

UN ENFOQUE ALTERNATIVO A CIERTAS ESTRUCTURAS DE LEWIS

AN ALTERNATIVE VIEW TO SOME LEWIS STRUCTURES

¹Fermin H. Arévalo O.

Resumen

En este artículo se hace un análisis de ciertas estructuras de Lewis que son actualmente aceptadas en los libros de química superior; pero que no parecen ser las más adecuadas debido a que ciertos cuestionamientos no son fácilmente contestados recurriendo a los diagramas tradicionales de Lewis, en donde predominan las estructuras abiertas; en cambio, si se toma en cuenta estructuras alternativas, como las que se proponen en este artículo, en donde predominan las estructuras cíclicas y no abiertas, muchos de los referidos cuestionamientos son respondidos con más rigurosidad y racionalidad, pero sin transgredir las reglas de Lewis.

Palabras clave: Estructuras de Lewis, carga formal, ley del octeto, resonancia.

Abstract

In this article an analysis is carried out of certain Lewis structures that are currently accepted in the books of superior chemistry; but those do not seem to be the most appropriate since certain questions are not easy to answer using traditional Lewis diagrams, where open structures predominate; however, if someone takes into account the alternative structures, as it is proposed in this article, where cyclical structures rather than open structures is predominated, many of the aforementioned questions are answered with more rigor and rationality, but without violating the rules of Lewis.

Key words: Formal charge, Lewis structures, octet law, resonance.

1. Introducción

A lo largo del tiempo el hombre siempre ha tenido curiosidad por descubrir la esencia de las cosas, para luego dar ciertas reglas o leyes que gobiernan nuestro universo tangible, adentrándose poco a poco en cosas que están más allá de nuestro entendimiento sensorial, dejando atrás nuestros sentidos para ocuparse luego de un plano más racional y científico.

Por su parte la historia nos dice que desde Leucipo y Demócrito (Mortimer 1983) se trató de describir la materia como la reunión de átomos y las interacciones que se presentan entre las mismas. Pasado el tiempo, la ciencia dio lugar a la explicación de la organización de la materia en términos de diferentes tipos de fuerzas; así es como en la actualidad entendemos que son las fuerzas intramoleculares e intermoleculares las que dan forma a la materia y se acepta que son los enlaces químicos y las denominadas fuerzas de Van der Waals (Umland y Bellama 2000) las que determinan estas interacciones entre átomos y moléculas. Ahora se sabe que entre las fuerzas intramoleculares, las de mayor relevancia son los enlaces covalentes y iónicos (American Chemical Society. QuimCom. 1998).

El concepto de enlaces y sus ordenaciones se lo debemos en mucho al Norteamericano *Gilbert Newton Lewis*, hombre preeminente de la historia, quien fuera el primero en proponerlo en 1916 en su artículo *La Molécula y el Átomo*. En honor a él, en nuestros días, el arreglo

entre los átomos y los electrones de su última capa en la formación de moléculas, se denomina *Estructuras de Lewis* (Di Risio et al. 2006; Bloomfield 2001).

Entre las leyes de la química que se deben de tomar muy en cuenta para formular las estructuras de Lewis están la **ley del octeto** y la ley de la **carga formal** (Brown et al. 1997; Chang 1999). Pero resulta que aplicando estas mismas reglas que ahora se dan por sentadas, muchas estructuras de Lewis propuestas en los diferentes libros de química superior aceptadas en todo el mundo, no se ajustan a las mismas, pues al desarrollarlas tropiezan con estas leyes o entre ellas y dan como resultado estructuras de Lewis que no parecen ser las más adecuadas. Esto podría deberse al hecho de que en casi todos los casos de la química inorgánica no se toman en cuenta las estructuras cíclicas de ciertas moléculas que bien pueden satisfacer las reglas de Lewis con mayor rigurosidad y racionalidad que las estructuras no cíclicas, puesto que cuando se hacen cálculos para predecir la estabilidad de las mismas, resulta que los cálculos indican que las estructuras cíclicas son más estables.

Así pues, queda claro que el presente artículo no pretende refutar lo que ya se conoce actualmente sobre las reglas de Lewis, solo tiene por objeto hacer una revisión de las estructuras ya existentes y proponer otras alternativas que sean más coherentes con las mismas reglas.

2. Revisión de la literatura

Estructuras de Lewis:

El enlace covalente entre átomos se produce por compartición de pares de electrones, mecanismo por el que cada uno de los átomos individualmente podría alcanzar ocho electrones en su capa más externa. (Lewis 1916). Estos *diagramas de Lewis* son representaciones adecuadas y sencillas de iones y compuestos que constituyen una base importante para predecir sus estabilidades. Se usan para saber la cantidad exacta de electrones de valencia de un elemento que interactúa con otros elementos o con los de su misma especie para formar enlaces simples, dobles, o triples que, a su vez, están relacionados a su geometría molecular y a la distancia que hay entre los átomos y cada enlace formado (Shodor 2008).

Ley del Octeto:

El fundamento de este principio es consecuencia del desarrollo del modelo atómico de Bohr y del descubrimiento de los gases nobles. Los gases nobles son elementos de notable inercia química que tienen ocho electrones en su capa de valencia, excepto el Helio (Moore et al. 2000). Del propio modo, en las moléculas y compuestos, cada elemento involucrado trata de completar ocho electrones en su última capa para que tenga una buena estabilidad.

Carga Formal:

En química, una carga formal es la carga parcial que se le asigna a un átomo en una molécula, al asumir que los electrones en un enlace químico se comparten por igual entre los átomos involucrados, sin consideraciones de electronegatividad relativa (Hirsch y Kobrak 2007). Definido de otra manera, la carga formal es la carga con la cual quedaría un átomo cuando todos los ligandos son removidos homolíticamente (Parkin 2006).

En general, la carga formal de cualquier átomo en una molécula puede ser calculada mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Carga formal} = A - B - 1/2C$$

Donde:

A = Número de electrones de valencia del átomo aislado.

B = Electrones de pares libres del átomo en la molécula.

C = Número total de electrones que participan en enlaces covalentes.

Cuando se determina la estructura correcta de Lewis para una molécula, la *carga formal* es un criterio muy significativo en la selección de la estructura final de dicha molécula. Para tal efecto, se debe tener en cuenta que la *carga formal* de cada uno de los átomos en la molécula, esté minimizada (Cedron et al. 2000).

Al representar una estructura de Lewis se describe la forma en que los electrones se distribuyen en una molécula dada. Sin embargo, en algunos casos es posible construir varias estructuras de Lewis para una misma especie; pero la estructura más aceptable será aquella cuya sumatoria de las cargas formales de los átomos que la componen sea igual a la carga eléctrica de la especie en estudio; esto quiere decir que para un ión debe de ser igual a la carga del ión y para una molécula neutra, debe ser igual a cero. En consecuencia la estructura más estable será aquella que tenga sus átomos con cargas formales iguales a cero (Cedron et al. 2000).

Resonancia:

En la teoría de la resonancia, se entiende que las *estructuras resonantes* son aquellas que pueden representar una molécula o ión como dos o más estructuras que solo difieren en su arreglo electrónico. La molécula es un híbrido de todas las estructuras posibles y que a su vez, individualmente, ninguna de ellas puede representarla satisfactoriamente. Es por ello que se dice que cada una de las estructuras contribuye al híbrido (Morrison y Boyd 1985).

La gran utilidad de la teoría de la *resonancia* es que explica la representación estructural de una molécula de manera simple. Por lo tanto es particularmente útil estimar la estabilidad de una estructura basándose en su *racionalidad*. Si sólo puede dibujarse una estructura para una molécula, hay buenas probabilidades de que ésta la describa adecuadamente; pero si se puede dibujar más de una estructura, entonces se tiene que tomar en consideración otros criterios para definir la estructura más estable. Consideremos como ejemplo el caso del ozono: O_3 , donde se tiene dos estructuras híbridas ampliamente aceptadas por los libros de química superior, tal como se ve en la fig 1.

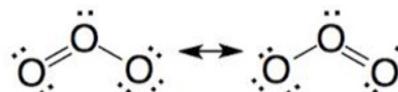


Figura 1

Las estructuras en referencia cumplen con las reglas de Lewis y también satisfacen la regla del octeto para el átomo central y los átomos terminales. Como se ve, el doble enlace se puede colocar en cualquier extremo de la molécula; sin embargo ninguna de estas estructuras explica las longitudes de enlace conocidas en el ozono, pues, químicamente se sabe que los enlaces dobles son más cortos que los enlaces simples, por lo cual se esperaría que el enlace $O - O$ en el O_3 sea más largo que el enlace $O = O$. Sin embargo, según resultados experimentales, ambos enlaces Oxígeno - Oxígeno tienen la misma longitud: 128 pm. Para resolver este hecho o mejor dicho para justificar esta discrepancia, se utiliza ambos híbridos de la resonancia del Ozono. (Chang 1999 y Petrucci et al. 2002).

Un error conceptual común acerca de la resonancia es considerar que una molécula como el Ozono cambia rápidamente de una estructura a otra. No es así. Téngase presente que ninguna de las estructura resonantes representa adecuadamente a la molécula real, la cual tiene su propia estructura estable y única. *La resonancia es una invención humana* diseñada para indicar las limitaciones de estos sencillos modelos de enlace (Chang 1999).

EL PROBLEMA

En este artículo, el problema radica en que muchas estructuras ampliamente aceptadas en la actualidad en los libros de química superior, no parecen ser las más adecuadas si se toma en cuenta los principios de las estructuras de Lewis que, paradójicamente, también aparecen en casi todos los libros citados (por no decir todos). No obstante, si se consideraran estructuras alternativas, en donde prevalecen las formas cíclicas, estos mismos principios se cumplirían con más rigurosidad y racionalidad, satisfaciendo también los principios de Lewis y otras leyes de la química.

Nuevamente consideremos como ejemplo al ozono: O_3 . A este compuesto se le representa normalmente como una molécula no cíclica (fig 1); sin embargo ¿por qué no podría ser como se indica en el lado superior derecho de la fig 2?; ¿por qué no ocurriría lo mismo con el dióxido de azufre, si al fin y al cabo el oxígeno y el azufre son de la misma familia?.

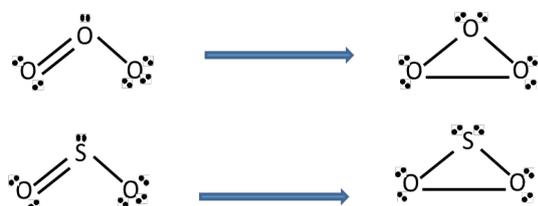


Figura 2

Fuente: Elaboración propia.

En el caso de la pirita, por ejemplo, cuya fórmula química es FeS_2 , se esperaría que el hierro esté con estado de oxidación +4 y ciertamente éste no es un estado de oxidación del Fe; pero una estructura cíclica, tal como se presenta al lado derecho de la fig 3, sí explicaría la existencia de la pirita con la fórmula indicada.



Figura 3

Fuente: Elaboración propia.

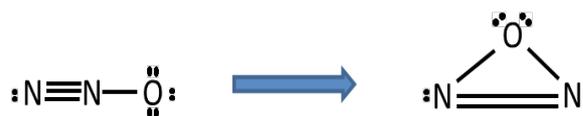


Figura 4

Fuente: Elaboración propia.

Algo similar ocurre con el protóxido de nitrógeno: N_2O , que basado en una química elemental, primeramente el nitrógeno tendría que tener un estado de oxidación +1 y no es así. Segundo, que el nitrógeno central no tiene par libre de electrones. Por eso la estructura cíclica es más razonable. Ver la fig 4.

Así por el estilo hay muchas interrogantes que no son resueltas satisfactoriamente con las estructuras de Lewis tradicionales; sin embargo, si se recurre a estructuras cíclicas, estas interrogantes son mucho más asimilables a la vez que no transgreden los principios de Lewis.

3. Discusión

Muchas estructuras de Lewis ampliamente aceptadas en los libros de química superior no satisfacen a cabalidad los principios de Lewis. Todo indica que esto se debe a que se fuerzan ciertas estructuras a ser lineales o abiertas sin darles la posibilidad de ser cíclicas; estructuras que al parecer son mucho más razonables que las estructuras lineales y que ciertamente satisfacen las leyes de la química sin transgredir los principios de Lewis.

Veamos, en primera instancia, el caso del ozono, referido en las Figs 1 y 2. Si se toma la estructura abierta y angular, entonces tenemos que recurrir a una *invención humana que no es real* es decir a la resonancia (Chang 1999), porque de hecho, todos los libros de química superior mencionan que los dos enlaces oxígeno-oxígeno son iguales, con una longitud de 128 pm; sin embargo por otro lado se sabe que el doble enlace es más corto que el enlace simple (Redmore 1981); pero resulta que en el ozono los dos enlaces son iguales y, como ya se dijo, para resolver este problema se recurre a la resonancia, de donde se saca en limpio que el doble enlace es más corto, pero no es más corto porque el doble enlace realmente no es doble enlace, etc, etc, etc...

Siendo coherente con lo expresado en la revisión de la literatura, se tiene que tener muy en cuenta que las dos formas resonantes del ozono, dado en la fig 1, no son dos estructuras que cambian la posición del doble enlace muy rápidamente en el tiempo (Chang 1999), ya que el ozono tiene solamente una estructura única y no cambiante, pues la resonancia, en concordancia con lo que se dice en los libros de química superior, no existe, *no es real y sólo es una invención humana* para explicar ciertas cosas como las que ocurre con el ozono. (Chang 1999; Morrison y Boyd 1985). Por otro lado se puede apreciar un oxígeno con tres enlaces, es decir el oxígeno central, que de por sí es aberrante. Pero si el ozono fuera una estructura

cíclica triangular, tal como se muestra en el lado superior derecho de la fig 2, entonces cabe esperar una estructura única, no cambiante y con los enlaces iguales y de la misma longitud, además de ser angular en cada uno de los átomos de oxígeno.

Respecto a la carga formal sería tal como se indica en la tabla 1:

Tabla 1

Atomo	<i>e-</i>	valenci	<i>e.</i>	libres	enlaces	Carga formal
O con doble enlace	6	4	2	2	0	
O central	6	2	3	3	+1	
O con enlace simple	6	6	1	1	-1	

Fuente: Elaboración propia.

Lo que quiere decir que, si bien es cierto, la carga formal neta de la molécula es cero, esto resulta de la eliminación mutua de los extremos numéricos +1 y -1. Sin embargo si el ozono es cíclico, los tres átomos son iguales, con dos pares libres cada uno y con dos enlaces simples cada uno, lo que resulta finalmente que cualquiera de los átomos tenga una carga formal igual a cero y por consiguiente la molécula completa tenga una carga formal de cero, porque es la “sumatoria de tres ceros” y no como resultado de una media aritmética de las cargas.

Tabla 2. Solubilidad del oxígeno molecular y del ozono a 20 °C (17,18).

	Oxígeno: O ₂	Ozono:O ₃	Proporción O ₂ /O ₃
Solubilidad en mg/L	7,60	3,00	2,53 veces
Solubilidad en moles/L	2,375x10 ⁻⁴	6,250x10 ⁻⁵	3,80 veces

Fuente: Elaboración propia

Si se toma en cuenta la solubilidad del ozono y del oxígeno molecular en el agua, también se encuentra otra razón interesante para creer que el ozono es una molécula cíclica (tabla 2). Como se puede apreciar, resulta que de acuerdo a los datos experimentales (Engineering ToolBox -Air solubility in water. 2014; Lenntech. Water treatment solutions 2014), se tiene que la solubilidad del oxígeno en el agua en mg/L o ppm es 2,53 veces más que la del ozono; si esto se lleva a solubilidad molar se incrementa a 3,80 veces. ¿Cómo una molécula totalmente simétrica y lineal como el O₂ puede ser más soluble, en un solvente polar como el agua, que el O₃ que es angular y con cargas formales parciales de +1 y -1? Este hecho no resiste a la razón; sin embargo con una estructura cíclica y apolar del ozono esto es totalmente coherente.

Para el caso del SO₂, la cosa es casi igual; pero con unas pequeñas añadiduras. La literatura refiere que en el *modelo de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia* RPECC, los dobles enlaces se tratan como si fueran enlaces sencillos, por lo tanto la molécula

de SO₂ se puede visualizar con el azufre como átomo central y con “tres pares de electrones” (ojo que el doble enlace se trata como si fuera un enlace simple), por lo tanto, de estos tres pares dos pares son enlazantes y un par es libre. Por otro lado la literatura también señala que la distribución de los “tres pares” de electrones es plana y trigonal; pero debido a que uno de los pares de electrones es un par libre, la molécula tiene forma angular, tal como se detalla en la parte inferior izquierda de la Fig 2. Por último se menciona que debido a que la repulsión *par libre contra par enlazante* es mayor que la repulsión entre *par enlazante contra par enlazante*, los dos enlaces azufre – oxígeno se acercan ligeramente y el ángulo O-S-O es menor a 120° (Chang 1999; Garritz y Chamizo 1998). Hasta aquí lo que dice la literatura.

Si se hace un análisis respecto a la estructura cíclica del SO₂, se verá que hay muchas coincidencias respecto al párrafo anterior, pero con una explicación diferente. Lo primero que se debe observar es *lo que es y lo que no es*. Esto en referencia a que el doble enlace se trata como un enlace simple; pero no es simple porque es doble enlace y así por el estilo. Por otro lado, según la repulsión entre pares libres y enlazados, resulta que los oxígenos se acercan y por eso el ángulo es menor de 120°. Esto es algo que realmente no convence, pues ¿cómo dos oxígenos que son los más electronegativos de la tabla periódica, (después del Flúor), pueden acercarse uno al otro, teniendo uno de los oxígenos dos pares libres de electrones y el otro tres pares libres de electrones? Esto es razonable para los átomos de hidrógeno en la molécula de agua o para los átomos de hidrógeno en la molécula del sulfuro de hidrógeno, en donde los hidrógenos carecen de pares libres de electrones; pero no para el dióxido de azufre. Pues bien, una vez más la estructura cíclica viene a solucionar estos ininteligibles. Primero que los enlaces son tales como son y no se trata un doble enlace como si fuera un enlace simple para ciertas conveniencias. Segundo, que los oxígenos son iguales y se repelen debido a sus pares libres de electrones y de forma simétrica. Tercero, que el ángulo de enlace O-S-O es ligeramente menor a 120° porque el tamaño del átomo de azufre es mayor que el de los oxígenos, en consecuencia el enlace azufre – oxígeno tiene que ser más largo que el enlace oxígeno – oxígeno y, por lo tanto, este último enlace que es más corto, hace que los oxígenos *relativamente* se acerquen un poco y concuerda perfectamente con el hecho de que el enlace O-S-O sea menor de 120°, amén de que en este triángulo los ángulos no pueden ser iguales, como ocurre con el ozono, debido a que el átomo de azufre es más grande que el átomo de oxígeno y, por lo mismo, genera una suerte de triángulo isósceles que explica esa pequeña distorsión en el ángulo del átomo de azufre y hace que sea ligeramente menor a 120°. Por lo demás, como ya se dijo, es casi lo mismo que el ozono.

En el caso de la pirita no es fácil de comprender cómo el hierro puede combinarse con dos azufres. En la química clásica esto exigiría que el Fe tenga un estado de oxidación de +4, lo cual no es verdad, pues todas las tablas

periódicas mencionan que los estados de oxidación del Fe son +2 y +3 y con 6 para compuestos de coordinación (Chang 1999). Pero si se considera una estructura cíclica como la indicada en la parte derecha de la Fig 3, esto se explica perfectamente, ya que de este modo la capacidad de combinación del Fe es +2 y del ión disulfuro es -2, generando un enlace divalente de tendencia iónica; pero con un enlace covalente perfectamente razonable entre los átomos de azufre.



Figura 5

Otro caso que reviste especial importancia es el caso del protóxido de nitrógeno, monóxido de dinitrógeno u óxido nitroso, indicado en la Fig. 4. La literatura menciona que es una molécula lineal y, de acuerdo a la química clásica, el estado de oxidación del nitrógeno en la molécula sería +1. También se indica que tiene dos formas resonantes, tal como se indica en la Fig. 5; que el enlace entre los nitrógenos mide 112,6 pm y que el enlace entre el nitrógeno central y el oxígeno mide 118,6 pm (Wikipedia, la enciclopedia libre 2014). ¿Cómo se puede entender racionalmente esto? Analicemos. Primero que no son formas resonantes simétricas, pues el enlace nitrógeno - nitrógeno es diferente al enlace nitrógeno - oxígeno. Entonces ¿qué valor de resonancia se le asigna a cada posibilidad? Para el caso del ozono, por lo menos para este propósito, se le asigna el valor de $\frac{1}{2}$ a cada forma resonante, porque este compuesto es *simétrico en sus formas resonantes*; pero para el caso del N_2O ¿acaso serían valores fraccionarios diferentes de $\frac{1}{2}$, aun tratándose solamente de dos formas resonantes? Una vez más y con mayor acierto aquí sí cabe perfectamente la *resonancia como una invención humana* (Chang 1999), para justificar hechos que la naturaleza y la razón en sí mismas no la resisten. Por otro lado, si fuera así ¿cómo se explicaría las longitudes de enlaces diferentes entre los nitrógenos y entre el nitrógeno central y el oxígeno? Porque haciendo un *silogismo* o, mejor dicho, un “sin logismo” ¿el triple enlace sería igual al doble enlace y el doble enlace igual al enlace simple y por lo tanto el triple enlace igual al enlace simple? ¿Cómo se explicaría que en una de sus formas resonantes, donde se presentan dos dobles enlaces, como el indicado en la parte derecha de la Fig 5, tengan longitudes de enlace tan diferentes, por lo menos para ese nivel picométrico? Para la “justificación del ozono”, que no es tan justificable, por lo menos son “formas equivalentes” entre elementos y enlaces; pero ciertamente no es así en este caso. Entonces... ¿volvemos al hecho de que es y no es y que a veces es grifón mítico y a veces es unicornio también mítico; pero que en realidad es un rinoceronte; pero que tampoco existe? (Chang 1999); y para que la carga formal concuerde en algo, en la

estructura de la izquierda de la Fig 5, el nitrógeno central no tiene par libre y el oxígeno tiene tres pares libres y para la estructura de la derecha de la misma figura, el nitrógeno central no tiene par libre y el nitrógeno de la izquierda dos pares libres, o sea forzar las cosas para que las reglas de Lewis se cumplan de cualquier manera o a como dé lugar, cuando estos mismos principios se pueden cumplir si se le da un enfoque diferente a esta estructura, es decir una estructura cíclica como la indicada a la derecha en la Fig 4.

Así se puede seguir haciendo toda una serie de análisis que conducen a lo mismo, como por ejemplo lo que ocurre con los óxidos de nitrógeno que se conocen y que se indican en la tabla 3. Como se puede ver, en las estructuras propuestas no hay especies resonantes, la carga formal es cero para todos los elementos y en todos los casos se cumple con las reglas de Lewis. Por otro lado, el nitrógeno tiene solo una capacidad de combinación que es 3 y conserva su par electrónico libre en todos los casos. Adicionalmente, respecto a la tabla 3, quiero añadir que los libros mencionan y los experimentos demuestran que el NO es altamente reactivo y que es considerado como un radical libre, por tal motivo normalmente se le representa como NO^* . En efecto lo es, pues en la estructura propuesta tiene un electrón desapareado y como tal es un radical libre (Chang 1999).

En realidad las leyes de la naturaleza no son tan complicadas, no espera que inventemos nada, porque desde el principio ya todo está hecho; lo único que nuestra tarea exige es explicar racionalmente los secretos que guarda. Por eso, siendo coherente con el objetivo principal de este artículo, las estructuras cíclicas sí explican perfectamente las objeciones hechas aquí, pues claramente se puede decir que no existen formas resonantes, el doble enlace es más corto que el enlace simple y la carga formal de la molécula es cero.

Es probable que estos razonamientos para muchos no sean convincentes, tal vez sea necesario hacer un nuevo enfoque de investigación experimental considerando estos supuestos; el tiempo lo dirá si lo que se propone aquí es valedero o no, si la respuesta es afirmativa, humildemente quedaré regocijado sabiendo que, como ya lo he dicho, el hombre no inventa ninguna ley natural, sólo se limita a descubrirla y/o entenderla y/o explicarla, del mismo modo como lo hizo Lewis. Reitero una vez más que en este artículo no se modifica ni invalida los principios de Lewis, sólo se trata de entenderla de un modo diferente, de una forma un poco más amigable con la razón; pero si lo que aquí se propone es una equivocación, creo firmemente que por lo menos los cuestionamientos son valederos y en algún otro tiempo otra explicación será plausible, porque las explicaciones actuales no resisten muchos de estos cuestionamientos. La historia nos demuestra que el conocimiento es dialéctico, sino considérese todos los estudios hechos al benceno cuando inicialmente se pensó que era una estructura abierta, para finalmente dilucidarla y entender que se trataba de una estructura cíclica que ahora aceptamos (Streitwieser,

A Jr. y Heathcock 1979; McMurry 2001), al igual que otras estructuras cíclicas de la química orgánica. Es justo señalar que, para el caso del benceno y sus derivados, la resonancia sí es totalmente razonable y justificable, pues se trata de enlaces π conjugados (Wade 1991) y, por lo tanto, responde a los experimentos y la razón. Como

otro ejemplo veamos el caso del S_8 que ahora es aceptado como una estructura cíclica de 8 átomos de azufre y con hibridación sp^3 para cada uno de los átomos de azufre (Brown et al. 1997; Kotz et al. 2005.).

Tabla 3

Fórmula	Nomenclatura	Valencia del N	Estructura tradicional	Estructura propuesta
N_2O	Monóxido de <u>dinitrógeno</u>	I	$N \equiv N^+ - O^- \leftrightarrow ^- N = N^+ = O$	
NO	Monóxido de nitrógeno	II	$N \equiv O$	
N_2O_3	Trióxido de <u>dinitrógeno</u>	III		
N_2O_4	Tetraóxido de <u>dinitrógeno</u>	IV		
NO_2	Dióxido de nitrógeno	IV		
N_2O_5	Pentaoxido de <u>dinitrógeno</u>	V		

4. Conclusiones

Así pues la conclusión final es que las reglas de Lewis siguen vigentes en la actualidad y para los fines del presente artículo, la única objeción es que las estructuras que se dan por aceptadas en la literatura actual no son lo suficientemente convincentes para los cuestionamientos que aquí se han hecho; pero si se le da un nuevo enfoque, en donde, entre otras cosas, se le da especial atención a algunas formas cíclicas de dichas estructuras, entonces los principios de Lewis se cumplen con mucha mayor rigurosidad y racionalidad.

5. Agradecimientos

El autor agradece a los profesores Juan León Cam, Lisveth Flores del Pino, Ana Kitazono Sugahara, Elvito Villegas Silva y Víctor Caro Sánchez, todos ellos docentes del Departamento Académico de Química de la UNALM, por las buenas impresiones vertidas sobre este artículo y por

sus valiosas sugerencias para el perfeccionamiento del mismo. También a mi esposa Isabel Janeth López Mejía por su apoyo constante en mis quehaceres académicos.

6. Literatura citada

- American Chemical Society. QuimCom. 1998.** Química En la Comunidad. Addison Wesley Longman de México, S. A. de C. V. Pearson Educación. Segunda Edición. México. p. 167,168,474.
- Bloomfield, MM. 2001.** Química de los Organismos Vivos. Editorial Limusa, S. A. de C. V. México. p. 205 – 209.
- Brown, TL.; LeMay, HE. JR.; Bursten, BE. 1997.** Química. La Ciencia Central. Prentice Hall Hispanoamericana S. A. Séptima Edición. México. p. 255,256, 271-273.

- Cedrón, J.; Landa, V. and Robles, J. 2000.** Química General. Licencia Creative Commons. Pontificia Universidad Católica del Perú. Lima. Consultado el 20 ago. 2014. Disponible en <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/342-carga-formal>.
- Chang, R. 1999.** Química. McGraw–Hill Interamericana Editores, S. A. de C. V. Sexta Edición. México. p. 343 - 349, 368, 381, 854, 876 – 880.
- Di Risio, CD.; Roverano, M. y Vazquez, IM. 2006.** Química Básica. Editorial CCC Educando. Primera Edición. Buenos Aires. p. 151.
- Engineering ToolBox -Air solubility in water . 2014.** Consultado el 18 jun. 2014. Disponible en http://www.engineeringtoolbox.com/air-solubility-water-d_639.html.
- Garriz, A. y Chamizo, JA. 1998.** Química. Addison Wesley Longman de México, S. A. de C. V. México. p. 467 – 484.
- Hirsch, W. y Kobrak, MJ. 2007.** Lewis Structure Representation of Free Radicals Similar to ClO. Chemistry. Education. p. 84.
- Kotz, JC.; Treichel, PM. JR. y Weaver, GC. 2005.** Química y Reactividad Química. International Thomson Editores. Sexta Edición. México. p. 69.
- Lenntech. Water treatment solutions. 2014.** Consultado el 18 jun. 2014. Disponible en <http://www.lenntech.es/ozono-datos.htm>.
- Lewis, GN. 1916.** “The Atom and the Molecule”, *J. Am. Chem. Soc.* Consultado el 17 ago. 2014. Disponible en http://en.wikipedia.org/wiki/Lewis_structure.
- McMurry, J. 2001.** Química Orgánica. International Thomson Editores. Quinta Edición. México. p. 564.
- Moore, JW et al. 2000.** El Mundo de la Química. Addison Wesley Longman de México, S. A. de C. V. Segunda Edición. México. p. 356, 357.
- Morrison, RT.; Boyd, RN. 1985.** Química Orgánica. Fondo Educativo Interamericano, S. A. de C. V. Segunda Edición en Español. México. p. 395,396,402,407.
- Mortimer, CE. 1983.** Química. Grupo Editorial Iberoamérica. México. p. 74.
- Parkin, GJ. 2006.** Valence, Oxidation Number, and Formal Charge: Three Related but Fundamentally Different Concepts. Chemistry Education. p. 83.
- Petrucci, RH.; Harwood, WS. y Herring, FG. 2002.** Química General. Prentice Hall de Pearson Education. Octava Edición. España. p. 405,419,420,464.
- Redmore, F. H. 1981.** Fundamentos de Química. Prentice – Hall Hispanoamericana, S.A. México. p. 149.
- Shodor. 2008.** Lewis Diagrams and Structures. Developed by Shodor In cooperation with the Department of Chemistry. The University of North Carolina at Chapel Hill. Consultado el 17 ago. 2014. Disponible en <http://www.shodor.org/unchem/basic/lewis/>
- Streitwieser, A. JR. y Heathcock, CH. 1979.** Química Orgánica. Nueva Editorial Interamericana, S. A. de C. V. México. p. 569 – 573.
- Umland, JB. y Bellama, JM. 2000.** Química General. International Thomson Editores. Tercera Edición. México. p. 431 – 434.
- Wade, LG. 1991.** Química Orgánica. Prentice – Hall Hispanoamericana, S.A. México. Segunda Edición. p. 719 - 725.
- Wikipedia, la enciclopedia libre. 2014. Oxido de nitrógeno (I). Consultado el 18 jun. 2014. Disponible en http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%93xido_de_nitr%C3%B3geno_%28I%29