes o fotografías recuperadas de sitios web.
2. ¿Cómo se clasifica el material del laboratorio?
3. ¿A qué se le conoce como material volumétrico de vidrio?
4. ¿Qué significado tienen las especificaciones: **Tol.  $\pm$ , PE, PC, # mL** presentes en el material volumétrico de vidrio?
5. Con relación al material volumétrico y medición, ¿qué significa aforo? y ¿qué es el menisco?
6. Menciona qué factores pueden influir en una mala medición del volumen de un líquido, al utilizar instrumentos o materiales volumétricos de vidrio en el laboratorio y cómo lo hacen.
7. ¿Qué entiendes por medir?
8. ¿Qué es la desviación estándar, qué significado tiene y cómo se representa?
9. ¿Qué es el error aleatorio y qué es el error sistemático? Escribe un ejemplo de cada uno de ellos.
10. ¿Qué es exactitud y qué es precisión?
11. En medición, ¿qué es tolerancia?

**Problema 1. Clasificación del material volumétrico de vidrio**

Revisa el material volumétrico de vidrio con el que cuentas en tu gaveta y anota las características y especificaciones que vienen grabadas en él. Indica cuáles de ellas son de utilidad y qué significado tienen. A partir de ello, clasifica el material. Explica los criterios o consideraciones empleados para tu clasificación.

**Problema 2. Medición volumétrica de un líquido**

1. Trabajando en el laboratorio se te solicita medir, con precisión y exactitud, un volumen de 5 mL de agua. ¿Qué material elegirías para medir dicho volumen? ¿Cómo demostrarías que el volumen medido corresponde a la capacidad solicitada?

Elabora un diagrama que explique cómo resolverías el problema anterior. No olvides que deberás de hacer comparaciones con diferentes materiales para medir los 5 mL de agua solicitados.

Una vez que el profesor apruebe tu diagrama, realiza la actividad experimental. Reporta tus resultados de una forma sencilla y clara.

2. Debes de preparar 50 mL de una disolución de un reactivo determinado. Para ello debes asegurarte que el volumen solicitado sea el antes señalado. Propón un experimento que te permita resolver el problema anterior. No olvides mencionar los materiales utilizados. Reporta tus resultados de una forma sencilla y clara.

**Problema 3. Efecto de la temperatura en la medición de líquidos**

Te encuentras trabajando en la ciudad de Mérida, en donde las temperaturas generalmente oscilan entre los 35-40 °C todo el año. Te piden que transportes agua inyectable en contenedores aforados con una capacidad de 15 mL a la CDMX. Al llegar a tu destino te das cuenta de que el volumen de los contenedores ha cambiado.

Diseña un experimento que te permita explicar el fenómeno sucedido, ¿cómo resolverías la problemática?

**Reflexiones sobre la solución a los problemas**

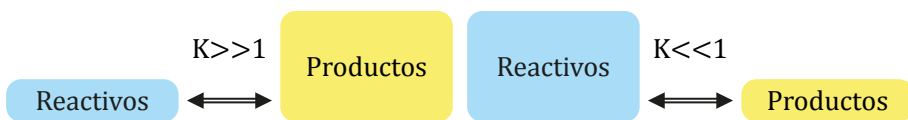
1. ¿Consideras que con tus propuestas experimentales estás contestando tus preguntas? Justifica tu respuesta.
2. ¿Cuál es el grado de precisión de tus mediciones? ¿Por qué?
3. ¿A qué dificultades experimentales te enfrentaste? ¿Cómo las resolviste?
4. ¿Estas dificultades hicieron que llegaras a una solución y no a otra? Justifica tu respuesta.
5. Dentro de todo el proceso que seguiste, ¿qué argumentos/ parámetros/ elementos/ te ayudaron a contestar tu pregunta? ¿Por qué?
6. ¿Cuál es el problema central de esta práctica? ¿Qué fue lo más importante que aprendiste al resolverlo?
7. ¿Podrías solucionar este problema de alguna otra forma? Justifica tu respuesta.

## Anexo IV. Equilibrio químico

El equilibrio de un sistema químico no tiene que ver con la simplicidad de un sistema físico; por el contrario, es un sistema complejo que además es dinámico, porque depende de muchos factores y es fundamental para muchos sistemas biológicos.

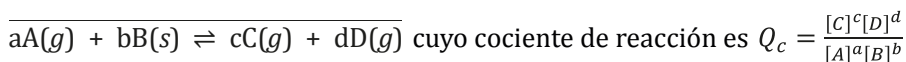
En este caso se estudiará este fenómeno desde sistemas simples, reacciones químicas reversibles, particularizando en los factores que lo afectan. Una de las primeras ideas usada para explicar a las reacciones reversibles es la Ley de acción de masas, la cual establece que “para una reacción reversible en equilibrio y a temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de productos y reactivos tiene un valor constante  $K$  (la constante de equilibrio)”. Como su nombre lo indica, la constante de equilibrio es siempre constante. Sin embargo, la razón entre las concentraciones puede variar, pero siempre manteniendo el valor de la constante, **siempre y cuando el valor de la temperatura no cambie.**

La magnitud de la constante de equilibrio indica si una reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos. Si  $K$  es mucho mayor que 1 ( $K \gg 1$ ), el sistema será favorable a los productos; en cambio, si  $K$  es mucho menor que 1 ( $K \ll 1$ ), el sistema será favorable a los reactivos.



### Cocientes de reacción y dirección de las reacciones químicas

Cuando un sistema alcanza el equilibrio, las concentraciones o presiones parciales deben ser tales que deben dar el valor de la constante de equilibrio. Sin embargo, si por alguna razón el sistema es perturbado, entonces los valores de concentración (o presión) cambian de tal forma que se debe alcanzar nuevamente el valor de la constante de equilibrio. Para ello usaremos la idea de cociente de reacción,  $Q_c$ , el cual tiene la misma expresión matemática que la constante de equilibrio. Así pues, si tenemos el siguiente proceso:



Las concentraciones que corresponden al cociente de reacción no necesariamente corresponden a las de una situación de equilibrio. Son las concentraciones de la mezcla de reacción de cualquier momento. Sólo cuando estas concentraciones sean las de equilibrio, se cumplirá que  $Q_c = K_c$ . Por lo tanto, la determinación de  $Q_c$  servirá para conocer si la mezcla de reacción tendrá una tendencia a formar más productos de reacción o mayor cantidad de reactivos. Sin embargo, esa tendencia no da información sobre la rapidez de la reacción.

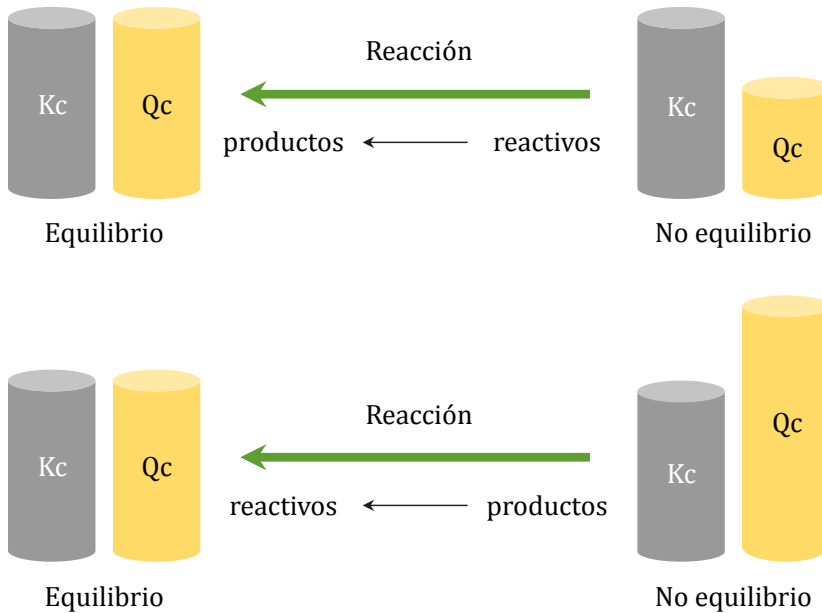
La comparación de los valores de  $Q_c$  y  $K_c$  presenta tres posibles situaciones:

- i.  $Q_c < K_c$  **situación de no equilibrio**. La relación de las concentraciones de productos y reactivos es muy pequeña, por lo que para alcanzar el equilibrio esa relación debe aumentar hasta alcanzar el valor correspondiente al de la constante de equilibrio.

$Q_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$  si  $Q_c$  es más pequeña que  $K_c$ , significa que el producto de reactivos es mayor que el producto de los productos, lo que implica que para alcanzar el valor de  $K_c$ , el sistema tenderá hacia productos.

- ii.  $Q_c = K_c$  **situación de equilibrio**. La relación de concentraciones de productos y de reactivos corresponde a una situación de equilibrio.
- iii.  $Q_c > K_c$  **situación de NO equilibrio**. La relación de las concentraciones de productos y reactivos es demasiado grande, por lo tanto, para alcanzar el equilibrio químico, esa relación debe disminuir hasta alcanzar el valor correspondiente al de la constante de equilibrio.

$Q_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$  si  $Q_c$  es más grande que  $K_c$ , significa que el producto de los productos es mayor que el producto de los reactivos, lo que implica que para alcanzar el valor de  $K_c$  el sistema tenderá hacia reactivos.



### Perturbación de los sistemas en equilibrio

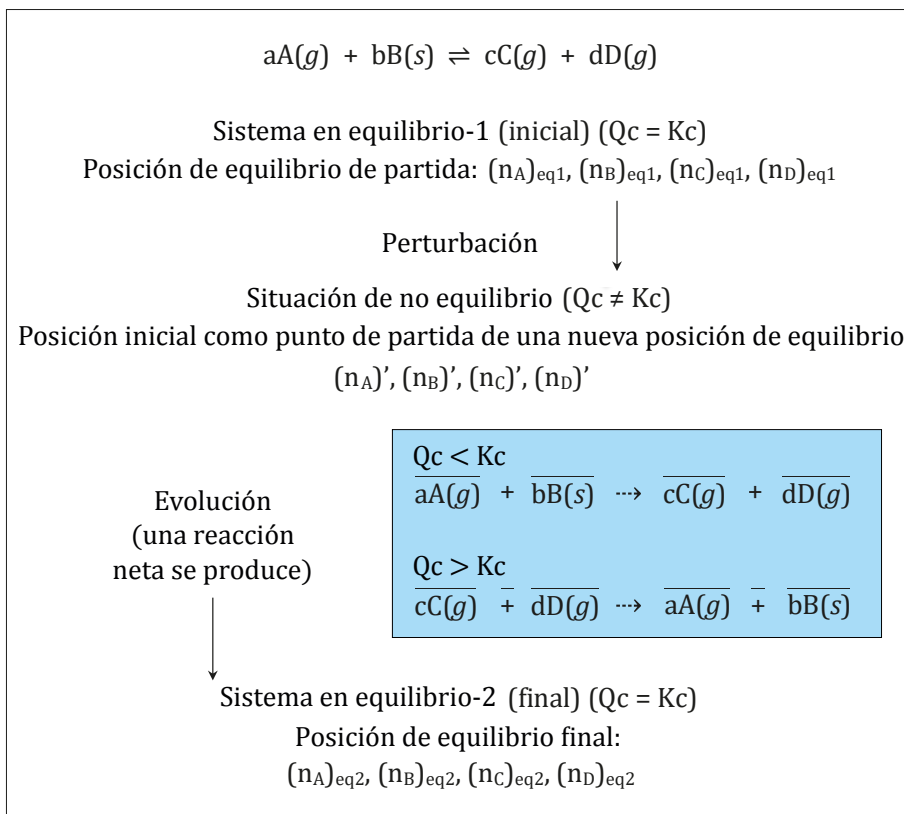
Es importante recordar que las cantidades de reactivos y productos que pueden existir en un sistema en equilibrio pueden ser cualesquiera. La única condición que se debe cumplir es que la relación que deben guardar –concentraciones o presiones parciales– viene determinada por la expresión de la correspondiente constante de equilibrio a una determinada temperatura.

El valor de la constante de equilibrio es un indicativo del grado de desplazamiento del equilibrio hacia productos o hacia reactivos. Cuanto mayor sea este valor se dice que el equilibrio está favorecido hacia la formación de productos, mientras más pequeño sea, se dice que el equilibrio está favorecido hacia la formación de reactivos.

El desplazamiento de un determinado sistema en equilibrio viene determinado por valores fijos de concentraciones (o presiones parciales) de reactivos y de productos, cuya proporción está dada por la expresión de la constante de equilibrio a cierta temperatura. Si por alguna razón estos valores de concentración son alterados, se perderá la situación de equilibrio. De esta forma, se tendrá una nueva situación inicial (equilibrio perturbado) que evo-

lucionará a una posición de equilibrio diferente, en la que los valores de las concentraciones (o presiones parciales) de los reactivos y de los productos serán distintos a los de la posición de equilibrio de partida.

Si un sistema en equilibrio químico es perturbado por el cambio de una (o varias) de las magnitudes que lo definen: temperatura, presión (para un sistema gaseoso) o concentración, se producirá como consecuencia una reacción química neta que estará asociada con la variación en las cantidades de sustancia de los productos y de los reactivos hasta alcanzar una nueva posición de equilibrio (que la variación en la proporción sea igual a la constante de equilibrio).



Visualización de las variaciones en las cantidades de sustancia cuando se perturba un sistema en equilibrio (cuadro tomado de Quílez *et al.*, 2003).



### Variación en la cantidad de sustancia de una de las sustancias que participan en el equilibrio, manteniendo el volumen y la temperatura constantes

Supongamos el siguiente sistema en equilibrio químico representado por la siguiente ecuación:



Vamos a analizar cómo varían las concentraciones de cada una de las especies químicas participantes en la reacción en cada uno de los siguientes casos, manteniendo la temperatura y el volumen del reactor constantes:

- se añade una pequeña cantidad de sustancia  $\delta$  de: i)  $\text{NH}_4\text{HS}(s)$ ; ii)  $\text{NH}_3(g)$
- se quita una pequeña cantidad de sustancia  $\delta$  de: i)  $\text{NH}_4\text{HS}(s)$ ; ii)  $\text{H}_2\text{S}(g)$

Lo primero que tenemos que escribir es la expresión para la constante de equilibrio:

$$K_c = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$$

en este caso no se incluye al sulfuro ácido de amonio porque es un sólido.

Ahora supongamos que las cantidades de sustancia al equilibrio de cada una de las sustancias son:

$$n(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{eq1}} = a \text{ mol}; n(\text{NH}_3)_{\text{eq1}} = b \text{ mol}; n(\text{H}_2\text{S})_{\text{eq1}} = c \text{ mol}.$$

Si escribimos el cociente de reacción es  $Q_c = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$ , como podemos observar, el cociente de reacción es idéntico a la expresión de la constante de equilibrio, lo que quiere decir que sólo es afectada por los cambios en concentración de amoníaco y de sulfuro de hidrógeno.

Llevamos a cabo una perturbación en donde se añade un  $\delta$  (delta o una cantidad de sustancia muy pequeña) de sulfuro ácido de amonio. Como es un sólido, el valor de  $Q_c$  será el mismo que la  $K_c$ , por lo que el sistema no se ve afectado. Lo mismo aplica en el caso donde se retira un  $\delta$  de la misma sustancia.

a-ii) Otra perturbación se puede dar cuando se añade un  $\delta$  de amoníaco, por lo que planteando la tabla de variación de especies es:

	n(NH <sub>4</sub> HS)	n(NH <sub>3</sub> )	n(H <sub>2</sub> S)
Equilibrio-1	a	b	c
No equilibrio	a	b + $\delta$	c
Perturbación ( $Q_c > K_c$ )			
Reacción: NH <sub>3</sub> (g) + H <sub>2</sub> S(g) → NH <sub>4</sub> HS(s)			
Equilibrio-2	a + x	(b + $\delta$ ) - x	c - x

para este caso reescribiremos la  $Q_c$  como sigue:

$$Q_c = \left(\frac{b + \delta}{V}\right) \left(\frac{c}{V}\right) = (b + \delta)c \left(\frac{1}{V}\right)^2$$

lo que hicimos en este caso fue desglosar las concentraciones en términos de cantidad de sustancia y el volumen. Dado que lo que incrementa es la cantidad de sustancia, entonces decimos que  $Q_c > K_c$ , acorde con la tabla de variación de especies. Lo que significa que la reacción que se lleva a cabo para alcanzar el equilibrio iría de productos a reactivos. Si escribimos nuevamente la  $Q_c$ , pero ahora en términos de las concentraciones al equilibrio-2, tenemos:

$$Q_c = (b + \delta - x)(c - x) \left(\frac{1}{V}\right)^2 = K_c$$

Así, las cantidades de sustancia en el equilibrio 2 quedan como sigue:

$$n(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{eq}2} = a + x \text{ mol}; n(\text{NH}_3)_{\text{eq}2} = b + \delta - x \text{ mol}; n(\text{H}_2\text{S})_{\text{eq}2} = c - x \text{ mol}.$$

b-ii) El siguiente caso es cuando se elimina un  $\delta$  de sulfuro de hidrógeno, así planteando la tabla de variación de especies:

	n(NH <sub>4</sub> HS)	n(NH <sub>3</sub> )	n(H <sub>2</sub> S)
Equilibrio-1	a	b	c
No equilibrio	a	b	c-δ
Perturbación (Q <sub>c</sub> < K <sub>c</sub> )			
Reacción: NH <sub>4</sub> HS(s) → NH <sub>3</sub> (g) + H <sub>2</sub> S(g)			
Equilibrio-2	a - y	b + y	(c - δ) + y

Para este caso, la Q<sub>c</sub> toma la siguiente cara:

$$Q_c = \left(\frac{b}{V}\right)\left(\frac{c - \delta}{V}\right) = (c - \delta)b\left(\frac{1}{V}\right)^2 < K_c$$

Al momento de la perturbación, dado que se está eliminando una pequeña cantidad de sustancia de sulfuro de hidrógeno, la Q<sub>c</sub> es menor que la K<sub>c</sub>, lo que implica que para restablecer el equilibrio, el sistema se desplazará de reactivos a productos. De tal forma que la nueva Q<sub>c</sub>, que será igual a la K<sub>c</sub>, tendrá la siguiente expresión:

$$Q_c = (b + y)(c - \delta + y)\left(\frac{1}{V}\right)^2 = K_c$$

Así, las cantidades de sustancia en el equilibrio 2 quedan como sigue:

$$n(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{eq}2} = a - y \text{ mol}; n(\text{NH}_3)_{\text{eq}2} = b + y \text{ mol}; n(\text{H}_2\text{S})_{\text{eq}2} = c - \delta + y \text{ mol}.$$

### Variación de la presión total

Cuando tenemos un sistema en equilibrio dentro de un émbolo móvil cuando se modifica la presión, también se modifica el volumen y, por consiguiente, la concentración de las sustancias involucradas en el sistema.

**Nota:** Para cualquier equilibrio químico en el cual participan gases, se define Δn como:

$$\Delta n = \sum n_{i,p} - \sum n_{i,r} \quad (n_i \text{ será el coeficiente estequiométrico de la sustancia } i).$$

Supongamos el siguiente sistema heterogéneo en equilibrio químico:  
 $aA(g) + bB(s) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$ , para este sistema se cumple que  $\Delta n = (c+d)-a$ ,  
 y la expresión para la constante de equilibrio queda como sigue:

$$K_c = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a} = \frac{(n_C)_{eq}^c (n_D)_{eq}^d}{(n_A)_{eq}^a} \left( \frac{1}{V_1} \right)_{eq}^{\Delta n} = Q_c$$

como el sistema está en equilibrio  $K_c = Q_c$ . Si suponemos que el volumen del reactor cambia de  $V_1$  a  $V_2$ , es porque se está llevando a cabo un cambio en la presión total del sistema. En este caso podremos tener dos posibles situaciones y las comentaremos de forma independiente.

Situación 1:  $V_2 > V_1$ , un incremento en el volumen implica una disminución en la presión y una disminución en las concentraciones de las sustancias en el sistema. Para esta situación la expresión del cociente de reacción quedaría como:

$$Q_c = \frac{(n_C)_{noeq}^c (n_D)_{noeq}^d}{(n_A)_{noeq}^a} \left( \frac{1}{V_2} \right)_{noeq}^{\Delta n} < K_c$$

Sin embargo, para considerar que el sistema está en equilibrio es necesario que  $Q_c = K_c$ . Esta igualdad se cumplirá siempre y cuando  $\Delta n$  sea acorde. Si esta igualdad se cumple, entonces significa que para alcanzar el equilibrio la concentración de productos se debe incrementar, lo que implica que la cantidad de sustancia de los productos también se debe incrementar, como quedaría en la siguiente tabla de variación de especies, donde se representa la reacción neta de reactivos a productos:

	$aA(g)$	+	$bB(s)$	$\rightarrow$	$cC(g)$	+	$dD(g)$	
Eq.-1			e mol		f mol		g mol	h mol
Perturbación $V_2 > V_1$			Rxn. x mol forma		$(b/a)x$ mol		$(c/a)x$ mol	$(d/a)x$ mol
Eq.-2			e-x mol		$f-(b/a)x$ mol		$g+(c/a)x$ mol	$h+(d/a)x$ mol

Situación 2:  $V_2 < V_1$ , un decremento en el volumen implica un incremento en la presión total, y un incremento en las concentraciones de las sustancias en el sistema. Para esta situación la expresión del cociente de reacción quedaría como:

$$Q_c = \frac{(n_C)_{noeq}^c (n_D)_{noeq}^d}{(n_A)_{noeq}^a (n_B)_{noeq}^b} \left(\frac{1}{V_2}\right)^{\Delta n} > K_c$$

Si esta desigualdad se cumple, entonces significa que para alcanzar el equilibrio la concentración de reactivos se debe incrementar, lo que implica que la cantidad de sustancia de los reactivos también se debe incrementar, como quedaría en la siguiente tabla de variación de especies, donde se representa la reacción neta de productos a reactivos:

	$cC(g)$	+	$dD(g)$	$\rightarrow$	$aA(g)$	+	$bB(s)$
Eq.-1			g mol		h mol		e mol
Perturbación $V_2 < V_1$			Rxn. y mol forma		(d/r)y mol		(a/c)y mol
Eq.-2			g-y mol		h-(d/r)x mol		e +(a/c)x mol
							f+(b/c) x mol

### Variación de la temperatura

Ya hemos dicho que, cuando en un sistema en equilibrio se da una variación en la temperatura, entonces se da un cambio en la constante de equilibrio. Es por ello que para estudiar las perturbaciones debidas a un cambio en la temperatura debemos apelar a nuestros conocimientos de Termodinámica, específicamente a los valores de la función entalpía de reacción ( $\Delta H^\circ$ ). Nos limitaremos a estudiar casos que se llevarán a cabo cuando la presión es constante.

Para ello, la ecuación que nos permitirá estudiar de forma explícita la variación de la constante de equilibrio con la temperatura (a presión constante) es la conocida como ecuación de Van't Hoff, la cual se expresa como sigue:

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \quad (P = cte)$$

en esta situación tenemos dos posibles casos: i) cuando la entalpía es mayor

que cero, es decir, que la reacción sea endoenergética (endotérmica), ii) cuando la entalpía es menor que cero, es decir, que la reacción sea exoenergética (exotérmica). Sin embargo, para cada una de estas situaciones tendremos dos casos distintos, cuando la temperatura se incrementa y cuando disminuye. En la siguiente tabla se muestran las posibles situaciones y lo que sucedería en cada una.

Tipo de reacción	Ecuación de Van't Hoff	Variación de $K_p$ con T
Reacción exoenergética ( $\Delta H^\circ < 0$ )	$\frac{d \ln K_p}{dT} < 0$	Si T aumenta $\rightarrow K_p$ disminuye
		Si T disminuye $\rightarrow K_p$ aumenta
Reacción endoenergética ( $\Delta H^\circ > 0$ )	$\frac{d \ln K_p}{dT} > 0$	Si T aumenta $\rightarrow K_p$ aumenta
		Si T disminuye $\rightarrow K_p$ disminuye

Según la tabla anterior, para cada tipo de reacción tenemos dos situaciones, aumento o disminución de la temperatura.

Si resolvemos la ecuación diferencial, podríamos obtener  $K_{p2}$  como sigue:

$$K_{p2} = K_{p1} e^{\left(\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)\right)}$$

Sin embargo, los resultados obtenidos para esta ecuación dependerán de diversos parámetros experimentales, por lo que no siempre es funcional para la predicción.

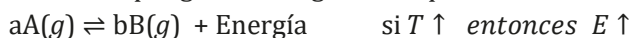
### **Reacciones exoenergéticas**

Para este tipo de reacciones decimos que la energía se libera, como si fuera un producto de reacción. En estos casos la diferencial con respecto a T siempre es menor a cero.

- Cuando se incrementa la temperatura, se da energía al sistema, y el término relacionado con la entalpía decrece, de tal forma que para mantener la desigualdad es necesario que la  $K_p$  disminuya, por lo que  $K_{p2} < K_{p1}$ .

$$\Delta H^\circ < 0$$

supongamos el siguiente equilibrio:



$$\frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \text{ se hace más pequeño, entonces } K_{P2} < K_{P1}$$

y el sistema evoluciona de productos a reactivos.

- b. Cuando se disminuye la T, se retira energía del sistema, y el término derecho de la desigualdad se incrementa. Para mantener la desigualdad la  $K_p$  debe aumentar, entonces  $K_{P2} > K_{P1}$ .

$$\Delta H^\circ < 0$$

supongamos el siguiente equilibrio:



$$\frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \text{ se hace más grande, entonces } K_{P2} > K_{P1}$$

y el sistema evoluciona de reactivos a productos.

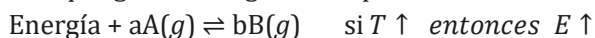
### **Reacciones endoenergéticas**

Para este tipo de reacciones decimos que el sistema requiere energía y se le suministra como si fuera reactivo.

- a. Cuando se incrementa la temperatura, la energía se incrementa, pero el término de la entalpía decrece, para mantener la desigualdad  $K_p$  debe incrementar,  $K_{P2} > K_{P1}$ .

$$\Delta H^\circ > 0$$

supongamos el siguiente equilibrio:



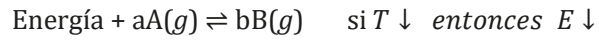
$$\frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \text{ se hace más pequeña, entonces } K_{P2} > K_{P1}$$

y el sistema evoluciona de reactivos a productos.

- b. Cuando la temperatura decrece, se retira energía del sistema. Así, el término relacionado a la entalpía se incrementa, por lo que para mantener la desigualdad la  $K_p$  debe disminuir,  $K_{P2} < K_{P1}$ .

$$\Delta H^0 > 0$$

supongamos el siguiente equilibrio:



$\frac{\Delta H^0}{RT^2}$  se hace más grande, entonces  $K_{P2} < K_{P1}$

y el sistema evoluciona de productos a reactivos.

## Referencias

Chang R. y Goldsby K. (2016). *Química*, 12ª Edición, México, McGraw Hill.

Quilez J., Lorente S., Sendra F., Chorro F., Enciso E. (2003). *Química*, CCIR Editorial, Madrid, España.



# Referencias

- Benson S. (1995). *Cálculos Químicos*. México, Ed. Limusa.
- Brown T., LeMay H., Burnsten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.W. (2021). *Química*, 1ª edición, México, Ed. Pearson Educación.
- Bryan F.L. and Doyle M.P. (1995). Health risks and consequences of Salmonella and Campylobacter in raw poultry. *J. Food Protection*, 58: 326-344.
- Burriel F, Lucena-Conde F, Arribas-Jimeno S., Hernández-Méndez J. (2002). *Química Analítica Cualitativa*, 18ª edición, España, Editorial Paraninfo Thomson.
- Caamaño A. (2003). "Los trabajos prácticos en ciencias" en Jiménez-Aleixandre, M.P. *Enseñar Ciencias*, Ed. Graó, Barcelona, España.
- Cañizares M.P. y Duarte G. (2012). *Fundamentos de Química Analítica*, 2ª edición, México, Facultad de Química, UNAM.
- Capita R., Alonso-Calleja C., García-Fernández M.C. (1999). Aspectos de interés en la calidad microbiológica de la carne de pollo. *Eurocarne*, 9(73), 73-86.
- Chamizo J.A. e Izquierdo M. (2007). Evaluación de las competencias de pensamiento científico, *Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 51, p. 5-19.
- Chang R. y Goldsby K. (2016). *Química*, 12ª Edición, México, McGraw Hill.
- Chang R. y Overby J. (2020). *Química*, México, Ed. McGraw Hill.
- Cepero R. (2002). Producción de carne de pollo. Ed. *Real Escuela de Avicultura*. Cap. 19: 445-497.
- Contreras G. y Carreño P. (2012). Simuladores en el ámbito educativo: Un recurso didáctico para la enseñanza. *INGENIUM*, 13 (25), 107-119.
- De la Fuente J., Díaz M.T., Álvarez I., Lauzurica S., Pérez C., Cañeque V. (2005). "Comportamiento y bienestar animal" en: *Estandarización de las metodologías para evaluar la calidad del producto (animal vivo, canal, carne y grasa) en los rumiantes*. Eds. V. Cañeque y C. Sañudo. INIA. España. pp. 47-60.

- De la Chaussée, M.E. (2009). Las estrategias argumentativas en la enseñanza y el aprendizaje de la Química. *Educación Química*, 143-155.
- Dewey, J. (1910). Science as subject-matter and as method. *Science*, 31, 121-127.
- Golan R. y Cavera V.L. (2015). DCIs, SEPs, and CCs, Oh My! Understanding the three dimensions of the NGSS, *The Science Teacher*, October, 67-71.
- Harris D. (2016). *Análisis Químico Cuantitativo*, 3ª edición, España, Editorial Reverté.
- Jiménez-Aleixandre M.P., Gallástegui-Otero J.R., Eirexas-Santamaría F., Puig-Mauriz B. (2009). *Actividades para trabajar el uso de pruebas y la argumentación en ciencias. Proyecto Mind the gap*, 1ª edición, Universidad de Santiago de Compostela.
- Jensen W.B. (2009) August Horstmann and the origins of chemical thermodynamics, *Bull. Hist. Chem*, Volume 32, number 2, pp. 83-91.
- Justi R. (2006). La enseñanza de las ciencias basada en la elaboración de modelos. *Enseñanza de las Ciencias*, 24 (2), 173-184.
- Kind V. (2004). *Más allá de las apariencias. Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. Facultad de Química. Aula XXI. Santillana, México.
- Le Châtelier H.L. (1884) A general statement of the laws of chemical equilibrium. *Comptes Rendus*, 99, 786-789. From <https://web.lemoyne.edu/giunta/lechat.html>, última visita 12 de abril de 2024.
- Llewellyn D. (2007). *Inquire within: Implementing inquiry-based science standards in grades 3-8*: second edition, Corwin Press, Thousand Oaks, CA.
- Loughran J. (2007). *Science teacher as learner*. In Handbook of Research on Science Education, edited by Abell, S. and Lederman, N. Lawrence Erlbaum Associates publishers, New Jersey. 1043-1065.
- Minor-Pérez H., Ponce-Alquicira E., Macías-Bravo S., Guerrero-Legarreta I. (2002). Conservación de la carne fresca de cerdo por fermentación láctica: efecto sobre el color, la textura y la formación de los ácidos grasos libres, *Revista Mexicana de Ingeniería Química*, 1, 73-80.

- Moreno R. (2005). Calidad de la carne de pollo, *Selecciones Avícolas*, 47(6), 347-355.
- NRC (1996). National Research Council *National Science Education Standards*. Washington, DC, Academic Press.
- National Research Council (2001). Knowing what students know: the science and design of educational assessment; Pellegrino J.W., Chudowsky N., Glaser R., Eds., Washington, DC, National Academies Press.
- National Research Council (2012). A framework for K-12 science education: practices, crosscutting concepts, and core ideas; Washington, DC, National Academies Press.
- Oh P.S. (2010). How can teachers help students formulate scientific hypotheses? Some strategies found in adductive inquiry activities of earth science, *International Journal of Science Education*, 32:4, 541-560, <https://doi.org/10.1080/09500690903104457>
- Quílez J. y San José V. (1996). El principio de Le Châtelier a través de la historia y su formulación didáctica en la enseñanza del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*. 14 (13), 381-390.
- Quílez J., Lorente S., Sendra F., Chorro F., Enciso E., Parejo C. (2000). *Química II. Crédits 4, 5 i 6*, Batxillerat, CCIR Editorial, Valencia.
- Quílez J. (2002). Una propuesta curricular para la enseñanza de la evolución de los sistemas en equilibrio químico que han sido perturbados. *Educación Química*, 13, 170-187.
- Quílez J., Lorente S., Sendra F., Chorro F., Enciso E. (2003). *Química*, CCIR Editorial, Madrid, España.
- Ramette R. (1983). *Equilibrio y análisis químico*, EUA, Fondo Educativo Interamericano, S.A.
- Raviolo A. (2009). Modelos, analogías y metáforas en la enseñanza de la química. *Educación Química*, 20, 55-60.
- Sandoval R. (2011). *Equilibrios en disolución en Química Analítica: teoría, ejemplos y ejercicios*, 2ª edición, México, Facultad de Química, UNAM.

- Secretaría de Salud, Comisión permanente de la Farmacopea de los Estados Unidos Mexicanos. (2021). *Farmacopea de los Estados Unidos Mexicanos (FEUM)*, 13ª edición. México.
- Spencer R., Bodner G., Rickard R. (2006). *Chemistry: Structure and dynamics*, Ed. Wiley.
- Schwab J. (1966). *The Teaching of Science*. Cambridge, MA, Harvard University Press.
- Talanquer V., Pollard J. *Chemical thinking interactives*, Department of Chemistry and Biochemistry, University of Arizona.  
<https://sites.google.com/site/ctinteractives/home>
- Valera-Flores R.K., Padilla-Martínez K. (2022). Comprendiendo el enfoque 3D (conceptos centrales (DCI's), conceptos transversales (CCC's) y prácticas científicas (SEP's)): Una propuesta de enseñanza para la Química. *Educación Química*, 33(4).  
<http://dx.doi.org/10.22201/fq.18708404e.2022.4.0.81803>
- Van Driel J.H. & Gräber W. (2002). The teaching and learning of chemical equilibrium. *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, 271-292.
- Vogel A. (1987). *Qualitative inorganic analysis*. Ed. Longman scientific & technical, Essex, England.
- Underwood S.M., Posey L.A., Herrington D.G., Carmel J.H., Cooper M. (2018). Adapting assessment task to support three-dimensional learning, *Journal of Chemical Education*, 95, 207-217.
- Uribe M.P. (2009). Efecto de la adición de lactato de sodio sobre la conservación de la carne de bovino de corte oscuro envasada al vacío, almacenada a 4 °C, Tesis, Universidad Austral de Chile.
- Whitten K., Peck L.M, Davis R., Stanley G.G. (2005). *Química*. 10ª ed. México, Cengage Learning Editores.

*Experimentos para la enseñanza de equilibrios en disolución  
para la Química General II con un enfoque de indagación es  
una obra editada por la Facultad de Química.*

El cuidado de la impresión estuvo a cargo de:

M en C Brenda Álvarez Carreño.

Diseño de portada y trazo de figuras: Lic. Verónica García Olivares

La publicación de esta obra fue posible gracias al apoyo de la  
Coordinación de Comunicación, a través del Departamento Editorial.

**Publicación autorizada por el  
Comité Editorial de la Facultad de Química.**

Agosto de 2024

# Experimentos para la enseñanza de equilibrios en disolución

para la Química General II con  
un enfoque de indagación

El presente documento es un conjunto de experimentos desarrollados para mejorar los procesos de enseñanza-aprendizaje en el Laboratorio de Química General II. Con éste se busca que los estudiantes desarrollen habilidades de pensamiento científico como son el modelaje, el planteamiento de preguntas e hipótesis, el desarrollo de propuestas experimentales y la argumentación. Es decir, se plantea una propuesta novedosa para la enseñanza experimental de los equilibrios en disolución acuosa, ya que se usa un enfoque de indagación. Asimismo, se busca dejar de lado planteamientos meramente de receta, para dar paso a que los estudiantes propongan sus propios experimentos. Además, se plantean dos posibles escenarios de trabajo: en línea y presencial. En el primero se plantean los experimentos con materiales y reactivos fáciles de conseguir, y que no son peligrosos para el alumnado. También se plantea el uso de simuladores que permitirán a los estudiantes lograr mejores comprensiones de los conceptos a estudiar.

Además de las habilidades de pensamiento científico, con esta propuesta también se fomentan las habilidades transversales como son escala, proporción y cantidad (utilizados más en estequiometría), patrones, sistemas y modelos; y energía y materia, relacionados con el tema central del este curso que es el equilibrio químico y sus perturbaciones. Una buena comprensión del equilibrio químico impactará en mejores desempeños (por parte de los estudiantes) en áreas como la Química Analítica y la Fisicoquímica (asignaturas como Equilibrio y Cinética).



9 786073 092821