

Definición y cálculo de las constantes de equilibrio en los libros de texto de Química general preuniversitarios y universitarios

Pre-university and university general Chemistry textbooks' definition and calculation of equilibrium constants

Ana Quílez-Díaz, Juan Quílez-Pardo

Departament d'Educació, Universitat Jaume I, Av. Vicent Sos Baynat, s/n, 12071 Castelló de la Plana, ESPAÑA
jqulez@uji.es

RESUMEN • En este trabajo, una vez definidas las constantes de equilibrio experimentales, K_p y K_c , así como la constante de equilibrio termodinámica, K° , se analiza su incorrecto tratamiento por parte de libros de texto de química general. Se expone la forma en que libros de química general de universidad y de bachillerato manejan las unidades de las constantes de equilibrio. Muchos textos no expresan con unidades los valores de K_p y K_c calculados. Además, en la mayoría de los casos, K° no se define, y como resultado existe una confusión muy extendida acerca de estos conceptos. Este problema terminológico ocasiona que en muchos libros se confunda K_p con K° . Se propone que la definición correcta de las constantes K_p y K_c se realice en el nivel preuniversitario, dejando para el primer curso universitario de química general la definición de la constante de equilibrio termodinámica, K° , así como su relación con K_p y K_c .

PALABRAS CLAVE: Química general; Termodinámica; constantes de equilibrio; análisis de textos.

ABSTRACT • In this paper, after presenting the experimental equilibrium constants, K_p and K_c , and the thermodynamic equilibrium constant, K° , it is analysed the misrepresentation of them by general chemistry textbooks. We examine the way both first-year university chemistry textbooks and preuniversity chemistry textbooks handle the units of equilibrium constants. Many textbooks do not report the corresponding units in the calculation of K_p and K_c . Moreover, in most of the cases, K° is not defined and as a result confusion about these concepts is widespread. This problem in the terminology used by textbooks causes that many of them confuse K_p with K° . It is suggested that preuniversity textbooks should correctly define both K_p and K_c , leaving the definition of the thermodynamic constant, K° , as well as its relationship to K_p and K_c , to first-year university textbooks.

KEYWORDS: general Chemistry; Thermodynamics; equilibrium constants; textbook analysis.

Fecha de recepción: noviembre 2012 • Aceptado: septiembre 2013

Quílez-Díaz, A., Quílez-Pardo, J. (2014) Definición y cálculo de las constantes de equilibrio en los libros de texto de Química general preuniversitarios y universitarios. *Enseñanza de las Ciencias*, 32.3, pp. 187-203

INTRODUCCIÓN

Eltinge y Roberts (1993) señalan que los libros de texto se deben examinar cuidadosamente, ya que representan un papel dominante en la enseñanza de la ciencia. Por ello, la evaluación de los libros de texto de ciencias es una importante área de investigación didáctica (Kesidou y Roseman, 2002). Por ejemplo, Pro *et al.* (2008) muestran la importancia que tiene el análisis del currículum a través del tratamiento de los correspondientes contenidos por parte de los libros de texto.

Los errores, las inconsistencias, las simplificaciones excesivas, los tratamientos inadecuados y las confusiones en la presentación y el desarrollo de contenidos científicos por parte de los libros de texto han sido objeto de un amplio y diverso número de trabajos. Podemos citar los estudios realizados acerca de los siguientes temas: la distinción entre fenómeno físico y reacción química (Palmer y Treagust, 1996), las propiedades de los gases (Berg y Treagust, 1993), la estructura atómica (Rodríguez y Niaz, 2002), el enlace químico (Posada, 1999), la química cuántica (Shiland, 1997), el concepto de mol (Staver y Lumpe, 1993), cinética química (Justi y Gilbert, 1999), ácidos y bases (Drechler y Schmidt, 2005; Furió *et al.*, 2005) o las reacciones redox (Sanger y Greenbowe, 1999).

En el caso particular de los conceptos termodinámicos, existe un amplio número de trabajos en los que se ha analizado cómo se introducen y se manejan en libros de texto de diferentes niveles académicos. Por ejemplo, la utilización de los conceptos de energía y calor por parte de los textos universitarios ha sido objeto de una gran variedad de estudios (Linn y Songer, 1991; Bauman, 1992; Michinel y D'Alessandro, 1994; Arons, 1999; Goedhart y Kaper, 2002; Alomá y Malaver, 2007; Doige y Day, 2012). Por su parte, Métheut *et al.* (2004) estudiaron las aproximaciones didácticas en torno al concepto de reversibilidad. Cómo tratan los libros de química el concepto de equilibrio químico se ha analizado, entre otros, por Pedrosa y Dias (2000). La utilización didáctica del principio de Le Chatelier ha sido estudiada por Quílez (1997) y dos trabajos recientes examinan cómo los libros de química general definen y usan los términos asociados a la energía de Gibbs (Quílez, 2009, 2012).

PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA Y OBJETIVO

Un concepto termodinámico básico que se introduce en el estudio del equilibrio químico es el de la constante de equilibrio. En diferentes estudios se ha discutido ampliamente sobre si las constantes de equilibrio se deben expresar con unidades o si se deben tratar como magnitudes adimensionales. Dado el énfasis e importancia que los profesores de física y de química dan a la correcta expresión de las unidades que corresponden a las distintas magnitudes que se introducen, el estudio de la dimensionalidad o no de las constantes de equilibrio se manifiesta como un problema sobre el que se debe prestar atención.

En algunos trabajos se afirma que las constantes de equilibrio son magnitudes adimensionales (Boggs, 1958; Cox *et al.*, 1979; Harris, 1982; Abrantes y Nieto de Castro, 1985; Tykodi, 1986; Quintero, 1990; Gordus, 1991; Ronneau, 1993; Gil y Paiva, 1999; Rosenberg y Kotz, 1999), mientras que en otros estudios sus autores defienden que las constantes de equilibrio experimentales (K_p y K_c) poseen unidades, a diferencia de la constante de equilibrio termodinámica, K° , que es una magnitud adimensional (Henry, 1967; Pethybridge y Mills, 1979; Vickerman, 1979; Wright, 1979; Delorme, 1985; Mills, 1989, 1995; Laidler, 1990; Molineux, 1991; Antonik, 1993; Depovere y Weiler, 1993a, 1993b; Treptow, 1999).

En la revisión inicial realizada por Quílez (2008) a este respecto, no se encontró ningún trabajo previo que se ocupase de estudiar este problema dentro del contexto español. Sin embargo, en el mismo año de su publicación apareció un nuevo artículo (Centellas, 2008), en el que se analizaba, con

una cierta extensión, el problema del tratamiento didáctico de la dimensionalidad de las constantes de equilibrio. En él se establece lo siguiente:

- K_p y K_c son magnitudes adimensionales.
- En el cálculo del valor experimental de K_p se recomienda usar los valores de presiones parciales (p) en *bar* (lo más correcto) o en *atm* (una buena aproximación), ya que en ambos casos se obtienen valores (adimensionales) de K_p muy semejantes, pero se señala que es incorrecto calcular su valor a partir de valores de p expresados en Pa, ya que en este caso el valor calculado de K_p cambia considerablemente con respecto a las dos situaciones recomendadas en las que p se expresan en bar o atm.
- K es una magnitud adimensional, como se desprende de la relación matemática: $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$
- El profesorado de bachillerato debería valorar la conveniencia de expresar K_p y K_c sin dimensiones como preparación a sus alumnos en sus estudios universitarios.

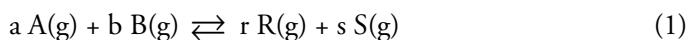
Este último trabajo (Centellas, 2008) permite ejemplificar de forma esquemática la confusión generalizada que existe en la actualidad al respecto. Además, a partir de los estudios que se han posicionado acerca de la dimensionalidad de las constantes de equilibrio, parecería que se trata de un tema relativamente controvertido, que posee una cierta complejidad inherente.

El objetivo de este trabajo es doble: por una parte, clarificar la terminología asociada a las constantes de equilibrio y a sus unidades y, por otra, analizar los posibles tratamientos incorrectos que al respecto realizan los libros de texto de química general, tanto universitarios como preuniversitarios.

CONSTANTES DE EQUILIBRIO EXPERIMENTALES: K_p , K_c , Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO TERMODINÁMICA: K°

Se pueden definir tres constantes de equilibrio: K_p , K_c y K° . Las dos primeras, K_p y K_c , son constantes experimentales y la tercera, K° , es la constante termodinámica (Brénon-Audat, Busquet y Mesnil, 1993; Mills, 1989, 1985; Mills *et al.* 1993).

Por ejemplo, en el caso del siguiente equilibrio,



K_p se define como una magnitud experimental

$$K_p = \left(\frac{p_R^r p_S^s}{p_A^a p_B^b} \right)_{eq} \quad (2)$$

donde p es la presión parcial de cada uno de los gases que participan en la reacción. Los valores de p se han expresado tradicionalmente en atm.

De manera análoga, K_c se define como

$$K_c = \left(\frac{[R]^r [S]^s}{[A]^a [B]^b} \right)_{eq} \quad (3)$$

donde los valores de concentración se suelen expresar en mol/L. Por tanto, en estos casos, las unidades de K_p deben ser $(\text{atm})^{\Delta n}$, mientras que las de K_c deben ser $(\text{mol/L})^{\Delta n}$, donde, $\Delta n = (r + s) - (a + b)$.

La constante de equilibrio termodinámica se define

$$K^{\circ} = \frac{\left(\frac{p(R)_{eq}}{p^{\circ}}\right)^r \left(\frac{p(S)_{eq}}{p^{\circ}}\right)^s}{\left(\frac{p(A)_{eq}}{p^{\circ}}\right)^a \left(\frac{p(B)_{eq}}{p^{\circ}}\right)^b} \quad (4)$$

donde $p^{\circ} = 1$ bar. Evidentemente, K° es una magnitud adimensional.

Así pues, la IUPAC (Mills *et al.*, 1993) permite el empleo de dos constantes con unidades, K_p y K_c , y de una tercera constante, K° , que es adimensional. Conocido el valor de una de ellas, se puede establecer el de las otras dos. Veamos cómo se relacionan entre sí.

La relación entre K_p y K° es inmediata

$$K_p = K^{\circ} (p^{\circ})^{\Delta n} \quad (5)$$

Dado que $p^{\circ} = 1$ bar, si las unidades de K_p son $(\text{atm})^{\Delta n}$, su valor no coincide con el de K° . Ya que $1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$, en este caso se puede establecer que $K_p = K^{\circ} [(1/1,01325)\text{atm}]^{\Delta n}$. Solo cuando las unidades de K_p son $(\text{bar})^{\Delta n}$ se cumple que ambos valores coinciden. Es decir, $K_p = K^{\circ} (\text{bar})^{\Delta n}$.

Otras relaciones son

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad (6)$$

$$K^{\circ} = K_c \left(\frac{RT}{p^{\circ}}\right)^{\Delta n} \quad (7)$$

CÁLCULO DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO

En este apartado se va a proceder a ejemplificar el cálculo de las constantes de equilibrio definidas en el apartado anterior. El ejemplo 1 sirve para este propósito. En él se calcula el valor de K° a partir de datos termodinámicos. Estos permiten, en primera instancia, determinar $\Delta_r G^{\circ}$. Una vez calculado este valor, la obtención de K° resulta inmediata. Es decir, a partir de la siguiente expresión

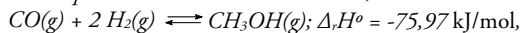
$$\Delta_r G^{\circ} = -RT \ln K^{\circ} \quad (8)$$

se puede escribir

$$K^{\circ} = e^{-\Delta_r G^{\circ}/RT} \quad (9)$$

EJEMPLO 1

Para el equilibrio correspondiente a la síntesis del metanol,



calcúlese el valor de las constantes de equilibrio K° , K_p y K_c a 298,15 K.

Datos: $S^\circ[\text{CO(g)}] = 197,56 \text{ J/K mol}$; $S^\circ[\text{H}_2\text{(g)}] = 130,57 \text{ J/K mol}$; $S^\circ[\text{CH}_3\text{OH(g)}] = 239,70 \text{ J/K mol}$.

(Nota: valores termodinámicos a 298,15 K; $p^\circ = 1 \text{ bar}$).

Solución

Para conocer el valor de $\Delta_r G^\circ$ utilizaremos la siguiente expresión: $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$.

$$\Delta_r H^\circ = -75,97 \text{ kJ/mol}.$$

$$\Delta_r S^\circ = S^\circ[\text{CH}_3\text{OH(g)}] - 2S^\circ[\text{H}_2\text{(g)}] - S^\circ[\text{CO(g)}] = -219 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ = -10675 \text{ J/mol}.$$

$$K^\circ = e^{-\Delta_r G^\circ / RT} = 74,34$$

$K_p = K^\circ / (p^\circ)^2 = 74,34 \text{ bar}^{-2}$; como $1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$, $K_p = 76,32 \text{ atm}^{-2}$; además, ya que $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, también podemos escribir: $K_p = 7,434 \cdot 10^{-9} \text{ Pa}^{-2}$

$$K_c = K_p (RT)^2 = 76,32 \text{ atm}^{-2} [(0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(298,15 \text{ K})]^2 = 4,56 \cdot 10^4 (\text{mol/L})^{-2}.$$

Resulta evidente que el valor de la constante termodinámica, K° , depende de la relación estequiométrica de la ecuación que representa la correspondiente reacción química. En el ejemplo 1 el valor de $\Delta_r G^\circ$ se ha obtenido a partir los valores correspondientes de $\Delta_r H^\circ$ y de $\Delta_r S^\circ$, que dependen de la ecuación química representada.

Pero, además, conviene advertir que el valor de K° también depende del valor de presión usado para definir el estado estándar (Freeman, 1985; Tykodi, 1986; Treptow, 1999). En el ejemplo 1 hemos calculado que $K^\circ = 74,34$ ($p^\circ = 1 \text{ bar}$); pero, si $p^\circ = 1 \text{ atm}$ (como ocurría hasta 1982), entonces $K^\circ = 76,32$. En consecuencia, en la actualidad se cumple: $K_p = K^\circ (\text{bar})^{\Delta n}$ (en nuestro ejemplo, $K_p = 74,34 \text{ bar}^{-2}$), y hasta 1982 se cumplía que $K_p = K^\circ (\text{atm})^{\Delta n}$.

Por otro lado, el cambio en el valor de la presión estándar no ha afectado al valor de K_p (Antonik, 1993). Pero, a pesar de que solo existe un valor de K° (a una determinada temperatura; $p^\circ = 1 \text{ bar}$), en cambio, el valor de K_p depende, como se ha puesto de manifiesto en el ejemplo 1, de las unidades empleadas para medir los valores de las distintas presiones parciales. En el ejemplo se han obtenido sendos valores de K_p para unidades de bar, atm y Pa. K_c también posee unidades; lo más habitual es que sean de $(\text{mol/L})^{\Delta n}$. Finalmente, debemos tener presente que el valor de K_p obtenido a partir de K° (según se ha ejemplificado) es ligeramente diferente al que se obtiene cuando se calcula directamente a partir de datos experimentales (Tykodi, 1986).

Por todo lo señalado, se debe resaltar que si el cálculo de K° se refiere al valor actual de presión estándar ($p^\circ = 1 \text{ bar}$), el valor de K° difiere del correspondiente de K_p cuando las unidades de presión parcial (p) no son bar. Es decir, la ecuación $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$ (en realidad, $K^\circ = e^{-\Delta_r G^\circ / RT}$) permite encontrar indirectamente el valor numérico correcto de K_p , ya que es idéntico al de K° cuando p se miden en bar: $K_p = K^\circ (\text{bar})^{\Delta n}$, según se ha discutido previamente. Por el contrario, si los valores de p no se expresan en bar, se encuentra que en lo que concierne a valores numéricos, se cumple que $K_p \neq K^\circ$.

TRATAMIENTO DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO EN LOS LIBROS DE TEXTO DE QUÍMICA GENERAL UNIVERSITARIOS Y DE BACHILLERATO

Este análisis se centrará en estudiar cómo definen los libros de química general, tanto universitarios como del último curso de bachillerato, las constantes de equilibrio experimentales K_p y K_c . También

se examinará el tratamiento que se otorga a la constante termodinámica, K° . En ambos casos se hará especial énfasis en analizar el carácter dimensional otorgado a cada una de las constantes, las relaciones que se puedan establecer entre ellas y cómo se calculan.

La muestra de libros que vamos a analizar corresponde a dos grupos: *a*) libros de química general de nivel universitario ($N = 26$) y *b*) libros de química preuniversitarios ($N = 35$), que a su vez se ha dividido en dos subgrupos: textos del antiguo curso de orientación universitaria (COU) ($N = 17$) y del vigente segundo de bachillerato español ($N = 18$), al ser estos dos niveles equivalentes en cuanto a los contenidos de equilibrio químico desarrollados. Ello nos permitirá conocer si ha habido algún cambio significativo en cuanto al tratamiento de los aspectos analizados en este estudio. Los libros universitarios elegidos (anexo II) suponen una muestra amplia de los textos más conocidos de primero de universidad, ya que muchos de ellos han sido traducidos a varios idiomas y se han reeditado en varias ocasiones, habiendo servido además para estudios semejantes al realizado en este trabajo. Por su parte, la muestra de libros de texto de química de nivel preuniversitario (anexo I) contextualiza el estudio al caso español, abarca un amplio periodo de tiempo e incluye las editoriales más conocidas en este nivel educativo.

En la tabla 1 se muestran los ítems que han servido para efectuar este análisis. Es decir, se trata de conocer si los libros de texto definen tanto las constantes experimentales K_p y K_c como la constante termodinámica, K° . En cada caso, se estudia cómo realizan esta definición y si las diferentes constantes se expresan o no con unidades; cómo se calculan en cada caso, y si se establecen ecuaciones que las relacionen entre sí. En el estudio de K° también se analiza el valor empleado de presión estándar.

Tabla 1.
Ítems para el análisis de los libros de texto de química general en cuanto al tratamiento de las constantes de equilibrio

- 1) ¿Se definen las constantes de equilibrio K_p , K_c y K° ?
- 2) ¿Se expresan con unidades las constantes K_p y K_c ? En caso afirmativo, ¿qué unidades se emplean?
- 3) ¿Se advierte del carácter adimensional de K° ?
- 4) ¿Se hace referencia al valor de presión estándar, $p^\circ = 1 \text{ bar}$?
- 5) ¿Se establece alguna relación entre las constantes experimentales y la constante termodinámica?
- 6) ¿Se calcula la constante termodinámica? ¿Cómo?

En primer lugar, se detallarán los aspectos más significativos del estudio efectuado. A continuación, se procederá a resumir los resultados más relevantes en la tabla 2. El análisis empezará por los libros de química preuniversitarios y posteriormente se examinarán los textos de química general universitarios.

Todos los libros de química preuniversitarios revisados introducen las constantes experimentales K_p y K_c . Solo en un 40% de los textos se expresan con unidades, siendo en este caso mayoritario el grupo del nivel de COU (26%), en comparación con el de segundo de bachillerato (14%). Además, la mayoría solo utiliza en sus cálculos valores de p en atm, por lo que cuando K_p se expresa con unidades, estas son casi siempre $(\text{atm})^{\Delta n}$; solo en tres libros (Masjuan *et al.*, 1991; Belmonte, 1999; Caamaño *et al.*, 2000) (9%) se encuentran también unidades de $(\text{Pa})^{\Delta n}$. Un texto editado en Gran Bretaña (Hill y Holman, 1995) iría en este sentido todavía más lejos, al señalar que las unidades de K_p siempre deben ser $(\text{Pa})^{\Delta n}$ y no $(\text{atm})^{\Delta n}$. Por tanto, resulta mayoritario el grupo de textos que no expresan con unidades las constantes de equilibrio experimentales (60%). En estos casos, en la mayoría no se explica por qué

los valores de K_p y K_c se expresan sin unidades. Pero en tres libros sí que se advierte de que a pesar de utilizar, en cada caso, valores de p en atm y de mol/L para los valores de concentración, las dos constantes referidas se consideran magnitudes adimensionales (Morcillo y Fernández, 1998; García *et al.* 2003; Cardona *et al.* 2003), pero sin añadir nada más al respecto. Un autor de Estados Unidos (Tro, 2003) se expresa en los mismos términos, así como un manual complementario de química de COU (Climent *et al.*, 1989).

Se han encontrado otros libros y trabajos en los que los valores de las constantes K_p y K_c se expresan tanto con unidades como sin ellas; por ejemplo, libros de problemas de química preuniversitaria (Domingo y Silla, 1991; Goldberg, 2001) e incluso una tesis doctoral de didáctica del equilibrio químico (Moncaleano, 2008) expresan sin dimensiones los valores de K_p y K_c . Por el contrario, otros libros de problemas de química de este nivel (García *et al.*, 1991; Fernández y Pérez, 2004), sí otorgan unidades de $(\text{atm})^{\Delta n}$ a los valores de K_p y $(\text{mol/L})^{\Delta n}$ a los de K_c .

Por otro lado, únicamente en tres libros (9%) (Caamaño *et al.*, 1991; Caamaño *et al.*, 2000; Andrés *et al.*, 2000) sus autores introducen la constante de equilibrio termodinámica, aunque se indica que el valor de presión estándar es 1 atm. Son precisamente estos tres textos los únicos que advierten explícitamente del carácter adimensional de la constante de equilibrio termodinámica. Al considerar $p^\circ = 1$ atm, señalan que los valores correspondientes a la constante termodinámica y a K_p coinciden cuando los valores de p se expresan en atm.

En lo que se refiere al cálculo de la constante termodinámica, en la mayoría de los casos (80%) se parte de la ecuación $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$, asumiendo, en consecuencia, que K_p es la constante termodinámica. Salvo en dos casos (Barrio *et al.*, 1992; Belmonte, 1999), en los que el valor de K_p obtenido a partir de esta ecuación se expresa con unidades, en el resto de los textos se obtienen siempre valores adimensionales. Sin embargo, dos libros de problemas de pruebas de selectividad de química expresan con unidades el valor de K_p (García *et al.*, 1991) y de K_c (Fernández y Pérez, 2004), respectivamente, partiendo de la referida ecuación, aunque en el segundo caso esta se expresa $\Delta G^\circ = -RT \ln K_c$. Además, a excepción de los tres libros indicados al principio del párrafo anterior, el resto de los libros que previamente ha expresado con unidades el valor de K_p no advierte del carácter adimensional del valor de la constante obtenido por este procedimiento. De este modo, en estos textos se encuentra que en un primer momento, tras definir K_p , sus valores sí tienen unidades y, posteriormente, tras el empleo de la ecuación citada, aparece sin unidades, pero en ningún lugar se aclara esta circunstancia. Por último, en este momento se quiere reseñar que la ecuación referida tiene dos errores: *a*) se emplea ΔG° en lugar de $\Delta_r G^\circ$ y *b*) se asume que $K_p = K^\circ$. En este trabajo solo nos hemos centrado en discutir el segundo de los errores. La expresión correcta es $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$ (Quílez, 2009; 2012). Solo en dos libros de química de nivel preuniversitario (Caamaño *et al.*, 1991; Caamaño *et al.*, 2000) se escribe correctamente esta ecuación.

Por su parte, el estudio realizado con los libros universitarios de química general ha encontrado que un reducido número de estos (31%) expresa con unidades las constantes de equilibrio experimentales (Atkins, 1989; Segal, 1989; Freemantle, 1991; Gillespie *et al.*, 1991; Gillespie *et al.*, 1994; McQuarrie y Rock, 1987; Oxtoby *et al.*, 1999; Clugston y Flemming, 2000). Freemantle (1991) es el único autor que además de utilizar $(\text{atm})^{\Delta n}$ como unidades de K_p , también utiliza $(\text{Pa})^{\Delta n}$. Entre los libros que consideran estas magnitudes como adimensionales (69%), existe una cierta variedad en su tratamiento. En siete de los textos analizados (27%) (Kotz y Purcell, 1987; Bodner y Pardue, 1989; Brady *et al.*, 2000; Kotz y Treichel, 2003; Spencer *et al.*, 2003; Masterton y Hurley, 1996; Buthelezi *et al.*, 2008) no se explica por qué se omiten las unidades de los valores calculados de K_p y K_c . Sin embargo, Spencer *et al.* (2003) advierten que a pesar de que K_p es adimensional, cualquier cálculo de esta requiere que los valores de presiones parciales se expresen en atm. Pero, cuando algunos autores proporcionan explicaciones, estas pueden realmente sorprender a los estudiantes. Por ejemplo, Moore *et al.* (1998: 574) escriben:

Las unidades de la constante de equilibrio se pueden eliminar de la expresión de la constante de equilibrio. Por tanto, es habitual el omitir unidades, y nosotros seguiremos este hábito aquí.

Bailar *et al.* (1983), Brown *et al.* (1997) y Tro (2003) proporcionan un argumento semejante. En otros casos (31%) (Umland y Bellama, 1999; Whitten *et al.*, 1997; Petrucci y Harwood, 1997; Olmsted y Williams, 2002; Hill y Petrucci, 2002; McMurry y Fay, 2004; Gilbert *et al.*, 2009; Chang, 2010), los autores hacen referencia a un fundamento más riguroso de la constante de equilibrio en el que las constantes de equilibrio se definen en términos de actividades, en lugar de molaridades. Dentro de este grupo se podría encuadrar otro texto (Atkins y Jones, 2005), que define directamente la constante termodinámica, señalando que también puede denominarse K_p .

En una sección más avanzada del tema de equilibrio químico, todos los textos analizados introducen la ecuación que relaciona la energía libre de reacción estándar con la constante de equilibrio termodinámica. Esta ecuación se suele escribir: $\Delta G^\circ = -RT \ln K$. Pero en varios libros se asume que la constante que aparece en esta ecuación en realidad es K_p (37%) (Masterton y Hurley, 1996; Brown *et al.*, 1997; Umland y Bellama, 1999; Olmsted y Williams, 2002; Kotz y Treichel, 2003); esta asociación hace que en otros se escriba explícitamente $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ (16%) (Atkins, 1989; Gillespie *et al.*, 1991; Gillespie *et al.*, 1994; Brady *et al.*, 2000); y en otro grupo de textos (37%) se indica que $K = K_p$ en el caso de gases ($p^\circ = 1 \text{ atm}$) y $K = K_c$ cuando se trata de disoluciones diluidas ($c^\circ = 1 \text{ mol/L}$) (31%) (Whitten *et al.*, 1997; Petrucci y Harwood, 1997; Bodner y Pardue, 1999; Oxtoby *et al.*, 1999; Spencer *et al.*, 2003; McMurry y Fay, 2004; Gilbert *et al.*, 2009; Chang, 2010). Por último, cabe señalar que otros libros (11%) no mencionan ninguna relación de K con las constantes K_p o K_c (Freemantle, 1991; Moore *et al.*, 1998; Clugston y Flemming, 2000) y en dos textos (Petrucci y Harwood, 1997; Hill y Petrucci, 2002) se indica que la constante de equilibrio termodinámica puede ser idéntica a K_p y K_c , pero también puede diferir de ellas. Solo en un libro (4%) (Oxtoby *et al.*, 1999), tras definir las constantes experimentales K_p y K_c (y expresarlas con unidades), se define explícitamente la constante de equilibrio termodinámica (que utiliza en la ecuación que estamos analizando en este apartado) y establece las relaciones matemáticas que existen entre estas. En cuanto a las dimensiones de K , todos los libros expresan su valor sin dimensiones, salvo en un caso (Atkins, 1989); en otro texto de problemas de química de este nivel (Adamson, 1975) se ha encontrado esta misma situación. En este sentido, conviene señalar que en un 23% de los libros analizados no se explica por qué es adimensional la constante obtenida por el método termodinámico (Freemantle, 1991; Bodner y Pardue, 1989; Moore *et al.*, 1998; Umland y Bellama, 1999; Clugston y Flemming, 2000; Olmsted y Williams, 2002).

Finalmente, hay que indicar que solo un texto señala que el valor de presión estándar es $p^\circ = 1 \text{ bar}$ (Atkins y Jones, 2005); en el resto, el valor que se toma es $p^\circ = 1 \text{ atm}$. En este epígrafe conviene destacar que Gilbert *et al.* (2009) advierten de que previamente al estudio del equilibrio químico se ha definido el estado estándar de presión con un valor de 1 bar, pero que dado que este valor es tan próximo a 1 atm, cualquier diferencia en los valores de magnitudes resultante de la sustitución de 1 atm por 1 bar es casi siempre tan pequeña que se puede ignorar. Por el contrario, Rosenberg y Epstein (1993) ponen explícitamente de manifiesto esta diferencia en el cálculo de la constante de equilibrio termodinámica al proponer un ejercicio en el que se calculan sendos valores de esta para $p^\circ = 1 \text{ atm}$ y $p^\circ = 1 \text{ bar}$.

Tabla 2.
Principales errores y problemas en el tratamiento
de las constantes de equilibrio por parte de los libros de texto de química general

Textos preuniversitarios

- Las constantes K_p y K_c se calculan sin unidades (60%).
- No se aclara por qué las constantes de equilibrio experimentales se tratan como magnitudes adimensionales (60%).
- No se define la constante termodinámica (91%).
- Se utiliza la expresión $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ (80%).
- No se explica por qué en el cálculo de K_p a partir la expresión anterior su valor debe ser adimensional (91%).
- Se asume que K_p es la constante termodinámica (91%).

Textos universitarios

- Las constantes K_p y K_c se calculan sin unidades (69%).
 - o No se aclara por qué las constantes de equilibrio experimentales se tratan como magnitudes adimensionales (27%).
 - o Son adimensionales porque hay métodos más rigurosos de expresar estas constantes en los que sí que son adimensionales (31%).
 - o Es habitual expresar sin unidades estas constantes (11%).
- No se distingue explícitamente entre la constante de equilibrio termodinámica y las constantes experimentales (31%).
- No se establecen las relaciones matemáticas entre las constantes experimentales y la constante termodinámica (89%).
- K° significa K_p/K_c (91%).
- Se utiliza la expresión $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ (53%).
- No se explica por qué K° es adimensional (23%).
- No se hace referencia al estado estándar de presión, $p^\circ = 1 \text{ bar}$ (96%).

CONCLUSIONES

Existen dos constantes de equilibrio experimentales, K_p y K_c , y una constante de equilibrio termodinámica, K° . Las dos primeras se expresan con unidades. Las de K_p dependen de los valores de presiones parciales (p) utilizados; las más comunes suelen ser $(\text{atm})^{\Delta n}$, pero son también posibles otras, como $(\text{Pa})^{\Delta n}$ o $(\text{bar})^{\Delta n}$; las de K_c suelen ser $(\text{mol/L})^{\Delta n}$. Por su parte, la constante K° es una magnitud adimensional y los valores de K_p y K° solo coinciden cuando los valores de p utilizados en el cálculo de K_p tienen unidades de bar. Se pueden establecer de forma sencilla las relaciones existentes entre estas tres constantes. Finalmente, el cálculo de la constante termodinámica se puede realizar partiendo de la relación: $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$.

Los resultados obtenidos en este estudio muestran que existe una amplia confusión terminológica en lo que se refiere a las constantes de equilibrio y su carácter dimensional. En general, no se introducen las tres constantes de equilibrio, por lo que tampoco se establecen las relaciones que existen entre ellas.

Un 60% de los textos preuniversitarios no expresa con unidades las constantes experimentales K_p y K_c . En la mayoría de estos casos no se advierte al alumno del porqué de esta circunstancia y cuando ello se produce las explicaciones que se proporcionan pueden realmente sorprender al alumnado, ya que están acostumbrados a que se les insista en el correcto uso y expresión de las unidades que manejan en el cálculo de las distintas magnitudes, y según se desprende de algunos comentarios realizados por algunos autores, como se ha señalado, parece que las constantes de equilibrio sean una excepción un tanto singular o caprichosa. Además, un 80% de los libros confunde la constante termodinámica con K_p , al incluir y/o calcularla a partir de la expresión $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K_p$. No se indica en este caso por qué el valor de la constante calculado no tiene dimensiones.

Por lo que respecta a los libros de química general universitarios, los errores y problemas encontrados son semejantes a los de los libros preuniversitarios, si bien existen algunos matices al respecto. Se ha encontrado el mismo tipo de confusión en cuanto al tratamiento de las constantes experimentales. Un porcentaje muy semejante de textos tratan K_p y K_c como magnitudes adimensionales. Los motivos que se emplean para expresarlas sin unidades son muy parecidos, aunque en este nivel aparecen nuevos argumentos referidos a las actividades de las sustancias. Cuando K_p se expresa con unidades, al igual que ocurre en el caso de los libros preuniversitarios, las unidades empleadas son $(\text{atm})^{\Delta n}$ en la mayoría de los casos. Tampoco se suelen definir las tres constantes de equilibrio analizadas en este trabajo ni se establecen las relaciones entre ellas. Además, en la totalidad de los textos universitarios se realiza un tratamiento termodinámico de la constante de equilibrio, si bien en un porcentaje elevado la expresión que se utiliza suele estar escrita incorrectamente debido a dos motivos: *a*) se emplea ΔG° en lugar de $\Delta_r G^\circ$ y *b*) se asume que K_p es la constante termodinámica. Un pequeño porcentaje explica por qué el valor calculado no tiene dimensiones. Finalmente, cabe señalar que la mayoría de los textos hacen referencia al valor de presión estándar de presión $p^\circ = 1 \text{ atm}$, en lugar de $p^\circ = 1 \text{ bar}$.

Por todo lo referido, convendría que los libros de texto preuniversitarios introdujeran únicamente las constantes K_p y K_c , definiéndolas adecuadamente y expresándolas, por tanto, con las correspondientes unidades. El estudio de la constante de equilibrio termodinámica y su relación con las dos constantes referidas estaría fuera del nivel exigido para estos cursos de química. Por tanto, la constante K° se debería introducir en un curso de química general universitario, haciendo hincapié en su carácter adimensional por su propia definición, pero señalando que $p^\circ = 1 \text{ bar}$. En este nivel sí que podría ser adecuado introducir y discutir la expresión $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$, lo que permite que se pueda calcular el valor de K° a partir de datos termodinámicos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ABRANTES, L.M. y NIETO DE CASTRO, C. (1985). O conceito de constante de equilíbrio – sua introdução. *Boletim Sociedade Portuguesa de Química*, 19, pp. 21-23.
- ADAMSON, A.W. (1975). *Understanding Physical Chemistry*. New York: Benjamin.
- ALOMÁ, E. y MALAVER, M. (2007). Análisis de los conceptos de energía, calor, trabajo y teorema de Carnot en textos universitarios de termodinámica. *Enseñanza de las Ciencias*, 25(3), pp. 387-400.
- ANTONIK, S. (1993). Aspects dimensionnels de la constante d'équilibre en phase gazeuse. Usage des tables de thermodynamique. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 87, pp. 909-917.
- ARONS, A.B. (1999). Development of energy concepts in introductory physics courses. *American Journal of Physics*, 67(12), pp. 1063-1067.
<http://dx.doi.org/10.1119/1.19182>
- BAILAR, J.C.; MOELLER, T.; KLEINBERG, J.; GUSS, C.O.; CASTELLION, M.E. y METZ, C. (1983). *Química*. Barcelona: Vicens Vives.
- BAUMAN, R.P. (1992). Physics that textbooks writers usually get wrong: II. Heat and energy. *The Physics Teacher*, 30(6), pp. 353-356.
- BERG, K.C. y TREAGUST, D.F. (1993). The presentation of gas properties in chemistry textbooks and as reported by science teachers. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(8), pp. 871-882.
<http://dx.doi.org/10.1002/tea.3660300806>
- BOGGS, J.E. (1958). The logarithm of «ten apples». *Journal of Chemical Education*, 35(1), pp. 30-31.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed035p30>
- BRENON-AUDAT, F.; BUSQUET, C. y MESNIL, C. (1993). *Thermodynamique Chimique*. Paris: Hachette.
- CENTELLAS, F.A. (2008). Algunes reflexions al voltant del tractament de l'equilibri químic en el batxillerat. *Educació Química*, 1(1), pp. 10-16.
- CLIMENT, M.D., DOMINGO, R.; LATRE, F.; SANZ, V.; SILLA, E.; SOLER, V. y VICHÉ, J. (1989). *Química de COU. Una perspectiva pràctica*. Valencia: Cespusa.
- COX, G.A.; DIXON, D.; MORRIS, R. y ROBERTS, J.P. (1979). Does K have units? *Education in Chemistry*, 16, pp. 101.
- DELORME, P. (1985). A propos des constants d'équilibre. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 79, pp. 1087-1092.
- DEPOVERE, P. y WEILER, J. (1993a). Mise au point a propos du caractère dimensionné ou indimensionné des constantes d'équilibre. *A.B.P.P.C.*, 117, pp. 107-112.
- DEPOVERE, P. y WEILER, J. (1993b). Reflexions concernant «le dimensionnement ou le non dimensionnement» des constantes d'équilibre. Reponse des auteurs, *A.B.P.P.C.*, pp. 119, 234.
- DOIGE, C.A. y DAY, T. (2012). A typology of undergraduate textbook definitions of 'heat' across science disciplines. *International Journal of Science Education*, 34(5), pp. 677-700.
<http://dx.doi.org/10.1080/09500693.2011.644820>
- DOMINGO, R. y SILLA, E. (1991). *Exercicis numèrics en química*. València: Generalitat Valenciana.
- DRECHLER, M. y SCHMIDT, H.J. (2005). Textbooks' and teachers' understanding of acid-base models in chemistry teaching. *Chemistry Education Research and Practice*, 6(1), pp. 19-35.
<http://dx.doi.org/10.1039/b4rp90002b>
- ELTINGE, E.M. y ROBERTS, C.W. (1993). Linguistic content analysis: A method to measure science as inquiry in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(1), pp. 65-83.
<http://dx.doi.org/10.1002/tea.3660300106>
- FERNÁNDEZ, A. y PÉREZ, C. (2004). *Química Schaum bachillerato*. Madrid: McGrawHill.
- FREEMAN, R.D. (1985). Conversion of standard thermodynamic data to the new standard-state pressure. *Journal of Chemical Education*, 62(8), pp. 681-686.

- FURIÓ-MAS, C.; CALATAYUD, M.^aL.; GUIASOLA, J. y FURIÓ-GÓMEZ, C. (2005). How are the Concepts and Theories of Acid-Base Reactions Presented? Chemistry in Textbooks and as Presented by Teachers. *Internacional Journal of Science Education*, 27(11), pp. 1337-1358.
<http://dx.doi.org/10.1080/09500690500102896>
- GARCÍA, J.A.; LOZANO, R. y TEIJÓN, J.M. (1991). *Problemas de Química de Selectividad*. Madrid: Tebar Flores.
- GIL, V.M.S. y PAIVA, J.C. (1999). Equilibrium constant units revisited. *The Chemical Educator*, 4(4), pp. 128-130.
<http://dx.doi.org/10.1007/s00897990312a>
- GOEDHART, M.J. y KAPER, W. (2002). From chemical energetics to chemical thermodynamics. En J.K. Gibert *et al.* (eds.). *Chemical Education: Towards research-based practice*, Netherlands: Kluwer Academic Publishers, pp. 339-362.
- GOLDBERG, D.E. (2001). *How to solve word problems in chemistry*. New York: McGrawHill.
- GORDUS, A.A. (1991). Chemical equilibrium. The thermodynamic constant. *Journal of Chemical Education*, 68(1), pp. 138-140.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed068p138>
- HARRIS, W.F. (1982). Clarifying the concept of equilibrium in chemically reacting systems. *Journal of Chemical Education*, 59(12), pp. 1034-1036.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed059p1034>
- HENRY, A.J. (1967). The dimensions of physical quantities. *Education in Chemistry*, 4, pp. 81-86.
- HILL, G. y HOLMAN, J. (1995). *Chemistry in context*. Glasgow: Nelson.
- JUSTI, R. y GILBERT, J. (1999). A cause of ahistorical science teaching: use of hybrid models. *Science Education*, 83(2), pp. 163-177.
[http://dx.doi.org/10.1002/\(SICI\)1098-237X\(199903\)83:2<163::AID-SCE5>3.0.CO;2-I](http://dx.doi.org/10.1002/(SICI)1098-237X(199903)83:2<163::AID-SCE5>3.0.CO;2-I)
- KESIDOU, S. y ROSEMAN, J.E. (2002). How well do Middle School Science Programs Measure Up? Findings from Project 2061's Curriculum Review. *Journal of Research in Science Teaching*, 39(6), pp. 522-549.
<http://dx.doi.org/10.1002/tea.10035>
- LAIDLER, K.J. (1990). Units of an equilibrium constant. *Journal of Chemical Education*, 67, pp. 88.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed067p88.1>
- LINN, M.C. y SONGER, N.B. (1991). Teaching thermodynamics to middle school students: What are appropriate cognitive demands? *Journal of Research in Science Teaching*, 28(10), pp. 885-918.
- MÉTHEUT, M.; DUPREZ, C. y KERMEN, I. (2004). Approches historique et didactique de la réversibilité. *Didaskalia*, 25, pp. 31-61.
- MICHINEL, J.L. y D'ALESSANDRO, A. (1994). El concepto de energía en los libros de texto: de las concepciones previas a la propuesta de un nuevo sublenguaje. *Enseñanza de las Ciencias*, 12(3), pp. 369-380.
- MILLS, I.M. (1989). The choice of names and symbols for quantities in chemistry. *Journal of Chemical Education*, 66(11), pp. 887-889.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed066p887>
- MILLS, I.M. (1995). Dimensions of logarithmic quantities. *Journal of Chemical Education*, 72(11), pp. 954-955.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed072p954>
- MILLS, I.; CVITAS, T.; HOMANN, K.; KALLAY, N. y KUCHITSU, K. (1993). *Quantities, units, and symbols in physical chemistry*. Oxford: Blakwell.

- MOLYNEUX, P. (1991). The dimensions of logarithmic quantities. *Journal of Chemical Education*, 68(6), pp. 467-469.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed068p467>
- MONCALEANO, H. (2008). *La enseñanza del concepto de equilibrio químico. Análisis de las dificultades y estrategias didácticas para superarlas*. Tesis doctoral. Departament de Didàctica de les Ciències Experimentals. Universitat de València.
- PALMER, W.P. y TREAGUST, D.F. (1996). Physical and chemical change in textbooks: an initial view. *Research in Science Education*, 26(1), pp. 129-140.
<http://dx.doi.org/10.1007/BF02356967>
- PEDROSA, M.A. y DIAS, M.H. (2000). Chemistry textbook approaches to chemical equilibrium and student alternative conceptions. *Chemistry Education Research and Practice*, 1(2), pp. 227-236.
<http://dx.doi.org/10.1039/a9rp90024a>
- PETHYBRIDGE, A.D. y MILLS, I.M. (1979). Answer to: does K have units? *Education in Chemistry*, 79, pp. 191.
- POSADA, J.M. (1999). The presentation of metallic bonding in high school science textbooks during three decades: Science education reforms and substantive changes of tendencies. *Science Education*, 83(4), pp. 423-447.
[http://dx.doi.org/10.1002/\(SICI\)1098-237X\(199907\)83:4<423::AID-SCE3>3.0.CO;2-9](http://dx.doi.org/10.1002/(SICI)1098-237X(199907)83:4<423::AID-SCE3>3.0.CO;2-9)
- PRO, A.; SÁNCHEZ, G. y VALCÁRCEL, M.V. (2008). Análisis de los libros de texto de física y química en el contexto de la reforma LOGSE. *Enseñanza de las Ciencias*, 26(2), pp. 193-210.
- QUÍLEZ, J. (1997). El principio de Le Chatelier como regla cualitativa: un obstáculo epistemológico en el aprendizaje del equilibrio químico. *Infancia y Aprendizaje*, 78, pp. 73-86.
<http://dx.doi.org/10.1174/021037097761403154>
- QUÍLEZ, J. (2008). First-year university chemistry textbooks misrepresentation of equilibrium constants. *Journal of Science Education*, 9, pp. 86-88.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed100477x>
- QUÍLEZ, J. (2009). Análisis de los errores que presentan los libros de texto universitarios de química general al tratar la energía libre de Gibbs. *Enseñanza de las Ciencias*, 27(3), pp. 317-330.
- QUÍLEZ, J. (2012). First-year university chemistry textbooks' misrepresentations of Gibbs energy. *Journal of Chemical Education*, 89(1), pp. 87-93.
- QUINTERO, G. (1987). Le Chatelier – right or wrong? *Journal of Chemical Education*, 64(12), p. 1069.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed064p1069.3>
- RODRÍGUEZ, M.A. y NIAZ, M. (2002). How in spite of rhetoric, history of chemistry has been ignored in presenting atomic structure in textbooks. *Science & Education*, 11, 423-441.
<http://dx.doi.org/10.1023/A:1016599623871>
- RONNEAU, C. (1993). Reflexions concernant «le dimensionnement ou le non dimensionnement» des constantes d'équilibre. *A.B.P.P.C.*, 119, pp. 231-233.
- ROSENBERG, J.L. y EPSTEIN, L.M. (1993). *Química General Schaum*. Madrid: McGrawHill.
- ROSENBERG, R.M. y KOTZ, I.M. (1999). Spontaneity and the equilibrium constant: advantages of the Planck function. *Journal of Chemical Education*, 76(11), pp. 1448-1451.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed076p1448>
- SANGER, M.J. y GREENBOWE, T.J. (1999). An analysis of college chemistry textbooks as sources of misconceptions and errors in electrochemistry. *Journal of Chemical Education*, 76(6), pp. 853-860.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed076p853>
- SHILAND, T.W. (1997). Quantum mechanics and conceptual change in high school chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(5), pp. 535-545.
[http://dx.doi.org/10.1002/\(SICI\)1098-2736\(199705\)34:5<535::AID-TEA7>3.3.CO;2-E](http://dx.doi.org/10.1002/(SICI)1098-2736(199705)34:5<535::AID-TEA7>3.3.CO;2-E)

- STAVER, J.R. y LUMPE, A.T. (1993). A content analysis of the presentation of the mole concept in chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(2), pp. 321-337.
<http://dx.doi.org/10.1002/tea.3660300402>
- TREPTOW, R.S. (1999). How thermodynamic data and equilibrium constants changed when the standard-state pressure became 1 bar. *Journal of Chemical Education*, 76(2), pp. 212-215.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed076p212>
- TRO, N.J. (2003). *Introductory Chemistry*. New Jersey: Prentice Hall.
- TYKODI, R.J. (1986). A better way of dealing with chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 63(7), pp. 582-585.
<http://dx.doi.org/10.1021/ed063p582>
- VICKERMAN, C. (1979). Answer to: does K have units? *Education in Chemistry*, 79, pp. 191-192.
- WRIGHT, P.G. (1979). Answer to: does K have units? *Education in Chemistry*, 79, pp. 192-193.

Anexo I.

Libros de química general preuniversitarios

Textos de 2.º de bachillerato

- ANDRÉS, D.M.; ANTÓN, J.L.; BARRIO, J.; DE LA CRUZ, M.C. y GONZÁLEZ, F. (2000). *Química*. Madrid: Editex.
- BELMONTE, M. (2000). *Química 2*. Barcelona: Ediciones del Serbal.
- CAAMAÑO, A. y OBACH, D. (2000). *Química 2*. Barcelona: Teide.
- DEL BARRIO, J.I.; BÁRCENA, A.I.; SÁNCHEZ, A. y CAAMAÑO, A. (2009). *Química 2*. Madrid: SM.
- DEL BARRIO, J.I.; MONTEJO, C. (1999). *Química*. Barcelona: Cruïlla.
- DEL BARRIO, J.I.; MONTEJO, C. (2003). *Química 2*. Madrid: SM.
- CARDONA, A.R.; POZAS, A.; MARTÍN, R. y RUIZ, A. (2003). *Química 2*. Madrid: McGrawHill.
- FIDALGO, J.A.; FERNÁNDEZ, M.R. (2003). *Química 2*. León: Everest.
- FONTANET, À. (2009). *Química*. Barcelona: Vicens Vives.
- GARCÍA, T.; GARCÍA-SERNA, J.R. (2003). *Química*. Barcelona: Edebé.
- GUARDIA, C.; MÉNDEZ, A.I.; DE PRADA, F. (2009). *Química*. Madrid: Santillana.
- MORCILLO, J.; FERNÁNDEZ, M. y CARRIÓN, V.E. (1998). *Química*. Madrid: Anaya.
- ORO, L.A.; ANDREU, J.L.; FERNÁNDEZ, M.C. y PÉREZ-TORRENTE, J.J. (1999). *Química 2*. Madrid: Santillana
- PÉREZ, M.A.; PASTOR, E. y ORTIZ, M.J. (2003). *Química 2*. Madrid: Santillana.
- RODRÍGUEZ, A.; POZAS, A.; MARTÍN, R. y RUIZ, A. (2007). *Química*. Madrid: McGrawHill.
- RUIZ, A.; RODRÍGUEZ, A.; MARTÍN, R. y POZAS, A. (1997). *Química*. Madrid: McGrawHill.
- ZUBIAURRE, S.; ARSUAGA, J.M. y GARZÓN, B. (2003). *Química 2*. Madrid: Anaya.
- ZUBIAURRE, S.; ARSUAGA, J.M. y GARZÓN, B. (2009). *Química 2*. Madrid: Anaya.

Textos de COU

- ALONSO, P.; CEBEIRA, R.; GARCÍA, M.J. y ORTEGA, E. (1990). *Química COU*. Madrid: McGrawHill.
- ARRÓSPIDE, M.C.; PÍÑAR, M.I. (1992). *Química COU*. Zaragoza: Luis Vives.
- CAAMAÑO, A.; OBACH, D. y SERVENT, A. (1991). *Química COU*. Barcelona: Teide.
- DEL BARRIO, J.I. y BELMONTE, M. (1992). *Química COU. Reacción*. Madrid: SM.
- GUILLEM, C. (1979). *Química COU*. Alcoy: Marfil.
- GUILLEN, J.; JULIA, S.; MASANA, J. y PASCUAL, A. (1978). *Química COU*. Madrid: Magisterio Español.
- LATRE, F. y USÓ, J. (1991). *Química*. Vila-real: Miralles.
- MARTÍNEZ, A. (1989). *Química COU*. Madrid: Bruño.
- MASJUAN, M.D.; DOU, J.M. y PELEGRÍN, J. (1991). *Química COU*. Barcelona: Casals.
- MIRALLES, L.; NAGORE, E. y PASCUAL, R.M. (1982). *Manual de Química para el Curso de Orientación Universitaria*. Valencia: ECIR.
- MORCILLO, J. y FERNÁNDEZ, M. (1990). *Química COU*. Madrid: Anaya.
- OROZ, J. (1989). *Química COU*. Madrid: SM.
- POZAS, A.; ILLANA, J.; GARRIDO, A.; ROMERO, A. y TEIJÓN, J.M. (1993). *Química COU*. Madrid: McGrawHill.
- ROYO, P.; SERRANO, R. y OTERO, A. (1982). *Química COU*. Madrid: Santillana.
- SALINAS, F. y DE MANUEL, E. (1978). *Química*. Zaragoza: Edelvives.
- SAURET, M. (1991). *Química COU*. Madrid: Bruño.
- VICHÉ, J. (1996). *Química COU*. Valencia: Mara.

Anexo II.

Libros de química general universitarios

- ATKINS, P.W. (1989). *General Chemistry*. New York: Scientific American Books.
- ATKINS, P.W. y JONES, L.L. (2005). *Chemical Principles. The Quest for Insight*. New York: Freeman and Company.
- BODNER, G.M. y PARDUE, H.L. (1989). *Chemistry: an Experimental Science*. New York: Wiley.
- BRADY, J.E.; RUSSELL, J.W. y HOLUM, J.R. (2000). *Chemistry. Matter and its Changes*. New York: Wiley.
- BROWN, T.L.; LEMAY, H.E. y BURSTEN, B.E. (1997). *Chemistry: the Central Science*, New Jersey: Prentice Hall.
- BUTHELEZI, T.; DINGRANDO, L.; HAINEN, N.; WINSTROM, C. y ZIKE, D. (2008). *Chemistry. Matter and change*. Columbus: McGrawHill.
- CHANG, R. (2010). *Química*. México: McGrawHill.
- CLUGSTON, M. y FLEMMING, R. (2000). *Advanced Chemistry*. Oxford: Oxford University Press.
- FREEMANTLE, M. (1991). *Chemistry in Action*. London: MacMillan.
- GILLESPIE, R.J.; EATON, D.R.; HUMPHREYS, D.A. y ROBINSON, E.A. (1994). *Atoms, Molecules, and Reactions. An Introduction to Chemistry*. New Jersey: Prentice-Hall.
- GILBERT, T.R.; KIRSS, R.V.; FOSTER, N. y DAVIES, G. (2009). *Chemistry. The science in context*. New York: Norton & Co.
- GILLESPIE, R.J.; HUMPHREYS, D.A.; BAIRD, N.C. y ROBINSON, E.A. (1989). *Chemistry*. Massachussets: Allyn and Bacon.
- HILL, J.W. y PETRUCCI, R.H. (2002). *General Chemistry. An integrated approach*. New Jersey: Prentice Hall.
- KOTZ, J.C. y PURCELL, K.F. (1987). *Chemistry & Chemical Reactivity*. Philadelphia: Saunders.
- KOTZ, J.C. y TREICHEL, P.M. (2003). *Chemistry and Chemical Reactivity*. Pacific Grove: Brooks-Cole.
- MASTERTON, W.L. y HURLEY, C.N. (1996). *Chemistry: Principles and Reactions*. New York: Harcourt.
- MCMURRY, J. y FAY, C. (2004). *Chemistry*. New Jersey: Prentice Hall.
- MCQUARRIE, D.A. y ROCK, P.A. (1987). *General Chemistry*. New York: Freeman and Company.
- MOORE, J.W.; STANITSKI, C.L.; WOOD, J.L.; KOTZ, J.C. y JOESTEN, M.D. (1998). *The Chemical World. Concepts and Applications*. Orlando: Saunders.
- OLMSTED, J. y WILLIAMS, G.M. (2002). *Chemistry*. New York: Wiley.
- OXTOBY, D.W.; GILLIS, H.P. y NACHTRIEB, N.H. (1999). *Principles of Modern Chemistry*. Orlando: Saunders.
- PETRUCCI, R.H. y HARWOOD, W.S. (1997). *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. New Jersey: Prentice-Hall.
- SEGAL, B.G. (1989). *Chemistry. Experiment and Theory*. New York: Wiley.
- SPENCER, J.N.; BODNER, G.M. y RICKARD, L.H. (2003). *Chemistry. Structure and Dynamics*. Nueva York: Wiley.
- UMLAND, J.B. y BELLAMA, J.M. (1999). *General Chemistry*. Pacific Grove: Brooks/Cole.
- WHITTEN, K.W.; GAILEY, K.D. y DAVIS, R.E. (1997). *General Chemistry*. Orlando: Saunders.

Pre-university and university general Chemistry textbooks' definition and calculation of equilibrium constants

Ana Quílez-Díaz, Juan Quílez-Pardo

Departament d'Educació, Universitat Jaume I, Av. Vicent Sos Baynat, s/n, 12071 Castelló de la Plana, ESPAÑA
jqulez@uji.es

There has been a long debate concerning the units of the equilibrium constants. This controversy may have confused general chemistry textbook authors as many of them state that both K_p and K_c are unitless quantities. However, the IUPAC defines these quantities as quantities that require to be expressed with units. Rather, the thermodynamic equilibrium constant, K° , is a dimensionless quantity. Thus, it is useful to establish the proper definition of each quantity and report their relationships. This previous analysis serves to examine how general chemistry textbooks define and handle the units of the equilibrium constants. A problem is presented in order to exemplify the previous discussion.

Most of the misrepresentations found in international first-year university chemistry textbooks were also present in Grade 12 Spanish textbooks. The following is a list of the main misrepresentations found in both levels,

Pre-university textbooks

- K_p and K_c are calculated as unitless quantities (60 %).
- Textbooks do not explain why they omit units when reporting the calculation of experimental equilibrium constants (60 %).
- K° is not defined (91 %).
- Calculations are made using the following equation $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ (80 %).
- Authors do not report why K_p in this previous equation must be dimensionless (91 %).
- It is assumed that K_p is the thermodynamic constant. (91 %).

First-year university textbooks

- K_c and K_p are dimensionless quantities (69 %).
- Some textbooks do not explain why they omit units when reporting the calculation of experimental equilibrium constants (27 %).
- It is stated that units are not given for equilibrium constants because there are more accurate ways of treating these quantities (31 %).
- It is expressed that it is customary to omit the units of the equilibrium constant (31 %).
- There is no explicit distinction between both K° and K_p , and K° and K_c (31 %).
- The mathematical relationships between both K° and K_p , and K° and K_c are normally not given (89 %).
- K° means K_p/K_c (91 %).
- Calculations are made using the following equation $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$ (53 %), instead of $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$.
- Authors do not explain why K° is dimensionless (23 %).
- There is no reference to the current pressure standard-state, $p^\circ = 1 \text{ bar}$ (96 %).

We must remark that only when the values of pressure are measured in bar does $K_p = K^\circ (\text{bar})^{\Delta n(g)}$. Conversely, if it is not that case, we find that, as far as numerical values are concerned, $K_p \neq K^\circ$. That is, the thermodynamic equilibrium constant has only one value, but K_p has many, depending in each case on the pressure units used to measure the partial pressures of the species involved in the gaseous mixture. These facts are usually not examined in general chemistry textbooks.

It is suggested that pre-university textbooks should correctly define both K_p and K_c , leaving the definition of the thermodynamic constant, K° , as well as its relationship to K_p and K_c , to first-year university textbooks. Then, at this level the equation $\Delta_r G^\circ = -RT \ln K^\circ$ should be presented and discussed.

