

¿Formulación química? Nomenclatura química

Salvador Olivares Campillo

Departamento de Física y Química del IES Floridablanca, de Murcia. olivares.salvador@gmail.com

[Recibido en diciembre de 2013, aceptado en abril de 2014]

Análisis crítico de una propuesta de enseñanza inicial de la nomenclatura de la química inorgánica que ignora las recomendaciones de la IUPAC de 2005, que quiere basarse en un concepto de valencia y que prescinde de la tabla periódica.

Palabras clave: IUPAC 2005; nomenclatura química; fórmulas químicas; tabla periódica; estados de valencia; número de oxidación; número de carga; formulación química; enseñanza de las ciencias.

Chemical Formulation? Chemical Nomenclature

Critical analysis of a proposed initial teaching of inorganic chemistry nomenclature which ignores the recommendations of the IUPAC 2005, wants to be based on a concept of valence and does away with the periodic table.

Keywords: IUPAC 2005; chemical nomenclature; chemical formulae; periodic table; valence states; oxidation number; charge number; chemical formulation; science teaching.

Introducción

La nomenclatura química ha evolucionado mucho —y sigue haciéndolo hoy— desde que en 1787 Lavoisier, Guyton de Morveau, Berthollet y de Fourcroy publicaron su *Método de nomenclatura química*, método al que hay que atribuir la pérdida para la química, que no para la historia o la filosofía, de nombres como aceite de vitriolo, espíritu de Venus y azafrán de Marte, sustituidos entonces por los de ácido sulfúrico, ácido acético y óxido férrico, respectivamente (Babor e Ibarz, 1976, p. 19). Dos de los tres últimos nombres siguen aún hoy siendo válidos, pero el azafrán de Marte hace tiempo que tampoco debe llamarse óxido férrico: puede llamarse óxido de hierro(III) y de dos maneras más, pero no *óxido férrico* (Leigh, 1990; Connelly, Damhus, Hartshom y Hutton, 2005).

Leí hace unos días un artículo (Fernández-González, 2013) en el último número extraordinario de la *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* (un monográfico sobre formación inicial del profesorado de Educación Secundaria) en el que lo primero que me llamó la atención, por las razones que daré después, fue la presencia de la palabra *formulación*. Por otra parte, en la lista de (treinta) referencias del artículo eché de menos las recomendaciones actuales de la IUPAC para la nomenclatura de la química inorgánica, que se publicaron en 2005 (Connelly *et al.*, 2005). No hay ninguna referencia directa. Tampoco secundarias: siguiendo una de 2010, basta acceder (7 de diciembre) al resumen (http://newton.cnice.mec.es/materiales_didacticos/fyqformulacion/resumen.html) para comprobar por el contenido (Cl_2O_7 y heptaóxido de dicloro o HNO_3 y trioxonitrato de hidrógeno, por ejemplo) que nada hay de las recomendaciones actuales de la IUPAC.

El artículo que trataré de analizar a continuación en lo sustancial es el siguiente: Fernández-González, M. (2013). La formulación química en la formación inicial del profesorado: concepciones y propuestas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 10 (Número Extraordinario), 678-693. En él se hace un diagnóstico de la situación y se da una propuesta para la solución del problema que formula. Pero ¿es este el problema? y —lo que importa más— ¿qué se soluciona con la propuesta?

¿Formulación?

El artículo parece estar escrito como si las ya citadas recomendaciones de la IUPAC de 2005 no se hubieran publicado. Así, por ejemplo, aunque el autor acierta al no querer emplear nombres como el de tetraoxosulfato de dihidrógeno no lo hace porque considere que sean nombres de un sistema hoy obsoleto, sino por otras razones (p. 688). De la nomenclatura de la química se ocupa —y debe ocuparse— la IUPAC. Esto debería estar fuera de toda discusión, y más a unos niveles iniciales. En cuanto a la palabra *formulación* que tanto se lee por todas partes, quizá debería llamar la atención que no aparezca ni en el título ni en el texto del llamado *Libro Rojo* de 2005 (Connelly *et al.*, 2005) con la acepción que se le da en el artículo (aparece cuatro veces en el propio texto, pero con otros significados, y una más, pero en el título de una referencia), como tampoco en el correspondiente *Libro Azul* (Fernández y Fariña, 1987), dedicado a la orgánica, ni en muchos otros textos de nomenclatura de primer orden.

De acuerdo con la IUPAC (Ciriano y Román, 2007, pp. 3-4), «el fin principal de la nomenclatura química es [...] asignar descriptores (nombres y fórmulas) a las sustancias químicas». Es decir, la composición y la estructura de las sustancias no son el problema de la nomenclatura, sino el punto de partida. Los nombres y las fórmulas son los otros dos puntos del triángulo. Así, por ejemplo, el análisis químico demuestra que la sustancia gaseosa que se desprende al hacer caer gotas de ácido sulfúrico sobre la sal común tiene solamente cloro e hidrógeno, con tantos átomos de un elemento como del otro. Entonces, ¿qué descriptores dar? Son posibles las fórmulas HCl y ClH, y hoy solamente se escribe la primera porque es a la que conducen las recomendaciones de la nomenclatura, pero no hace tanto que en España se escribía la otra (Babor e Ibarz, 1975). Respecto a los nombres, uno sistemático (hay más) es el de cloruro de hidrógeno. El ejemplo anterior es sencillo, pero ilustra que no es suficiente con la composición para escribir la fórmula correcta y que hacen falta acuerdos. Otro ejemplo que muestra qué pronto se pueden complicar las cosas es el del ácido nítrico: de las seis fórmulas estequiométricas posibles para su molécula se escribe solamente la de HNO₃, pero todavía hay otra, la [NO₂(OH)], que indica la estructura. Fórmulas como esta requieren que se conozca de la sustancia no solamente la composición, sino también la estructura, y sólo se deberían escribir si, precisamente, lo que se quiere es dar esa información estructural, pues implican nombres y fórmulas más largos.

A la composición y a la estructura de las sustancias se puede llegar, bien de forma empírica (análisis químico, etcétera), bien de forma teórica (estructuras Lewis, teorías de enlace, mecánica cuántica...). Pero los descriptores (nombres y fórmulas) son finalmente el resultado de la aplicación de unos acuerdos que se concretaron en su día en una serie de recomendaciones que incluyen, entre otras muchas cosas, toda una gramática (v. el *Libro Rojo*). Cualquier conjunto de reglas, procedimientos (y numerosas excepciones) que conduzca o pretenda conducir a fórmulas reales o tiene contenido químico o no tiene más valor que el de las reglas nemotécnicas. Dicho de otra manera, de lo importante (la composición y la estructura de las sustancias) se ocupa la naturaleza, no la nomenclatura. La pretensión de que unas reglas sencillas, sin contenido fisicoquímico, den respuesta a qué fórmulas son posibles o no para las sustancias, o las justifiquen y hasta las deduzcan sólo tiene éxito en tanto en cuanto se hace la trampa de limitar las sustancias en juego a aquellas para las que las reglas funcionan (o casi). ¿No sería mejor a la hora de «desbrozar» —que es lo que se propone en el primer principio de la propuesta del artículo que analizo (p. 687)— empezar, precisamente, por dejar a la química y a la física propiamente dichas la tarea de la composición y la estructura de las sustancias, y no a la «formulación»?

Del nombre a la fórmula

Del triángulo que forman sustancias, nombres y fórmulas, lo que suele interesar en los inicios del estudio de la nomenclatura es el lado que va de los nombres a las fórmulas o de las fórmulas a los nombres. Así, en un examen de química de las pruebas de acceso a las universidades (Andalucía o Murcia, por ejemplo) es frecuente encontrar una pregunta con solamente tres-cinco nombres y tres-cinco fórmulas (seis-diez sustancias), pero en los que se hacen en los institutos específicamente para la nomenclatura las sustancias pueden llegar a cuarenta o a más. Generalmente no importa cómo se hace, lo que se pide es un nombre correcto para la fórmula dada o, si lo que se da es el nombre, hay que escribir una fórmula para él. Hay quien entiende que la formulación es la que se ocupa de lo segundo, mientras que la nomenclatura tiene que ver solamente con lo primero. Pero, como ya he dicho, a la nomenclatura le competen, en realidad, tanto las fórmulas como los nombres (descriptores). Por cierto, que un descriptor correcto en química inorgánica es ya en algunas comunidades solamente el que está de acuerdo con las recomendaciones de la IUPAC de 2005. Al respecto, es muy clara la guía elaborada por la Ponencia de Química de Andalucía (2011).

El camino del nombre a una fórmula depende del nombre. A poco que se conozca de la gramática algo de los prefijos multiplicadores y de los principios de ordenación (Ciriano y Román, 2007) es muy fácil pasar de cloruro de dióxigeno a O_2Cl porque el nombre es de los completamente sistemáticos. (Se puede igualmente llegar a nombre y fórmula sabiendo solamente que la sustancia tiene dos átomos de oxígeno por cada uno de cloro). Pero, en el otro extremo, están los nombres vulgares aceptados, como ozono o amoníaco, en los que bien poco o nada hay en realidad que lleve a las fórmulas O_3 y NH_3 (aunque tampoco se les exige). Ácido sulfúrico, ácido sulfuroso, ácido nítrico y ácido carbónico son también, hoy, simplemente nombres vulgares aceptados de las correspondientes sustancias. Por eso, lo más honesto es decir que sus fórmulas son las que son, directamente, sin más (¿qué se hace con los nombres vulgares de la química orgánica?). Se acierta, pues, en el artículo al proponer que se memoricen directamente los nombres y las fórmulas de estas cuatro sustancias (pp. 689-690), aunque la razón que se da es otra.

Se argumenta, y así es, que es más simple que «el camino tradicional». Un ejemplo de este que se podría dar es el siguiente. ¿Ácido nítrico? Se identifica el elemento central como el nitrógeno y se va a una tabla que se ha hecho memorizar (y que varía según el profesor), para seleccionar un número (el de oxidación +5 o la «valencia» 5) de entre varios del elemento, lo que se hace por el sufijo -ico del nombre. Se formula entonces el óxido N_2O_5 (con otras reglas) al que se le va a adicionar una molécula de agua para obtener una fórmula, la $H_2N_2O_6$ (¿por qué no la $N_2O_6H_2$ o la...?), que en este caso se debe saber que no es la definitiva (¿excepción o regla?), pues se ha de simplificar a HNO_3 . Se supone que todo este esfuerzo de «formulación» se justifica porque es aplicable a otros ¿muchos? casos, ya que si hubiera tantas reglas y excepciones como sustancias en juego, alguien debería preguntarse si no sería mejor memorizar directamente las fórmulas: se acaba antes (y sé de alguien que optó por esto hace más de veinte años). Sin dejar al nitrógeno, el procedimiento funciona, en efecto, para el número de oxidación +3 (da el ácido nitroso), pero deja de hacerlo con el +1: conduce a HNO , que no existe. Sí existe $H_2N_2O_2$, pero, por si faltase algo, su nombre vulgar aceptado no es ni ácido hiponitroso ni ácido hipodinitroso (Ciriano y Román, 2007, pp. 128 y 132). Existen otras maneras más sencillas de recordar las fórmulas de los oxoácidos más importantes: con +5 en el nitrógeno debe haber por lo menos tres oxígenos con -2 si tiene que haber sitio para algún hidrógeno con +1: la fórmula mínima es HNO_3 (+1+5-2-2-2=0). Pero no se trata de que sea más o menos fácil o difícil relacionar un nombre con una fórmula, es que no hay una sistemática general para ello cuando se trata de nombres vulgares.

Valencia. ¿Grupos?

Se propone en el artículo (pp. 687-8) la vuelta a lo que se llama «concepto clásico de valencia», con el que se supone que no será necesario «descender a explicaciones derivadas de la teoría electrónica» ni harán falta «tópicos [...] como tabla periódica, configuraciones y enlaces». Sin embargo, un poco antes se definió la valencia «como el número de enlaces que un átomo [...] forma al unirse con otros» (p. 682). También se quiere sustituir el concepto de ion por el de «grupo con valencia propia»: «el grupo sulfato tiene dos valencias». Se precisa un poco más después lo que son estos grupos: se dice que el «grupo hidróxido (-OH)» se puede imaginar que «deriva de la molécula H_2O tras perder un H» (p. 689) y lo mismo (p. 690) para los grupos que derivan de los ácidos («por cada H, una valencia libre»).

Pero lo que resulta al quitar un átomo de hidrógeno a la molécula de agua es el bien conocido radical hidroxilo —un nombre vulgar aceptado (Ciriano y Román, 2007, p. 302)—, mientras que el *ion* hidróxido, que es el de muchos hidróxidos, es el resultado de la pérdida de un H^+ . Tampoco pueden ser correctos seis de los diez nombres que hay en el cuadro de la p. 690. Por una parte, sulfato, sulfito, carbonato y nitrato son los nombres vulgares aceptados de los aniones (SO_4^{2-} , etcétera), no de los hipotéticos radicales del cuadro. Por otra, si a la molécula de cloruro de hidrógeno se le quita un átomo de hidrógeno, lo que queda es sencillamente un átomo de cloro, y este es su nombre: cloro (Cl) y no cloruro (Cl^-). Y, por último, ácido clorhídrico no es el nombre de la sustancia de fórmula HCl (volveré a esto después). Conviene además observar que no hay realmente ningún birradical sulfato en una sal como la de sulfato de sodio, por ejemplo, así que más pronto que tarde habrá que explicar al alumno que no existen esos grupos de radicales en los compuestos (hidróxidos, sales) que ha estudiado y que habría llegado mejor a las mismas fórmulas recurriendo a los iones, que son mucho más reales en muchas de esas sustancias aunque no exista «un enlace que sea literal y completamente iónico» (Cotton y Wilkinson, 1978, p. 63).

En realidad, hay debilidades y contradicciones en el concepto de valencia que son fáciles de encontrar (véase más abajo), y ya Pauling (1955, p. 188) señaló su evolución hacia otros conceptos más precisos entre los que se encuentra, precisamente, el de número de oxidación. Es cierto que el concepto de estado de valencia tiene su sitio hoy en la teoría química (Levine, 1977, pp. 559-562; Gillespie, Humphreys, Baird y Robinson, 1990, pp. 274, 293 y 904); es una aproximación de la de la teoría del enlace de valencia y, por ejemplo, justifica la valencia 4 del carbono en el metano por el estado de valencia $[He]2s2p^3$ del carbono con cuatro electrones desapareados, valencia que coincide —esta vez— con la que se obtiene contando enlaces o hidrógenos. Pero es una aproximación dentro de un método aproximado, y por eso tiene sus límites.

Los ejemplos del agua y el dióxido de carbono

Pero ¿qué se consigue con las valencias «clásicas»? El procedimiento a seguir para formular según la propuesta se ilustra en el artículo intentando responder a «¿por qué la fórmula del agua es H_2O y no HO_2 o HO ? » y a «¿por qué el C se une con el O formando un compuesto de fórmula CO_2 ? » (p. 689).

Respecto a la primera pregunta, se deja bien claro que el hidrógeno y el oxígeno *pueden* formar la molécula H-O-H, y también que no las otras dos. Pero no queda tan claro, ni mucho menos, que sólo puedan formar H_2O ni por qué no se escribe OH_2 . Cualquier alumno podría preguntar que por qué el agua no es H_2O_2 o H_2O_3 , etcétera, ya que siguiendo el mismo procedimiento son moléculas igualmente posibles: H-O-O-H, H-O-O-O-H. No es, pues, suficiente el argumento de la saturación de valencias para justificar que la composición de la

sustancia que se conoce con el nombre de agua sea, necesariamente, la indicada por la fórmula H_2O . Es decir, de nuevo la «formulación» fracasa al intentar reemplazar a la naturaleza o a la teoría. Y nada tienen que ver las valencias con que la fórmula *estequiométrica* de la sustancia que tiene dos átomos de hidrógeno por cada uno de oxígeno se escriba precisamente H_2O y no de otra manera ($¿OH_2$, $[OH_2]$, $HOH?$).

En cuanto al CO_2 , las valencias 2 y 4 de oxígeno y carbono, respectivamente, se satisfacen con los dos dobles enlaces en el CO_2 . Además, tal y como se aprovecha para subrayar allí, son innecesarias de este modo las reglas del intercambio (C_2O_4) y la divisibilidad, aunque no hay que creer que este procedimiento es el único que hace innecesarias tales reglas, pues se llega también directamente a dos oxígenos y un carbono con los números de oxidación: para que la suma sea cero con +4 y -2 basta hacer +4-2-2, es decir, un carbono y dos oxígenos. Ahora bien, el dióxido de carbono no es el único óxido del carbono, y es muy probable que el uno lleve a preguntar por el otro, el bien conocido (o debiera serlo por su peligrosidad) monóxido de carbono. Con la valencia 2 del carbono (tabla de la p. 688) la respuesta sólo puede ser $C=O$, lo que da la composición correcta, pero origina un nuevo problema porque en esta molécula *no* hay un enlace doble, es decir, la composición es esa, pero no es por eso. Volveré a esto con más detalle después. Por último, volviendo al CO_2 , no hay que creer que dos dobles enlaces son la única solución para esa estequiometría: el SiO_2 de la arena de la playa satura las valencias 4 del Si y 2 del O con enlaces sencillos (cuatro oxígenos alrededor de cada silicio, cada oxígeno compartido por dos silicios).

Números de oxidación y de carga

Vaya por delante que en la nomenclatura actual no es posible sustituir los números de oxidación por valencias. La gramática (Ciriano y Román, 2007, p. 34) recoge ya el uso de los números romanos en nombres y fórmulas para indicar estados de oxidación, no valencias. Es decir, que óxido de carbono(II), por ejemplo, indica que el número de oxidación del carbono es aquí +2, y no que la valencia sea II. Si se prescinde de los números de oxidación, se debe recurrir a otros recursos (números de carga, prefijos multiplicadores) entre los que no están las valencias. De acuerdo con la Real Academia Española (2010, p. 656), estos números romanos deben escribirse en letra versalita.

Es cierto que el concepto de número de oxidación tiene sus limitaciones (no siempre se puede determinar, no debe usarse en la nomenclatura cuando es fraccionario, ni para iones homopoliatómicos...), y que sólo coincide con la carga real en el caso de los iones monoatómicos, pero también es cierto que es muy útil, y no sólo en la nomenclatura. Otra cosa es que sean necesarias las tan habituales tablas de números de oxidación, que no lo son. Y no lo son porque nombres como óxido férrico y óxido ferroso, por poner dos ejemplos, no son aceptables (y esto desde mucho antes de 2005). Si se dan los nombres correctos óxido de hierro(III) y óxido de hierro(II), se están dando los números de oxidación. Y si se dan las fórmulas FeO y Fe_2O_3 , se calculan sin dificultad. Para los casos en los que no se pueda o no se quiera recurrir a ellos para indicar las proporciones de los elementos en las sustancias, se dispone de otros dos recursos: los números de carga —que son por sí mismos un argumento para preferir la introducción de los iones desde el principio— y los conocidos prefijos multiplicadores di (bis), tri (tris), tetra (tetrakis)..., que se recogen en la Tabla IV del *Libro Rojo*. Así, sulfato de hierro(2+) es un nombre que determina directamente la proporción 1:1 de $FeSO_4$ por las cargas de los iones componentes (el nombre vulgar del anión implica su carga 2-) y la neutralidad que se le exige a la sal.

Para introducir mínimamente los números de oxidación no es necesario ni nombrar la electronegatividad, aunque sí hacer uso de la idea, natural, de que los electrones (sí, hay que

hablar de los electrones) de un enlace (¿qué son los enlaces?) en una molécula pueden estar más cerca de un átomo que de otro si no son átomos iguales. Y si son iones monoatómicos, no hay ningún problema. El caso de la sencilla molécula de monóxido de carbono muestra las contradicciones a las que se puede llegar con la definición de valencia que se da en el artículo. La estructura de la molécula debería ser, atendiendo a la valencia 2 que se da en una tabla (p. 688), la C=O (omitiendo los demás electrones de valencia por sencillez). Pero la simple teoría de Lewis (Gillespie *et al.*, 1990, pp. 359-60) —un modelo limitado, pero que da mucho con muy poco y se estudia en bachillerato— da la estructura :C≡O:, con un orden de enlace de 3 como en la molécula N₂, que se puede corroborar si se quiere con la teoría de orbitales moleculares (Cotton y Wilkinson, 1978, p. 78; Levine, 1977, p. 425). Así que la valencia clásica del carbono (y del oxígeno), según la definición y la notación dadas en el propio artículo, resulta ser aquí «III» (y no la «II» de la tabla citada). Sin embargo, el nombre de óxido de carbono(II) es completamente correcto (Ciriano y Román, 2007, p. 79), y lo es —puede serlo— porque el número romano es el de oxidación, no el de valencia. En efecto, si de acuerdo con la definición de número de oxidación se imagina (no es real) un reparto de electrones en el que el oxígeno se lleva los que se comparten entre los dos átomos, que son los del triple enlace, resultarían un átomo de carbono con sólo dos electrones de valencia (:C) y uno de oxígeno con un total de ocho (≡O:). Como los átomos neutros tenían, respectivamente, cuatro electrones de valencia (el carbono es del grupo 14) y seis (el grupo 16 es el del oxígeno), habría dos electrones menos en el carbono y dos más en el oxígeno: C^{II}O^{-II}.

La necesidad de la tabla periódica

Tampoco se puede prescindir de la tabla periódica, como se quiere en la propuesta del artículo. O, al menos, de su estructura. Se pueden introducir los elementos en las casillas gradualmente, empezando por pocos en los primeros cursos, pero no se puede dejar de lado la propia tabla porque está en uno de los más importantes principios de ordenación, precisamente en el que se usa en la nomenclatura de composición, que es la más apropiada para los inicios. Se trata del principio del orden de los elementos según la tabla periódica (Ciriano y Román, 2007, p. 42), que consiste en una secuencia de los elementos que, aunque basada en consideraciones de electronegatividad, no es —ni puede ser— una ordenación por electronegatividades. Es una ordenación por electronegatividades *convencionales* solamente a los efectos de la nomenclatura, cuya virtud es hacer innecesarios contenidos teóricos para dar descriptores. La línea de la secuencia comienza en el grupo 17 con el flúor y se puede ver en la Tabla VI del *Libro Rojo* (Connelly *et al.*, 2005), que es prácticamente la misma tabla periódica (se cambian de sitio el hidrógeno y el grupo de los gases nobles).

Como el cloro está antes que el hidrógeno al recorrer la tabla periódica de arriba a abajo y de derecha a izquierda siguiendo la línea de la secuencia citada, la sustancia que tiene un átomo de cloro por cada átomo de hidrógeno se fórmula HCl, y no ClH, y su nombre, atendiendo a alguna recomendación más, es cloruro de hidrógeno. Por la misma razón, el compuesto sólido que no tiene moléculas y en el que hay un sodio por cada cloro debe escribirse NaCl y no ClNa, y si no se va entrar en detalles de la estructura, es decir, si se va a seguir con el sistema de nomenclatura más simple, la molécula con dos átomos de oxígeno y uno de cloro tiene la fórmula O₂Cl y la del agua se escribe H₂O y no OH₂. Nótese que, en particular, los compuestos de cloro y oxígeno son cloruros y no óxidos por aplicación de la secuencia de la citada Tabla VI, y que esto no es contemplado por ninguna de las tres nomenclaturas obsoletas que se citan en el artículo.

Los números de oxidación, como los de carga, no se indican cuando no hay ambigüedad (o si van con el nombre, como ocurre con los nombres vulgares que tienen algunos iones: sulfato

implica dos cargas negativas). Esto hace necesario conocer algunos números de oxidación, que no son los de las tablas corrientes, las cuales recogen, por ejemplo, +2 y +3 para el hierro y ya he señalado que son absolutamente innecesarios. Se trata esta vez de números de oxidación que se relacionan directamente con la posición del elemento en la tabla periódica: sólo +1 para todos los alcalinos (grupo 1 menos el hidrógeno), +2 para los alcalino-térreos (grupo 2); -1 para fluoruro, cloruro... porque están (grupo 17), a un paso de los gases nobles..., o los que se suponen para unos pocos (tres) elementos salvo que se señale otra cosa: sulfato de aluminio implica la carga 3+ o el número de oxidación +3 para el aluminio (trisulfato de dialuminio también es correcto porque recurre a los prefijos, no a los números de oxidación o de carga). La tabla es necesaria para la ordenación y, además, facilita o lleva a otras muchas cosas (Scerri, 2013; Kean, 2012).

Números y otros problemas

Nadie espera de un modelo simple que no tenga sus limitaciones. Las estructuras de Lewis son un ejemplo de ello y se estudian en bachillerato. Fallan ya en la simple molécula de oxígeno -su paramagnetismo (Levine, 1977, p. 384) necesita de otra teoría, mucho menos simple, la de los orbitales moleculares-, pero dan mucho con muy poco -son hasta la base para un modelo sencillo que explica la geometría de las moléculas (Gillespie *et al.*, 1990)-. Y hablo de este modelo porque para justificar que se den unas composiciones o estructuras en la naturaleza y no otras se necesita de algo de la teoría química, no porque haga falta para la nomenclatura (que no).

¿Cuántas sustancias pretende abarcar «formulando» el modelo del artículo basándose en su definición de valencia? Si se atiende a la literalidad de la propuesta didáctica (pp. 688-90) son solamente 50. Se dice que «no van a rebasarse los límites de cuatro tipos [...]: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales». Y hay dos tablas, una de ellas de valencias. Hay 4 oxoácidos y está el «ácido clorhídrico»; el oxígeno da 9 óxidos con el sodio, el cinc, el calcio, la plata, el hierro(II), el hierro(III), el hidrógeno, el carbono(IV) y el carbono(II); el «grupo» hidróxido con los metales enumerados en la tabla de valencias da 6 hidróxidos, y los «grupos» de la tabla de los ácidos con los mismos metales dan $5 \times 6 = 30$ sales. En total, 50 sustancias, un número comparable al de las que pueden salir en un solo examen. Es un número muy pequeño (que exige memorizar 5 ácidos y sus 5 «grupos», el «grupo» hidróxido, 10 valencias y alguna cosa más). Además, hay que señalar ahora que una de las sustancias a memorizar directamente, la de fórmula HCl, no tiene el nombre de ácido clorhídrico que se le da en la propuesta (p. 690), sino el de cloruro de hidrógeno. Aunque se trata de un error muy extendido, no por eso deja de serlo. Esto es porque «los nombres que no denotan compuestos de una composición definida, tales como ácido clorhídrico [...] se encuentran fuera del ámbito de la nomenclatura» (Ciriano y Román, 2005, p. 125). Es decir, ácido clorhídrico es el nombre de una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno (con reacción ácido-base de Brønsted), que se puede hacer con más o menos agua y no es una sustancia química.

Cabe, no obstante, ampliar ese pequeño número si se hace caso de que «la sistemática se reservará para compuestos binarios de no metales» (p. 690). Entonces se podrían añadir, sin atender a que las valencias estén o no en la tabla dada porque ahora tan sólo se trataría de ir del nombre a la fórmula o al revés, compuestos entre los seis no metales de la docena de elementos seleccionados en la propuesta. Quizá no habría que incluir los hidruros porque han sido criticados antes (p. 684). Pero entonces, junto con los nuevos compuestos surgen nuevos problemas. Por ejemplo, el O_2Cl , tiene sólo tres átomos por molécula, se prepara fácilmente en el laboratorio, se usa en la industria y es el único de los que antes se llamaban óxidos de cloro que tiene importancia (Gillespie *et al.*, 1990, p. 894)... paradójicamente, no responde a los

números de oxidación ni a las valencias que suelen enseñarse por los que gustan de dar tablas de ellas, pero el problema aquí es que la fórmula correcta no es la ClO_2 que resulta de las nomenclaturas obsoletas que se proponen (la sistemática de nombres como tetraoxosulfato de dihidrógeno o la de Stock), ni, en consecuencia, es un óxido: su nombre no es dióxido de cloro ni óxido de cloro(IV) aunque el número de oxidación del cloro sea realmente +4. Otra dificultad, esta vez con el también obsoleto sistema tradicional, está en que los nombres vulgares aceptados son solamente los señalados explícitamente por la IUPAC (Ciriano y Román, 2007), lo que significa que es fácil caer en usar nombres de la tradicional no aceptados si solamente se sigue el criterio de «acercarse en lo posible al nombre más comúnmente utilizado» (p. 688). Así, por ejemplo, si se añaden los seis óxidos del nitrógeno N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 y N_2O_5 —dejando a un lado lo de tratar de explicar sus fórmulas con las valencias o lo de los dos óxidos de nitrógeno(IV)—, ¿qué nombre dar al segundo? Debería ser entonces el de óxido nítrico, pues es el más utilizado (periódicos, revistas), pero se estaría dando un nombre no aceptado: la IUPAC señala explícitamente que «no es óxido nítrico» (Ciriano y Román, 2007, p. 316). No parece que el camino de la ampliación, futura o presente, esté expedito, ni siquiera para la docena de elementos de la propuesta.

Conclusiones

La propuesta no recoge las recomendaciones actuales de la IUPAC para la nomenclatura de la química inorgánica. Los tres sistemas de nomenclatura que usa están obsoletos y cuando conducen a nombres y fórmulas correctos es solamente porque una parte de los descriptores (nombres y fórmulas) anteriores son los mismos que los actuales, lo que incluye muchos nombres vulgares que son aceptados también hoy por la IUPAC. Pero la aplicación de los principios de la propuesta lleva inevitablemente a otros nombres y fórmulas que no son aceptados. Esto es particularmente preocupante porque hay comunidades que en sus pruebas de acceso a las universidades sólo consideran correctas las respuestas que están de acuerdo con las recomendaciones de 2005, y más pronto que tarde ocurrirá lo mismo en todas. El hecho de que también en los resultados de la prueba hecha a los futuros profesores (p. 681) estén ausentes las recomendaciones actuales de la IUPAC —como si no se hubieran publicado— puede deberse simplemente a que no las conozcan, pero también a que no se les haya preguntado por ellas. Se puede comprender que no las conozcan, pero no que se pretenda que sigan desconociéndolas. ¿No será, pues, que el problema está ya en el conocimiento del contenido más que en el conocimiento didáctico del contenido? Cualquier propuesta, y más si debe ser mínima por ser para el inicio, debe limitarse a contenidos aceptados actualmente por la IUPAC, salvo que se quieran incluir temas que no son propiamente de la nomenclatura (historia de la química, nombres comerciales...).

La pretensión de resolver el problema de la formulación sustituyendo los procedimientos tradicionales, ya obsoletos, por otro supuestamente alternativo con una base teórica mínima no pone en duda la mayor: que el problema de por qué las sustancias tienen una composición u otra sea un problema de la nomenclatura, o que sea posible resolver un problema teórico sin la teoría suficiente. La nomenclatura parte de la composición (y a veces también de la estructura) de las sustancias para darles descriptores: nombres y fórmulas. Para resolver el citado problema está la teoría, y si no hay un mínimo de ella en las reglas que se elijan, o no funcionan si no se limitan a las sustancias que convienen o se llega a contradicciones, que es lo que ha ocurrido en el pasado y ocurre ahora con esta propuesta que, por cierto, se basa en un concepto, el de la valencia, que tuvo que evolucionar en el pasado. Además, ¿qué necesidad hay de introducir unos radicales que no existen en las sustancias a estudiar (que son muy pocas) y con nombres que, como he señalado, no son o no pueden ser los suyos (y se está

hablando de *nomenclatura*)? Lo que sí es posible es enseñar nomenclatura, que no formulación, con muy poca base teórica, es decir, las propuestas deberían limitarse mucho más a la propia nomenclatura (nombres y fórmulas) y dejar a la teoría posterior las razones de la composición y la estructura de las sustancias.

Es posible aplazar un tiempo (un curso) los números de oxidación si se quiere, ya que hay otros recursos, pero no se pueden reemplazar en ningún momento por las valencias por dos razones: porque —de acuerdo con la IUPAC— los números romanos indican números de oxidación en nombres y fórmulas, no valencias, y porque se llegaría a nombres incorrectos (¿óxido de carbono(III) para el CO porque hay un triple enlace?), salvo que se aparten las sustancias que no convengan o se diga que tienen los enlaces que no tienen. Las reglas del intercambio y la simplificación son, por cierto, tan igualmente innecesarias con los números de oxidación como con el procedimiento de saturar las valencias. En cambio, no es posible en modo alguno olvidarse de la tabla periódica, pues contiene un importante principio de ordenación, como se ha visto. Nótese que este principio sí permite saltarse consideraciones teóricas que pueden ser inconvenientes inicialmente (no se necesitan las electronegatividades reales). Por último, sí es posible con la nomenclatura actualizada prescindir casi en su totalidad de las tablas de los números de oxidación habituales y, con más razón, de las tablas de valencias (de las que hay una en la propuesta del artículo que he analizado). Nombres vulgares aceptados, tabla periódica (con todas sus casillas, pero no necesariamente con todos sus elementos), prefijos multiplicadores, números de carga y números de oxidación son usados en la nomenclatura de composición, que es la más apropiada para los inicios, y no deberían faltar en cualquier propuesta de enseñanza de la nomenclatura, aunque sí pueden y deben graduarse adecuadamente por razones didácticas.

Referencias

- Babor, J. A. e Ibarz, J. (1975). *Química general moderna*. Barcelona: Marín.
- Ciriano, M. Á. y Román, P. (traductores), Connelly, N. G., Damhus, T., Hartshorn R.M. y Hutton, A.T. (editores) (2007). *Nomenclatura de química inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005*. Zaragoza: Prensas Universitarias de Zaragoza.
- Connelly, N. G., Damhus, T., Hartshorn R. M. y Hutton, A. T. (editores) (2005). *Nomenclature of Inorganic Chemistry. IUPAC Recommendations 2005*. Cambridge: The Royal Society of Chemistry. [Disponible en línea](#) [Visitada el 11 de diciembre de 2013].
- Cotton, F. A. y Wilkinson, G. (1978). *Química inorgánica básica*. México: Limusa.
- Fernández, E. y Fariña, F. (traductores), Comisión de Nomenclatura de la Química Orgánica de la IUPAC (1987). *Nomenclatura de la química orgánica, Secciones A, B, C, D, E, F y H*. Madrid: CSIC y RSEQ.
- Fernández González, M. (2013). La formulación química en la formación inicial del profesorado: Concepciones y propuestas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 10(Extraordinario), 679-693.
- Gillespie, R. J., Humphreys, D. A., Baird, N. C. y Robinson, E. A. (1990). *Química*. Barcelona: Reverté.
- IUPAC (1979). *Nomenclature of Organic Chemistry, Sections A, B, C, D, E, F, and H*. Oxford: Pergamon Press. [Disponible en línea](#) [Visitada el 21 de diciembre de 2013].

- IUPAC, Commission on Nomenclature of Organic Chemistry (1993). *A Guide to IUPAC Nomenclature of Organic Compounds (Recommendations 1993)*. Blackwell Scientific publications. [Disponible en línea](#) [Visitada el 21 de diciembre de 2013].
- Kean, S. (2012) *La cuchara menguante*. 2.^a ed. Madrid: Ariel.
- Leigh, G.J. (Ed.) (1990). *Nomenclature of Inorganic Chemistry. IUPAC Recommendations 1990*. Oxford: Blackwell Scientific Publications.
- Levine, I. N. (1977). *Química cuántica*. Madrid: AC.
- Pauling, L. (1955). *Química general*. 3.^a ed. (2.^a ed. norteamericana). Madrid: Aguilar.
- Ponencia de Química de Andalucía (2011). *Guía sobre el uso de la nomenclatura de química inorgánica...* [pdf]. [Disponible en línea](#) [Visitada el 21 de diciembre de 2013].
- Real Academia Española (2010). *Ortografía de la lengua española*. Madrid: Espasa.
- Scerri, E. (2013). *La tabla periódica: una breve introducción*. Madrid: Alianza.