

**REFLEXIONES NECESARIAS ACERCA DEL TRATAMIENTO DIDÁCTICO DE LOS CONCEPTOS QUÍMICOS VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN**

TRATAMIENTO DIDÁCTICO DE LOS CONCEPTOS QUÍMICOS VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

AUTORES: Roger Wigberto Pérez Matos<sup>1</sup>Librada García Leyva<sup>2</sup>DIRECCIÓN PARA CORRESPONDENCIA: [rogerpm@uo.edu.cu](mailto:rogerpm@uo.edu.cu)

Fecha de recepción: 23 - 08 - 2017

Fecha de aceptación: 14 - 10 - 2017

## RESUMEN

La formación de conceptos constituye un aspecto fundamental en la apropiación de los conocimientos químicos, de ahí que enseñar estos conceptos con un adecuado tratamiento metodológico es de vital importancia en la enseñanza de la Química en la escuela media y superior. En el trabajo se realizan algunas reflexiones a tener en cuenta, sobre los conceptos de valencia y número de oxidación, para no cometer errores a la hora de representar determinadas estructuras de moléculas y se exponen además algunos procedimientos sencillos para lograr este objetivo.

PALABRAS CLAVE: Valencia; Número de oxidación; tratamiento didáctico; conceptos químicos.

**REFLECTIONS NECESSARY ABOUT THE DIDACTIC TREATMENT OF THE VALENCIA CHEMICAL CONCEPTS AND NUMBER OF OXIDIZATION**

## ABSTRACT

The formation of concepts is a fundamental aspect in the appropriation of chemical knowledge, hence teaching these concepts with an appropriate methodological treatment is of vital importance in the teaching of chemistry in middle and high school. In the work some reflections are made to take into account, on the concepts of valence and number of oxidation, not to make mistakes when representing certain structures of molecules and also expose some simple procedures to achieve this goal.

KEYWORDS: Valencia; Oxidation number; didactic treatment; chemical concepts.

## INTRODUCCIÓN

Los conceptos de valencia y de número de oxidación son de vital importancia para la comprensión del enlace químico y la estructura de las sustancias, de la cual se derivan las propiedades y de éstas últimas las aplicaciones.

---

<sup>1</sup> Doctor en Ciencias Pedagógicas. Profesor Titular de la Universidad de Oriente. Santiago de Cuba. Cuba.

<sup>2</sup> Doctora en Ciencias Pedagógicas. Profesor Titular de Universidad de Oriente. Santiago de Cuba. Cuba.

A través del siglo XX, el concepto de valencia ha evolucionado en un amplio rango de aproximaciones para describir el enlace químico, incluyendo la estructura de Lewis (1916), la teoría del enlace de valencia (1927), la teoría de los orbitales moleculares (1928), la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (1958) y todos los métodos avanzados de Química Cuántica.

Sin embargo, en ocasiones por tratar de simplificar la enseñanza de estos conceptos y su utilización, se cometen errores en la impartición de estos contenidos en los programas de Química, al identificar la valencia con el número de oxidación y en el peor de los casos aboliendo el concepto de valencia, dejando solamente el de número de oxidación para explicar las estructuras de las moléculas.

En este artículo se realizan algunas reflexiones de la importancia del estudio de ambos conceptos para poder entender algunos contenidos que se tratan en los programas y en la literatura de química. Se ejemplifican además algunos casos de moléculas, donde hay que tener un conocimiento de su estructura y propiedades, para no cometer errores a la hora de determinar su valencia o su número de oxidación, a partir de determinadas reglas establecidas.

## DESARROLLO

Partiendo del estudio de los textos de Química y la experiencia en la enseñanza de la Química en la formación inicial y permanente de los docentes que imparten esta asignatura en la Educación Media General, se realiza el análisis del tratamiento didáctico que merecen los conceptos de valencia y número de oxidación, denominaciones que se usan a veces indistintamente y en la práctica se han corroborado las insuficiencias que presentan los estudiantes en la solución de problemas donde se requiere de la representación gráfica de fórmulas desarrolladas de sustancias inorgánicas y su explicación argumentativa.

En la mayoría de los textos de Química se plantea generalmente: La valencia es la capacidad de combinación de un elemento o número de enlaces que puede formar unos de sus átomos.

Existen algunas reglas, que ayudan a poder determinar la capacidad de enlace de los átomos en un compuesto (Pérez Matos, R, Novoa Castiel, A, 1993). Entre las más comunes se encuentra:

- a) El hidrógeno siempre será terminal y se unirá mediante un enlace simple a otros átomos.
- b) El oxígeno será preferentemente divalente, y se enlazará a otro átomo, ya sea mediante dos enlaces simples o mediante un doble enlace. Hay moléculas en que el oxígeno se comporta trivalente, en ese caso uno de los tres enlaces es dativo, del oxígeno al elemento, por ejemplo:  $C = O$ . También hay algunas moléculas en que es monovalente, ejemplo en el  $HNO_3$ . En esa situación el enlace debe ser dativo del elemento al oxígeno.

- c) Los átomos más electronegativos tienden a ser terminales.
- d) Las estructuras cuyos átomos terminales tienen el octeto completo (dueto si es hidrógeno), son preferidas.
- e) Los elementos del 2, período no pueden ampliar su valencia más allá de cuatro (IV).
- f) El carbono, casi en la totalidad de sus compuestos, es tetravalente y puede encontrarse unido a otros átomos según:

- Cuatro enlaces simples:  $\begin{array}{c} | \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \end{array}$
- Dos enlaces simples y uno doble:  $\begin{array}{c} \quad \quad \quad \backslash \\ \quad \quad \quad \text{C} = \\ / \end{array}$
- Dos enlaces dobles:  $= \text{C} =$
- Un enlace simple y uno triple:  $- \text{C} \equiv$

Estas reglas son útiles para poder predecir la estructura de una molécula, es decir, la concatenación de los átomos y la posible geometría de la misma.

A continuación se hará referencia a algunos aspectos de interés relacionado con el concepto de número de oxidación.

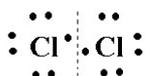
Con relación al número de oxidación se define como la carga que se le asigna a un átomo cuando los electrones de enlace se distribuyen según ciertas reglas un tanto arbitrarias.

Las reglas son:

- Los electrones compartidos por átomos de idéntica electronegatividad se distribuyen en forma equitativa entre ellos.
- Los electrones compartidos por átomos de diferente electronegatividad se le asignan al más electronegativo.

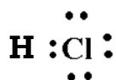
Luego de esta distribución se compara el número de electrones con que ha quedado cada átomo con el número que posee el átomo neutro en la capa de valencia, y éste es el número de oxidación. Éste se escribe, en general, en la parte superior del símbolo atómico y lleva el signo positivo o negativo

Observemos dos ejemplos que corroboran lo planteado



Los dos electrones de enlace se reparten uno para cada átomo, y por tratarse de átomos del mismo elemento, obviamente tendrán igual valor de electronegatividad. Cada átomo de Cl queda ahora con 7 electrones de valencia, que son los mismos (la misma cantidad) que tiene el átomo neutro, lo que determina que su número de oxidación sea cero (0.)

El otro ejemplo es el siguiente:



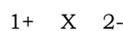
Los dos electrones de enlace se le asignan al Cl por ser el átomo de mayor electronegatividad, quedando así, con 8 electrones de valencia, uno más que los que posee el átomo neutro en la capa de valencia, por lo que su número de oxidación es  $-1$ . El átomo de H ha quedado sin su único electrón, su número de oxidación será  $+1$

De las dos reglas anteriores surge una serie de reglas prácticas que permiten asignar números de oxidación sin necesidad de representar las estructuras de Lewis, las cuales a veces pueden ser complejas o desconocidas.

1. En las sustancias simples, es decir las formadas por átomos de un solo elemento, el número de oxidación es 0. Por ejemplo:  $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ , Na, Al.
2. El oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con número de oxidación  $-2$ , a excepción de los peróxidos, en cuyo caso actúa con número de oxidación  $-1$ , los superóxidos  $-\frac{1}{2}$  y en los compuestos de fluor, que presentará número de oxidación positivo.
3. El hidrógeno actúa con número de oxidación  $+1$  cuando está combinado con los no metales, por ser éstos más electronegativos; y con  $-1$  cuando está combinado con un metal, por ser éstos menos electronegativos.
4. En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ión. Los elementos de los grupos IA (1) y II A (2) siempre forman iones de carga  $+1$  y  $+2$  respectivamente, y los del VIIA (17) y VIA(16), poseerán carga  $-1$  y  $-2$  respectivamente, cuando son monoatómicos.
5. La suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto es igual a cero (0), mientras que si se trata de iones, será igual a la carga de éstos.

Veamos algunos ejemplos donde se apliquen estas reglas para determinar el número de oxidación de un átomo en un compuesto.

1- Para calcular el número de oxidación del S en el  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , conocemos, a partir de las reglas anteriores que el Na: tendrá número de oxidación  $+1$  y el O:  $-2$ .



Aplicando la regla número 5, quedaría la ecuación de la siguiente forma:

$$2(1+) + X + 3(2-) = 0$$

$$X = 6 - 2$$

$$X = 4 +$$

2- Para determinar el número de oxidación del azufre en el caso del ion  $\text{SO}_3^{2-}$ , el procedimiento sería:

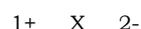
$$X + 3 (2-) = 2-$$

$$X = 6 - 2$$

$$X = 4 +$$

3- Analicemos a continuación el caso del  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Con lo aprendido hasta aquí, para determinar el número de oxidación del azufre en este compuesto, la forma de proceder sería:



$$2 (1+) + 2 X + 3(2-) = 0$$

$$2X = 6 - 2$$

$$2X = 4$$

$$X = 4 / 2$$

$$X = 2 +$$

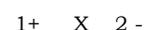
Sin embargo, este resultado entra en contradicción con lo que se ha demostrado experimentalmente, referido a que el número de oxidación del azufre  $2 +$ , es poco característico y solamente se conocen los haluros del tipo  $\text{SX}_2$ , los que son pocos estables.

Este tipo de error, se comete con sistematicidad, por no tener en cuenta la estructura de la sustancia.

En el caso que nos ocupa, se debe conocer que el  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , se forma, al sustituir un átomo de oxígeno, por uno de azufre en el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Si es así, entonces, los dos átomos de azufre en el  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , no tendrían el mismo número de oxidación.

Determinamos el número de oxidación del azufre en el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$



$$2 (1+) + X + 4 (2-) = 0$$

$$X = 8 - 2$$

$$X = 6 +$$

Si partimos de lo expresado anteriormente, en el caso del  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , el átomo central de azufre poseerá número de oxidación  $6 +$  y el otro átomo tendrá número de oxidación  $2 -$ , ya que este último sustituye a un átomo de oxígeno en el ion sulfato. Una posible representación de la estructura de esta sustancia sería:



- 6 átomos de oxígenos (excepto los del puente de oxígeno), presentan número de oxidación 2 –
- Los otros 2 átomos de oxígeno, los del puente (peróxido), poseen número de oxidación 1 –

Realizando el cálculo algebraico y aplicando las reglas quedaría:

$$2(1+) + 6(2-) + 2(1-) + 2X = 0$$

$$2X = 14 - 2$$

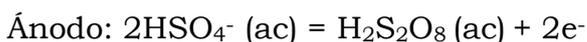
$$2X = 12$$

$$X = 12 / 2$$

$$X = 6 +$$

Se arriba a la conclusión que ambos átomos de azufre poseen el mismo número de oxidación en el compuesto (6+).

A partir de aquí se puede entender mejor la reacción de oxidación que ocurre en el ánodo, durante la obtención del  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  a partir del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



Los dos ejemplos anteriores conducen a pensar que para determinar los números de oxidación de un átomo en una sustancia determinada, no basta con dominar las reglas para su determinación, sino que hay que conocer determinados aspectos estructurales que son de suma importancia para evitar cometer errores de contenido.

A continuación se presenta la relación entre la valencia y el número de oxidación y su aplicación en la determinación de la concatenación de los átomos (topología) en las moléculas.

En ocasiones encontramos en los textos de Química o en artículos científicos que se trata de identificar la valencia de un átomo con su número de oxidación, haciendo la salvedad que generalmente coincide numéricamente y que sólo lo distingue el signo en el caso de los números de oxidación. Por ejemplo se declara que:

- *El número de oxidación es la valencia con signo positivo y negativo. Es la carga que debería poseer un átomo de dicho elemento si el compuesto estuviera formado exclusivamente por iones.*
- La valencia son los electrones que un átomo pone en juego en un enlace. Son los electrones que se ganan, pierden o comparten. La valencia a diferencia del número de oxidación, no tiene signo.
- Los conceptos de valencia y número de oxidación tienden a confundirse porque están relacionados con el enlace químico. Se utilizan para explicar la proporción en que los distintos átomos reaccionan para formar

compuestos. *En general, el número de oxidación es la valencia con el signo positivo o negativo según tome o ceda electrones en el enlace.*

En la enciclopedia libre Wikipedia (2013) se plantea lo siguiente:

...La valencia, es el número de electrones que tiene un elemento en su último nivel de energía, son los que pone en juego durante una reacción química o para establecer un enlace con otro elemento. Hay elementos con más de una valencia, por ello se reemplaza a este concepto con el de números de oxidación que a fin de cuentas representa lo mismo....

Estas interpretaciones pueden conducir a errores en la representación de la fórmula estructural de determinadas moléculas. Por ejemplo, el caso del HNO<sub>3</sub>, donde la valencia del nitrógeno (átomo central), no coincide con su número de oxidación.

Para la determinación de la posible concatenación de los átomos en una molécula (su topología), se asume, por ser lo más común, dos cuestiones relacionadas con los números de oxidación de los átomos de los elementos que forman la molécula: primero, que generalmente un átomo con número de oxidación positivo se unirá a otro con número de oxidación de signo opuesto, garantizándose de este modo la atracción electrostática entre ellos. Lo segundo radica en que *con mucha frecuencia, pero no siempre*, el número de enlaces que puede formar el átomo (su valencia) coincide numéricamente con el número de oxidación, debido a que el modelo de Lewis sugiere, como una de las fuerzas motrices que conducen a la formación del enlace químico, la tendencia de los átomos a adquirir configuraciones electrónicas de octetos completos (o duetos, según el caso) en la capa electrónica más externa.

Estas dos premisas, asumidas para los números de oxidación franquean el camino para proponer un algoritmo y una serie de reglas para predecir la topología (concatenación de los átomos) de una molécula, pero deben tratarse con discreción ya que no son pocos los casos en que el comportamiento es distinto al esperado y la explicación hay que buscarla en modelos y teorías de naturaleza mecanocuántica.

Veamos los pasos a seguir y las reglas que permitirán predecir la topología molecular.

1) Se determinan los números de oxidación de cada elemento en el compuesto y se asume que en la mayoría de los casos, la valencia coincide numéricamente con este. En aquellos casos que no ocurra tal coincidencia, se representará la valencia al lado del número de oxidación del elemento.

1+ 1+ 2-

Por ejemplo: HClO

Como se ha planteado, hay casos en que no existe tal coincidencia. Así tenemos que los elementos del segundo período, independientemente del número de oxidación que presenten en un compuesto, no pueden ampliar la valencia de

sus átomos más allá de cuatro, por no disponer de orbitales energéticamente favorables para ello (orbitales *d* del propio subnivel).

2) Los elementos se distribuyen atendiendo, en primer término al signo de su número de oxidación, de modo que uno positivo generalmente quede unido a otro negativo. Luego se indican los enlaces entre ellos saturando las valencias de cada uno de los átomos.

Sistematizando lo antes expuesto se ejemplifica la determinación de la concatenación de los átomos (topología) en la molécula del HClO

I I II

1+ 1+ 2-

HClO

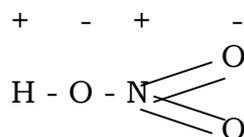
Para ello se presenta una columna con un signo positivo y se ubica en ella los átomos de elementos cuyo número de oxidación es positivo. A continuación una segunda columna con un signo negativo y se colocan en ella átomos, con número de oxidación negativo. Se saturan las valencias de los átomos de la columna positiva con los de la columna negativa, hasta donde sea posible y se continúa el procedimiento alternando columnas positivas y negativas hasta agotar todo los átomos. La secuencia para el ácido hipocloroso sería, como sigue:

+	+ -	+ -	+ - +	+ - +
H	H O	H—O	H—O Cl	H— O—Cl

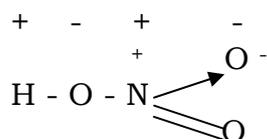
Como se puede apreciar el átomo de hidrógeno posee un solo enlace (valencia I), el de oxígeno posee dos enlaces simples (valencia II) y el átomo de cloro posee un simple enlace (valencia I.)

Analicemos otro caso, donde no coincide la valencia con el número de oxidación:

El ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>. Los números de oxidación son H (1+), N (5+) y O (2- ), las valencias deberían ser I, V y II, respectivamente. La topología debería ser la siguiente:

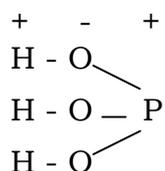


Pero el nitrógeno es un elemento del segundo período y la regla (e) de la página 2, indica que su valencia máxima es cuatro (IV). Así que la representación de la topología (concatenación de los átomos) correcta será:



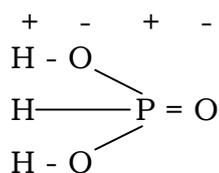
Nótese que el enlace simple  $N \rightarrow O$ , se ha representado con una saeta, lo cual indica que es dativo. Este es uno de los casos en que el oxígeno es monovalente, pero como acepta un par de electrones mediante un enlace dativo, completa su octeto. *Aquí no se representan otros electrones que no toman parte en el enlace, ya que la intención ha sido determinar la topología. (Claro está, para determinar las cargas formales que aparecen sobre los átomos de nitrógeno y oxígeno, y las del resto de los átomos de la molécula, hay que tener en cuenta los electrones no compartidos, lo que se le explica a los estudiantes cuando sea necesario).*

Analicemos otro caso, donde no coincide la valencia con el número de oxidación del átomo central: El ácido fosforoso,  $H_3PO_3$ . En este compuesto, los números de oxidación de cada uno de los átomos son: H(1+), P(3+) y O(2-) y sus valencias serían I, III y II respectivamente. De este modo, aplicando lo estudiado tendríamos:

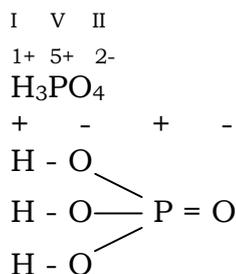


Sin embargo, experimentalmente se ha determinado que el ácido fosforoso es diprótico, o dibásico, lo cual indica que sólo tiene dos grupos  $-OH$ , unido al átomo central. Además, se ha demostrado que los tres enlaces  $P - O$  no son equivalentes, existen dos más largos y uno más corto.

Sucede que en el caso del fósforo, a pesar de su estado de oxidación  $3+$ , en este compuesto, presenta valencia cinco (V) y la concatenación de los átomos real en la molécula de  $H_3PO_3$ , que se corresponde con las razones experimentales expresado anteriormente es:



Si se compara esta topología con la del ácido fosfórico,  $H_3PO_4$ , observaremos que en ambos compuestos el átomo central, el fósforo, es pentavalente, a pesar de que los números de oxidación son  $3+$  y  $5+$  respectivamente:.



En ninguna de las fórmulas estructurales se representan los electrones que no toman parte en los enlaces, ya que la intención de esta representación es que el lector compare la coincidencia o no de la valencia (capacidad de enlace) con el número de oxidación del átomo central. Se puede recomendar que los estudiantes sistematicen las estructuras de Lewis para que representen todos los electrones en una posible fórmula estructural.

Se podrían poner otros ejemplos, pero no es necesario, ya que la intención ha sido ver la relación que existe entre la valencia y el número de oxidación y su papel en la determinación de la concatenación de los átomos en una molécula.

### CONCLUSIONES

Los conceptos de valencia y número de oxidación ameritan se reflexione en torno a su tratamiento didáctico como parte del contenido de enseñanza del que deben apropiarse los estudiantes pudiendo establecer la diferencia que existe entre ellos.

Este artículo muestra la intención de profundizar en aspectos teóricos y metodológicos de la formación y aplicación de los conceptos valencia y número de oxidación, abriendo el debate al respecto dada la importancia que tiene la apropiación correcta de los conceptos químicos, los que posibilitan en su aplicación la solución de ejercicios y problemas.

### BIBLIOGRAFÍA

- Ajmetov, N.S. (1981). Química General e Inorgánica. Escuela Superior, Moscú, 1981 (en ruso)
- Blanco, J. y Pereira, J. (1982). Química Inorgánica 1. Tomo I y II. ENSPES. Ciudad de la Habana. 1982.
- Cotton, A y Wilkinson, G. (1993). Química Inorgánica Avanzada. Editorial Limusa, S.A. Noriega Editores. Cuarta edición. México. 1993.
- Garriz, A y Rincón, C. (1997). Valencia y número de oxidación. Corolario para docentes. Revista Educación Química. Volumen 8, número 3. México, 1997
- Pérez Matos, R. y Novoa Castiel, A. (1993). Predicción de estructuras moleculares. Impresión Ligera. ISP "Frank País García", Santiago de Cuba, 1993
- Shiver, D.F and Atkins, P.W. (1999). Inorganic Chemistry. Oxford University Press. Third edition. UK, 1999
- Wikipedia (2017). [https://es.wikipedia.org/wiki/Valencia\\_\(qu%C3%ADmica\)](https://es.wikipedia.org/wiki/Valencia_(qu%C3%ADmica))

