

Logros y dificultades de alumnos universitarios en equilibrio químico: uso de un test con proposiciones

Andrés Raviolo,¹ Erwin Baumgartner,² Luz Lastres² y Noemí Torres²

Abstract (Achievements and difficulties of university students in chemical equilibrium: use of a propositions test)

A description of achievements and difficulties of first year university students in an abstract subject such as chemical equilibrium is given. Using a proposition test with several options, which emphasizes especially the study of reaction velocities in the equilibrium state, a set of alternative conceptions emerges. Some explanations on their origin are formulated.

A bibliographic revision indicates that there are no previous studies on this aspect in the university level. The present research confirms some alternative conceptions on chemical equilibrium found in other studies and also shows that education at the university level is not capable to overcome conceptual difficulties already present in high school students. Some advantages of the instrument and suggestions for the teaching of the subject are mentioned.

Introducción

En los últimos 20 años, los conocimientos previos de los alumnos en distintas áreas del conocimiento han sido objeto de investigación, especialmente en el área de la Didáctica de las Ciencias (ver, por ejemplo, Gabel, 1994, o Furió, 1996). La importancia de estos conocimientos previos constituye un eje esencial en una visión constructivista del aprendizaje (Driver y Bell, 1986; Driver, 1988).

Muchas de las ideas o concepciones mantenidas por alumnos de diferentes niveles educativos, incorrectas desde un punto de vista científico, pueden ser vistas como el resultado de intentos de los estudiantes de asimilar las teorías de una “cultura específica” a sus conceptos iniciales durante el proceso de ad-

quisición del conocimiento. Por esta razón preferimos llamarlas “concepciones alternativas” más que “concepciones erróneas” (Driver y Easley, 1987).

Teniendo en cuenta la clasificación de estas concepciones de acuerdo a su origen —concepciones espontáneas, concepciones transmitidas o inducidas y concepciones analógicas (Pozo y otros, 1991)— los estudiantes no tienen ideas espontáneas sobre el equilibrio químico antes de ser presentado este tema en el aula. Las dificultades aparecen debido a la incorrecta comprensión de ideas introducidas durante la enseñanza, a la inadecuada presentación por parte de los profesores y a las analogías a las que recurren los alumnos y profesores; por ejemplo, las analogías físicas de la balanza o de trasvasar agua, para transmitir la idea de equilibrio.

El equilibrio químico es un tema que posee una elevada jerarquía conceptual, es decir que necesita para su comprensión del conocimiento de otros aspectos previos como: reacción química, gases, estequiometría, nociones de cinética y termoquímica. Por ello, su enseñanza es un momento propicio para integrar o aplicar conceptos de capítulos anteriores y realizar un diagnóstico de las dificultades que perduran, con el fin de superarlas con propuestas adecuadas que faciliten el aprendizaje de este tema complejo.

Los métodos tradicionales de enseñanza utilizados en instituciones universitarias no cubren las necesidades educativas de los estudiantes (Hanson y Wolfskill, 1998), dado que los alumnos presentan dificultades en la comprensión y aplicación de conceptos, en descubrir su pertinencia y en transferir conocimientos dentro y entre disciplinas.

Estudios sobre las concepciones que sostienen los alumnos sobre equilibrio químico han sido realizados con diversas metodologías y en distintos niveles educativos, incluyendo profesores de nivel medio y universitario. Una síntesis de estas investigaciones puede verse en el cuadro 1. En él se observan, en general, pocos estudios en el nivel universitario y, en particular, ninguno orientado al seguimiento de la comprensión de lo que ocurre con las velocidades de reacción en alumnos de primer año de la universidad.

¹ Universidad Nacional del Comahue. Bariloche (8400) Río Negro. E-mail: araviolo@bariloche.com.ar

² Universidad de Buenos Aires. CBC. Cátedra de Química. Ciudad Universitaria (1428) Buenos Aires. Argentina. E-mail: aumgar@cbc.uba.ar

Recibido: 30 de agosto de 1999; aceptado: 12 de julio de 2000.

Cuadro 1. Investigaciones sobre concepciones alternativas en equilibrio químico.

Autor(es)	Año	Metodología	Muestras. Nivel educativo	Inclusión de aspectos cinéticos
Johnstone, <i>et al.</i>	1977	Test escrito opciones múltiples	225 estudiantes nivel medio	Sí
Wheeler y Kass	1978	Test escrito opciones múltiples	99 estudiantes nivel medio (12° grado)	Sí
Furió y Ortiz	1983	Test escrito opciones múltiples	61 estudiantes COU y 55 licenciados CAP	No
Hackling y Garnett	1985	Entrevistas	30 estudiantes nivel medio (12°, 17 años)	Sí
Gorodetsky y Gussarsky	1986	1. Problemas; 2. Test escrito; 3. Libre clasificación	160 estudiantes nivel medio (12°, 17-18 años)	Sí (sólo catalizador)
Gussarsky y Gorodetsky	1988	Test de asociaciones de palabras	307 estudiantes nivel medio (11° y 12°)	Sí (sólo catalizador)
Maskill y Cachapuz	1989	Test de asociaciones de palabras	30 estudiantes nivel medio (15 años)	Sí
Camacho y Good	1989	Técnica de "pensando en voz alta"	13 estudiantes (medio y universitario) 10 profesores universitarios y estudiantes de doctorado	No
Bergquist y Heikkinen	1990	Técnica de "pensando en voz alta"	Estudiantes universitarios (1° año)	No
Banerjee	1991	Test escrito opciones múltiples y cuestionario	69 profesores de Química de nivel medio 162 estudiantes y profesores de Química 4° año	Sí
Quílez y Solaz	1995	Cuestionario	170 estudiantes universitarios (1° año) 40 profesores (medio y universit.)	No
Huddle y Pillay	1996	Resolución de problemas	Más de 500 estudiantes universitarios (1° año) (18-19 años)	No
Quílez	1998	Test escrito opciones múltiples y cuestionario	70 estudiantes universitarios (1° año) y 35 (2° año), 74 lic. CAP y 69 profesores de Química.	No

Garnett, Garnett y Hackling (1995) y Huddle y Pillay (1996) muestran revisiones bibliográficas donde enumeran las principales concepciones alternativas sostenidas por los estudiantes sobre equilibrio químico. Sobre aspectos cinéticos mencionan:

- dificultades en la comprensión de lo que ocurre con las velocidades directa e inversa cuando el sistema se aproxima al equilibrio (Hackling y Garnett, 1985).
- confusiones entre velocidad y alcance de la reacción (Wheeler y Kass, 1978; Hackling y Garnett, 1985; Gorodetsky y Gussarsky, 1986; Banerjee, 1991); es decir, la incapacidad de distinguir entre cuán rápido (velocidad) se produce una reacción y cuán lejos llega (extensión).
- dificultades al comparar las velocidades de reacción entre una situación de equilibrio inicial y una

situación de equilibrio final que se alcanza después que el equilibrio inicial es perturbado (Hackling y Garnett, 1985).

- dificultades en la comprensión de la influencia de un catalizador sobre un sistema en equilibrio (Johnstone *et al.*, 1977; Hackling y Garnett, 1985; Gorodetsky y Gussarsky, 1986; Gussarsky y Gorodetsky, 1988).

Bergquist y Heikkinen (1990) mencionan que el lenguaje tradicional utilizado para formular el principio de Le Chatelier puede ser fuente de la concepción errónea sostenida por alumnos que asignan un comportamiento pendular al equilibrio, ya que sostienen que después de que la reacción directa se completa comienza la reacción inversa. Esta lateralización de equilibrio es también mencionada por Furió y Ortiz (1983).

Algunos estudios como por ejemplo Wheeler y Kass (1978) y Furió y Ortiz (1983), observaron una insuficiente comprensión del concepto de concentración y la confusión entre masa y concentración. A su vez, Huddle y Pillay (1996) atribuyeron las dificultades de alumnos universitarios en la resolución de problemas de equilibrio químico a la falta de comprensión de conceptos de estequiometría.

Además podemos encontrar dificultades en el aprendizaje del equilibrio químico que están relacionadas con el enfoque empleado en la resolución de problemas (Camacho y Good, 1989). Una resolución algebraica y algorítmica no garantiza el conocimiento de los conceptos involucrados (Nurrenbern y Pickering, 1987).

El propósito de nuestro estudio es indagar, a través de un test escrito, los logros en la comprensión conceptual del equilibrio químico y las dificultades que persisten al finalizar un curso universitario, al contestar fundamentalmente la pregunta: *¿Qué cambia y qué se conserva entre dos situaciones de equilibrio consecutivas después de que la primera es perturbada?*

Instrumento: Test de proposiciones

Hackling y Garnett (1985) definieron y validaron, para una reacción química determinada, un listado de proposiciones que permiten detectar la comprensión de temas relacionados con el equilibrio químico. Sobre estas proposiciones realizaron entrevistas en profundidad a 30 alumnos australianos de nivel medio e identificaron una serie de concepciones erróneas. Para este trabajo hemos transformado estas proposiciones, que originariamente eran sólo afirmaciones, en proposiciones con opciones ofrecidas entre paréntesis. De esta forma hemos construido un test apto para administración masiva, adecuado para alumnos universitarios donde ellos tienen que seleccionar la respuesta correcta (ver Anexo).

La versión definitiva de este test de proposiciones fue presentada en cursos de perfeccionamiento y validada por más de 80 profesores argentinos de química de nivel medio y universitario que lo completaron y discutieron. Resultados preliminares de su aplicación con alumnos provenientes de dos universidades argentinas mostraron similares tendencias (96% de las 56 proposiciones) entre las respuestas dadas por ambos grupos de alumnos (Raviolo *et al.*, 1998). En lo que se refiere a la fiabilidad del instrumento, se aprecia en su aplicación que los estudiantes muestran marcados aciertos en determinados ítems y en puntos específicos fallan de una

manera determinada, no de cualquier manera, y estos patrones se repiten a lo largo del test en distintas situaciones donde se evalúa la misma cuestión.

Este test indaga seis aspectos del equilibrio químico: 1) acercamiento al equilibrio; 2) características del equilibrio; 3) cambio en la concentración de un reactivo; 4) cambio de la temperatura del sistema; 5) cambio del volumen del sistema, y 6) adición de un catalizador al sistema en equilibrio.

Muestra

El test se administró a 115 estudiantes de primer año de la Universidad de Buenos Aires (UBA), de acuerdo a la siguiente composición: Licenciatura en Ciencias Biológicas (96); Licenciatura en Ciencias Químicas (13); Licenciatura en Ciencias Geológicas (6). Todos son alumnos de la misma asignatura, Química General, con un promedio de edades de 19 años.

Este grupo de estudiantes ha recibido una instrucción basada en textos apropiados para dicho nivel educativo, como *Química* de Raymond Chang (1994), y han seguido la secuencia de un programa de Química General, sin la parte descriptiva de Inorgánica. La asignatura es cuatrimestral con una carga semanal de 3 horas de teóricas, 4 horas de problemas y 4 horas de laboratorio.

Se administró este test durante la última clase teórica del curso, después que los alumnos se habían presentado al examen parcial donde fueron evaluados sobre el tema.

Resultados y discusión

Los resultados se presentan describiendo los principales logros y dificultades encontradas tras analizar los porcentajes de respuestas al cuestionario.

Logros

Los principales logros de los estudiantes fueron:

1. predicen correctamente el cambio de las concentraciones de reactivos y productos cuando el sistema se aproxima al equilibrio (ítem 1) (97.4%)
2. consideran la constancia de las concentraciones en el equilibrio (ítem 3) (99.1%)
3. escriben la ecuación de K_c para esta reacción (ítem 4) (79.1%)
4. interpretan el significado de una constante de equilibrio alta o baja (ítem 5) (94.5%)
5. mencionan el aspecto dinámico del equilibrio químico (ítem 6.1) (94.8%)
6. admiten la igualdad de las velocidades directa e inversa en el equilibrio (ítems 6.2, 11.1, 16.1, 22.1) (91.0%)

7. reconocen el enunciado del principio de Le Chatelier (ítem 7) (94.6%)
8. aplican correctamente este principio en la evolución de las concentraciones del sistema perturbado (ítems 8, 13, 19) (77.4%)
9. predicen la constancia de K_c ante modificaciones de concentración de un reactivo y del volumen del sistema a temperatura constante (ítems 12, 23) (83.1%)

En los subítems, que componen los ítems 1, 5, 8, 13 y 19, al igual que en las concepciones que se desprenden del análisis de más de un ítem, se observa una elevada similitud (coherencia interna) entre los valores obtenidos en ellos.

Se aprecia que, en general, los resultados positivos de los alumnos se refieren a los conocimientos directos, los que se enuncian reiteradamente al desarrollar el tema y que no involucran la aplicación profunda de conceptos de otras unidades de la química. Estas aplicaciones no siempre tienen un tratamiento sistemático y explícito en el desarrollo de la enseñanza.

Concepciones alternativas

Algunas dificultades encontradas, que se extraen de las respuestas de los estudiantes, permitieron agruparlas y definir las como concepciones alternativas, como por ejemplo algunos patrones de respuestas comunes ante las distintas perturbaciones del equilibrio. Estas concepciones alternativas más difundidas, incorrectas desde el punto de vista científico, se definieron de la siguiente manera:

1. “La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido” (ítem 2.1) (26.1%)
2. “En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial” (ítems 9.2-9.4; 14.1-14.3) (21.2%)
3. “En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las velocidades tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial” (ítems 11.2, 16.2, 22.2) (61.7%)
4. “Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del

sistema en equilibrio” (ítems 10.2, 21.2, 15.1) (63.7%)

5. “La constante de equilibrio permanece inalterada ante cambios de la temperatura” (ítem 17) (34.4%)
6. “El catalizador actúa sólo en un sentido”; “El catalizador decrece la velocidad inversa” (ítem 24.2) (47.0%)

Existe, igual que en los logros, una elevada coherencia interna en las concepciones que incluyen a varios ítems.

Análisis de las concepciones alternativas

A continuación realizamos una discusión pormenorizada de cada concepción alternativa:

1. “La velocidad de la reacción directa se incrementa desde la mezcla de los reactivos hasta que el equilibrio se ha establecido”

Cerca del 20% de los estudiantes sostuvieron esta concepción (ítem 2.1) también encontrada en el 23% de los alumnos australianos del último año de secundaria por Hackling y Garnett (1985). Estos autores justifican esta respuesta con base en las experiencias previas de los estudiantes con reacciones químicas; por ejemplo, la reacción entre un trozo de magnesio y ácido clorhídrico diluido da la impresión de que la velocidad aumenta durante el transcurso de la reacción debido a la desaparición de la capa de óxido que posee el magnesio en la superficie.

2. “En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las concentraciones tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”

Un porcentaje significativo de alumnos considera que en la nueva situación de equilibrio las especies tienen la misma concentración que en el equilibrio inicial (ítems 9 y 14). Podemos interpretar estas respuestas a la luz de los resultados obtenidos por Hackling y Garnett (1985) en los que un 50% de los estudiantes consideran que existe una relación aritmética simple entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, que las concentraciones de NO y NOCl son iguales o, la más común, que las concentraciones de las especies en el equilibrio corresponden a los valores de sus coeficientes estequiométricos. La confusión entre coeficientes estequiométricos y cantidades de las especies presentes en una situación experimental es muy frecuente (Nurrenbern y Pickering, 1987).

3. *“En la nueva situación de equilibrio, hacia la que evoluciona el sistema desde una situación de equilibrio inicial que fue perturbada, las velocidades tienen el mismo valor que en el equilibrio inicial”*

La mayoría de los alumnos responde que las velocidades directa e inversa en el equilibrio son iguales (ítems 11.1, 16.1 y 22.1). Sin embargo, un gran número de ellos falla al comparar las velocidades de una situación de equilibrio final (alcanzado después de una perturbación) con respecto a las velocidades en el equilibrio inicial; para ellos (aprox. 60%), ambas velocidades son iguales (ítems 11.2, 16.2 y 22.2). Se aprecia que responden con un razonamiento de causalidad lineal, donde consideran el efecto en un sólo sentido ignorando el efecto recíproco: por ejemplo, un aumento en la concentración de un reactivo produce un aumento en la velocidad directa y esto produce un aumento en la concentración de productos que, conlleva a su vez, un aumento en la velocidad inversa, con lo cual ambas velocidades aumentan con respecto a sus valores en el equilibrio inicial.

4. *“Si la velocidad de reacción directa aumenta, la velocidad de la reacción inversa debe disminuir y viceversa, ante cambios en las condiciones del sistema en equilibrio”*

Está muy difundida (63.7%) la concepción errónea de que si la velocidad de la reacción favorecida por la perturbación aumenta, la otra disminuye (ítems 10.2, 15.1 y 21.2). Resultados similares se encontraron en alumnos australianos (Hackling y Garnett, 1985) y en estudiantes y profesores de la India (Banerjee, 1991). Este último autor justifica el origen de esta idea en la inapropiada aplicación del principio de Le Chatelier y en la confusión entre extensión y velocidad de la reacción.

Pueden estar interfiriendo distintas imágenes del sistema en equilibrio construidas a partir de las analogías empleadas en la enseñanza, como el uso reiterado de los modelos hidráulicos y mecánicos (Johnstone y otros, 1977); éstas han reforzado la idea de que el sistema no se encuentra en un mismo recipiente, es decir, la concepción errónea denominada lateralización del equilibrio, en la que el alumno tiene la imagen de que los reactivos se encuentran por un lado y los productos por otro (Furió y Ortiz, 1983). El uso de diagramas entálpicos donde se ubican reactivos a la izquierda y productos a la derecha puede reforzar esta idea.

Las dificultades están relacionadas con la integración de distintas nociones básicas de la química tratadas en distintos momentos del programa. Por ejemplo, la utilización del modelo cinético molecular y su aplicación en la teoría de las colisiones induce a considerar que un aumento en la temperatura del sistema implica un aumento en las velocidades de ambas reacciones.

5. *“La constante de equilibrio permanece inalterada ante cambios de la temperatura”*

Un 34% de los estudiantes mantienen la igualdad de K_c ante cambios de la temperatura (ítem 17). Banerjee (1991) observó esta dificultad en el 46% de los alumnos universitarios encuestados y en el 27% de los profesores secundarios de química; por su parte, Hackling y Garnett (1985) observan lo mismo en el 27% de los estudiantes australianos. Esto no es sorprendente si tenemos en cuenta la concepción alternativa de la constancia de las concentraciones en distintas situaciones de equilibrio independientemente de las perturbaciones que sufra el sistema.

6. *“El catalizador actúa sólo en un sentido”; “El catalizador decrece la velocidad inversa”*

Los estudiantes sostienen la concepción errónea de que la adición de un catalizador puede afectar a las velocidades de la reacción directa y de la inversa en forma diferente. El 71% de los estudiantes sostiene que con la adición del catalizador aumentará la velocidad directa (ítem 24.1) pero sólo un 31% afirma que también lo hará la velocidad inversa (ítem 24.2). También se observó esto en el 27% de los estudiantes australianos (Hackling y Garnett, 1985) y en estudiantes ingleses (Johnstone y otros, 1977). Gussarsky y Gorodetsky (1988) comprobaron, con un test de asociaciones de palabras, que los alumnos asociaban los catalizadores con las reacciones que se completaban. Los estudiantes no tienen en cuenta la existencia de un camino de reacción por el mismo estado de transición para ambas reacciones y que el catalizador disminuye la energía de activación, lo cual influye en ambas velocidades de reacción.

Podemos mencionar también que durante la realización del test algunos estudiantes piden aclaración sobre el catalizador, si se trata de un catalizador “positivo” o “negativo”. Ésta es una idea incorrecta inducida en la enseñanza y por algunos textos dado que no existen los catalizadores negativos (ver, por ejemplo, Hadlington, 1995).

Conclusiones

El presente estudio destaca que la mayoría de los estudiantes universitarios de primer año de un curso de Química General asimila los aspectos del equilibrio químico a los que se hace referencia en forma directa y reiterada en la enseñanza, pero muestra dificultades en aplicar conceptos de la temática y de unidades anteriores.

Hemos podido constatar la presencia de concepciones alternativas sobre el equilibrio químico halladas en estudios anteriores, de lo cual se desprende que la enseñanza universitaria no se muestra eficaz para superar las concepciones alternativas ya encontradas en alumnos del nivel secundario. Incluso, de la comparación de algunos de los resultados del presente estudio con los de Hackling y Garnett (1985), se observa que en ciertos ítems nuestros estudiantes universitarios obtuvieron porcentajes de aciertos menores que los alumnos australianos de nivel medio (17 años promedio) que habían estudiado el tema en forma cualitativa con muy poco trabajo sobre cálculos de constantes de equilibrio. Esta diferencia en los enfoques de enseñanza apoya la conclusión de que el hecho de hacer correctamente ejercitación numérica no implica necesariamente el aprendizaje de los conceptos involucrados.

A su vez, en la comparación con profesores de química de la secundaria, en el trabajo de Banerjee (1991), se observó que algunos porcentajes de concepciones alternativas eran mayores en profesores que en estudiantes; esto parece apoyar la hipótesis de que se alcanza cierta mecanización al abordar el tema del equilibrio químico, se confía en la aplicación de reglas como la de Le Chatelier, en una forma casi exclusiva, sin acompañarla de una reflexión crítica y de otros enfoques complementarios.

Al analizar las situaciones propuestas aparece de forma notoria una falta de movilidad entre la visión macroscópica (se percibe que no cambia nada en el tiempo), microscópica (el sistema se encuentra en equilibrio dinámico) y simbólica (las relaciones dadas por la ecuación química). Esta deseada movilidad entre estos tres niveles se ha consolidado como un objetivo en la enseñanza universitaria de la química desde el artículo de Johnstone (1982).

Sugerencias para la enseñanza

Presentamos algunas recomendaciones que surgen de esta investigación y de nuestra experiencia docente, para ser tenidas en cuenta en la planificación y desarrollo de la enseñanza del equilibrio químico

con alumnos universitarios, que complementan algunos aportes realizadas en un artículo anterior (Raviolo y Andrade, 1998).

De acuerdo con todo lo dicho, consideramos de utilidad el uso de diferentes niveles de explicación (Tyson, Treagust y Bucat, 1999) complementarios entre sí: el estudio de las velocidades de reacción, el principio de Le Chatelier, el enfoque termodinámico (el uso de Q y el uso cualitativo de la ley de equilibrio y de las leyes de vant Hoff), haciendo especial hincapié en procurar diferenciar tres conceptos claves en las reacciones químicas: *espontaneidad, extensión e inmediatez*.

En la enseñanza es importante realizar una discusión sobre las velocidades de reacción cuando un sistema en equilibrio es perturbado y evoluciona hacia un nuevo equilibrio, tal como lo sugieren Hackling y Garnett (1986), así como sobre lo que ocurre al adicionar un catalizador. Este análisis no es generalmente presentado en libros de texto y puede realizarse apoyándose en un modelo sencillo de las colisiones (Cachapuz y Maskill, 1987), profundizando de esta manera la aplicación del modelo cinético molecular.

Por otra parte, consideramos importante contribuir a la diferenciación de los tres estados: equilibrio inicial, modificado (o perturbado de no equilibrio) y equilibrio final. Para ello resulta de utilidad el uso de gráficos de concentración y tiempo en sistemas que se aproximan al equilibrio y en sistemas perturbados como el que muestra Yang (1993).

El instrumento presentado (ver Anexo) es una herramienta útil para los propósitos de integrar conceptos enseñados con anterioridad y diagnosticar las dificultades que perduran. Este test de proposiciones se utilizó también, con otros grupos de estudiantes, como una herramienta de enseñanza para favorecer el aprendizaje conceptual y resultó un recurso adecuado para ofrecer clases teóricas más activas. Actividades de corrección grupal y de discusión de dudas permitieron un mayor intercambio de ideas entre docentes y alumnos.

Como recurso para la enseñanza y dada la extensión del mismo, este test puede suministrarse en forma fraccionada. Por ejemplo, utilizar para la discusión las proposiciones propuestas para un tipo de perturbación y usar las otras para actividades de consolidación y evaluación, donde se brinden oportunidades para verbalizar la comprensión de los conceptos, tal como lo sugieren Bergquist y Heikkinen (1990).

En síntesis, podemos destacar las siguientes *ventajas del test de proposiciones*: (a) abarca en forma exhaustiva una reacción química relacionando distintos capítulos de la disciplina; (b) sirve para que los alumnos incorporen el estudio de las velocidades de reacción en el estudio del equilibrio químico; (c) es un instrumento de administración masiva que permite evaluar dificultades que perduran después de la enseñanza de otros temas anteriores al equilibrio; (d) permite identificar claramente concepciones alternativas sobre el equilibrio químico; (e) la contestación del mismo resulta un estímulo positivo para el estudiante, dado que los alumnos pueden responder sin dificultades parte del mismo y formular interrogantes sobre aspectos que no tienen claros; (f) es una herramienta útil de enseñanza.

Para terminar, consideramos que podría resultar de gran interés la confección de tests de proposiciones con opciones para otros temas como, por ejemplo, reacciones ácido-base, redox, etcétera, en donde a partir de un caso particular se desarrollen proposiciones que abarquen, tan exhaustivamente como se pueda, los distintos aspectos de la temática. Creemos que este tipo de actividad puede constituir una útil estrategia para mejorar la enseñanza de la química. ▣

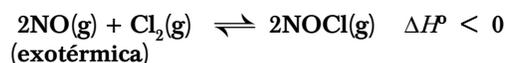
Referencias bibliográficas

- Banerjee, A.C., Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium, *Int. J. Sci. Educ.*, **13**[4], 487-497, 1991.
- Bergquist, W. y Heikkinen, H., Student ideas regarding chemical equilibrium, *J. Chem. Educ.*, **67**[12], 1000-1003, 1990.
- Cachapuz, A. y Maskill, R., Detecting changes with learning in the organization of knowledge: use of word association tests to follow the learning of collision theory, *Int. J. Sci. Educ.*, **9**[4], 491-504, 1987.
- Camacho, M. y Good, R., Problem solving and chemical equilibrium, *J. Res. Sci. Teach.*, **26**[3], 251-272, 1989.
- Chang, R., *Química* (4º ed.), McGraw Hill, México, 1992.
- Driver, R. y Easley, J., Pupils and paradigms: a review of literature related to concept development in adolescent science students, *Stud. Sci. Educ.*, **5**, 61-84, 1978.
- Driver, R. y Bell, B., Student's thinking and learning of science: a constructivist view, *Sch. Sci. Rev.*, **67**, 1986.
- Driver, R., Un enfoque constructivista para el desarrollo del currículo de ciencias, *Ens. Cien.*, **6**[2], 109-120, 1988.
- Furió, C., Las concepciones alternativas del alumnado en ciencias: dos décadas de investigación. Resultados y tendencias, *Alamb.*, **7**, 7-17, 1996.
- 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. (ed), *Handbook of Research on Science Teaching and Learning*, Macmillan, New York, 1994.
- Garnett, P.J., Garnett, P.J. y Hackling, M.W., Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning, *Stud. Sci. Educ.*, **25**, 69-95, 1995.
- Gorodetsky, M. y Gussarsky, E., Misconception of the chemical equilibrium concept as revealed by different evaluation methods, *Eur. J. Sci. Educ.*, **8**[4], 427-441, 1986.
- Gussarsky, E. y Gorodetsky, M., On the chemical equilibrium concept: constrained word associations and conception, *J. Res. Sci. Teach.*, **25**[5], 319-333, 1988.
- Gussarsky, E. y Gorodetsky, M., On the concept "Chemical equilibrium": the associative framework, *J. Res. Sci. Teach.*, **27**[3], 197-204, 1990.
- Hackling, M.W. y Garnett, P.J., Misconceptions of chemical equilibrium, *Eur. J. Sci. Educ.*, **7**[2], 205-214, 1985.
- Hackling, M.W. y Garnett, P.J., Chemical equilibrium: learning difficulties and teaching strategies, *Aust. Sci. Teach. J.*, **32**, 8-13, 1986.
- Hadlington, M., Truth or myth? *Educ. Chem.*, **32**[6], 149-150, 1995.
- Hanson, D. y Wolfskill, T., Improving the teaching/learning process in General Chemistry, *J. Chem. Educ.*, **74**, 143-147, 1998.
- Huddle, P.A. y Pillay, A.E., An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African University, *J. Res. Sci. Teach.*, **33**[1], 65-77, 1996.
- Johnstone, A. H., MacDonald, J. J. y Webb, G., Chemical equilibrium and its conceptual difficulties, *Educ. Chem.*, **14**, 169-171, 1977.
- Johnstone, A. H., Macro- and microchemistry, *Sch. Sci. Rev.*, **64**, 377-379, 1982.
- Maskill, R. y Cachapuz, A., Learning about the chemistry topic of equilibrium: the use of word association tests to detect developing conceptualizations, *Int. J. Sci. Educ.*, **11**[1], 57-69, 1989.
- Nurrenbern, S. y Pickering, M., Concept learning versus problem solving: is there a difference? *J. Chem. Educ.*, **64**[6], 508-510, 1987.
- Pozo, J.I. y otros, *Procesos cognitivos en la comprensión de la ciencia: las ideas de los adolescentes sobre la química*, CIDE-MEC, España, 1991.
- Quílez, J., Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier, *Educ. Quím.*, **9**[6], 367-377, 1998.
- Quílez, J. y Solaz, J.J., Students' and teachers' misapplication of Le Chatelier's principle: implications for teaching of chemical equilibrium, *J. Res. Sci. Teach.*, **32**[9], 939-957, 1995.
- Raviolo, A. y Andrade, J., Enseñar el principio de Le Chatelier: un sutil equilibrio, *Educ. Quím.*, **9**[1], 40-45, 1998.
- Raviolo, A., Baumgartner, E., Lastres, L. y Torres, N., Logros y dificultades de alumnos universitarios en equilibrio químico: Validación de un test con proposiciones, *Novena Reunión Educ. Quím.*, Salta, Argentina, 1998.
- Tyson, L., Treagust, D.F. y Bucat, R.B., The complexity of teaching and learning chemical equilibrium, *J. Chem. Educ.*, **76**[4], 554-558, 1999.
- Wheeler, A.E. y Kass, H., Student's misconceptions in chemical equilibrium, *Sci. Educ.*, **62**[2], 223-232, 1978.
- Yang, Z., The effect of pressure on the equilibrium of the N₂O₄-NO₂ system, and its classroom demonstration, *J. Chem. Educ.*, **70**[2], 94-95, 1993.

Anexo: Instrumento utilizado

TEST DE PROPOSICIONES CON RESPECTO AL EQUILIBRIO QUÍMICO

Para la siguiente reacción química:



NO → óxido nítrico (monóxido de nitrógeno)

NOCl → cloruro de nitrosilo

Lea cada una de las siguientes proposiciones y subraye, dentro del paréntesis, la respuesta correcta.

a. Acercamiento al equilibrio

Al poner en contacto los reactivos:

- 1.1 La concentración de NOCl (aumenta, decrece, no cambia),
- 1.2 la concentración de NO (aumenta, decrece, no cambia),
- 1.3 la concentración de Cl₂ (aumenta, decrece, no cambia).
- 2.1 La velocidad de la reacción directa (aumenta, decrece, no cambia) cuando las concentraciones de reactivos decrece.

La velocidad de la reacción inversa es inicialmente cero.

- 2.2 La velocidad de la reacción inversa (aumenta, decrece, no cambia) cuando las concentraciones de los productos aumentan.

b. Características del equilibrio químico

3. Después que se ha alcanzado el equilibrio las concentraciones de todas las especies presentes (aumentan, decrecen, no cambian) con el tiempo.

4. En el equilibrio las concentraciones de los reactivos y productos están relacionados por la ley de equilibrio:

$$K_c = \frac{\text{productos}}{\text{reactivos}}$$

5.1 Una constante de equilibrio alta indica que las concentraciones en el equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.

5.2 Una baja constante de equilibrio indica que las concentraciones de equilibrio de los productos son (altas, bajas, iguales) con respecto a las concentraciones de los reactivos.

6.1 En el equilibrio las reacciones directa e inversa (dejan de ocurrir, continúan ocurriendo).

6.2 En el equilibrio las reacciones directa e inversa tienen (mayores, menores, iguales) velocidades.

c. Cambio de las condiciones de equilibrio

7. Principio de Le Chatelier. Si a un sistema en equilibrio se le realiza un cambio en sus condiciones, el sistema se ajusta para restablecer el equilibrio de forma tal que parcialmente (refuerza, contrarresta) el cambio impuesto.

c.1. Cambio de la concentración de un reactivo

Después que el equilibrio ha sido alcanzado, la [NO] es instantáneamente incrementada a volumen y temperatura constante.

8.1 Las concentraciones cambian de forma tal de contrarrestar parcialmente el cambio impuesto: un incremento en [NO]. Así el sistema se ajusta para (aumentar, reducir, no cambiar) la [NO].

8.2 Las concentraciones de NO y de Cl₂ (aumentan, decrecen, no cambian),

8.3 La concentración de NOCl (aumenta, decrece, no cambia).

9. Cuando el equilibrio se ha restablecido:

9.1 La [NO] será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,

9.2 La [NO] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

9.3 La [Cl₂] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

9.4 La [NOCl] será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

10. Cuando la [NO] es incrementada:

10.1 la velocidad de la reacción directa instantáneamente (aumenta, disminuye),

10.2 la velocidad de la reacción inversa inicialmente no cambia y gradualmente (aumentará, disminuirá).

11. Cuando el equilibrio se restablezca:

11.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas) entre sí,

11.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.

12. Cuando el equilibrio se restablezca la constante de

equilibrio es (igual, distinta) que bajo las condiciones iniciales.

c.2. Cambio de la temperatura del sistema

Después que el equilibrio se ha alcanzado la temperatura es instantáneamente incrementada a presión constante.

13.1 Las concentraciones cambiarán de forma tal de parcialmente contrarrestar el cambio impuesto: un incremento en la temperatura. Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción (exotérmica, endotérmica).

13.2 La $[\text{NO}]$ y la $[\text{Cl}_2]$ (aumentan, decrecen, no cambian),

13.3 la $[\text{NOCl}]$ (aumenta, decrece, no cambia).

14. Cuando el equilibrio se restablezca:

14.1 la $[\text{NO}]$ será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

14.2 la $[\text{Cl}_2]$ será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial,

14.3 la $[\text{NOCl}]$ será (mayor, menor, igual) que su valor en el equilibrio inicial.

15. Cuando la temperatura se incremente:

15.1 la velocidad de la reacción directa (aumentará, disminuirá, no cambiará),

15.2 la velocidad de la reacción inversa (aumentará, disminuirá, no cambiará),

15.3 la velocidad de la reacción inversa será (más grande, más pequeña, igual) que la velocidad de la reacción directa.

16. Cuando el equilibrio se restablezca:

16.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (iguales, distintas),

16.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.

17. Cuando el equilibrio se ha restablecido la constante de equilibrio es (mayor, menor, igual) que bajo las condiciones iniciales.

c.3. Cambio del volumen del sistema (o la presión del sistema)

Después que el equilibrio ha sido alcanzado, se disminuye el volumen del sistema a temperatura constante.

18. Las concentraciones de todas las especies gaseosas en el sistema instantáneamente (aumentan, disminuyen, no cambian).

19.1 Las concentraciones cambian de forma tal para parcialmente contrarrestar el cambio impuesto (un incremento en las concentraciones de las especies gaseosas). Así el sistema se ajusta para favorecer la reacción que produce un (mayor, menor) número de partículas gaseosas.

19.2 La $[\text{NOCl}]$ (aumenta, decrece, no cambia),

19.3 la $[\text{NO}]$ y la $[\text{Cl}_2]$ (aumentan, decrecen, no cambian).

20. Cuando el equilibrio se restablece:

20.1 la $[\text{NO}]$ será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,

20.2 la $[\text{Cl}_2]$ será (mayor, menor, igual) que su valor modificado,

20.3 la $[\text{NOCl}]$ será (mayor, menor, igual) que su valor modificado.

21. Cuando el volumen decrece:

21.1 la velocidad de la reacción directa (aumenta, decrece, no cambia),

21.2 la velocidad de la reacción inversa (aumenta, decrece, no cambia),

21.3 la velocidad de la reacción directa será (mayor, menor, igual) que la velocidad de la reacción inversa.

22. Cuando el equilibrio se ha restablecido:

22.1 las velocidades de las reacciones directa e inversa son (iguales, distintas),

22.2 las velocidades de las reacciones directa e inversa serán (mayores, menores, iguales) que en el equilibrio inicial.

23. Cuando el equilibrio se restablece, la constante de equilibrio es (igual, distinta) que en las condiciones iniciales.

c.4. Adición de un catalizador

Después que el equilibrio ha sido alcanzado se adiciona un catalizador al sistema, a temperatura constante.

24.1 La velocidad de la reacción directa (aumenta, disminuye, no cambia),

24.2 la velocidad de la reacción inversa (aumenta, disminuye, no cambia),

24.3 las velocidades de la reacción directa e inversa son (iguales, distintas) entre sí.

25.1 La concentración de NO (cambia, no cambia),

25.2 La concentración de Cl_2 (cambia, no cambia),

25.3 La concentración de NOCl (cambia, no cambia).}

26. La constante de equilibrio es (igual, distinta) que bajo las condiciones iniciales.