

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

Superación de errores conceptuales del equilibrio químico mediante una metodología basada en el empleo exclusivo de la constante de equilibrio

Juan Quílez Pardo*

Summary

It is proposed an alternative teaching approach to the qualitative rule of the Le Chatelier's principle. This methodology is based on the exclusive use of the equilibrium constant and is founded on appropriate conceptions of teaching science. Dealing this way, a sample of preuniversity chemistry students has experienced great meaningful benefits in avoiding some difficulties and misconceptions related with the chemical equilibrium concept.

Planteamiento del problema e hipótesis

A partir del trabajo iniciado por Driscoll (1960), un gran número de investigadores han intentado conocer cuáles son las dificultades y errores conceptuales relacionados con el equilibrio químico. Algunas de estas investigaciones han tratado, además, establecer su posible origen. Entre otras causas, se han señalado las siguientes:

- dificultades de comprensión del lenguaje utilizado (Bergquist y Heikkinen, 1990);
- la alta demanda conceptual de los conceptos relacionados (Huddle y Pillay, 1996);
- las analogías empleadas en su didáctica (Johnstone, MacDonald y Webb, 1977);
- dificultades de tipo estequiométrico (Hackling y Garnett, 1985);
- deficiente capacidad en la resolución de problemas (Camacho y Good, 1989);
- planteamientos didácticos incorrectos (Quílez, Solaz, Castelló y Sanjosé, 1993);
- utilización de reglas de tipo memorístico (Quílez y Sanjosé, 1995), y
- empleo de un razonamiento causal lineal y secuencial (Quílez, 1996).

Esta línea de investigación que intenta comprender las causas de los errores conceptuales detectados en los alumnos permite establecer aproximaciones didácticas alternativas. De esta forma, se puede intentar la superación de estas deficiencias consiguiendo un mayor grado de aprendizaje significativo. El presente trabajo se enmarca dentro de esta perspectiva y se centra en un aspecto que supone gran dificultad para los estudiantes de Química. En concreto, el problema a desarrollar supone la superación de errores relacionados con la predicción de la evolución de equilibrios químicos que han podido ser perturbados.

En un trabajo reciente (Quílez y Solaz, 1995a) se detallan los errores conceptuales y dificultades de aprendizaje relacionados con el intento de aplicación del principio de Le Chatelier en situaciones donde no tiene aplicación o está limitado. Estas deficiencias tienen un origen metodológico y se ven propiciadas por los planteamientos didácticos incorrectos que realizan los profesores. En estos casos el principio de Le Chatelier se utiliza como regla segura y universal, eclipsando otros razonamientos alternativos de mayor rigor conceptual. Además, los enunciados didácticos que aparecen en los libros de texto son de una gran diversidad en cuanto a su formulación y gozan de alguna o de varias de las siguientes características (Quílez y Sanjosé, 1996):

- son vagos y ambiguos,
- emplean un lenguaje de amplio espectro polisémico y una sintaxis que dificultan su correcta comprensión,
- utilizan expresiones de carácter antropomórfico,
- no se especifica su rango de aplicabilidad, presentándose de forma implícita como principio universal e infalible,
- poseen un marcado carácter inductivo.

Todos estos aspectos permiten establecer que es la propia regla de Le Chatelier la que impide un entendimiento correcto de los aspectos relacionados. Por ello, no sólo no debe utilizarse en las situaciones

*CEP de Godella (C/ Parc del Molí s/n 46110 Godella, Valencia, España) y Departamento de Química Orgánica de la Universidad de Valencia, España.

* Recibido: 3 de abril de 1996;

Aceptado: 20 de septiembre de 1996.

donde no tiene aplicación o está limitada, sino que además nuestra propuesta establece que deje de emplearse en aquellas situaciones en las que puede tener aplicación. A un nivel elemental (no universitario), como es el caso del presente trabajo, se pretende trabajar exclusivamente con la expresión de la constante de equilibrio. Para un estudio más profundo puede adoptarse el tratamiento termodinámico propuesto por Quílez y Solaz (1996), que puede verse complementado mediante el empleo de recursos informáticos (Quílez y Castelló, 1996). Por todo ello, la hipótesis que formulamos para contrastar en este trabajo queda formulada de la siguiente manera:

Un tratamiento riguroso basado en la expresión de la constante de equilibrio, unido a una metodología alternativa de corte constructivista, en la que se ponga énfasis en facilitar la organización del conocimiento a los estudiantes y el control de las variables implicadas, así como en evitar el empleo de reglas de tipo memorístico y de un operativismo mecánico, puede evitar, en gran medida, la inducción de errores conceptuales, facilitando con ello un mayor grado de aprendizaje significativo.

Diseño de la experiencia

Para contrastar experimentalmente la hipótesis formulada, se eligieron dos grupos de alumnos de Química de COU (último curso preuniversitario). Uno de ellos actuó como grupo experimental (GE) y el otro como grupo de control (GC). El GE trabajó una alternativa conceptual y metodológica al principio de Le Chatelier. Ello supuso la utilización exclusiva de la constante de equilibrio a la hora de realizar predicciones acerca de los posibles desplazamientos de sistemas en equilibrio que han podido ser perturbados. Por tanto, estos alumnos desconocían la regla cualitativa de Le Chatelier. El GC no recibió ningún tratamiento específico diferente al tradicional por lo que utilizaron una metodología acorde con las aproximaciones didácticas usuales, tanto de profesores como de libros de texto. El GC estaba compuesto por un total de 88 alumnos correspondientes a tres clases de diferentes centros académicos y el GE constaba de un total de 74 alumnos de tres clases distintas, dos de ellas de un mismo centro académico. Una vez estudiado el tema correspondiente al equilibrio químico, a todos los estudiantes participantes en la investigación se les aplicó el mismo cuestionario (Anexo). En ningún caso hubo una demora superior a diez días entre la fecha de reali-

zación del citado cuestionario y la del correspondiente examen de equilibrio químico.

La prueba administrada a todos los alumnos consta de una primera parte con cuestiones cerradas y una segunda con cuestiones abiertas. En las tres primeras cuestiones se pretende evaluar el correcto significado y manejo de la expresión de la constante de equilibrio. La cuarta cuestión está basada en el tratamiento realizado por Stanks *et al.* (1967). Esta cuestión está dividida en tres subapartados que hacen referencia a un mismo sistema en equilibrio y corresponden a sendas variaciones de temperatura a presión constante, de presión (sistema con émbolo móvil) a temperatura constante, y adición, a volumen y temperatura constantes, de una de las sustancias participantes en el equilibrio. De esta forma, no se han planteado situaciones en las que el principio de Le Chatelier esté limitado por lo que los desplazamientos que se producen en cada caso pueden ser predichos tanto por la correcta aplicación de la regla cualitativa como mediante el empleo de la expresión de la constante de equilibrio. Estas cuatro primeras cuestiones incluyen la posibilidad de que el alumno conteste "no sé" para evitar la producción de respuestas al azar. Las tres últimas cuestiones son abiertas y plantean situaciones, que corresponden a sendos equilibrios heterogéneos, en las que normalmente se detectan errores conceptuales y que pueden estar relacionados con un intento de incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier. En definitiva, se trata de estudiar si un proceso de enseñanza/aprendizaje que no utilice el principio de Le Chatelier puede mejorar el aprendizaje de los alumnos en el estudio de los aspectos relacionados con el desplazamiento del equilibrio químico.

Objetivos instruccionales como alternativa a la regla cualitativa del principio de Le Chatelier

La aproximación conceptual que se propone está basada en el análisis realizado en diferentes trabajos anteriores (Katz 1961; Quílez y Solaz, 1994; Solaz y Quílez 1995; Quílez y Solaz 1996). De esta forma, la evolución de un sistema que no se encuentra en equilibrio hacia una posición de equilibrio, se evaluará siempre a partir de la expresión de la constante de equilibrio. En condiciones isotérmicas podrá compararse el valor del cociente de reacción, Q (no equilibrio) con el correspondiente al de la constante de equilibrio, K (equilibrio). En el caso de perturbación del equilibrio por variación de la temperatura, la interpretación de la ecuación de van't Hoff permi-

tirá conocer la variación de la constante de equilibrio y, por tanto, el sentido de desplazamiento del equilibrio perturbado. Sin embargo, el tratamiento alternativo no se centra exclusivamente en el diseño del contenido. En consonancia con las implicaciones didácticas, de corte constructivista, emanadas de los últimos avances en psicología educativa (Pozo, 1989) y de la filosofía de la ciencia (Mellado y Carracedo, 1993), se ha procurado dar al material elaborado un tratamiento equilibrado (e integrado) de las tres componentes —conceptual, metodológica y actitudinal— del aprendizaje de las ciencias. En este sentido, la propuesta que se plantea está basada en modelos apropiados para la selección y secuenciación de actividades de aprendizaje (Hewson y Hewson, 1988; Wellington, 1989; Duschl y Gitomer, 1991). Los objetivos propuestos como alternativa a la didáctica tradicional del principio de Le Chatelier quedan explícitos en la tabla 1.

Por otro lado, se quiere resaltar que los objetivos planteados, que suponen una cierta forma de trabajo en el aula, hacen que un aspecto aparentemente sencillo (regla de Le Chatelier) que apenas si ocupa espacio en los textos habituales, necesite, en su tratamiento alternativo, tanto por su complejidad como por la gran cantidad de aspectos relacionados, una extensión y profundización superiores, en cuanto al desarrollo de los mismos. Estos aspectos irían asociados al intento de evitar un tratamiento superficial que propicie la producción de nuevos aprendizajes memorísticos, no significativos.

Resultados

Los resultados correspondientes a los grupos experimental y control de alumnos de COU se encuentran resumidos entre las tablas 2 y 3. En la figura 1 aparecen reflejados los porcentajes de respuestas correctas de cada una de las preguntas del cuestionario referidas a los dos grupos de alumnos participantes en la investigación. El análisis estadístico se ha realizado mediante el cálculo de los correspondientes valores de χ^2 (Chi cuadrado) y ha servido para comprobar la significación de la relación entre las variables *metodología empleada* y *grado de éxito* a la hora de responder a cuestiones relacionadas con la constante de equilibrio, el principio de Le Chatelier y la no comisión del error masa-concentración. La hipótesis nula establece la independencia de ambas variables. Si tomamos como nivel de significación $\alpha = 0.01$, se rechaza la hipótesis nula en todos los ítems salvo en el 4.3.c, en donde no se han

encontrado diferencias significativas. En el resto de los ítems podemos concluir que la metodología empleada y el grado de éxito en la tarea están relacionados (no son independientes). A continuación, analizaremos los resultados obtenidos en cada uno de los ítems.

Cuestiones cerradas (1-4)

En la tabla 2 se detallan las respuestas producidas por los dos grupos de alumnos para los ítems de respuesta cerrada. Los tres primeros ítems hacen referencia a la constante de equilibrio. Los resultados del *ítem 1* (*variación de la constante de equilibrio*) indican que más del 90% de los alumnos del grupo control (GC) no relacionan la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Es de destacar que un gran porcentaje de este grupo (61.4%) relaciona el valor de K_p con los valores iniciales de las presiones parciales de los gases. Por otro lado, los resultados obtenidos para este ítem del grupo experimental (GE) revelan que el porcentaje de respuestas incorrectas se ha reducido a un 30%.

En el *ítem 2* (*correcta expresión de la constante de equilibrio en un equilibrio heterogéneo*), como dato más llamativo, encontramos que casi un 50% de los alumnos del GC incluyen la cantidad de sólido en la expresión de la constante de equilibrio. Este error sólo se comete por un 15.7% de alumnos del GE.

Una situación análoga se ha producido en el *ítem 3* (*relación entre K_p y K_c*), con la diferencia de que un gran porcentaje de alumnos del GC (35.2%) no tiene respuesta para este ítem. Además, en este grupo se supone $\Delta v = 0$ en un 31.8% de las respuestas para el proceso $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons H_2(g) + CO(g)$, de forma que para evaluar el incremento de número de moles (gaseosos) se ha tenido en cuenta la especie sólida.

El *ítem 4.1* establece el efecto de variación de la temperatura en un proceso exotérmico. En el GE prácticamente coinciden las respuestas que predicen un correcto desplazamiento del equilibrio (70.3%) y la correcta variación de la constante de equilibrio (66.2%). Sin embargo, esto no ocurre en el GC, produciéndose un mayor número de respuestas correctas para el caso de la predicción del desplazamiento del equilibrio (33%) que para la correcta de la variación de la constante de equilibrio (20.4%). Además, el 78.5% predice desplazamiento del equilibrio en algún sentido, pero sólo el 51.1% establece que la constante de equilibrio variará; el 46.6% indica que la constante de equilibrio permanece

Tabla 1. Objetivos instruccionales en la didáctica de los aspectos relacionados con el desplazamiento del equilibrio químico.

-
1. Evitar el principio de Le Chatelier en la predicción de la evolución de sistemas en equilibrio químico que han podido ser perturbados. Se tratarán los siguientes cambios:
 - a) cambios de presión (volumen) a temperatura constante (sistema con émbolo móvil).
 - b) la adición de una de las sustancias que participa en el equilibrio se realizará siempre a volumen y temperatura constantes.
 - c) cambios de temperatura a presión constante.

Para cada una de estas perturbaciones se hará siempre una clara distinción entre las condiciones que definen cada una de las siguientes situaciones:

- Estado de equilibrio inicial.
 - Equilibrio perturbado (no equilibrio)
 - Estado de equilibrio final.
-

2. Explicitar las ideas previas que los alumnos poseen acerca de los prerrequisitos y conceptos relacionados en el estudio del equilibrio químico (leyes de los gases, concepto de mol, cálculos estequiométricos, concepto de concentración: molaridad, fracción molar, ley de Dalton de las presiones parciales, etcétera) de forma que el análisis correspondiente permita fundamentar correctamente el concepto de equilibrio químico.

3. Establecer estrategias de cambio conceptual, intentando partir siempre de las ideas de los alumnos.

4. Intentar partir de situaciones problemáticas e intentar encontrar una solución a partir del establecimiento de hipótesis y la deducción de consecuencias a partir de las mismas. En este sentido, se intentará, en la medida de lo posible, evitar reglas de tipo memorístico y el uso de algoritmos de resolución.

5. Ayudar a los alumnos a realizar un estricto control de variables y a considerar todas las variables necesarias para el estudio de cada una de las perturbaciones y la posible evolución del equilibrio.

6. Utilizar un lenguaje matemático apropiado propiciando su correcta interpretación. En este sentido, se trabajará siempre con la ayuda de la correspondiente constante de equilibrio.

7. Realizar continuas y progresivas reflexiones acerca de las tareas realizadas para conseguir una reorganización del conocimiento. De esta forma, los resultados serán analizados a la luz de las hipótesis planteadas y del nivel inicial de conocimientos. Con ello, se analizarán las posibles situaciones contradictorias surgidas, así como su origen. Además, la realización de mapas conceptuales servirá para organizar y relacionar conceptualmente el conocimiento.

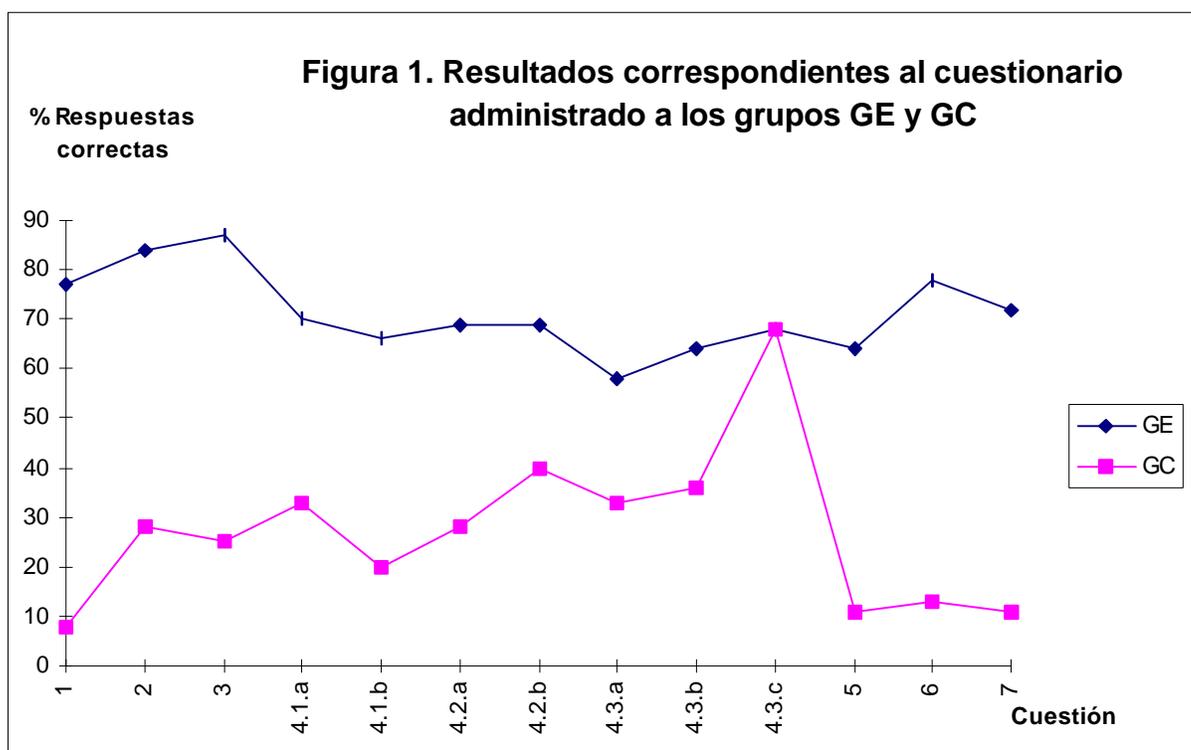
8. Aplicar y transferir el nuevo conocimiento a nuevas reacciones de equilibrio como ácido-base o precipitación.

9. Aplicar los principios del equilibrio químico a la vida diaria y a los sistemas industriales como los procesos Haber-Bosch y el proceso de contacto en la síntesis de ácido sulfúrico.

10. Tratar de superar dificultades y errores conceptuales como los siguientes:
 - a) Confusiones masa-concentración en equilibrios heterogéneos y las relacionadas con el efecto de la adición o eliminación de sustancias sólidas en equilibrios heterogéneos.
 - b) Correcta expresión de la constante de equilibrio y variación de la misma con la temperatura.
 - c) Dificultades de tipo estequiométrico.
 - d) Dificultades de lenguaje (significados de izquierda y derecha en equilibrios químicos y en ecuaciones de equilibrio, concepto de equilibrio químico, significado de desplazamiento del equilibrio y de posición de un equilibrio, etcétera)
 - e) Dificultades de tipo matemático.
 - f) Compartimentación (o lateralización) del equilibrio.
-

Tabla 2. Resultados del cuestionario de los alumnos de COU correspondientes al GE (N = 74) y al GC (N = 88). Cuestiones cerradas (1--4). Número de respuestas (porcentajes entre paréntesis). Las respuestas correctas se dan en negrita y con un asterisco (*).

Cuestión	Grupo	Número de respuestas (%)				
		A	B	C	D	E
1	Experimental	57 (77.0)*	1 (1.4)	7(9.4)	7(9.4)	2 (2.7)
	Control	7 (7.9)*	8 (9.0)	19 (21.6)	54 (61.4)	0 (0)
2	Experimental	8 (10.8)	2 (2.7)	8 (8.9)	62 (83.8)*	0 (0)
	Control	49 (55.7)	2 (2.3)	10 (11.4)	25 (28.4)*	2 (2.3)
3	Experimental	6 (8.1)	64 (86.5)*	2 (2.7)	0 (0)	2 (2.7)
	Control	28 (31.8)	22 (25)*	4 (4.5)	3 (3.4)	31 (35.2)
4.1.a	Experimental	52 (70.3)*	18 (24.3)	0 (0)	2 (2.7)	2 (2.7)
	Control	29 (33.0)*	40 (45.5)	17 (19.3)	0 (0)	2 (2.2)
4.1.b	Experimental	49 (66.2)*	15 (20.3)	6 (8.1)	1 (1.4)	3 (4.1)
	Control	18 (20.4)*	27 (30.7)	41 (46.6)	1 (1.1)	1 (1.1)
4.2.a	Experimental	26 (35.1)	51 (68.9)*	1 (1.4)	0 (0)	2 (2.7)
	Control	27 (30.7)	25 (28.4)*	34 (38.6)	0 (0)	2 (2.3)
4.2.b	Experimental	51 (68.9)*	17 (21.9)	2 (2.7)	0 (0)	2 (2.7)
	Control	35 (39.8)*	14 (15.9)	32 (36.4)	1 (1.1)	6 (6.8)
4.3.a	Experimental	10 (13.5)	21 (28.4)	43 (58.1)*	0 (0)	0 (0)
	Control	18 (20.4)	38 (43.2)	29 (33.0)*	1 (1.1)	2 (2.3)
4.3.b	Experimental	10 (13.5)	49 (63.5)*	13 (17.6)	2 (2.7)	2 (2.7)
	Control	5 (5.7)	32 (36.4)*	48 (54.5)	2 (2.3)	1 (1.1)
4.3.c	Experimental	51 (68.9)*	11 (14.4)	7 (9.4)	2 (2.7)	3 (4.1)
	Control	60 (68.2)*	5 (5.7)	21 (23.9)	1 (1.1)	1 (1.1)



constante. Estos datos permiten suponer que los alumnos del GC han empleado de forma preferente un razonamiento basado en el principio de Le Chatelier (para las respuestas correctas, la disminución de la temperatura favorece la reacción en el sentido en que es exotérmica), pero en muchos casos no se ha tenido en cuenta que ello supone una variación de la constante de equilibrio. Sin embargo, en el GE, al desconocer el principio de Le Chatelier, el razonamiento ha sido el inverso. Para saber el sentido en el que se desplaza el equilibrio, primero se ha tenido que analizar la variación de la constante de equilibrio. Por ello, en este grupo, los resultados obtenidos en este ítem son prácticamente coincidentes en los dos apartados de que consta.

En los dos apartados del *ítem 4.2 (aumento del volumen del reactor, a T constante)*, los resultados del GE son mejores que los del GC. El principio de Le Chatelier puede manifestarse difícil de aplicar en esta situación, tanto para señalar la disminución de la cantidad de producto de reacción (*apartado 4.2.a*) como para responder que la cantidad correspondiente a los reactivos aumenta (*apartado 4.2.b*). Se debe destacar que en el GC más del 35% indica que el cambio de volumen no afecta a las cantidades de COCl_2 y de Cl_2 , respectivamente.

En el *ítem 4.3 (adición a la mezcla de equilibrio de uno de los reactivos)* claramente se aprecia la dificultad que existe al considerar la variación de la constante de equilibrio por variación de las cantidades presentes de las sustancias que participan en el mismo (*apartado 4.3.a*). Esta dificultad se manifiesta de forma mucho más evidente en el GC ya que sólo un 33% señala que la constante de equilibrio no cambia, frente al 58.1% correspondiente al GE. Por otro lado, no existen diferencias significativas en la predicción del desplazamiento "hacia la derecha", con producción de una mayor cantidad de COCl_2 (*apartado 4.3.c*). Sin embargo, sólo un 36.4% de respuestas del GC señalan que este desplazamiento supone la reacción de una cierta cantidad de $\text{Cl}_2(\text{g})$ presente en el primer equilibrio con lo que su cantidad final será menor que la correspondiente al primer equilibrio (*apartado 4.3.b*). Para un cierto número de alumnos del GC el desplazamiento hacia la derecha sólo comporta la formación de una mayor cantidad de $\text{COCl}_2(\text{g})$, manteniéndose constante la cantidad de $\text{Cl}_2(\text{g})$ (54.5%).

Cuestiones abiertas (5-7)

En la tabla 3 aparecen los porcentajes de respuestas

Tabla 3. Resultados del cuestionario de los alumnos de COU correspondientes al GE (N = 74) y al GC (N = 88). Cuestiones abiertas (5-7). Número de respuestas correctas (porcentajes entre paréntesis).

Cuestión	Grupo	Nº respuestas correctas (%)
5	Experimental	47 (63.5)
	Control	10 (11.4)
6	Experimental	59 (79.7)
	Control	11 (12.5)
7	Experimental	53 (71.6)
	Control	10 (11.4)

correctas de cada uno de los grupos participantes para cada una de las cuestiones abiertas. En la *cuestión 5 (que pregunta la posible variación de la concentración de un sólido por variación de su masa)*, aproximadamente el 70% de los alumnos de ambos grupos hacen una predicción correcta del sentido del desplazamiento, al igual que ocurre en el *ítem 4.3.c*. En el GE todas estas predicciones están basadas en la expresión de la constante de equilibrio. En cambio, en el GC, de forma mayoritaria, se emplea el principio de Le Chatelier (63.6%) y sólo un 5.7% utiliza la expresión de K_c . En este grupo se asocia mayoritariamente la formación de una mayor cantidad de sólido con el aumento de su concentración (62.5%). En cambio, el error masa-concentración sólo se manifiesta en el 9.4% de los alumnos del GE. En el 63.5% de las respuestas de este grupo se indica explícitamente que un sólido aunque aumente su masa no cambia su concentración debido a que su densidad es constante. Por otro lado, entre los alumnos del GC que predicen que no se desplazará el equilibrio (18.2%), un 13.6% señalan que ello es debido a que el $\text{HCl}(\text{g})$ añadido sobraría ya que no puede reaccionar con el $\text{NH}_3(\text{g})$ al no haber cantidad suficiente del mismo. Por último, señalemos que en el GC, el 7.9% de los alumnos no produjeron ningún tipo de respuesta y en el GE este porcentaje fue del 10.8%.

En la *cuestión 6 (posible efecto de la variación de la masa de un sólido en un equilibrio heterogéneo)* sólo un 12.5% de los alumnos del GC realizó una predicción correcta frente al 79.7% del GE. La respuesta mayoritaria en el GC utilizó el principio de Le Chatelier para predecir el desplazamiento del equilibrio (67.0%). Entre éstos, el 63.6% correspondió a quienes predecían que el equilibrio se desplazaba "hacia la izquierda" para compensar la cantidad de sólido extraída. Únicamente un 5.7% empleó la expresión de la constante de equilibrio para realizar una predicción correctamente fundamentada. El resto de argu-

mentaciones basadas en la expresión de K_c (4.5%) incluían las concentraciones de las especies sólidas en la misma. Otro grupo reducido de alumnos (6.8%) señaló que no habría desplazamiento dado que la adición o eliminación de pequeñas cantidades de sólido no afecta a los equilibrios heterogéneos. Este último razonamiento fue el empleado por el 37.8% de los alumnos del GE; en el resto de predicciones correctas de este grupo (41.9%) se argumentó en función de la expresión de K_c . Por último, señalar que en el GE un 9.5% de alumnos no contestaron y en el GC este porcentaje fue del 13.6%.

En la *pregunta 7 (variación de la presión-volumen de un sistema en equilibrio químico en el que $\Delta v = 0$)*, el porcentaje de respuestas correctas en el GC fue del 11.4% y en el GE del 71.6%. En el GC se produjo una gran dispersión de respuestas. El porcentaje mayoritario correspondió a aquellas en las que se predecía un aumento en la cantidad de $H_2S(g)$ (46.6%) y el argumento más empleado utilizó el principio de Le Chatelier (el equilibrio se desplaza hacia donde menor número de moléculas existen). Otros argumentos señalaban que al disminuir el volumen debería aumentar el número de moles o que un volumen menor facilitaba la reacción. Un reducido grupo de alumnos empleó la expresión de K_c (4.5%) y otro pequeño grupo (4.5%) el principio de Le Chatelier para predecir en ambos casos el no desplazamiento del equilibrio. Un elevado porcentaje de alumnos realizó esta misma predicción aunque proporcionando toda una serie de argumentaciones incorrectas. Por ejemplo, se indicó que no se producía desplazamiento ya que no aumentaban las cantidades de S y de H_2 o que el volumen disminuía por igual en los dos miembros de la ecuación o que ya no podían reaccionar más. En el GE las respuestas correctas consideraron la expresión de K_c . Finalmente, señalemos que en el GC el porcentaje de alumnos que no contestó o que no se definió fue del 15.9% y en el GE del 10.8%.

Discusión y conclusiones

Los resultados obtenidos en esta investigación confirman la hipótesis formulada ya que un tratamiento alternativo a la regla de Le Chatelier, basado en el empleo exclusivo de la constante de equilibrio ha producido notables mejoras en el aprendizaje de los alumnos. Los alumnos que no han sido específicamente tratados según esta propuesta alternativa presentan serias deficiencias en cuanto al significado de la constante de equilibrio, su correcta expresión y los

factores de los que depende. Estos errores dificultan un conocimiento riguroso y profundo de otros aspectos relacionados con el equilibrio químico.

La superación de deficiencias debidas al tratamiento conceptual y metodológico alternativo se ha puesto de manifiesto por la capacidad de los alumnos en manejar correctamente la constante de equilibrio, lo cual les ha permitido realizar predicciones correctamente fundamentadas acerca de la evolución de sistemas en equilibrio perturbados. Estas mejoras se han propiciado debido a la ausencia de razonamientos basados en la regla de Le Chatelier.

El conocimiento de esta regla ha evitado las argumentaciones basadas en la expresión de la constante de equilibrio. Ello ha supuesto que, en ocasiones, se produzcan respuestas aparentemente correctas en las que subyacen errores que tienen que ver con la correcta comprensión del significado de reacción química (eg. la adición de CO al equilibrio representado en la *pregunta 4* provoca un desplazamiento del mismo "hacia la derecha", pero también se señala que la cantidad de cloro permanece constante). Además, algunos de los errores relacionados con el deficiente tratamiento de equilibrios heterogéneos han sido claramente superados debido a un tratamiento de mayor rigor conceptual y metodológico.

Estos resultados vienen a reforzar la idea apuntada en investigaciones anteriores basadas en razonamientos termodinámicos (Quílez y Solaz, 1994; Solaz y Quílez, 1995; Quílez y Solaz, 1996), históricos (Quílez, 1995; Quílez y Solaz, 1995b; Quílez y Sanjosé, 1996) y didácticos (Quílez *et al.*, 1993; Quílez y Sanjosé, 1995; Quílez y Solaz, 1995a) acerca de la conveniencia de evitar como estrategia didáctica la regla de Le Chatelier y de formular el citado principio (de forma cuantitativa y restrictiva) sólo en los cursos superiores de Química como un teorema derivado de los principios de la termodinámica.

Bibliografía

- Bergquist, W. y Heikkinen, H., Student ideas regarding chemical equilibrium, *Journal of Chemical Education*, **67** [12], 1000-1003, 1990.
- Camacho, M. y Good, R., Problem solving and chemical equilibrium: succesful versus unsuccessful performance, *Journal of Research in Science Teaching*, **26**, [3], 251-272, 1989.
- Driscoll, D.R., The Le Chatelier Principle, *Australian Science Teachers' Journal*, **6**, [3], 7-15. 1960.
- Duschl, R.A. y Gitomer, D.H., Epistemological pers-

- pectives on conceptual change: implications for educational practice, *Journal of Research in Science Teaching*, **28**, [9], 839-858, 1991.
- Hackling, M.W. y Garnett, P.J., Misconceptions of chemical equilibrium, *European Journal of Science Education*, **7** [2], 205-214, 1985.
- Hewson, M.G. y Hewson, P.W., On appropriate conception of teaching science: a view from studies of science learning, *Science Education*, **72**, [5], 697-614, 1988.
- Huddle, P.A. y Pillay, A.E., An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African university, *Journal of Research in Science Teaching*, **33** [1], 65-77, 1996.
- Johnstone, A.J., MacDonald, J.J. y Webb, G., Chemical equilibrium and its conceptual difficulties, *Education in Chemistry*, **14**, 169-171, 1977.
- Katz, L., A systematic way to avoid Le Chatelier's principle in chemical reactions, *Journal of Chemical Education*, **38** [7], 375-377, 1961.
- Mellado, V. y Carracedo, D., Contribuciones de la filosofía de la ciencia a la didáctica de las ciencias, *Enseñanza de las Ciencias*, **11** [3], 331-339, 1993.
- Pozo, J.I., *Teorías cognitivas del aprendizaje*, Morata, Madrid, 1989.
- Quílez, J., Una formulación para un principio: Análisis histórico del principio de Le Chatelier, *Rev. Mex. Fis.*, **41** [4], 586-598, 1995.
- Quílez, J., El principio de Le Chatelier: Un obstáculo epistemológico en el aprendizaje del equilibrio químico, (remitido), 1996.
- Quílez, J. y Castelló, M., La enseñanza del equilibrio químico con la ayuda de la computadora, *Educación Química*, **7** [1], 50-54, 1996.
- Quílez, J. y Sanjosé, V., Errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico: Nuevas aportaciones relacionadas con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier, *Ens. Cien.*, **13** [1], 72-79, 1995.
- Quílez, J. y Sanjosé, V., El principio de Le Chatelier a través de la historia y su formulación didáctica en la enseñanza del equilibrio químico, *Ens. Cien.*, (en prensa), 1996.
- Quílez, J. y Solaz, J.J., Análisis termodinámico de las insuficiencias del principio de Le Chatelier en el desplazamiento del equilibrio químico, *Afinidad*, **51**, 435-438, 1994.
- Quílez, J. y Solaz, J.J., Students' and teachers' misapplication of the Le Chatelier's principle. Implications for the teaching of chemical equilibrium, *J. Res. Sci. Teach.*, **33** [9], 939-957, 1995a.
- Quílez, J. y Solaz, J.J., Evolución histórica del principio de Le Chatelier, *Caderno Catarinense de Ensino de Física*, **12** [2], 123-133, 1995b.
- Quílez, J. y Solaz, J.J., Una formulación sencilla, cuantitativa y precisa para el principio de Le Chatelier, *Educación Química*, **7**[4], 1996.
- Quílez, J., Solaz, J.J., Castelló, M. y Sanjosé, V., La necesidad de un cambio metodológico en la enseñanza del equilibrio químico. Limitaciones del principio de Le Chatelier, *Ens. Cien.*, **11** [3], 281-288, 1993.
- Solaz, J.J. y Quílez, J., Thermodynamics and the Le Chatelier's principle, *Rev. Mex. Fis.*, **41** [1], 128-138, 1995.
- Stanks, D.R., Hefferman, M.L., Lee Dow, K.C., McTigue, P.T. y Withers, G.R.A., *Química, Seleccionadas Científicas*, Madrid, 1967.
- Wellington, J. (ed.), *Skills and processes in science education*, Routledge, Londres, 1989.

CUESTIONARIO EQUILIBRIO QUÍMICO (Alumnos de COU)

CUESTIONES 1-3

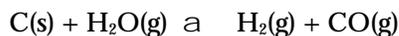
Responde marcando con un aspa (X) la opción elegida para cada una de las siguientes cuestiones:

1. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es **correcta**:

“Para un equilibrio químico dado, suponiendo un comportamiento ideal, el valor de K_p ...

- a) sólo depende de la temperatura.”
- b) sólo depende de la presión.”
- c) depende de la temperatura y la presión.”
- d) depende de las presiones parciales iniciales de los gases de la mezcla.”
- e) no sé.

2. En una vasija de 1 L se ha establecido el equilibrio representado por la siguiente ecuación:



Una vez analizada la composición de la mezcla en equilibrio se obtuvieron los siguientes resultados:

$$n(C) = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}; n(H_2O) = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}; n(H_2) = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}; n(CO) = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

¿Cuál es el valor de K_c para este equilibrio?

- a) $\frac{(4 \times 10^{-4})^2}{(2 \times 10^{-4})^2}$; b) $\frac{(2 \times 10^{-4})^2}{(4 \times 10^{-4})}$; c) $\frac{(4 \times 10^{-4})}{(2 \times 10^{-4})}$;
 d) $\frac{(4 \times 10^{-4})^2}{(2 \times 10^{-4})}$; e) no sé.

3. ¿Para cuál de las siguientes reacciones los valores numéricos de K_p y K_c coinciden?

- a) $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons H_2(g) + CO(g)$
 b) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$
 c) $2 SO_3(g) \rightleftharpoons 2 SO_2(g) + O_2(g)$
 d) $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
 e) no sé.

CUESTIÓN 4

Responde a la siguiente cuestión indicando una de estas cinco posibilidades:

- A: mayor que en la posición de equilibrio anterior.
 B: menor que en la posición de equilibrio anterior.
 C: igual que en la posición de equilibrio anterior.
 D: insuficientes datos para contestar de forma precisa.
 E: no sé.

4. Considera una mezcla gaseosa en equilibrio químico formada por los siguientes gases: $CO(g)$, $Cl_2(g)$ y $COCl_2(g)$, a $400^\circ C$ y 1 atm de presión, que definen una posición del equilibrio representado por la siguiente ecuación:



Responde, según se ha indicado anteriormente, para cada una de las situaciones que se dan a continuación:

4.1. La mezcla gaseosa se enfría a $250^\circ C$, manteniendo la presión constante. Cuando el sistema alcance una nueva posición de equilibrio:

a) la masa de $COCl_2(g)$ presente será ____.

b) el cociente $\frac{[COCl_2]_{eq}}{[CO]_{eq}[Cl_2]_{eq}}$ será ____.

4.2. El volumen del sistema se duplica por una disminución de la presión, a temperatura constante. Cuando el sistema alcance una nueva posición de equilibrio:

a) la masa de $COCl_2(g)$ presente será ____.

b) la masa de $Cl_2(g)$ presente será ____.

4.3. Se añade al sistema una pequeña cantidad de $CO(g)$, manteniendo el volumen y la temperatura constantes. Cuando el sistema alcance una nueva posición de equilibrio:

a) el cociente $\frac{[COCl_2]_{eq}}{[CO]_{eq}[Cl_2]_{eq}}$ será ____.

b) la masa de $Cl_2(g)$ presente será ____.

c) la masa de $COCl_2(g)$ presente será ____.

CUESTIONES 5-7

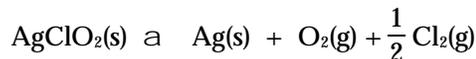
Responde de forma razonada a cada una de las siguientes cuestiones:

5. A una determinada temperatura se ha establecido el equilibrio representado por la siguiente ecuación:



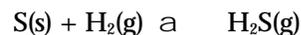
Al equilibrio anterior, se añade, a volumen y temperatura constantes, una pequeña cantidad de $HCl(g)$. Indica si cuando el sistema alcance la nueva posición de equilibrio la concentración de $NH_4Cl(s)$ será **mayor**, **menor** o **igual** que la correspondiente del primer equilibrio.

6. Para el equilibrio representado por la siguiente ecuación:



indica cómo se podrá ver afectado por la extracción del recipiente de una pequeña cantidad de $AgClO_2(s)$.

7. Dado el siguiente sistema en equilibrio:



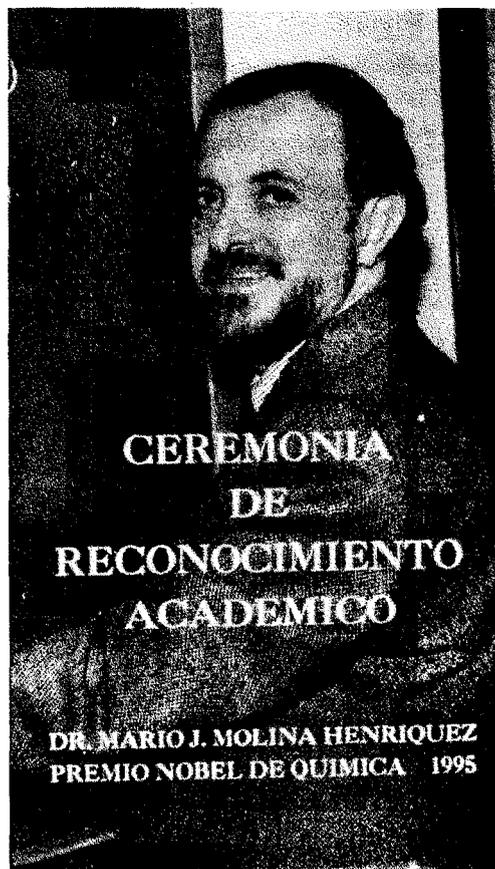
explica de forma razonada si una disminución del volumen de la vasija de reacción por un aumento de la presión, manteniendo la temperatura constante, producirá una mayor cantidad de $H_2S(g)$.

La Facultad de Química de la UNAM ha editado la conferencia que el doctor Mario José Molina Henríquez ofreció el 15 de diciembre de 1995, en la Sala Miguel Covarrubias del Centro Cultural Universitario, días después de haber recibido el Premio Nobel de Química 1995.

Este cassette VHS tiene una duración de 45 minutos y puede utilizarse con éxito en una clase de química de la enseñanza media o media superior, en la búsqueda de la conquista de conciencias estudiantiles hacia las áreas de la ciencia, en general, y de la química, en particular. Se trata de una conferencia de divulgación que incluye una presentación con las líneas curriculares más importantes del doctor Molina.

El cassette se enviará a vuelta de correo a quienes llenen y envíen la siguiente forma acompañada de un giro o cheque de sesenta pesos (nacional) o diez dólares (internacional) a nombre de la Facultad de Química de la UNAM, a:

Facultad de Química, UNAM
Ciudad Universitaria, Apdo. Postal 70-197
04510, México D.F.



Quiero recibir el cassette de la

**Ceremonia de reconocimiento académico
al Dr. Mario J. Molina Henríquez**

Nombre _____

Calle y número _____

Ciudad _____

País _____

Código Postal _____