

Estrategia para aprender la nomenclatura de ácidos, sales e iones monoatómicos y poliatómicos inorgánicos

Strategy to learn the nomenclature of acids, salts and monoatomic ions and inorganic polyatomic

Orlando Hernández Fandiño¹

Universidad Nacional de Colombia, Bogotá, Colombia

ohernandezf@unal.edu.co

Resumen— En este artículo se presenta una estrategia pedagógica para el fácil proceso de enseñanza aprendizaje de la nomenclatura de los oxácidos e hidrácidos y sus respectivas sales con una ayuda sencilla de la tabla periódica para que el proceso de aprendizaje deje de ser memorístico.

Palabras clave— ácidos, estrategia, nomenclatura, sales.

Abstract— In this article a pedagogic strategy is presented for the easy process of teaching learning of the nomenclature of the oxacids and hydracids and its respective salts with a simple help of the periodic chart so that the learning process stops to be memory.

Key Word — acids, nomenclature, , salts, strategy

I. INTRODUCCIÓN

Para aprender la nomenclatura de química inorgánica se presenta dificultad en los estudiantes de secundaria y de igual manera en los de nivel superior, por lo tanto es necesario proponer estrategias que facilite el aprendizaje y que no sea una dificultad, es decir que sea ameno el aprendizaje y por lo tanto en menor tiempo se dé con el nombre o la fórmula, lo anterior se ha logrado por la experiencia en el aula durante varios años de enseñanza.

II. CONTENIDO

Para la nomenclatura de los compuestos inorgánicos se debe tener conocimiento de la tabla periódica (Rayner-Canham 2003), primordialmente identificar bien los metales de los no metales, luego tener claro el número de oxidación, o estado de oxidación (Whitten y otros 1998). En un compuesto al sumar los estados de oxidación de todos los átomos involucrados da cero y en ion poliatómico, la suma de los estados de oxidación de los átomos es igual a la carga del ion.

Los estados de oxidación están involucrados en las reacciones de oxidación-reducción donde hay transferencia

de electrones, en esta clase de nomenclatura se debe diferenciar el estado de oxidación de un compuesto iónico a compuestos moleculares, en los primeros es el número de electrones ganados o perdidos por un átomo de ese elemento cuando forma el compuesto y el segundo el número de oxidación no tiene el mismo significado que en un compuesto iónico.

Revisando la tabla periódica, en los grupos 1,13,15,17 los estados de oxidación son en general números impares así: en 1 (+1), 13 (+1, +3), 15 (+1,+3,+5), 17 (+1,+3,+5,+7), hay sus excepciones como en el grupo 13 aparece el +3 a partir del periodo cinco, recordando el efecto del par inerte (Rodgers, 1995), en el grupo 15 es especial el nitrógeno no aparece el +1 pero si el +2 y +4 y el grupo 17 para el flúor aparece el -1.

En los grupos 2, 14 y 16 los estados de oxidación reportados en las tablas periódicas son en general pares, en el grupo 2 (+2), en el grupo 14 (+2, +4) y en el grupo 16 (+2,+4,+6), presenta sus excepciones en el grupo 14 el silicio no aparece el +2, en el grupo 16 el oxígeno aparece el -2.

Los números de oxidación que aparecen en las tablas periódicas son los más estables, allí no se encuentra por ejemplo el -1 para el oxígeno que corresponde a los peróxidos, el +1 en el nitrógeno sabiendo que existe el compuesto N₂O

Teniendo el conocimiento de los números de oxidación, se puede ahora hablar sobre los ácidos, estos los podemos dividir en dos grandes grupos, en los hidrácidos que no contiene oxígeno, donde se va a utilizar el sufijo uro o hídrico y en los oxácidos que contiene oxígeno el sufijo oso e ico.

Un hidrácido está formado por un elemento no metálico y el hidrógeno, en forma general se representa H_xNM donde x representa el número de hidrógenos que acompaña al no metal (NM). Para determinar la fórmula de un ácido se recurre a la tabla periódica así, se busca el estado de oxidación menor en valor absoluto del no metal, se toma el caso del azufre que aparece -2 y en valor absoluto es 2, este número representa el

¹ Químico, M. Sc.

número de hidrógenos que se combina con el azufre para dar la fórmula H_2S y es el único hidrácido de este elemento y el nombre de este compuesto es el sulfuro de hidrógeno y se está en solución en agua se nombra ácido sulfhídrico.

La nomenclatura de los hidrácidos se facilita trabajando con la tabla periódica, los estados de oxidación y teniendo presente la electronegatividad que corresponde a la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí, (Brown, 2009) en este caso se le asigna una carga negativa y al otro positiva.

Los oxácidos están formados por hidrógeno, el no metal y oxígeno y en forma general se representa H_xNMO_y , donde x es el número de hidrógenos y “ y ” es el número de oxígenos que contiene la fórmula. En esta parte se remite nuevamente a la tabla periódica, se va a buscar los números de oxidación menor ignorando el signo ya sea negativo o positivo de los no metales y se expresa en valor absoluto para determinar el número de hidrógenos.

Para referenciar lo anterior se toma el azufre y en la tabla periódica aparece -2, por lo tanto representa 2 hidrógenos y se va a escribir la fórmula de un oxácido en el que el azufre este el número de oxidación +6, la fórmula inicial corresponde H_2SO_y , queda pendiente el valor de “ y ”, recordando que es compuesto neutro la suma de los estados de oxidación es igual a cero, se parte de dos (+1) hidrógenos, un (+6) azufre es igual a +8, si el oxígeno le corresponde -2 para dar -8 se toma cuatro oxígenos, al final la fórmula es H_2SO_4 . El nombre de este ácido, siendo el azufre del grupo 16 teniendo en general los números de oxidación +2, +4 y +6, este caso le corresponde el sufijo ico, se denomina ácido sulfúrico.

En una segunda demostración se va a trabajar en la formulación del oxácido del grupo 13, teniendo como no metal el boro, se anota la fórmula H_xBO_y , se localiza en la tabla periódica el estado de oxidación conocido el cual es +3, esto indica la presencia de 3 hidrógenos y si el boro tiene el único número de oxidación +3, la contabilidad de números de oxidación positivos es +6, por lo tanto falta -6 para quede igual a cero, corresponde a tres oxígenos y la fórmula final es H_3BO_3 .

La pregunta que surge es posible un hidrácido del boro, se revisa la electronegatividad de Pauling del hidrógeno que es 2,1 y el boro 2,0 en este caso el estado de oxidación para el hidrógeno es -1 por ser mayor que el boro y este último le corresponde +3, por lo consiguiente no es hidrácido.

En otra demostración se toma los oxácidos del silicio del grupo 14, el no metal es el silicio, la fórmula inicial H_xSiO_y , en la tabla aparece el estado de oxidación +4, esto nos da el número de hidrógenos que corresponde a 4 y como el silicio tiene estado de oxidación +4 y la suma de estos dos nos da +8, para designar el número de oxígenos

con estado de oxidación -2 y la suma de cero se necesita cuatro oxígenos y la fórmula al final es H_4SiO_4 que corresponde al ácido silícico pero al sustraer una molécula de agua queda $H_2SiO_3^*$ y revisando las dos fórmulas el silicio esta con estado de oxidación +4 para poderlo diferenciar uno de otro el primero también se conoce como ácido ortosilícico y el segundo como ácido metasilícico.

Los oxácidos del fósforo presenta lo mismo que los de silicio, se tiene ácido fosfórico, también llamado ácido ortofosfórico H_3PO_4 y al tener otra fórmula menos una molécula de agua da HPO_3 y se le da el nombre de ácido metafosfórico y también se obtiene otro ácido al sumar dos veces el ácido ortofosfórico y retirar una molécula de agua se tiene $H_4P_2O_7$ y corresponde ácido pirofosfórico

Hay pocas excepciones en lo anterior que no se cumple en el caso del nitrógeno, en las tablas periódicas no aparece +1 y el más bajo es +2, como se sabe los ácidos de nitrógeno están con un hidrógeno en la fórmula de estos se conoce dos ácidos, el ácido nitroso (HNO_2) y el ácido nítrico (HNO_3) que tiene los estados de oxidación +3 y +5 correspondientemente y se debe recordar los óxidos como el óxido nitroso (N_2O) y el óxido nítrico (NO) y sus estados de oxidación respectivamente +1 y +2.

En la tabla 1 se presenta una serie de ejemplos para corroborar, la facilidad de escribir fórmulas de ácidos inorgánicos.

No metal	Fórmula general	Menor estado de oxidación	Número de hidrógenos (Valor de x)	Número de oxidación No metal	Fórmula	Nombre
Si	H_xSiO_y	+4	4	+4	H_4SiO_4	Ácido silícico
Si	H_xSiO_y			+4	H_2SiO_3	Ácido metasilícico*
As	H_xAsO_y	+3	3	+5	H_3AsO_4	Ácido arsénico
P	H_xPO_y	+3	3	+3	H_3PO_3	Ácido fosforoso
Cl	H_xClO_y	+1	1	+7	$HClO_4$	Ácido

						perclórico
Cl	H _x Cl	+1	1	+1	HCl	Ácido clorhídrico
Br	H _x Br	+1	1	+1	HBr	Ácido bromhídrico

Tabla 1. Hidrácidos y oxácidos

Teniendo claro la nomenclatura de los ácidos, se puede nombrar las sales y los iones, recordando que los ácidos terminados en hídrico sus iones y sales terminan en uro, para los oxácidos que terminan en oso sus iones y sales terminan en ito y para los que terminan en ico la terminaciones en los iones y sales es ato.

Si a un alumno se le pide que escriba la fórmula de un ion sulfato, se recuerda que viene de un ácido terminado en ico y se busca los números de oxidación más conocidos del grupo 16 (+2, +4 y +6) y en su orden le corresponde +6 y viene del ácido sulfúrico H₂SO₄ y se retira los dos hidrógenos la fórmula final es SO₄⁼.

En el caso de un derivado de un hidrácido, ejemplo el ion sulfuro, como la terminación es uro, no tiene oxígeno, se recuerda que viene del sulfuro de hidrógeno H₂S, se retira los dos hidrógenos al final queda S⁼.

Para las sales se combina el anión con el catión, en el caso de las hidrasales la fórmula general es M_xNN_y, donde x es la carga del anión y “y” el número de oxidación del catión, así el cloruro férrico se asocia con el ácido clorhídrico HCl y retirando el hidrógeno queda Cl⁻ y el hierro tiene los estados de oxidación más estables +2 y +3, la fórmula final FeCl₃.

En la elaboración de una fórmula de una oxisal, que se representa como M_xNMO_y, donde x representa la carga del anión y “y” el estado de oxidación del catión, así el fosfito ferroso se asocia con el ácido sulfuroso H₃PO₃ y retirando los tres hidrógenos queda PO₃³⁻ y el catión ferroso le corresponde el estado de oxidación +2, la fórmula final Fe₃(PO₃)₂, el dos toma todo el anión.

En las fórmulas anteriores se combinaron cationes que son átomos que cedieron electrones por lo tanto su estado de oxidación es positivo y los átomos que recibieron electrones son los llamados aniones con estado de oxidación negativo.

III. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

El proceso de enseñanza-aprendizaje con la estrategia presentada en este artículo para la nomenclatura de los oxácidos e hidrácidos con sus respectivas sales ayuda el trabajo en el aula y se hace más ameno la interacción profesor alumno.

Se nota la importancia de conocer los estados de oxidación más estables de los elementos que reportan las tablas periódicas frente a los estados de oxidación que se designan en forma general.

Hay una diferencia clara entre los oxácidos y los hidrácidos para encontrar los diferentes compuestos con ayuda de la tabla periódica.

Se presenta las excepciones de algunos compuestos como los derivados del nitrógeno que es común cometer errores cuando se trabaja con estos estados de oxidación, se ve en el caso del nitrógeno del óxido nítrico NO y del ácido nítrico HNO₃ respectivamente es +2 y +5.

REFERENCIAS

- [1] BROWN THEODORE I., y cols. 2009 “Química. La ciencia central” 11 Edición, Pearson Education, México, ISBN 607-442-021-0, Cap. 8
- [2] RAYNER-CANHAM, GEOFF, 2003 “Descriptive inorganic chemistry”, third edition, Pearson Educación, México, ISBN: 968-444-385-4, p 17-36
- [3] RODGERS GLEN E., 1995 “Química inorgánica” Introducción a la química de coordinación, estado sólido y descriptivo, 1ª Edición, McGraw – Hill, Madrid, ISBN: 84-481-1623-2, p 275-276
- [4] WHITTEN KENNETH W., DAVIS RAYMOND E. Y PECK LARRY M., 1998 “Química general”, 5da Edición, McGraw Hill, Madrid, ISBN: 84-481-1386-1, p 135-136