

Introducción del equilibrio químico en el laboratorio: reacciones reversibles e incompletas

Laboratory introduction to chemical equilibrium: reversible and incomplete reactions

Juan Quílez¹

Resumen

Un estudio histórico de las ideas clave que conformaron el concepto de equilibrio químico puede ayudar en el diseño de actividades experimentales de indagación guiada para su enseñanza. Esta tarea se ejemplifica mediante la revisión de varios trabajos de laboratorio en los que se introducen dos ideas clave: 'reacción incompleta' y 'reversibilidad'. En el proceso de construcción conceptual que se presenta, los estudiantes de química necesitan revisar su conocimiento previo referido a su comprensión inicial de las reacciones químicas. Además, el profesorado debe intentar que el alumnado no genere algunas ideas alternativas que se manifiestan muy persistentes y que, por tanto, pueden actuar como barreras de aprendizaje. Finalmente, se realiza una breve reflexión didáctica referida a la explicación dinámica de estos procesos químicos.

Palabras clave: Reacción química, Bachillerato, Enseñanza, Equilibrio químico, Reversibilidad, Reacción incompleta

Abstract

A historical study of the key ideas that made up chemical equilibrium concept can help in the design of inquiry-guided laboratory activities for its teaching. This task is exemplified by the revision of several experimental studies, in which two key ideas are introduced: 'incomplete reaction' and 'reversibility'. In the conceptual construction process that is presented, chemistry students need to review their prior knowledge regarding their initial understanding of chemical reactions. In addition, teachers must try to ensure that students do not generate some alternative ideas that are very persistent and thus may act as learning barriers. Finally, a brief educational reflection is carried out concerning the dynamic explanation of these chemical processes.

Keywords : Chemical reaction, Bachelor's degree, Teaching, Chemical equilibrium, Reversibility, Incomplete reaction.

CÓMO CITAR:

Quílez, J. (2026, enero-marzo). Introducción del equilibrio químico en el laboratorio: reacciones reversibles e incompletas. *Educación Química*, 37(1). <http://dx.doi.org/10.22201/fq.18708404e.2026.1.91432>

¹Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química. Valencia. España.

Introducción

La reconstrucción histórica del concepto equilibrio químico puede ayudar al profesorado en el diseño de actividades de laboratorio que faciliten al alumnado de química su comprensión (van Driel, Verloop y de Vos, 1998). Este estudio histórico permite establecer las siguientes ideas clave para su enseñanza: ‘reversibilidad’, ‘reacción incompleta’, ‘constante de equilibrio’ y ‘carácter dinámico’ (Quílez, 2002, 2019).

Dado que estos conceptos se manifiestan complicados, al ser poco intuitivos y cognitivamente exigentes, este paralelismo histórico y didáctico (van Driel, de Vos y Verloop, 1998) puede representar un importante elemento de reflexión que puede favorecer la potenciación del trabajo intelectual de los estudiantes, tanto en su intento de explicación de este tipo de reacciones desde el punto de vista macroscópico como en su interpretación molecular (de Berg, 2021; Ghirardi et al. 2014). Al mismo tiempo, esta aproximación experimental (Chiu et al., 2002; Ghirardi et al., 2014, 2015; van Driel, de Vos y Verloop, 1999) puede contribuir a evitar o superar algunas de las dificultades e ideas alternativas más comunes y persistentes sobre este tipo de reacciones que señala la bibliografía (Tyson et al., 1999; van Driel y Gräber, 2002; Özmen, 2008; Quílez, 2008, 2009). Por ejemplo:

- Las reacciones de equilibrio químico se producen hasta que uno de los reactivos se agota.
- Dificultad para comprender la reversibilidad de un proceso de equilibrio químico.
- Incorrecta conceptualización del carácter dinámico de los equilibrios químicos.

Este trabajo tiene como objetivo la revisión de una serie de actividades prácticas que se han diseñado para facilitar la construcción de dos ideas macroscópicas asociadas a los procesos de equilibrio químico: reacción incompleta y reversibilidad. Finalmente, se realiza una breve reflexión didáctica referida a la explicación dinámica de estos procesos químicos.

Reacciones incompletas y reversibilidad

Antes de llegar al estudio del equilibrio químico, el alumnado tiene ya experiencias sobre las reacciones químicas que provienen de la vida cotidiana (e.g., reacciones de combustión), así como de los ejemplos que se han trabajado previamente en la clase de química. Este conocimiento previo normalmente está asociado al desarrollo de unas ideas restrictivas en torno a estos procesos. En concreto, habitualmente se piensa que las reacciones químicas sólo se producen en un sentido y siempre de forma completa (Hackling y Garnett, 1985), dejando de producirse cuando uno de los reactivos se agota (reactivo limitante) (Quílez, 2024). Con el objetivo de que los estudiantes de química puedan superar estas primeras concepciones, se pueden diseñar una serie de actividades prácticas, cuya discusión y análisis favorecen que puedan dar una interpretación que contemple que: a) una reacción puede no avanzar más, a pesar de que ninguno de los reactivos se ha agotado y b) el sentido de una reacción se puede invertir. Con ello, los alumnos deben concluir que las ideas asociadas a los términos ‘reactivos’ y ‘productos’ se deben reconceptualizar dependiendo de cómo se ha representado el proceso por medio de la correspondiente ecuación química.

Las ideas de Berthollet sobre reversibilidad y reacción incompleta introducidas a principios del siglo XIX en su estudio de procesos a gran escala tenían la desventaja del reducido número de reacciones de laboratorio en las que se pudieron poner de manifiesto estos conceptos (Quílez, 2002, 2009, 2019). J. H. Gladstone fue uno de los primeros científicos que más contribuyó a intentar superar esa limitación. En concreto, estudió el comportamiento de cromatos y de otras sales solubles de elementos de transición (hierro, cobalto y cobre), así como reacciones de formación de compuestos insolubles y su disolución (Gladstone, 1855, 1857).

Investigando reacciones incompletas

El trabajo inicial de Gladstone se puede utilizar para diseñar una actividad basada en el equilibrio químico representado por la siguiente ecuación:



En el estudio de este proceso, se pueden proponer una serie de cuestiones (de Berg, 2021) en torno a un comportamiento químico no previsto, con el objetivo de intentar desafiar las ideas iniciales del alumnado. En el cuadro 1 se describe una actividad para investigar con el alumnado del último curso de bachillerato español el comportamiento de un sistema en el que la reacción inicial es incompleta (Quílez et al., 2009). Es decir, se pretende que los estudiantes reflexionen en torno a la idea previa que asume que siempre que una reacción no puede avanzar más, al menos uno de los reactivos ha reaccionado por completo. Este cuestionamiento de ideas puede ayudar a que surja el concepto de reacción incompleta, lo que implica que se ha producido una cantidad menor de los productos que la esperada por el cálculo estequiométrico, ya que todavía quedan reactivos que no han reaccionado.

En esta investigación, las cantidades iniciales que se han hecho reaccionar de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ y de $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ no guardan una relación estequiométrica, lo que puede hacer pensar al alumnado que la reacción se ha completado cuando el reactivo que está en menor proporción [en nuestro experimento, el ion $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$] se ha agotado. Si posteriormente se añade una cantidad adicional del otro reactivo, $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$, no debería producirse mayor cantidad de producto, $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ (que se detecta por el incremento de la intensidad del color rojo de la disolución).

El desafío implica explicar los cambios de color que experimenta el sistema una vez se ha formado una cierta cantidad de $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ cuando se añaden cantidades adicionales de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ y de $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ (van Driel, de Vos, Verloop y Dekkers, 1998). En ambos casos, se intensifica el color. También se puede profundizar en este estudio si se plantea la eliminación de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ (Chiu et al., 2002), lo que además refuerza la idea de reversibilidad, según se discute en el siguiente apartado.

a) ¿Qué ocurre cuando se mezcla una disolución de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$ con una disolución de $\text{KSCN}(\text{aq})$?

Partiremos de una disolución de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$ de concentración $c = 0,5 \text{ mol/L}$ y otra de $\text{KSCN}(\text{aq})$ de concentración $c = 1 \text{ mol/L}$.

- Añade a un tubo de ensayo, que contiene unos 10 mL de agua destilada, una gota de la disolución de cloruro de hierro(III) [que aporta los iones $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$] y después una gota de la disolución de tiocianato de potasio [que aporta los iones $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$].
- Anota los cambios observados e intenta explicarlos (la formación del ion $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ se detecta por su color rojo característico).

CUADRO 1. ¿Es completa la reacción $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$?

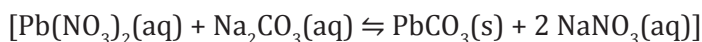
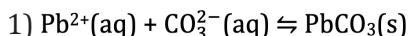
b) ¿Qué pasará si ahora añadimos una pequeña cantidad de cloruro de hierro(III) o de tiocianato de potasio al tubo en el que se ha producido la reacción obtenida en el apartado anterior?

- Divide ahora la disolución roja obtenida en tres partes iguales en sendos tubos de ensayo, que numeraremos como 1, 2 y 3.
- Añade al tubo 1 una nueva gota de disolución de cloruro de hierro(III).
- Añade al tubo 2 una nueva gota de disolución de tiocianato de potasio.
- Compara las coloraciones que has obtenido en los tubos 1 y 2 con la inicial de referencia del tubo 3. ¿Esperabas estos resultados? ¿Por qué?
- Explica los cambios observados. ¿Qué aspecto te ha resultado más problemático de explicar?

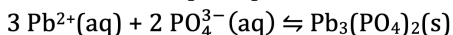
Otros ejemplos de reacciones incompletas que se pueden investigar de forma análoga en el laboratorio escolar son las siguientes:

a) Reacciones de precipitación.

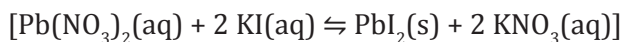
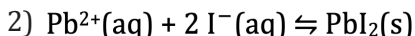
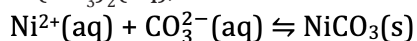
i) DeMeo (2002) describe cómo detectar la presencia de los iones presentes después de haber realizado reacciones químicas en las que se ha formado un precipitado, según los equilibrios químicos representados por las siguientes ecuaciones:



La presencia de iones $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ se detecta mediante la adición de $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq})$, con la formación del precipitado blanco de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$:

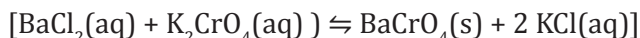
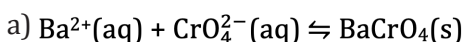


Por su parte, la existencia de iones $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ se establece mediante la adición de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, con la formación del precipitado verde de $\text{NiCO}_3(\text{s})$:

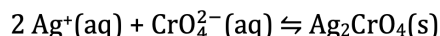


La presencia de iones $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ se detecta de forma análoga al caso anterior mediante la precipitación de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$. Por otro lado, la existencia de iones $\text{I}^{-}(\text{aq})$ se pone de manifiesto por la formación de un precipitado de color amarillo de $\text{AgI}(\text{s})$, después de añadir $\text{AgNO}_3(\text{aq})$: $\text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgI}(\text{s})$

ii) De forma similar, Chiu et al. (2002) proponen investigar la existencia de iones cromato después de haber precipitado $\text{BaCrO}_4(\text{s})$ (amarillo), añadiendo iones $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$, con la formación de $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ (rojo):



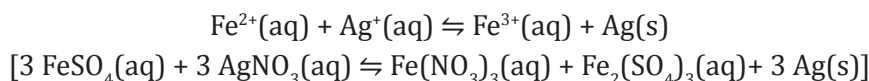
Una vez formado el precipitado de $\text{BaCrO}_4(\text{s})$, se añade $\text{AgNO}_3(\text{aq})$; los iones $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ reaccionan con los iones $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$, formando $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$, de color rojo:



La eliminación de los iones $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ por adición de $\text{HCl}(\text{aq})$ (Bohning, 1960), produce la disolución del precipitado de $\text{BaCrO}_4(\text{s})$.

b) Reacciones redox.

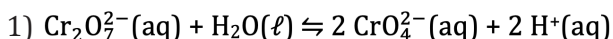
Ghirardi et al. (2014, 2015) desarrollan técnicas de detección de los iones $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Ag}^+(\text{aq})$ y $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ en el estudio de la reacción incompleta que corresponde al siguiente equilibrio:



Investigando reacciones reversibles

Cambio de concentración por cambio de la cantidad de sustancia

El concepto de ‘reversibilidad’ –algunos autores (Arnaud, 1993) prefieren utilizar el término ‘inversibilidad’ para no generar confusión con el concepto termodinámico de proceso reversible– se puede investigar realizando cambios de concentración de los ‘reactivos’ y de los ‘productos’ en cada uno de los dos equilibrios químicos representados por las siguientes ecuaciones (Quílez, 2004a, 2009):

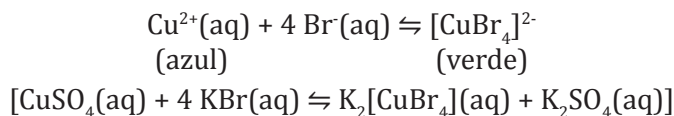


En este equilibrio (Bohning, 1960; RSC, 2025) se puede invertir el sentido de la reacción con cambios ligeros de pH, en los que se pueden observar variaciones graduales de color: rojo \rightarrow naranja \rightarrow amarillo (y a la inversa).



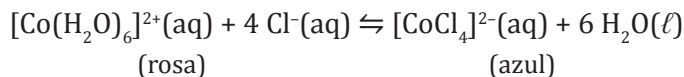
En el estudio de este proceso reversible, se empieza a partir de una disolución de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en isopropanol. La ‘inversión’ del proceso se sigue fácilmente por los cambios de color (Martins y da Costa, 1986; van Driel et al., 1999; Ghirardi et al., 2014; Kajornklin et al., 2020) producidos por la variación de las concentraciones de las especies químicas presentes. En el cuadro 2 se ejemplifica el proceso de trabajo en el laboratorio (Quílez et al., 2009).

3) Un proceso reversible muy semejante al que participa el ion cobalto(II) es el que corresponde a la siguiente ecuación (Burke, 1977):



Los sentidos opuestos de reacción ocasionados por la adición alternativa de $\text{KBr}(\text{aq})$ y de $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, se ponen de manifiesto mediante los correspondientes cambios de color.

Investigación del proceso:



[Previamente, se ha disuelto 1 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ en 100 mL de isopropanol, obteniéndose una disolución de color azul. Esta disolución se divide en dos partes; a la primera se le añaden 5 mL de agua, obteniéndose una disolución de color rosa (disolución-1); la segunda no se modifica y se nombra como disolución-2)].

a) Disolución-1

- Toma 4 mL de la disolución-1 (rosa) y añade 1,5 mL de una disolución saturada en isopropanol de BaCl_2 anhidro (que aporta iones Cl^-). Anota el cambio de color e intenta explicarlo.
- Añade agua, gota a gota, a la disolución obtenida en el apartado anterior; anotando el cambio de color finalmente producido e intenta explicarlo.

b) Disolución-2

- Ahora toma 4 mL de la disolución-2 (azul) y añade agua, gota a gota. Anota el cambio de color e intenta explicarlo.
- Finalmente, añade 1,5 mL de una disolución saturada en isopropanol de BaCl_2 anhidro (que aporta iones Cl^-). Anota el cambio de color e intenta explicarlo.

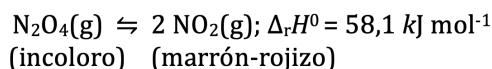
Por último, intenta razonar si es conveniente utilizar el símbolo \rightarrow para escribir las ecuaciones químicas de estas reacciones o si resulta más apropiado la doble semiflecha, \rightleftharpoons .

CUADRO 2. ¿Se producen las reacciones químicas únicamente en un sentido? Investigando reacciones reversibles.

Cambio de temperatura

La reversibilidad de una reacción de equilibrio químico también puede ilustrarse mediante una modificación de la temperatura. Los equilibrios anteriores: a) del ion de cobalto(II) (van Driel et al., 1999; Kajornklin et al., 2020; Nguyen y Birdwhistell, 2014) y b) del ion cobre(II) (Burke, 1977) son buenos ejemplos para el estudio de este cambio.

Otro proceso que suele estar ejemplificado en muchos libros de texto es el equilibrio representado por la ecuación:



En este caso, los cambios de color, por calentamiento o enfriamiento de la mezcla gaseosa, también permiten ejemplificar la reversibilidad de los procesos de equilibrio químico.

Cambio de presión/volumen

El sentido de reacción del equilibrio químico representado por la ecuación anterior también puede invertirse por la modificación del volumen del sistema. Sin embargo, en este caso, se debe proceder con cuidado en la explicación de los cambios de color producidos. Particularmente, se deben evitar las argumentaciones incorrectas referidas a los cambios paralelos producidos en las concentraciones y en las cantidades de sustancia de ambos gases, que suelen estar presentes en muchos libros de texto (Quílez, 2004b, 2021), así como en la resolución de pruebas oficiales de química (Zubiaurre y Arsuaga, 2013) y que incluso muestran algunos autores en artículos de investigación educativa (Aydeniz y Dogan, 2016; Peris, 2022).

Introducción de un modelo explicativo. Simulaciones

Siguiendo un paralelismo histórico (Quílez, 2019), una vez trabajados los conceptos de ‘reversibilidad’ y de ‘reacción incompleta’, surge una tercera idea clave: el ‘carácter dinámico’ de los sistemas en equilibrio químico, que permite explicar la constancia de las concentraciones de ‘reactivos’ y de ‘productos’ en la posición de equilibrio.

Si bien una revisión completa de este tercer aspecto, análoga a la realizada previamente, queda fuera del alcance de este trabajo, sí que conviene realizar una breve referencia acerca de cómo ayudar al alumnado a intentar establecer un modelo explicativo de los sistemas en equilibrio químico (Pekmez, 2010; de Berg, 2021). Con ello se pretende que los estudiantes puedan superar las primeras nociones que consideran que se trata de una situación estática (van Driel, 2002), así como ideas erróneas que conceptualizan el estado de equilibrio químico como: a) una especie de movimiento pendular de la reacción directa y de la inversa (la reacción directa cesa cuando se ha completado, con lo que empieza la reacción inversa) (Bergquist y Heikkinen, 1990); b) un proceso en el que la rapidez de la reacción directa es mayor que la de la inversa (Özmen, 2008).

Por todo lo anterior, la introducción cinética con la que tradicionalmente se ha iniciado el tema de equilibrio químico en muchos libros de texto (en la que se deduce la expresión de la constante de equilibrio por igualación de las supuestas ecuaciones de velocidad de la reacción directa y de la inversa, basadas en la estequiometría del proceso), no sólo es cuestionable desde el punto de vista epistemológico (Quílez, 2019), sino que también resulta objetable desde la perspectiva didáctica, ya que no parece tener presente las ideas iniciales del alumnado (Quílez, 2009). En concreto, mediante esta presentación, los estudiantes reciben la respuesta antes de tener la oportunidad de confrontar el problema, lo que puede ser percibido como un principio ontológico, que no estaría exento de una cierta arbitrariedad (Otero, 1985).

Normalmente, cuando se llega al estudio del equilibrio químico, los estudiantes han construido ya un modelo cinético explicativo de las reacciones químicas. El modelo de las colisiones es un modelo sencillo que pueden utilizar para la explicación de los factores de los que depende la rapidez de una reacción química. En consecuencia, el siguiente paso en el estudio que se está realizando implica usar este modelo para interpretar por qué las concentraciones de reactivos y de productos permanecen constantes en la posición de equilibrio químico.

Se han propuesto distintas analogías y simulaciones para facilitar la comprensión del carácter dinámico de los sistemas en equilibrio químico (Russell et al., 1997; Stieff y Wilenski, 2003; Velázquez-Marcano et al., 2004; Cloonan et al., 2011). En este punto es necesario tener en cuenta los peligros asociados a este tipo de ayudas para el alumnado, ya que se pueden generar e incluso reforzar errores conceptuales (Raviolo y Garritz, 2009; Pekmez, 2010).

Dentro del apartado de las simulaciones, existen varias propuestas similares de ‘juegos del equilibrio’ (Ncube y Huddle, 1994a,b; Wilson, 1998; Harrison y Buckley, 2000; Huddle et al., 2000; Bindel, 2012), cuya ejecución resulta particularmente sencilla e instructiva, ya que comporta la realización de tablas y gráficas que facilitan una adecuada interpretación del estado de equilibrio químico por igualación de las velocidades de reacción directa e inversa.

Comentarios finales

En la tarea del profesorado de ayudar a su alumnado en la construcción del conocimiento científico, un prerrequisito básico es su conocimiento pedagógico (didáctico) de los contenidos a enseñar (van Driel, Verloop y de Vos, 1998). En su entendimiento de los obstáculos cognitivos que los estudiantes deben superar, un análisis histórico puede ser de mucha utilidad (Quílez, 2002, 2009, 2019).

Esta circunstancia queda ejemplificada en la dificultad de entendimiento que presenta el estudio del equilibrio químico. Las ideas iniciales de los estudiantes en la construcción de este concepto guardan un paralelismo con las barreras conceptuales que históricamente tuvieron que superarse.

En este trabajo se han revisado diferentes actividades prácticas diseñadas para que el alumnado de química pueda poner en cuestión sus ideas previas en torno a las reacciones químicas, de forma que le posibilite reformularlas como introducción al estudio de los procesos de equilibrio químico. En concreto, se han trabajado ejemplos de reacciones químicas que facilitan el desarrollo de dos ideas clave: reacción incompleta y reversibilidad. Una vez se han puesto de manifiesto de forma empírica estas propiedades, conviene explicar los procesos estudiados con la ayuda de la expresión de la correspondiente constante de equilibrio (Quílez, 2008).

Por último, la interpretación dinámica molecular, que explica la constancia de las concentraciones en la situación de equilibrio químico, se presenta como una etapa de modelización subsiguiente (Quílez et al., 2009) que permite comprender que en el estado de equilibrio la rapidez de la reacción directa y la de la inversa son idénticas.

Finalmente, se debe resaltar que en el tratamiento de las disoluciones que se refieren en este estudio, resulta esencial trabajar a pequeña escala (el empleo de un retroproyector puede ser de ayuda en este sentido) (Summerlin y Early, 1985) o incluso a microescala (Kajornklin et al., 2020), sin superar los valores bajos de concentración indicados en los correspondientes trabajos. En cualquier caso, para la manipulación de los distintos reactivos, así como de los distintos productos de desecho, se deben seguir las especificaciones contenidas en cada uno de los trabajos referidos (DeMeo, 2002; Ghirardi et al., 2014; Kajornklin et al., 2020; RSC, 2025), las indicaciones establecidas en algunos manuales (Pohanish, 2017), los criterios establecidos por universidades (Ramírez et al., 2017), así como la normativa particular para la gestión de los laboratorios escolares (INVASSAT, 2023).

Bibliografía

Arnaud, P. (1993). *Curs de Chimie Physique*. Dunod. Paris.

Aydeniz, M. y Dogan, A. (2016). Exploring the impact of argumentation on pre-service science teachers' conceptual understanding of chemical equilibrium. *Chemistry Education Research and Practice*, 17, 111–119. doi.org/10.1039/C5RP00170F

Bergquist, W. y Heikkinen, H. (1990). Student ideas regarding chemical equilibrium: What written test answers do not reveal. *Journal of Chemical Education*, 67(12), 1000–1003. <https://doi.org/10.1021/ed067p1000>

- Bindel, T. H. (2012). Exploring Chemical Equilibrium with Poker Chips: A General Chemistry Laboratory Exercise. *Journal of Chemical Education*, 89(6), 759–762. <https://pubs.acs.org/doi/10.1021/ed200406t>
- Bohning, J.J. (1960). Chromate-dichromate equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 37(7), A443. <https://doi.org/10.1021/ed037pA443.2>
- Burke, B.A. (1977). Chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 54(1), 29–30.
- Chiu, M.-H., Chou, C.-C. y Liu, C.-J. (2002). Dynamic processes of conceptual change: analysis of constructing mental models of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 39(8), 688–712. <https://doi.org/10.1002/tea.10041>
- Cloonan, C.A., Nichol, C.A. y Hutchison, J.S. (2011). Understanding Chemical Reaction Kinetics and Equilibrium with Interlocking Building Blocks. *Journal of Chemical Education*, 88, 1400–1403. <https://doi.org/10.1021/ed1010773>
- De Berg, K.C. (2021). An analysis of the difficulties associated with determining that a reaction in chemical equilibrium is incomplete. *Foundations of Chemistry*, 23, 253–275. <https://doi.org/10.1007/s10698-020-09393-1>
- DeMeo, S. (2002). Using Limiting-Excess Stoichiometry to Introduce Equilibrium Calculation: a Discrepant Event Laboratory Activity Involving Precipitation Reactions. *Journal of Chemical Education*, 79, 474–475. <https://doi.org/10.1021/ed079p474>
- Ghirardi, M., Marchetti, F., Pettinari, C., Regis, A. y Roletto, E. (2014). A teaching learning sequence for learning the concept of chemical equilibrium in secondary school education. *Journal of Chemical Education*, 91(1), 59–65. <https://doi.org/10.1021/ed3002336>
- Ghirardi, M., Marchetti, F., Pettinari, C.; Regis, A. y Roletto, E. (2015). Implementing an Equilibrium Law Teaching Sequence for Secondary School Students To Learn Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 92(6), 1008–1015. <https://doi.org/10.1021/ed500658s>
- Gladstone, J.H. (1855). On Circumstances Modifying the Action of Chemical Affinity. *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, 145, 179–223.
- Gladstone, J.H. (1857). Some Experiments Illustrative of the Reciprocal Decomposition of Salts. *Quarterly Journal Chemical Society*, 9, 144–156.
- Hackling, M.W. y Garnett, P.J. (1985). Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7(2), 205–214. <https://doi.org/10.1080/0140528850070211>
- Harrison, J.A. y Buckley, P.D. (2000). Simulating Dynamic Equilibria. A Class Experiment. *Journal of Chemical Education*, 77(8), 1013–1014. doi.org/10.1021/ed077p1013
- Huddle, P.A., White, M.W. y Rogers, F. (2000). Simulations for Teaching Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 77, 920–926. <https://doi.org/10.1021/ed077p920>

- INVASSAT (2023). *Gestión de residuos peligrosos en centros educativos*. Generalitat Valenciana. Valencia.
- Kajornklin, P., Jarujamrus, P., Phanphon, P., Ngernpradab, P.; Supasorn, S., Chairam, S. y Amatongchai, M. (2020). Fabricating a Low-Cost, Simple, Screen Printed Paper Towel-Based Experimental Device to Demonstrate the Factors Affecting Chemical Equilibrium and Chemical Equilibrium Constant, K_c . *Journal of Chemical Education*, 97, 1984–1991. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.9b00918>
- Martins, L.J.A. y da Costa, J.B. (1986). Further observations of the cobalt(II)-chloride equilibrium: effect of changing the chloride ion concentration. *Journal of Chemical Education*, 63(11), 989. <https://doi.org/10.1021/ed063p989>
- Ncube, C. y Huddle, P.A. (1994a). A dynamic way to teach chemical equilibrium – Part I. *Spectrum*, 32(3), 39-40.
- Ncube, C. y Huddle, P.A. (1994b). A dynamic way to teach chemical equilibrium – Part II. *Spectrum*, 32(4), 2-3.
- Nguyen, V.D. y Birdwhistell, K.R. (2014). Microwave Mapping Demonstration Using the Thermochromic Cobalt-Chloride Equilibrium, *Journal of Chemical Equilibrium*, 91, 880-882. doi.org/10.1021/ed400678r
- Otero, J.C. (1985). Assimilation Problems in Traditional Representations of Scientific Knowledge, *European Journal of Science Education*, 7, 361–369. <https://doi.org/10.1080/0140528850070404>
- Özmen, H. (2008). Determination of students' alternative conceptions about chemical equilibrium: a review of research and the case of Turkey. *Chemistry Education Research and Practice*, 9(3), 225-233. <https://doi.org/10.1039/B812411F>.
- Pekmez, S. (2010). Using analogies to prevent misconceptions about chemical equilibrium. *Asia-Pacific Forum on Science Learning and Teaching*, 11(2). 1-35.
- Peris, M. (2021). Understanding Le Châtelier's principle fundamentals: five key questions. *Chemistry Teacher International*, 4(3), 203-205. <https://doi.org/10.1515/cti-2020-0030>.
- Pohanish, R.P. (2017). *Sittig's Handbook of Toxic and Hazardous Chemicals and Carcinogens*. Elsevier. Oxford.
- Quílez, J. (2002). Aproximación a los orígenes del concepto de equilibrio químico: algunas implicaciones didácticas. *Educación Química*, 13(2), 101-112. <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2002.2.66302>
- Quílez, J. (2004a). A historical approach to the development of chemical equilibrium through the evolution of the affinity concept: some educational suggestions. *Chemistry Education Research and Practice*, 5(1), 69-87. [10.1039/B3RP90031B](https://doi.org/10.1039/B3RP90031B)
- Quílez, J. (2004b). Changes in concentration and in partial pressure in chemical equilibria: students' and teachers' misunderstandings. *Chemistry Education Research and Practice*, 5(3), 281–300. <https://doi.org/10.1039/B3RP90033A>

- Quílez, J. (2008). Students' and teachers' inability to transfer the molar concentration concept to aqueous equilibrium solutions. *The Chemical Educator*, 13(2), 61-66. DOI 10.1333/s00897082119a
- Quílez, J. (2009). From chemical forces to chemical rates: A historical/philosophical foundation for the teaching of chemical equilibrium. *Science & Education*, 18, 1203-1251. <https://doi.org/10.1007/s11191-006-9048-4>
- Quílez, J. (2019). A historical/epistemological account of the foundation of the key ideas supporting chemical equilibrium theory. *Foundations of Chemistry*, 21, 221-252. <https://doi.org/10.1007/s10698-018-9320-0>
- Quílez, J. (2021). Le Châtelier's Principle a Language, Methodological and Ontological Obstacle: An Analysis of General Chemistry Textbooks. *Science & Education*, 30, 1253-1288. <https://doi.org/10.1007/s11191-021-00214-1>
- Quílez, J. (2024). Experimentos con reacciones químicas que dificultan la consideración de los procesos físicos relevantes para su explicación: una propuesta para su enseñanza. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*. 21(3), 3204. doi:10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2024.v21.i3.3204
- Quílez, J., Lorente, S., Sendra, F. y Enciso, E. (2009). *Química 2. Afinidad*. ECIR. Valencia.
- Ramírez, E., Rivera, J., Ramírez, A.I., Cerino-Córdova, J., López, U.J., Fernández, S.S. y Rivas-García, P. (2017). A comprehensive hazardous waste management program in a Chemistry School at a Mexican university. *Journal of Cleaner Production*, 142, 1436-1491. <https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2016.11.158>
- Raviolo, A. y Garritz, A. (2009). Analogies in the teaching of chemical equilibrium: a synthesis/analysis of the literature. *Chemistry Education: Research and Practice*, 10(1), 5-13. <https://doi.org/10.1039/B901455C>
- RSC (2025). Practical Chemistry Project. A chromate-dichromate equilibrium. <https://edu.rsc.org/experiments/a-chromate-dichromate-equilibrium/1710.article>
- Russel, J.W., Kozma, R.B., Jones, T., Wykoff, J., Marx, N. y Davis, J. (1997). Use of Simultaneous-Synchronized Macroscopic, Microscopic, and Symbolic Representations to Enhance the Teaching and Learning of Chemical Concepts. *Journal of Chemical Education*, 74, 330-334. <https://doi.org/10.1021/ed074p330>
- Stieff, M. y Wilenski, U. (2003). Connected Chemistry – Incorporating Interactive Simulations into the Chemistry Classroom. *Journal of Science Education and Technology*, 12, 285-302. <https://doi.org/10.1023/A:1025085023936>
- Summerlin, L.R. y Early, J.L. (1985). *Chemical Demonstrations: A Sourcebook for Teachers. Volume 1*. American Chemical Society. Washington.
- Tyson, L., Treagust, D.F. y Bucat, R.B. (1999). The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 554-558. <https://doi.org/10.1021/ed076p554>

- Van Driel, J. H. (2002). Students' corpuscular conceptions in the context of chemical equilibrium and chemical kinetics. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 3(2), 201-213. <https://doi.org/10.1039/B2RP90016E>
- Van Driel, J. H., De Vos, W. y Verloop, N. (1998). Relating students' reasoning to the history of science: The case of chemical equilibrium. *Research in Science Education*, 28(2), 187-198. <https://doi.org/10.1007/BF02462904>
- Van Driel, J.H., De Vos, W. y Verloop, N. (1999). Introducing dynamic equilibrium as an explanatory model. *Journal of Chemical Education*, 76(4), 559-561. <https://doi.org/10.1021/ed076p559>
- Van Driel, J.H., De Vos, W., Verloop, N. y Dekkers, H. (1998). Developing secondary students' conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20(4), 379-392. <https://doi.org/10.1080/0950069980200401>
- Van Driel, J.H. y Gräber, W. (2003). The teaching and learning of chemical equilibrium. En Gilbert, J., Justi, R., Van Driel, J., De Jong, O. y Treagust, D. (Eds.), *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, pp. 271-292. Kluwer. Amsterdam.
- Van Driel, J. H., Verloop, N. y De Vos, W. (1998). Developing science teachers' pedagogical content knowledge. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(6), 673-695. [https://doi.org/10.1002/\(SICI\)1098-2736\(199808\)35:6<673::AID-TEA5>3.0.CO;2-J](https://doi.org/10.1002/(SICI)1098-2736(199808)35:6<673::AID-TEA5>3.0.CO;2-J)
- Velázquez-Marcano, A., Williamson, V.M., Ashkenazi, G., Tasker, R. y Williamson, K.C. (2004). The Use of Video Demonstrations and Particulate Animation in General Chemistry. *Journal of Science Education and Technology*, 13, 315-323. <https://doi.org/10.1023/B:JOST.0000045458.76285.fe>
- Wilson, A. (1998). Equilibrium: a teaching/learning activity. *Journal of Chemical Education*, 75, 1176-1177. <https://doi.org/10.1021/ed075p1176>
- Zubiaurre, S. y Arsuaga, J.M. (2013). *Selectividad 2012. Química*. Anaya, Madrid.