

Transposición didáctica: una aplicación a la Química

Ramón L. Espinoza¹ y Mercedes A. Salfate²

Abstract (*The Didactic Transposition: An application concerning the Chemistry*)

A general approach to the framework of the Didactic Transposition includes its two fundamental components: Epistemological Analysis and Didactic Analysis. The role assumed by the first one is to guard the essence and rigorosity of the knowledge to be taught, providing the respective epistemological, ontological and conceptual principles. The endeavor of the second one is the searching for the best conditions of learning in the classroom.

Notwithstanding, the role of the Didactic Transposition, nowadays, is to provide a grounding, as complete as possible, on the basic and unifying principles to make self-learning easier in the forthcoming years, in an always changing world.

The former assumptions are illustrated first showing the application of the process of the Didactic Transposition to the essential Chemical Equilibrium subject, and then projecting the subsequent basic knowledge to different professional areas of Chemistry.

Key words: Didactic Transposition; Epistemological Analysis; Didactic Analysis; Ontology.

Introducción

Es evidente que nadie piensa que sea aconsejable presentar al alumno para su aprendizaje, el saber ya construido tal como lo maneja el científico consagrado. Desde siempre, el profesorado ha buscado crear “modelos didácticos” (los cuales agrupan conceptos, experiencias, analogías, lenguaje, ejemplos, etc.), para facilitar la entrada de sus alumnos al campo de la ciencia. De este modo, se ha dado cuerpo a un verdadero catastro de “creaciones didácticas”, que aunque legítimas en su intención, pueden apartarse significativamente de la fuente original, cayendo en la “disfunción didáctica”.

En suma, para prevenir lo anterior, y con motivo de las muchas creaciones didácticas que originó la enseñanza de las “Matemáticas Modernas” allá por la década de los sesenta durante el siglo pasado, en las últimas décadas surge en Europa, principalmente en Francia, un paradigma que exalta el rol de la Didáctica como mediadora entre el “conocimiento sabio” y el “conocimiento enseñado” (Brousseau, 1980); (Chevallard, 1989); (Johsua y Dupin, 1993).

Transposición Didáctica: “Del saber sabio al saber enseñado”

Todo proyecto curricular se materializa con la identificación y designación de **contenidos de saber** (conceptuales), los cuales a través de un proceso de readecuación que no puede limitarse a meras simplificaciones de dichos conocimientos, se **convertirán en contenidos de enseñanza** para el alumnado en sus diferentes etapas de desarrollo intelectual.

Los problemas que surjan en la designación de tales contenidos de saber provienen, entre otros factores, de la relación que se haga entre la Ciencia a enseñar en la escuela y la Ciencia de los científicos (Osborne y Freyberg, 1991). En consecuencia, enseñar Ciencias implica establecer puentes entre el conocimiento tal como lo expresan los científicos en sus comunicaciones y textos, y el conocimiento que los estudiantes puedan construir (Jiménez y Sanmarti, 1997).

Pues bien, el estudio de los mecanismos a través de los cuales un contenido u objeto de **saber científico** pasa a ser un contenido u **objeto de enseñanza**, es lo que se ha dado en llamar Transposición Didáctica (Chevallard, 1985).

Nacida históricamente con motivo de la enseñanza de las “nuevas matemáticas o matemáticas modernas”, la transposición didáctica se difunde más allá de dicho ámbito, alcanzando a las llamadas “ciencias duras”. Además, Chevallard, su gran mentor, la incluye recientemente en la Teoría Antropológica de lo Didáctico, con lo cual adquiere el marco teórico que la cobija adecuadamente (Chevallard, 1999).

No obstante su generalización actual, la misión originaria que la identifica continúa inalterable: procurar la mejor transferencia del conocimiento resguardando su legitimidad.

Mecanismos de la Transposición Didáctica

Dos son las herramientas fundamentales de la Transposición: **Análisis Epistemológico** y **Análisis Didáctico** (Cheva-

¹ Instituto de Ciencias Básicas, Facultad de Ingeniería de la Universidad Diego Portales.

Correo electrónico: ramon.espinoza@prof.udp.cl

² Departamentos de Educación General Básica y Biología de la Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación, Santiago, Chile:

Correo electrónico: msalfate@hotmail.com

Recibido: 10 de diciembre de 2004; **aceptado:** 8 de noviembre de 2005.

llard, 1991). El primero asegura la transformación y expresión de **un objeto de saber científico en objeto a enseñar**. El segundo, la transformación de un objeto a enseñar en **objeto de enseñanza** (Chevallard, 1991).

La experiencia nos demuestra que los contenidos a impartir (objetos de enseñanza), declarados explícitamente en los programas o meramente interpretados de estos últimos, son auténticos en mayor o menor grado. Algunas veces sin embargo, son verdaderas “creaciones didácticas”, las cuales en todo caso no podrían ni deberían atentar contra la esencia del conocimiento original. Sobrepasado ese límite, la creación didáctica deriva en la **disfunción o sustitución patológica de objetos**, situación más frecuente de lo que cabría esperar. Garante de que ello no ocurra, es el estudio de la relación que hay entre el objeto de saber y el objeto a enseñar (y, por tanto, a posteriori con el objeto de enseñanza), lo cual es precisamente la tarea esencial del **análisis o resguardo epistemológico** (Brousseau, 1983).

A esta ineludible tarea de vigilancia epistemológica se agrega finalmente otra de igual trascendencia: señalar los **principios epistemológicos, ontológicos, y conceptuales**, que habrán de manejarse durante el proceso de enseñanza-aprendizaje de los contenidos que fueron objeto de la transposición.

Resumiendo, las consideraciones epistemológicas son decisivas para asignar a los currícula significados concretos en el aula, y su contribución al **Análisis Didáctico** es determinante. Este último, como ya se dijo, está encargado de transformar el **objeto a enseñar en objeto de enseñanza**; esto es, trasladar al aula el conocimiento genuino debidamente adaptado y acorde a las condiciones de aprendizaje que imperen. Además, es su tarea tener en cuenta para los fines anteriores los **cambios epistemológicos y ontológicos** que han de producirse en el alumno durante el aprendizaje. Todo ello debe influir, obviamente, en los diseños o guiones didácticos que se propongan con posterioridad para el aula.

En síntesis y en referencia a cualquier contenido, será la transposición didáctica el agente que permite articular el respectivo análisis epistemológico con el subsecuente análisis didáctico.

Tendencias actuales de la Transposición Didáctica

El reto vigente de la escuela consiste en establecer un conjunto de saberes que permitan a los estudiantes entender la información que les llega por distintos medios, comunicar sus ideas y proyectar dichos conocimientos (Sanmarti, 2002).

De igual modo, el estado y desarrollo actual del conocimiento nos señala que no puede pretenderse agotar la formación de un futuro profesional durante los tradicionales ciclos del Pregrado.

La extensión incommensurable de dicho conocimiento, con pronóstico igual o más acelerado aún para el futuro, hace imperioso delimitar áreas conteniendo los grandes principios unificadores que capaciten durante la formación inicial para asimilar nuevos contenidos a través del autoaprendizaje. Por ello, la elección y dosificación del currículo ha de hacerse con espíritu de inclusividad. Los grandes y actuales temas han de contener una red conceptual legítima en sus fundamentos y polivalente en sus proyecciones, tarea en la cual jugará especial papel la Transposición Didáctica, al proporcionar contenidos debidamente certificados en su validez. A modo de ejemplificación, presentamos el marco de la Transposición para la Unidad Didáctica “Ley del Equilibrio Químico”, y su posterior aplicación a diversas áreas de la Química.

Transposición didáctica aplicada al equilibrio químico y sus proyecciones

Se ha elegido el Equilibrio Químico por ser éste un ejemplo emblemático de disfunción didáctica. La casi totalidad de los textos de Química General presentan la deducción de la constante de equilibrio, K_{eq} , igualando las presuntas velocidades de reacción directa e inversa intervinientes, y en las cuales **se confunden coeficientes estequiométricos con orden de reacción**, esto es, con **exponentes cinéticos que han de obtenerse experimentalmente**. De este modo, en primer lugar, se ignora que tratándose precisamente de un equilibrio, habría entonces que aplicar el tratamiento cinético correspondiente a reacciones reversibles, tal cual se presenta en obras clásicas (Espenson, 1981); en segundo lugar, un problema netamente energético se enfoca cinéticamente. Así, por ejemplo, si a partir de la reacción general:



se optase por invocar las velocidades de reacción formulando para ello el decrecimiento cinético de B, habría que hacerlo con el rigor correspondiente hasta establecer la respectiva ley de velocidad:

$$v_B = (-d[B]/dt) = k[B]^\beta [D]^\gamma - k' [L]^\delta [M]^\epsilon \quad (2)$$

en la que el exponente β es una **magnitud experimental** que puede o no coincidir con el coeficiente estequiométrico b, puesto que entre ambos no hay relación alguna; otro tanto acontece con γ y d, y así sucesivamente. Distinto es formular la constante de equilibrio para la reacción (1), pues ahora se trata de otra de sus dimensiones, diferente de la cinética:

$$K_{eq} = [L]^l [M]^m / [B]^b [D]^d \quad (3)$$

El hecho de que cada concentración o actividad en (3) esté elevada al coeficiente estequiométrico respectivo, es

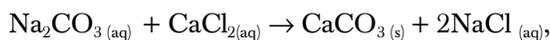
indicio de que subyacentemente hay una implicancia energética: la energía es una propiedad extensiva, esto es, dependiente de la cantidad de materia considerada.

En consecuencia, será tarea del correspondiente Análisis Epistemológico diferenciar los aspectos cinético y energético de una reacción, demostrando que K_{eq} es una constante termodinámica.

1. Análisis Epistemológico del Equilibrio Químico

Implica su revisión histórica y la respectiva interpretación o reflexión filosófica, para de ahí extraer las correspondientes consecuencias ontológicas y conceptuales. Al hacer el análisis histórico conviene establecer que no se trata de emular el trabajo del historiador sino del epistemólogo, puesto que para el primero las **ideas** son **hechos**, en cambio para el segundo los **hechos** son **ideas** (Bachelard, 1974).

Entrando en nuestro caso, hallamos que los primeros alcances al Equilibrio Químico se sitúan allá por el año 1799, cuando Claudio Luis de Berthollet –que a la sazón fungía como asesor científico de Napoleón en su expedición a Egipto–, observó los depósitos de carbonato de sodio que cristalizan en las playas de los lagos salados de aquel país. Su inmediata reflexión no se hizo esperar: en el laboratorio al practicar la reacción,



se separaba por precipitación el CaCO_3 , esto es, tenía lugar la reacción opuesta. Berthollet ante tal evidencia hubo de admitir que cuando existía un gran exceso de NaCl , la reacción podía ser inversa, transformando la calcita materia también abundante en dichos lagos, en carbonato de sodio. Este episodio más otros que practicó en su laboratorio, le llevaron en 1803 a formular sus conclusiones en la siguiente forma: “La actividad química de una sustancia depende de la fuerza de su afinidad y de la masa que esté presente en un volumen dado”.

Desafortunadamente, Berthollet llevó sus conclusiones demasiado lejos llegando a sostener, por último, que la composición final de los productos podía modificarse al variar las proporciones de la mezcla reactante. En la controversia que siguió con **Luis Proust** y que sirvió para establecer la Ley de las Proporciones Definidas, sus argumentos cayeron en descrédito y sus ideas sobre el equilibrio químico quedaron olvidadas por espacio de unos cincuenta años. No obstante, la idea acerca de la influencia de las masas reactantes siguió rondando, y es así como en 1850, L. Wilhelmy investigando la hidrólisis del azúcar en presencia de ácido, demuestra que su velocidad era proporcional a la cantidad de azúcar que aún permanecía sin descomponer.

Curiosamente, con ello se abre un nuevo paréntesis que

encierra una serie de estudios sobre la **velocidad de las reacciones y no de los equilibrios químicos**, y cuyas consecuencias se hacen sentir didácticamente hasta ahora. Se suceden a continuación una serie de trabajos siguiendo la técnica cinética, e inspirados en la idea de que el equilibrio era dinámico y que la reacción parecía estática debido a que tanto la reacción directa como la inversa tendrían lugar con la misma velocidad. Lo anterior lleva a los químicos noruegos C. M. Guldberg y P. Waage a formular matemáticamente la influencia de la masa sobre la actividad química, expresada esta última como velocidad de reacción (C.M. Guldberg y P. Waage: *Journ. prakt. Chem.*, 19, pág. 69, 1879).

$$\text{Velocidad de reacción} = k (\mathbf{c}_B)^b (\mathbf{c}_D)^d \quad (4)$$

La lectura de esta relación constituye el postulado fundamental de Guldberg y Waage, el cual se conoce contemporáneamente como **Ley de acción de masas**: “Al permanecer constantes los otros factores intervinientes, la velocidad de una reacción química es proporcional a las **masas activas** de las sustancias reaccionantes”, entendiéndose por tales, sus concentraciones elevadas a una potencia igual al coeficiente estequiométrico respectivo con que aparecen en la ecuación ajustada.

Una consecuencia de lo anterior es que si se considera la reacción inversa, su velocidad apegada a la concepción cinética originalmente espuria, tendría que ser,

$$V_{\text{inversa}} = k_i (\mathbf{c}_L)^l (\mathbf{c}_M)^m \quad (5)$$

y, asumiendo que en el estado de equilibrio, $V_{\text{directa}} = V_{\text{inversa}}$, se tendría finalmente que:

$$(\mathbf{c}_L)^l (\mathbf{c}_M)^m / (\mathbf{c}_B)^b (\mathbf{c}_D)^d = (k_{\text{directa}} / k_{\text{inversa}}) = K \quad (6)$$

Esta relación deducida de (4) y (5), no obstante los reparos anteriores, coincide con la expresión que caracteriza a la vigente ley del Equilibrio Químico, aplicable a las reacciones reversibles. En la actualidad, la llamada ley de acción de masas estatuida por Guldberg y Waage no constituye un antecedente válido para la ley del Equilibrio, puesto que se basa en un tipo muy particular de ecuación de velocidad de reacción, que sólo se cumple escasamente en contadas ocasiones según se puede testimoniar al adentrarse en el estudio de la Cinética Química.

Por consiguiente, habría que buscar en otras fuentes la verdadera demostración de la **ley del equilibrio químico**, la cual se producirá históricamente cuando surja la concepción de la masa como variable termodinámica.

1.1. Deducción termodinámica de la Ley del equilibrio químico

Se atribuye a J. Willard Gibbs y G.N. Lewis (Lewis, *Proc. Am. Acad. Arts Sci.*, 43, 259, 1907), el haber introducido **la masa como variable termodinámica**, al desarrollar el concepto

de propiedades molares parciales en el último cuarto del siglo XIX. Cabe además a Gibbs el mérito de haber caracterizado la función de **energía libre**, $G = E - TS + PV$, a partir de la cual se deduce que:

$$dG_{P,T} = \sum_i [(\partial E / \partial n_i)_{S,V, n_j}] dn_i = \sum_i \mu_i dn_i \quad (7)$$

La relación (7) expresa el trabajo originado por algún cambio, dn_i que haga variar las masas de los componentes de una mezcla o de un sistema bajo reacción química, a temperatura y presión constantes, siendo μ_i la energía libre molar parcial o **potencial químico del componente i**. En su mayor generalidad, y teniendo en cuenta que G es una función de estado, ΔG será igual al estado final del sistema menos su estado inicial, esto es,

$$\Delta G_{P,T} = (n_1' \mu_1' + n_2' \mu_2' + \dots) - (n_1 \mu_1 + n_2 \mu_2 + \dots) \quad (8)$$

lo cual llevado a nuestra reacción general (1), conduce a:

$$\Delta G_{P,T} = (l \mu_L + m \mu_M + \dots) - (b \mu_B + d \mu_D + \dots) \quad (9)$$

Ahondando en el estudio termodinámico del potencial químico, se llegó a concluir que:

$$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i \quad (10)$$

relación en que para una reacción entre gases o en solución, a_i es la actividad del componente i en la mezcla, y μ_i° su potencial cuando se halla en su estado tipo (puro) de actividad unidad. Introduciendo la relación (10) en (9) se obtienen dos expresiones con elocuente significado:

(a) Si aún no se alcanza el equilibrio,
 $\Delta G \neq 0$, \therefore , $\Delta G_{P,T} = \Delta G_T^\circ + RT \ln [a_L^l \cdot a_M^m / a_B^b \cdot a_D^d]$ (11)

en la cual,

$$\Delta G_T^\circ = (l \mu_L^\circ + m \mu_M^\circ + \dots) - (b \mu_B^\circ + d \mu_D^\circ + \dots)$$

(b) Alcanzado el equilibrio, $\Delta G_{P,T} = 0$, y, por tanto,

$$RT \ln [(a_L)^l (a_M)^m \dots / (a_B)^b (a_D)^d \dots] = -\Delta G_T^\circ = [(b \mu_B^\circ + d \mu_D^\circ + \dots) - (l \mu_L^\circ + m \mu_M^\circ + \dots)] \quad (12)$$

A temperatura T el segundo miembro de (12) es constante, dado que los potenciales μ° se consideran como las energías libres standard, G_T° , las cuales a su vez son constantes que se hallan tabuladas y, en consecuencia, puesto que RT es un valor fijo, se deduce que:

$$[(a_L)^l (a_M)^m \dots / (a_B)^b (a_D)^d \dots] = C^{te}, \text{ esto es, } K_{eq} \quad (13)$$

donde K mercedamente se denomina la **constante de equilibrio**. Ahora, las actividades son las propias que corresponden al sistema en equilibrio, y se hallan elevadas a una **potencia que coincide con el coeficiente estequiométrico respectivo, dada la relación logarítmica que rige**

desde el punto de vista energético a los potenciales químicos implicados en (9). La expresión (13) se conoce como la **Ley del equilibrio**, puesto que suministra una relación sencilla entre las actividades (en adelante presiones parciales o **concentraciones** en sistemas ideales, o bien, fugacidades o actividades en sistemas reales), de los reactivos y de los productos respectivos, cuando se alcanza el equilibrio en una reacción a una cierta temperatura.

1.2. Principios epistemológicos, ontológicos y conceptuales implicados en la estructura del Equilibrio Químico

La sinopsis histórica acerca de la génesis y elaboración del conocimiento propio del Equilibrio Químico nos muestra esencialmente tres pasajes epistemológicos: partiendo de un **realismo absoluto**, se ha pasado a un **realismo-interpretativo** y, por último, a un **constructivismo** que proporciona modelos alternativos para interpretar la realidad. En el estudio de los fenómenos naturales no basta su observación atenta y profunda, sino que hay que construir representaciones idealizadas de los mismos, que aunque supongan una alternativa distinta de la realidad, mantienen vínculo estricto con ésta (Vósniadou, 1994).

Dicho en términos más cercanos a la Epistemología de la Química, de un Empirismo inicial se transita a un Materialismo racional, y por último a un Racionalismo aplicado: de este modo, los hechos se encadenan más sólidamente por cuanto se hallan implicados en una red de razones (Bachelard, 1974).

Por esta vía vemos cómo de la observación inicial de Berthollet, y sumando experimentalmente otros casos similares, se alcanza un primer hito: muchos de estos sistemas cuando alcanzan el estado de equilibrio presentan una relación constante entre las masas de los productos y de los reactivos. La búsqueda de una justificación para ello, lleva a Guldberg y Waage a formular la Ley de acción de masas, basándose en argumentos cinéticos improprios e incompletos. Con el advenimiento de las propiedades molares parciales dentro de la Termodinámica, se alcanza por último la plena justificación de la Ley del Equilibrio Químico, la cual viene a superponerse a la primitiva ley de acción de masas.

Desde el punto de vista ontológico, corresponde establecer las unidades mínimas sobre las cuales se basa la secuencia de construcción del conocimiento. Evidentemente, el aprendizaje parte reconociendo **estados** y propiedades de la materia; los cambios entre estados o de propiedades bajo estudio controlado, lo llevan a explicarlos mediante **procesos**, para finalmente, interpretar la materia en términos de relaciones entre los elementos constitutivos de un **sistema** (Chi, Slotta, y Leeuw, 1994). La proyección a nuestro caso es inmediata: del reconocimiento de reactivos y productos, se pasa al

proceso de equilibrio, para procurar, por último, un sistema que explique lo acontecido.

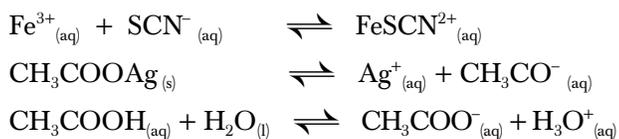
Las consecuencias sobre el campo conceptual fluyen naturalmente: partiendo de hechos o datos, los fenómenos se **describen** en función de las propiedades y cambios observables, para luego pasar a explicarlos mediante relaciones causales simples. Vendrá luego su **interpretación** como un sistema de relaciones de **interacción**, para culminar en el ámbito de modelos y teorías que no sólo explican e interpretan, sino que además predicen (Ogborn *et al.*, 1996).

2. Análisis didáctico

Su tarea es trasladar al campo de la Pedagogía los principios anteriores. Tanto desde el punto de vista epistemológico como ontológico, y tratándose aún más de una ley como en este caso, las proyecciones son categóricas: el proceso de enseñanza-aprendizaje debe comenzar por proporcionar abundante evidencia experimental del problema, para entrar luego en su etapa de análisis y justificación.

En los umbrales de esta última, se plantearán dos alternativas:

(a) Los estudiantes carecen de los conocimientos básicos de Termodinámica, situación que se presenta obviamente en Educación Media y cursos universitarios introductorios. Ello ha dado cuerpo para justificar la demostración de la Ley del Equilibrio en la base de argumentos cinéticos espurios, lo cual es inconsistente desde el punto de vista didáctico, puesto que nos obligará a rectificar y enmendar en los niveles superiores de la formación. En tal caso, es preferible definir la constante de equilibrio a partir de los resultados experimentales que se hayan obtenido, tal como lo prescribe el Proyecto CHEM (Química: una ciencia experimental, 1963) y su posterior revisión "Química. Fundamentos Experimentales" (Parry *et al.*, 1973), en donde se presentan experiencias que ilustran la obtención y expresión para la K_{eq} de los siguientes procesos:



Dicha opción es válida y preferible, por cuanto posterga la discusión del problema ontológico del equilibrio químico para una instancia superior del currículo, esto es, cuando los estudiantes se hallen en posesión de los prerrequisitos termodinámicos necesarios.

(b) Los estudiantes, por el contrario, disponen de dicho conocimiento, lo cual posibilita de inmediato justificar la ley del equilibrio químico con los argumentos termodinámicos que corresponden.

Cubierta esta segunda instancia, quedan abiertas las

puertas para cumplir con la última etapa del proceso enseñanza-aprendizaje-proyección. En efecto, los conocimientos adquiridos se podrán aplicar proyectándolos a otras áreas, como ocurre con el cálculo de constantes de equilibrio para **distintos procesos complejos** usando las respectivas **constantes parciales** implicadas.

Una aplicación a la Química: Cálculo de constantes de equilibrio en la base de constantes parciales, réplica equivalente a la ley de sumación energética

De los estudios elementales se sabe que sumar ecuaciones termoquímicas debidamente acopladas, equivale a sumar sus respectivas energías (Ley de la sumación calórica). Podemos deducir posteriormente, situados en el estudio del Equilibrio Químico, que al multiplicar entre sí las constantes de aquellas ecuaciones que se suman, se obtiene la constante de equilibrio global, K_p , propia de la ecuación final a la que conduce dicha suma. Llamemos entonces, "constantes parciales" a las que se multiplican, y obviamente, "reacciones parciales" a sus representadas.

Establecido el planteamiento anterior, se puede inferir por último, que "multiplicar constantes parciales equivale a sumar sus respectivas energías", lo cual legitima desde el punto de vista termodinámico todo un proceso aplicable al estudio y determinación de constantes para múltiples reacciones. Los fundamentos respectivos se discuten a continuación. A partir de (12) y por simple inspección, podemos establecer el siguiente vínculo entre K_{eq} y energía:

$$\Delta G^{\circ}_T = -RT \ln K \quad (14)$$

cuya proyección a una reacción que transcurra en etapas representadas por sus correspondientes constantes K_1, K_2, \dots, K_i , será inmediata. De (14) e introduciendo, $K_i, K_2, \dots, K_i = K_p$, se deduce que:

$$\begin{aligned} -RT \ln (K_1 \cdot K_2 \cdot K_i) &= -RT \ln K_p \\ &= (\Delta G_1^{\circ} + \Delta G_2^{\circ} + \dots + \Delta G_i^{\circ}) = \Delta G^{\circ}_T \end{aligned} \quad (15)$$

demonstrando así, que en efecto "multiplicar constantes parciales equivale a sumar las respectivas energías", esto es, $K_1 K_2 \dots K_i \rightleftharpoons \sum_i \Delta G_i^{\circ}$, dada la **dependencia logarítmica** inicial (14) que las vincula. Los varios ejemplos tipo que se desarrollan a continuación, muestran su común implicancia energética.

1. Cálculo de constantes de oxidación, K_{ox}

Hacemos uso de la relación (14) y de esta otra que relaciona la variación de energía libre con el potencial normal, E° :

$$\Delta G^{\circ} = -n E^{\circ} F \quad (16)$$

en la que n es el número de electrones que intervienen en la semirreacción y F es la constante de Faraday.

De las relaciones (14) y (16) se deduce:

$$\log K_{ox} = nE^0F/2,303 RT \quad (17)$$

y sustituyendo los valores correspondientes a F y R, y asumiendo T = 298 K, se tendrá por ejemplo:

$$(1.1) \text{ Para el par, } Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^- ; E^0_{298} = -0,34 \text{ v}$$

Desde luego,

$$\Delta G^0 = -2(-0,34\text{v}) \times 96495 \text{ C} = 65616,6 \text{ Jmol}^{-1}$$

y, en consecuencia,

$$\log K = 65616,6 \text{ Jmol}^{-1} / -2,303 \times 8,314 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K} = -11,5$$

por lo cual, $K_{ox} = 10^{-11,5}$, valor que se halla incorporado en las tablas respectivas.

(1.2) Para el par o semirreacción

$$\begin{aligned} NO + 2H_2O &\rightleftharpoons NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \quad E^0_{298} = -0,96\text{v} \\ \Delta G^0 = -3(-0,96 \text{ v}) &\rightleftharpoons 96495 \text{ Cmol}^{-1} = 277905,6 \text{ Jmol}^{-1} \\ \log K = 277905,6 \text{ J mol}^{-1} / &-2,30 \times 8,314 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \times 298 \\ = -48,7, \text{ esto es, } &\dots\dots K_{ox} = 10^{-48,7}. \end{aligned}$$

2. Cálculo de la constante de equilibrio para reacciones en que se acoplan dos semirreacciones

(a) El caso más corriente lo hallamos en las típicas reacciones **redox**, como sería el caso de aquella que transcurre entre Cu y HNO₃, aprovechando las dos semirreacciones ya analizadas.

Los pares o semirreacciones originales, caracterizados por sus atributos energéticos, son:

Obviamente, al producir la reacción entre ambos habrá

	K_{ox}	ΔG^0_{298} , kJ mol ⁻¹
$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^-$	$10^{-11,5}$	65,62
$NO + H_2O \rightleftharpoons NO_3^- + 4H^+ + 3e^-$	$10^{-48,7}$	277,91

que igualar los moles de electrones que cede el reductor con los que capta el oxidante, lo cual se logrará invirtiendo la segunda que asume su papel de oxidante, y amplificándola por 2, lo cual obliga a amplificar la primera por 3. Paralelamente, habrá que hacer lo mismo con los atributos energéticos respectivos. Así, se llega a:

La constante de equilibrio para esta reacción, $K_{redox} =$

	K_{ox}	ΔG^0_{298} , kJ mol ⁻¹
$3 Cu \rightleftharpoons 3Cu^{2+} + 6e^-$	$(10^{-11,5})^3$	$3 \times 65,62$
$2 NO_3^- + 8H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2 NO + 4H_2O$	$(1/10^{-48,7})^2$	$2 \times (-277,91)$
$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \rightleftharpoons 3Cu^{2+} + 4H_2O + 2NO$		

$[Cu^{2+}]^3[NO]/[NO_3^-]^2 [H^+]^8$, se obtendrá multiplicando la constante de la primera semirreacción elevada al cubo, por la constante de la otra invertida y elevada al cuadrado, esto es, $K_{redox} = (10^{-11,5})^3 (1/10^{-48,7})^2 = 10^{62,9}$. Resultado por demás elocuente: $10^{62,9}$ nos indica que la reacción está desplazada totalmente hacia sus productos. En cuanto a ΔG^0_{298} , ella se obtiene como se ha hecho en Termoquímica, sumando las energías correspondientes a las semirreacciones cuya adición condujo al cambio final: en este caso, dicho valor será de -359 KJ.

(b) Cálculo de constantes para distintos tipos de reacción. Se pueden calcular constantes de producto de solubilidad, constantes de inestabilidad de iones complejos, etcétera, sobre la base de semirreacciones en que intervenga el par reductor/oxidante conjugado que mejor se avenga a la situación en estudio. Los siguientes casos ilustran al respecto:

(b-1) Producto de solubilidad del AgBr.

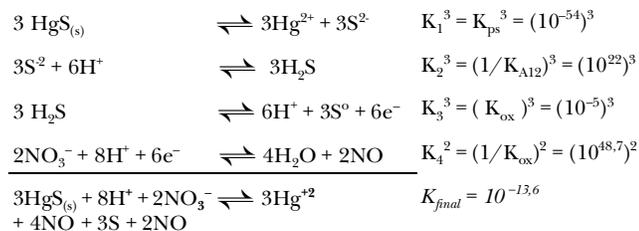
$$\begin{aligned} Ag &\rightleftharpoons Ag^+ + e^- \quad K_{ox1} = 10^{-13,52} \\ Br^- + Ag &\rightleftharpoons AgBr + e^- \quad K_{ox2} = 10^{-1,23} \\ AgBr_{(s)} &\rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)} \quad K_{ps} = (K_{ox1}/K_{ox2}) = 10^{-12,29} = 5,3 \times 10^{-13} \end{aligned}$$

(b-2) Constante de inestabilidad (K_i) del $Ag(NH_3)_2^+$

	E^0_{298}	K_{ox}
$Ag \rightleftharpoons Ag^+ + e^-$	-0,799	$10^{-13,52}$
$2NH_3 + Ag \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^+ + e^-$	-0,37	$10^{-6,257}$
$Ag(NH_3)_2^+_{(aq)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + 2NH_{3(aq)}$		$K_i = (K_{ox1}/K_{ox2}) = 5,5 \times 10^{-8}$

3. Cálculo de la constante de equilibrio para reacciones complejas; esto es, con tres o más etapas

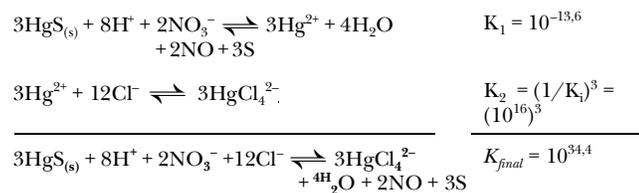
Caso éste que muestra la potencialidad del procedimiento sugerido, y que podemos ilustrar con un ejemplo emblemático. Se sabe desde la Química Analítica que el HgS no es soluble en HNO₃, pero lo es en una mezcla de HNO₃ y HCl. Demostraremos ambas situaciones aplicando el método de las constantes parciales: obviamente, cada reacción parcial estará caracterizada por su respectiva constante de equilibrio elevada a un exponente igual al coeficiente estequiométrico con que fue necesario amplificar la referida reacción, y **la constante final será el producto de las constantes parciales propias de las reacciones implicadas.**



Categoricamente, el HgS es insoluble en HNO₃: la constante final así lo expresa, 10^{-13,6}. Sin embargo, al añadir HCl los iones Cl⁻ que este último proporciona acomplejan al Hg²⁺ dando **HgCl₄²⁻ soluble, con lo cual se puede predecir que ahora tendrá lugar la disolución del HgS.**

Experimento: En un tubo de ensayos coloque una punta de espátula de HgS, agregue unos tres mL de “agua regia” previamente obtenida (se mezclan HNO₃ y HCl concentrados en la proporción volumétrica de 1:3 aproximadamente), y caliente hasta ebullición. ¿Qué ocurre?

En efecto, el HgS se disuelve en la mezcla HCl + HNO₃, y veamos qué dice la constante final para esta nueva reacción que se acaba de producir. Podemos calcularla a partir de la K_{final} obtenida anteriormente, 10^{-13,6}, y de la constante de inestabilidad invertida del HgCl₄²⁻:



El significado de esta nueva constante es contundente: el HgS que es insoluble en HNO₃ concentrado es soluble en “agua regia”. Innumerables situaciones análogas a los ejemplos citados en este artículo, se hallan en obras clásicas de Química Analítica y de Química Inorgánica (Moeller; Clifford, 1961).

Acápice final

En los ejemplos analizados, se muestra como una legítima gestación del equilibrio químico a través de su enfoque energético, tarea primordial de la respectiva Transposición Didáctica, permite hacer a futuro múltiples proyecciones en otras áreas de la Química: algunas con inmediata incidencia y aplicación en aspectos prácticos como es el Análisis Químico, Análisis Clínico, Termodinámica Químico, etc.

Obviamente, dicho circuito representacional tiene una dimensión epistemológica, ontológica, y conceptual (E - pinoza y Salfate, 2003), las cuales habrá que articular debidamente. ■

Referencias

- Bachelard, G., *Epistemología*, Editorial Anagrama, Barcelona, 1989, Sección II-3, p.187-193.
- Bachelard, G., *Epistemología*, Editorial Anagrama, Barcelona, 1989, p. 31-34 ; p. 82-124.
- Brousseau, G., L'echec et le contrat, *Recherches*, **41**, 177-182, 1980.
- Brousseau, G., Les obstacles epistemologiques et les problems en mathematiques, *Recherches en Didactique des mathematiques*, **4**[2],165-198, 1983.
- Chevallard, Y., Le concept de rapport au savoir, *Proceedings of Seminaire de Grenoble IREM*, Universite de Grenoble, France, 1989.
- Chevallard, Y., *La transposition didactique*, La pensée sauvage, Grenoble, 1985.
- Chevallard, Y., El análisis de las prácticas docentes en la teoría antropológica de lo didáctico, *Recherches en Didactique des Mathematiques*, **19**[2], 221-266, 1999.
- Chevallard, Y., *La transposición didáctica: “Del saber sabio al saber enseñado”*, Aique Grupo Editor S.A., Buenos Aires, 1991: (a) Cap. 4, p. 58; (b) Cap. 3, p. 52-53; (c) Cap. 1, p. 46.
- Chi, M.T.H., Slotta, J., y Leeuw, W., From things to processes: a theory of conceptual change for learning science concepts, *Learning and Instruction*, **4** [1], 27-43, 1994.
- Clifford, A., *Inorganic Chemistry of Qualitative Analysis*, Prentice-Hall, Inc., NJ, 1961.
- Espenson, J., *Chemical Kinetics and Reaction Mechanisms*, Mc Graw Hill, 1981, Chapter 3.
- Espinoza, R., & Salfate, M., Procesos Psicológicos en el Aprendizaje de la Química, *Rev. Chil. Educ. Cient.*, **2**[1], 36-39, 2003.
- Jiménez, R., & Sanmarti, N., La enseñanza y el aprendizaje de las Ciencias de la Naturaleza en Educación Secundaria, *ICE*, **9**, 17-45, 1997.
- Johsua, S. & Dupin, J., *Introduction à la didactique des sciences et des mathematiques*, Presses Universitaires de France, PUF, Paris, 1993.
- Ogborn, J., Kress, G., Martins, I., & Mc. Gillikuday, K., *Explaining science in the classroom*, Open University Press, Londres, 1996.
- Osborne, R., & Freyberg, P., *El aprendizaje de las Ciencias. Las implicancias de la ciencia en los alumnos*, Narcea, Madrid, 1991.
- Parry, R.W., Steiner, L.E., Tellefsen, R.L., y Dietz, P.M., *Química, Fundamentos experimentales*, Reverté, Barcelona, 1973, Cap. 11, p. 260-290.
- Sanmarti, N., *Didáctica de las Ciencias en la Educación Secundaria Obligatoria*, Síntesis, S. A., Madrid, 2002, p. 11-29.
- Vosniadou, S., Capturing and modelling the process of conceptual change, *Learning and Instruction*, **4**[1], 45-69, 1994.