

Estudios originales y rigurosos sobre algún aspecto del fenómeno educativo de la química.

Enseñar el principio de Le Chatelier: un sutil equilibrio

Andrés Raviolo y Julio Andrade Gamboa*

Abstract (On teaching Le Chatelier Principle: A subtle equilibrium)

A revision about the debate around the Le Chatelier principle teaching within chemical equilibrium, is presented. A critique on a recent paper, and some reflections on chemical teaching research, are given.

Starting from a study with Argentinian first year university students, proposals for teaching Le Chatelier principle in a complementary way to other approaches, are shared.

Resumen

Realizamos una revisión sobre el estado del debate alrededor de la enseñanza del principio de Le Chatelier en el equilibrio químico y mostramos un cuestionamiento a un reciente artículo que propone la no mención de este principio. También exponemos algunas reflexiones en torno a diseños de investigación en didáctica de la química.

A partir de un estudio con alumnos de primer año de nuestra universidad compartimos propuestas para enseñar este principio en forma no exclusiva sino complementaria a otros enfoques.

Introducción

En un reciente artículo de Quílez Pardo en esta revista (Quílez, 1997) el autor propone evitar el uso del principio de Le Chatelier (LC) en la predicción de la evolución de equilibrios químicos que han sido perturbados, y reemplazarlo por el empleo exclusivo de la constante de equilibrio. Esta determinación obedece a los múltiples señalamientos que se han realizado en la didáctica de las ciencias sobre la aplicación de esta regla. Además apoya esta propuesta en los resultados obtenidos en un diseño de investigación propio utilizando un grupo de control y otro experimental. Los resultados de ese estudio mostraron que alumnos preuniversitarios del grupo de control, sobre los que se ha realizado una enseñanza tradicional con la utilización del principio de LC, obtuvieron rendimientos notablemente inferiores que el grupo experimental en un cuestionario *ad hoc*. Con el grupo experimental se aplicó una alternativa conceptual y metodo-

lógica a dicho principio. Sin embargo, como aclara este artículo, el tratamiento alternativo no se centra exclusivamente en este aspecto, sino en una fundamentada propuesta constructivista de enseñanza del equilibrio químico.

Nuestro interés sobre la enseñanza del equilibrio químico comienza hace varios años y los numerosos trabajos de Quílez Pardo y su grupo han sido una útil referencia. Aunque, como desarrollaremos a continuación, no compartimos la propuesta que este autor hace en el artículo mencionado y planteamos algunos cuestionamientos al diseño de investigación sobre la que apoya esta alternativa.

Proponemos utilizar el principio de Le Chatelier en forma complementaria con la ecuación de la constante de equilibrio y la ecuación de van't Hoff, como lo realizan algunas propuestas innovadoras en libros de textos, en la investigación didáctica y de acuerdo con nuestra propia experiencia. Se comparten, como apoyo de estas reflexiones, resultados obtenidos en un estudio con estudiantes de química general de primer año de la universidad.

Diseños de investigación en didáctica de la química

Las reflexiones que se realizan a continuación resultan de interés general para la investigación didáctica en las ciencias y en particular en la química. Sin pretender entrar en sutiles discusiones sobre la validez de investigaciones en ciencias sociales, se exponen algunos aspectos en este campo que permiten darle cierto grado de confianza a la investigación en el aula.

Un diseño experimental para apoyar una propuesta que indica evitar la utilización del principio de Le Chatelier, que a pesar de las críticas que ha recibido, consta de un gran consenso y utilidad, requiere una planificación cuidadosa.

En su libro sobre investigación y educación, Hayman (1984) afirma que el problema del método experimental en investigación educativa consiste en estar seguros de que las diferencias en los resultados obtenidos provienen realmente del tratamiento empleado. Precisamente incluye como ejemplo de tratamiento a un método diferente de enseñanza de algún tema. Menciona, para diseños con grupo de control que sólo utiliza postest (como en el caso considerado de Quílez), que sufren por la falta de datos que constituyan la línea de partida o datos básicos de referencia.

Chandran, Treagust y Tobin (1987) en su estudio sobre la influencia de distintos factores cognitivos en el éxito del

* Universidad Nacional del Comahue, Unidad Postal UNC. Bariloche (8400) Río Negro, Argentina.
Fax: 54 (944) 22 111. E-mail: araviolo@uncma.edu.ar
Recibido: 27 de junio de 1997; Aceptado: 29 de septiembre de 1997.

aprendizaje de contenidos de química encontraron que la habilidad de razonamiento formal y el conocimiento previo influyen significativamente.

En particular sobre equilibrio químico Shayer y Adey (1981) sostienen que un alumno que no ha alcanzado un nivel de pensamiento formal avanzado es incapaz de entender que el equilibrio químico es un proceso dinámico: suma de dos procesos que ocurren en sentidos opuestos. Esto da importancia a la necesidad de diagnosticar este factor cognitivo. La capacidad de pensamiento formal es un requisito necesario, si bien no suficiente, como aclaran por diversas razones Pozo y otros (1991).

Bergquist y Heikkinen (1990) sugieren intensificar la práctica del razonamiento proporcional dado que consideran que varias concepciones erróneas en el equilibrio químico están asociadas a dificultades en este esquema de la lógica formal.

Por ello, muchas investigaciones (ejemplo: Gabel, 1993) que utilizan diseños con grupo de control, para aproximarse a condiciones de similares puntos de partida, comparan los resultados en pruebas de pensamiento formal en ambos grupos para determinar si son equivalentes en habilidades de aprendizaje. En la investigación de Quílez Pardo no se conocen las condiciones en que parten ambos grupos.

Con respecto al conocimiento previo y como ya se mencionó, el concepto de equilibrio químico requiere el manejo de otros conceptos relacionados con él (Pozo y otros, 1991) como son: discontinuidad de la materia, cambio químico, estequiometría, concentración, cinética química, etcétera. De los propios resultados de Quílez Pardo, de las preguntas generales sobre equilibrio químico, se confirma que la mayoría de los alumnos del grupo de control:

- no conocían la dependencia de K con la temperatura (pregunta 1)
- no saben plantear la expresión de K en equilibrios heterogéneos, incluyen por ejemplo al sólido (pregunta 2)
- no conocen la relación entre K_c y K_p y la condición para la cual son iguales (pregunta 3)
- confunden masa con concentración, al considerar que cambia la concentración de un sólido a temperatura constante (pregunta 5)
- no conocen cómo influyen las variaciones en la masa de un sólido en un equilibrio heterogéneo (pregunta 6)
- no mantienen la inalterabilidad de las concentraciones en el equilibrio al disminuir el volumen de la vasija a temperatura constante en sistemas donde la diferencia entre la suma de los coeficientes estequiométricos entre productos y reactivos es cero (pregunta 7)

Surge como conclusión de estos resultados, que los alumnos del grupo de control no conocen los aspectos básicos del equilibrio químico, incluso mantienen errores en temas previos como es la diferenciación entre masa y concentración. Por ello, no están en similares condiciones como para contrastar la hipótesis formulada por dicho trabajo, es decir, probar la efectividad de una propuesta basada en la no aplicación del principio de Le Chatelier. Consideramos que en ambos grupos se deberían haber llevado adelante propuestas constructivistas de enseñanza del equilibrio químico y sólo plantear diferentes enfoques en el aspecto que hace a la predicción de la evolución de sistemas en equilibrio que han sido perturbados.

El principio de Le Chatelier puede ser empleado no como herramienta única para la enseñanza del equilibrio sino como apoyo a otros enfoques, teniendo en cuenta las recomendaciones hechas por la investigación didáctica, y puede contribuir al aprendizaje significativo del equilibrio químico.

Algunos señalamientos sobre la utilización del principio de Le Chatelier

Los alumnos no traen de su experiencia diaria ideas previas respecto al equilibrio químico; la mayor parte de las dificultades observadas responden a ideas inducidas a través de la enseñanza. Por ello debe prestarse mucha atención a la forma como ésta se presenta y al seguimiento que se realiza sobre persistencia de concepciones erróneas.

Además, dada la elevada jerarquía conceptual del equilibrio químico, una deficiente comprensión de conceptos anteriores influye en una adecuada comprensión del mismo. Lo cual da mucha importancia a la revisión y diagnóstico del conocimiento alcanzado por los alumnos hasta ese momento.

Fundamentalmente desde el trabajo de De Heer (1957) donde este autor da suficientes argumentos sobre la formulación vaga y ambigua de principio de LC, periódicamente se han presentado artículos sobre su enseñanza.

Katz en 1961 cuestiona las propuestas de De Heer por inadecuadas para alumnos preuniversitarios y propone una forma sistemática más sencilla de evitar la aplicación del principio de LC en reacciones químicas. Quizá tampoco resulta lo suficientemente accesible para dichos alumnos incluso para los de primer año de la universidad.

Treptow (1980) analiza distintos enunciados del principio y alerta sobre la sintaxis de los mismos. Sugiere la siguiente: "Un sistema en equilibrio resiste intentos de cambiar su temperatura, presión o concentración de un reactivo". También propone un método gráfico para ilustrarlo.

Hackling y Garnett (1985) en su estudio sobre las concepciones previas sobre equilibrio químico elaboran una

secuencia de proposiciones para la enseñanza del tema en la que incluyen y aplican el principio de LC. Éste influye en algunas concepciones erróneas que sostienen los alumnos sobre la velocidades de reacción directa e inversa en sistemas en los que se ha perturbado el equilibrio por adición de un reactivo o por disminución de volumen.

Por su parte Bergquist y Heikkinen (1990) mencionan que el tradicional lenguaje utilizado para formular el principio de LC puede ser fuente de la concepción errónea sostenida por alumnos que asignan un comportamiento pendular al equilibrio, éstos sostienen que después de que la reacción directa se completa recién comienza la reacción inversa. Esta compartimentación o lateralización de equilibrio es también encontrada por Furió y Ortiz (1983).

Finalmente, podemos afirmar que distintos autores llaman la atención sobre concepciones erróneas de los alumnos relacionadas con el principio de LC pero, en su mayoría, no sugieren dejar de enseñarlo.

Resultados de nuestro estudio

Con el objetivo de apoyar, lo que nuestra experiencia de aula nos dice sobre la utilidad de enseñar el principio de LC en cursos universitarios, se realizó un estudio para indagar las dificultades en la resolución de problemas de un grupo de alumnos sobre los cuales se aplicó un enfoque de enseñanza del equilibrio químico basado en textos actuales. En esta oportunidad no se realizó un estudio comparado de distintas estrategias didácticas que pueda conducirnos a decidir sobre la mejor de ellas para la enseñanza de este tema.

Se suministraron a una muestra de 37 alumnos de primer año de la universidad tres problemas adaptados de McQuarrie y Rock (1991) como parte de una evaluación parcial. La muestra estuvo constituida por 20 alumnos estudiantes de distintas ingenierías y 17 alumnos de la licenciatura en biología. Ambos grupos tienen una media de edades de 19.2 años y puntajes similares en la prueba de pensamiento formal TOLT (Tobin y Capie, 1981) de 6.5 y 7 respectivamente.

El tema de equilibrio químico no es generalmente incluido en forma sistemática en la educación media argentina, por ello para estos alumnos, durante este curso fue el primer contacto con el tema. El enfoque utilizado para la presentación teórica del tema (incluido el principio de LC) y problemas se basó en los textos McQuarrie y Rock (1991) y Chang (1992).

La hipótesis que pondremos a prueba es que en general los alumnos aplican correctamente el principio de Le Chatelier y que éste les sirvió para analizar la coherencia de resultados obtenidos mediante el empleo de la expresión de K y de la ecuación de van't Hoff.

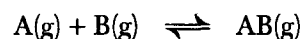
Instrumento utilizado

1) Prediga los efectos esperados (incrementa, decrece, no cambia) en la cantidad especificada al producirse los siguientes cambios:



Cambio	Cantidad	Efecto
a) adición de N_2 a V cte y T cte	concentración de O_2	
b) adición de N_2 a V cte y T cte	concentración de NO	
c) decrece el volumen a T cte	concentración de NO	
d) incrementa volumen a T cte	K_p	
e) incremento temperatura a P cte	K_c	
f) incremento temperatura a P cte	concentración de N_2	

2) Para la siguiente reacción en un volumen de 1 litro y a temperatura constante:



a) Calcular la constante de equilibrio si se encuentran inicialmente en equilibrio 0.5 moles de A, 0.4 moles de B y 0.8 moles a AB.

b) Calcular las concentraciones de todas las especies en una nueva situación de equilibrio que se alcanza después de agregar 0.6 moles de A a la situación de equilibrio inicial.

c) Explicar los resultados obtenidos en el punto (b) aplicando el principio de Le Chatelier.

3) a) A partir de la ecuación de van't Hoff:

$$\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H^\circ_r}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

calcular K_p a 300°C a presión constante para la siguiente reacción:



si K_p a $25^\circ\text{C} = 2.23 \times 10^4$.

b) Explique si los resultados obtenidos están de acuerdo con el principio de Le Chatelier. El valor de R es 8.314 J/K .

Los resultados obtenidos se muestran en la tabla 1.

Los ítems 1a, 1b, 2b y 2c evalúan la predicción de la evolución del equilibrio ante la adición de un reactivo a volumen y temperatura constante. Se observó una disminución de respuestas y/o aplicación correcta del principio de LC en el ítem 2c. Esto se debió a la influencia de resultados incorrectos en resolver la ecuación de la constante de equilibrio; dichos resultados no pudieron ser analizados a la luz del principio. En el ítem 2b el 24% de los alumnos plantearon bien el problema pero cometió algún error matemático que

Tabla 1. Resultados obtenidos en porcentaje de respuestas correctas ($n = 37$).

Problema 1						Problema 2			Problema 3	
a	b	c	d	e	f	a	d	c	a	b
84	81	49	81	54	59	95	49	51	27	46

no le permitió llegar al resultado numérico correcto. Un 11% consideró concentraciones iniciales en la ecuación de K en vez de en equilibrio y un 8% no mantuvo K constante a temperatura fija.

En los ítems 1c y 1d se evalúa la predicción de la evolución del equilibrio ante modificaciones en el volumen a temperatura constante. En el ítem 1c la mayor parte de las dificultades radicaron en la no observación de que la diferencia de la suma de los coeficientes estequiométricos entre productos y reactivos es cero. Sin embargo en el ítem 1d la mayoría de los alumnos consideraron la constancia de K a temperatura constante. Los resultados de los ítems 1e, 1f, 3a y 3b muestran que les representa mayor dificultad aplicar el principio de LC a equilibrios donde se perturba la temperatura. En el ítem 3a, debían utilizar la ecuación de van't Hoff cuya expresión se les daba, dado que no nos interesaba que la memorizaran. Un 73% cometieron errores algebraicos que no les permitieron llegar al resultado correcto, por ejemplo no contemplar las equivalencias entre unidades J y kJ, °C y K o resolver incorrectamente el logaritmo natural. Un 16% obtuvo valores de K_2 mayores o iguales a K_1 , cuando de acuerdo con el principio de LC debía esperarse valores menores. Algunos mencionaron ser conscientes de esta contradicción, otros comentaron haber procedido a revisar sus cuentas.

Ante las dificultades halladas consideramos necesario que los alumnos dispongan del principio de LC, como una ley cualitativa (Pauling, 1980), a la luz de la cual revisar la coherencia de los resultados obtenidos y paralelamente expliquen éste desde el análisis cualitativo de la ecuación de la constante de equilibrio y de la ecuación de van't Hoff. Esto conlleva a un tratamiento previo y posterior a reemplazar datos en ecuaciones, aportando a un cambio metodológico en la resolución de problemas. No obstante son necesarias algunas recomendaciones para garantizar el empleo apropiado del principio de LC.

Propuestas para la utilización del principio de Le Chatelier

Primero se realizan algunas reflexiones sobre el contexto en que debería presentarse el principio de LC para que contribuya al aprendizaje del equilibrio químico. Y en segundo lugar se hace hincapié en propuestas para su adecuada formulación desde enfoques complementarios.

Una enseñanza constructivista del equilibrio químico debe tener en cuenta las sugerencias de la investigación sobre las principales dificultades y errores conceptuales que persisten en los alumnos y buscar una diversidad de actividades para superarlas. El principio de LC es sólo una regla útil para un aspecto del equilibrio químico y no puede considerarse independientemente de la comprensión de los aspectos centrales del equilibrio.

La variedad de actividades comprende un tratamiento donde se combinan los enfoques: simbólico (ecuaciones, fórmulas), macroscópico (experimentos, observación) y el microscópico (átomos, moléculas). Planteados dentro de la perspectiva de resolución de problemas conceptual más que algorítmica (mecánica, algebraica, colocar datos en fórmulas).

Por otro lado, resultaría muy dogmático utilizar sólo el principio de LC para predecir la evolución de equilibrios perturbados sin realizar otro tipo de análisis, como por ejemplo desde la ecuación química y la constante de equilibrio. Sobre este punto profundizaremos más adelante.

Un análisis de los fundamentos termodinámicos nos lleva al uso de la variación de la energía libre de Gibbs de la reacción ΔG_r y del cociente de la reacción Q en la ecuación $\Delta G_r = RT \ln (Q/K)$ que nos permitirá predecir la evolución de un sistema en equilibrio que ha sido perturbado.

El cociente de reacción tiene la misma forma algebraica que K pero las concentraciones o presiones parciales son las de la situación experimental particular no necesariamente en equilibrio. En un sistema perturbado Q es distinto que K y en un sistema en equilibrio $Q = K$. Teniendo en cuenta que la dirección de la reacción espontánea es hacia el equilibrio, Q cambia hasta que $Q = K$ ($\Delta G_r = 0$). Si $Q < K$ la reequilibración ocurre en el sentido que Q aumenta, es decir en el sentido que reactivos se convierten en productos (ver, por ejemplo, Gordus, 1991).

Presentamos algunos casos de lo expresado anteriormente:

- Adición de un reactivo a temperatura constante y volumen constante:

En este caso la perturbación implica $Q < K$, por lo cual el sistema evolucionará hacia la formación de mayor cantidad de productos.

Esto ayuda en la resolución de problemas donde se plantea la situación inicial (con la nueva concentración que alcanzó el compuesto) y la situación en equilibrio (en la que los compuestos que disminuirán su concentración se les resta x y a los que aumentarán se les suma x , las x multiplicadas por los respectivos coeficientes estequiométricos).

- Adición de un reactivo o producto a temperatura constante y a presión constante:

Aquí establecer si la perturbación implica que $Q < K$ o $Q > K$ no es sencillo dado que dependerá de la composición inicial de la mezcla en equilibrio. Un análisis detallado de este caso se realiza en Katz (1961) conjuntamente con lo que ocurre ante el agregado de un compuesto inerte (ej. gas inerte). Por ello y dado que posiblemente las reacciones se realicen en un volumen de reacción constante, podemos considerar este caso en cursos más avanzados.

- Cambio de volumen (producido por cambio de presión externa) a temperatura constante:

Si la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos son mayores que la de los reactivos sus concentraciones estarán elevadas a mayores exponentes en la ecuación de Q y ante un aumento de volumen (disminución de las concentraciones) el numerador se verá más afectado que el denominador con lo cual $Q < K$ y la reacción procederá hacia los productos.

Es útil para este análisis expresar K_p en función de las fracciones molares y de la presión total.

- Cambio de temperatura a presión constante:

Ante el aumento de la temperatura en, por ejemplo, una reacción endotérmica inicialmente en equilibrio, parte de los reactivos se convertirán en productos, debido a que K aumenta. Esto puede justificarse desde la ecuación de van't Hoff:

$$\ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right),$$

al ser la reacción endotérmica ΔH° es positivo y al ser $T_2 > T_1$, K_2 es mayor que K_1 , se forman más productos. En otras palabras, a T_1 el sistema está en equilibrio y $Q = K_1 < K_2$, a T_2 $Q < K_2$ y el sistema evoluciona en forma de que Q aumenta.

Esta ecuación es deducida a presión constante. Los cambios de temperatura a volumen constante requieren el uso de la variación de la energía interna ΔE° .

Se han realizado múltiples revisiones del enunciado del principio de LC como la mencionada de Treptow (1980); sugerimos que una correcta enunciación debe ser equivalente a la siguiente expresión realizada con base en el cociente de reacción: "todo sistema para el cual $Q = K$ (sistema en equilibrio) que es perturbado de forma que Q sea distinto que K , ya sea por modificación de Q a temperatura constante o de K a temperatura no constante, evolucionará de manera de lograr que Q sea igual a K ".

Otras consideraciones a tener en cuenta:

- Por lo expresado anteriormente es importante identificar

las variables que influyen en sistemas en equilibrio y realizar un cuidadoso control de variables cuando ese equilibrio se ve modificado. Por ejemplo generalmente no se considera al adicionar un reactivo a T constante si se realiza a V o P constante.

- Plantear la ecuación de la constante de equilibrio en distintos sistemas incluyendo sistemas heterogéneos y reconocer que la adición o remoción parcial de reactivos sólidos o líquidos puros no cambia el equilibrio.
- Diferenciar las situaciones de: estado de equilibrio inicial, estado perturbado y estado de equilibrio final. Analizar las velocidades directas e inversas en cada caso (ver, por ejemplo, en Hackling y Garnett, 1985).
- Transferir este enfoque a equilibrios de solubilidad y ácido-base.
- Aplicarlo a ejemplos relevantes para los alumnos: el caso de la hipoxia (mal de puna) y el de los refrescos citados por Garritz y Chamizo (1994), también aplicaciones en la industria con discusiones desde la cinética química.

Reconocemos que no siempre los autores de libros de textos están actualizados en los resultados que provee la investigación didáctica, pero también es cierto que se han publicado originales textos de química general de nivel preuniversitario y universitario en los últimos años. Todos los textos recientes que estuvieron a nuestro alcance incluían el principio de Le Chatelier.

Conclusiones

Más allá de los cuestionamientos realizados a la propuesta de Quílez Pardo, la sistematización y señalamientos presentados por este autor sobre la enseñanza del equilibrio químico y del principio de LC, constituyen un importante llamado de atención sobre aspectos relevantes a tener en cuenta en el estudio y planificación de estos temas.

Una inadecuada comprensión y aplicación del principio de LC pueden deberse a la forma en que dicho principio es presentado y a las precauciones que deben tomarse en relación a los prerrequisitos necesarios para su uso, lo que involucra una comprensión de las características esenciales del fenómeno de equilibrio químico. Para los alumnos resulta útil contar con esta regla predictiva que pueden aplicar en distintos momentos del curso.

Entre las dificultades encontradas en el aprendizaje del equilibrio químico están las relacionadas con el enfoque empleado en la resolución de problemas (Camacho y Good, 1989). Una resolución algebraica y algorítmica basada en la colocación de datos en ecuaciones no garantiza el conocimiento de los conceptos involucrados (Nurrenbern y Pickering, 1987). En este enfoque el alumno no realiza un interpretación cualitativa previa del problema, lo resuelve en forma

mecánica y no realiza un análisis de resultados.

Hemos mostrado que muchos estudiantes de primer año de la universidad, como los del grupo antes caracterizado, poseen dificultades matemáticas en la resolución de problemas aplicando la ecuación de la constante de equilibrio y la ecuación de van't Hoff. Por ello, es imprescindible que puedan contar con un método de control de la coherencia de los resultados obtenidos, utilizando el principio de LC, pero no en forma dogmática y exclusiva sino complementariamente con el uso cualitativo de las ecuaciones citadas. Esta propuesta no indica que no se busquen paralelamente estrategias para solucionar estas dificultades algebraicas. El principio de Le Chatelier requiere una formulación clara y hacer explícitas las condiciones de aplicación. ▣

Bibliografía

- Bergquist, W. y Heikkinen, H., "Student ideas regarding chemical equilibrium", *J. Chem. Educ.*, **67**(12), 1000-1003, 1990.
- Camacho, M. y Good, R., "Problem solving and chemical equilibrium: succesful versus unsuccessful performace", *J. Res. Sci. Teach.*, **26**(3), 251-272, 1989.
- Chang, R., *Química*, 4ª ed. Mc Graw Hill Interamericana, 1992.
- Chandran, S., Treagust, D.F. y Tobin, K., "The role of cognitive factors in chemistry achievement", *J. Res. Sci. Teach.*, **24**(2), 145-160, 1987.
- De Heer, J., "The Principle of Le Chatelier y Braun", *J. Chem. Educ.*, **34**(8), 375-380, 1957.
- Furió, C. y Ortiz, E., "Persistencia de errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico", *Ens. Cien.*, **1**(1), 15-20, 1983.
- Gabel, D.L., "Use of particle nature of matter in developing conceptual understanding", *J. Chem. Educ.*, **70**(3), 193-194, 1993.
- Garriz, A. y Chamizo, J.A., *Química*, Addison-Wesley Iberoamericana, 1994.
- Gordus, A., "Chemical equilibrium", *J. Chem. Educ.*, **68**(2), 138-140, 1991.
- Hackling, M.W. y Garnett, P.J., "Misconceptions of chemical equilibrium", *Eur. J. Sci. Educ.*, **17**(2), 205-214, 1985.
- Hayman, J.L., *Investigación y Educación*, Ed. Paidós, Barcelona, 1984.
- Katz, L., "A systematic way to avoid Le Chatelier's principle in chemical reactions", *J. Chem. Educ.*, **38**(7), 375-377, 1961.
- McQuarrie, D.A. y Rock, P.A., *General Chemistry*, Freeman, New York, 1991.
- Nurrenbern, S.C. y Pickering, M., "Concept learning versus problem solving: is there a difference?", *J. Chem. Educ.*, **64**(6), 508-510, 1987.
- Pauling, L., *Química General*, 10ª ed., Aguilar, España, 1980.
- Pozo, J.I., Gómez Crespo, M., Limón, M. y Sanz Serrano, A., *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la química*, CIDE, MEC, España, 1991.
- Quílez Pardo, J., "Superación de errores conceptuales del equilibrio químico mediante una metodología basada en el empleo exclusivo de la constante de equilibrio", *Educ. Quím.*, **8**(1), 46-53, 1997.
- Shayer, M. y Adey, P., *La ciencia de enseñar ciencias*, Narcea, Madrid, 1981.
- Tobin, K.G. y Capie, W., "The development and validation of a group test of logical thinking", *Educ. Psych. Measur.*, **41**, 413-423, 1981.
- Treptow, R.S., "Le Chatelier's principle. A reexamination an method of graphic illustration", *J. Chem. Educ.*, **57**(6), 417-420, 1980.

