

Figuras históricas en Química: Gilbert Newton Lewis (1875-1946)

In a paper published in the Journal of the American Chemical Society, in 1916, Gilbert N. Lewis introduced the theory of the shared electron pair chemical bond and revolutionized chemistry. It is to honor this contribution that we often refer to "electron dot" structures as Lewis structures. However, he also made major contributions to other fields such as thermodynamics, isotope studies, and the interaction of light with substances. Of particular interest is the extension of his theory of bonding to a generalized theory of acids and bases. This theory, often referred to as Lewis acid-base theory.

G.N. Lewis was born in Massachusetts but raised in Nebraska. After learning his B.A. and Ph.D. at Harvard University, he began his academic career. In 1912 he was appointed Chairman of the Chemistry Department at the University of California, Berkeley, and he remained there for the rest of his life. Lewis felt that a chemistry department should both teach and advance fundamental chemistry, and he was not only a productive researcher but also a teacher who profoundly affected his students. Among his ideas was the use of large problem sets in teaching, an idea that is much in use today.



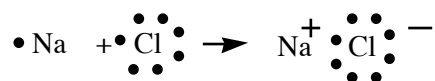
Estructuras de Lewis

Uno de los conceptos utilizados para describir la estructura electrónica de las moléculas es que un par de electrones compartidos entre dos átomos definen un enlace químico. Esta idea fue propuesta por G. Lewis en 1916. Linus Pauling propuso que el reparto de los electrones de valencia fuera por pares de electrones; estos pares pueden ser de enlace (compartidos por tanto por dos átomos) o solitarios (localizados sobre un único átomo). Para decidir cuál es la distribución electrónica más estable se propuso la conocida como Regla del Octeto.

Regla del octeto: los átomos tienden a completar su capa de valencia compartiendo electrones, ganando el número de electrones necesario para obtener las configuraciones electrónicas de gas noble (con la capa de valencia completamente llena). Para los elementos del segundo periodo esta configuración es la $2s^2 2p^6$ lo que supone 8 electrones en total (de ahí su nombre de regla del octeto). Los elementos pertenecientes a los siguientes periodos disponen de orbitales de tipo d que pueden ser ocupados sin un gran gasto energético y por tanto pueden ampliar el octeto pudiendo llegar hasta 18 electrones ($ns^2 np^6 n(n-1)d^{10}$)

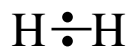
Ejemplos:

Compuestos iónicos: NaCl. En este caso el octeto se completa por donación total de un electron del Na al Cl.

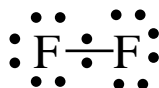


Compuestos covalentes:

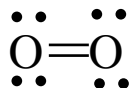
- Molécula de H_2 : en este caso cada átomo de H consigue la configuración electrónica (c.e.) de gas noble (He) si comparte su electrón (enlace sencillo):



- Molécula de F_2 : los dos átomos de F (con 7 electrones cada uno en su capa de valencia) comparten un par de electrones para alcanzar cada uno de ellos la configuración electrónica del Ne.

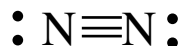


- Molécula de O_2 : Los dos átomos de O (con 6 electrones de valencia) necesitan compartir dos pares de electrones para alcanzar la configuración del Ne.



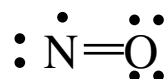
La compartición de dos pares de electrones da lugar a un enlace doble. Denominamos **orden de enlace** al número de pares de electrones compartidos. En este caso es dos.

- Molécula de N_2 : Los dos átomos de N (con 5 electrones de valencia) necesitan compartir 3 pares de electrones para alcanzar la c.e. del Ne.



La compartición de tres pares de electrones da lugar a un enlace triple. Orden de enlace (o.e.) = 3

- Molécula de NO: En este caso, el número total de electrones de valencia es impar ($11=5$ del N + 6 del O). Por tanto, no es posible que los dos átomos cumplan la regla del octeto. Es razonable admitir que sea el O el que complete al máximo su capa de valencia puesto que es el átomo más electronegativo. Por tanto la mejor estructura de Lewis que podemos sugerir es:



Excepciones a la regla del octeto. Como hemos dicho, sólo los elementos del 2º periodo cumplen estrictamente la regla del octeto. Los elementos de periodos superiores disponen de orbitales d de baja energía disponibles para alojar electrones sin un gran coste energético. Por ejemplo en la molécula de PCl_5 el P está enlazado a cinco átomos de Cl mediante 5 enlaces (compartición de 10 e⁻). Diremos que el P ha ampliado el octeto. La imposibilidad del N por ampliar el octeto explica la no existencia del compuesto análogo (NCl_5). La regla del octeto falla también para el B, que a menudo forma compuestos en los que su capa se llena con 6 electrones (por ejemplo el BF_3)

Cargas formales

Se define carga formal de un átomo como la diferencia entre el número de electrones de valencia que tiene el átomo neutro y el número de electrones que se le asocia en la estructura de Lewis. Este número se calcula como la suma de los electrones solitarios mas la mitad de los compartidos.

Ejemplo : estructura del $[\text{CN}]^-$.

$N_v(X)$ = número de electrones de valencia

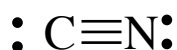
$$N_v(\text{C})=4$$

$$+ N_v(\text{N})=5$$

+ hay que tener en cuenta además la carga del ion (1)

$$\text{N}^\circ \text{ total de electrones de la molécula: } 4+5+1 \text{ (carga del ion)}=10$$

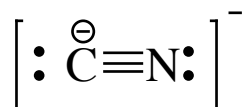
La única estructura de Lewis que cumple la regla del octeto implica un enlace triple:



El cálculo de las cargas formales (**CF**) asociada a cada átomo implica hacer una estimación de los electrones que se comparten (**Nc**) y de los que estan formando pares solitarios (**Nps**):

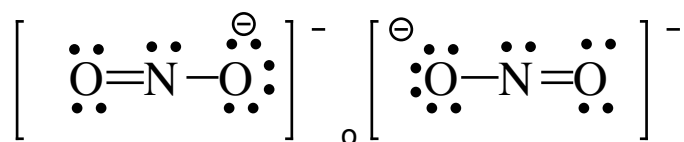
Sobre el C	Sobre el N
$N_v=4$	$N_v=5$
$N_{ps}=2$	$N_{ps}=2$
$N_c=6$	$N_c=6$
$CF=N_v-N_{ps}-N_c/2=-1$	$CF=N_v-N_{ps}-N_c/2=0$

Por tanto el C soporta una carga formal de -1 mientras que el N de 0. En la estructura de Lewis las cargas formales se simbolizan con el número encerrado en un círculo. La suma de cargas formales debe coincidir con la carga real del ion. Por tanto la estructura de Lewis definitiva es la siguiente:

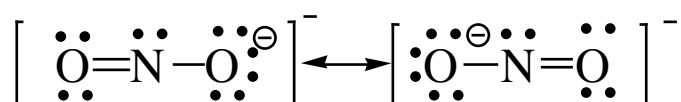


Resonancia

Hay moléculas para las que podemos imaginar más de una estructura de Lewis. Veamos por ejemplo el ion nitrito NO_2^- . Son dos las estructuras que verifican la regla del octeto:



Las dos estructuras sólo se diferencian en la posición del doble enlace, ambas tienen por tanto la misma energía y la misma probabilidad de existencia. Estudios estructurales de la molécula muestran que los dos enlaces N-O tienen igual longitud. Por tanto podemos concluir que una única estructura de Lewis no sería suficiente para describir adecuadamente este ion sino que debemos recurrir a estas dos estructuras (denominadas estructuras resonantes):



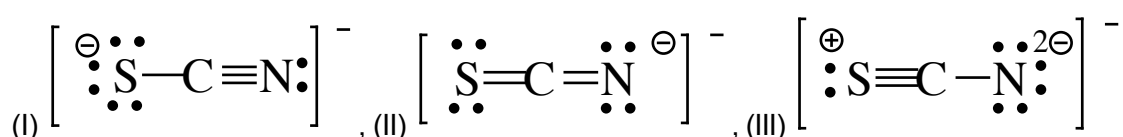
La estructura que resulta de la mezcla (al 50%, puesto que ambas son igualmente probables) de estas dos estructuras se denomina **híbrido de resonancia**. Este formalismo puede ayudar a racionalizar por que los dos enlaces N-O son idénticos y por qué su longitud es intermedia entre un enlace sencillo y uno doble.

Finalmente debemos recordar que pueden darse situaciones en las que es posible escribir varias estructuras resonantes con diferentes energías. El híbrido de resonancia continuará siendo una mezcla de todas estas estructuras, pero el peso de las estructuras más estables será evidentemente mayor. Para escribir las diferentes estructuras resonantes y estimar la importancia relativa de ellas en el híbrido de resonancia son útiles las siguientes directrices:

1. No cambiar las posiciones relativas de los núcleos.
2. Todas las estructuras deberán tener el mismo número de electrones desapareados.
3. Seguiremos la regla del octeto (sin olvidar que hay elementos que puede ampliarlo)

4. Son preferibles las estructuras en las que las cargas formales sean las mínimas posibles sobre todos los átomos. Si las hay, es preferible que las cargas formales negativas se localicen sobre los átomos más electronegativos y las positivas sobre los más electropositivos. Hay que evitar una gran separación de las cargas formales.

Cuando se presentan estructuras resonantes el orden de enlace puede ser un número no entero. Ejemplo: el ion sulfocianuro SCN^{-} :



La estructura (III) es la más inestable puesto que representa la molécula con una gran separación

de cargas formales. Las estructuras de más peso en el híbrido de resonancia serán la (I) y (II). De entre ellas podemos decir que la que contribuirá de forma más eficaz es la (II) puesto que sitúa la carga formal -1 sobre el átomo más electronegativo mientras que la (I) lo sitúa sobre el S. Por tanto el peso relativo de cada una de estas estructuras en el híbrido de resonancia sería el siguiente: (II)>(I)>>>(III). Para esta molécula el orden de enlace es: 4 pares de e- de enlace/2 uniones=2.

Reglas para la elucidación de estructuras de Lewis

- 1.- El hidrógeno solo puede rodearse de un máximo de 2 electrones; los elementos del segundo periodo de 8 y los del tercero y siguientes pueden ampliar el octeto hasta 12, 14, 16,
- 2.- Escribe una fórmula esqueleto en la que todos los átomos estén enlazados a través de pares de electrones a un átomo central (enlaces sencillos tipo ---). Este átomo central es normalmente el de mayor radio atómico (o el menos electronegativo). El H ha de ser siempre un átomo terminal.
- 3.- Suma los electrones de valencia de todos los átomos N_v . Si la molécula es iónica suma o resta el número de electrones equivalente a su carga real
- 4.- Calcula los electrones necesarios para que todos los átomos cumplan la regla del octeto **No**:
 $N_o = 8n$ (n =número de átomos)
- 5.- Calcula el número de electrones a compartir **Nc** necesarios para que se cumpla la regla del octeto:
 $N_c = N_o - N_v$
- 6.- Calcula el número de electrones que participan en enlaces $N_e = 2(n-1)$. Estos enlaces se representan mediante un guión
- 7.- a) Si $N_c = N_e$: la molécula tiene solamente enlaces --- .
b) Si $N_c > N_e$: hacen falta enlaces múltiples para cumplir la regla del octeto
c) Si $N_c < N_e$: el átomo central se rodea de más electrones de los necesarios es decir, amplía el octeto.

Esta regla se puede resumir de la siguiente forma. Calcula $N_e = N_c - N_e$.

Si $N_e > 0$ ---> habrá N_e electrones formando enlaces ---

Si $N_e < 0$ ---> el átomo central amplía el octeto en " N_e " electrones.

El enlace = se representa por un guión doble (=)

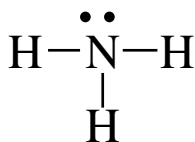
- 8.- Calcula el número de electrones que permanecen como pares solitarios **Nps**:
 $N_{ps} = N_v - N_c$ (ó N_e cuando se amplía el octeto).
 - 9.- Repartir los enlaces --- y = y los pares solitarios de manera que se cumpla la regla del octeto. Los pares solitarios se representan por un par de puntos asociados al átomo que al que pertenecen. Los distribuimos primero entre los átomos periféricos hasta completar un octeto alrededor de cada uno de ellos (con excepción del H). Si todavía nos quedan pares solitarios por asignar se sitúan sobre el átomo central como pares no enlazantes.
 - 10.- Calcula las cargas formales que soporta cada átomo:
 $CF = n^\circ e^- \text{ de valencia del átomo} - e^- \text{ solitarios que soporta el átomo} - (e^- \text{ compartidos}/2)$.
- Las cargas formales han de ser razonables: son preferibles estructuras de Lewis con las cargas formales mínimas y aquellas en las que los átomos más electronegativos soportan cargas formales negativas. Hay que intentar que las cargas formales se repartan y no haya dos cargas formales del mismo signo sobre átomos adyacentes.
- 11.- Comprobar la posibilidad de que existan estructuras resonantes. Podemos escribir estructuras de Lewis adicionales si hacemos que pares de electrones de los átomos periféricos pasen a ser pares de enlace formando enlaces dobles o triples (cuidando siempre de no violar la regla del octeto para los elementos del segundo periodo).

Ejemplos de estructuras de Lewis:

NH₃:

electrones de valencia	$N_v = 5 + 3 \cdot 1 = 8$	5 electrones del N; 1 por cada H
e. para cumplir la regla del octete	$N_o = 8 + 3 \cdot 2 = 14$	
e compartidos	$N_c = N_o - N_v = 6$	
e necesarios para formar el esqueleto \square	$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6$	se forman 3 enlaces \square . Como $N_{\square} = N_c$ no se pueden formar enlaces \square .
	$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$	
los electrones restantes quedan formando pares solitarios	$N_{ps} = N_v - N_c = 8 - 6 = 2$	

la estructura de Lewis queda como sigue:



y las cargas formales sobre cada átomo:

$$CF(\text{N}) = N_v(\text{N}) - N_{ps}(\text{N}) - N_c/2 = 5 - 2 - 6/2 = 0$$

$$CF(\text{H}) = N_v(\text{H}) - N_{ps}(\text{H}) - N_c/2 = 1 - 0 - 2/2 = 0$$

NH₄⁺:

$$N_v = 5 + 4 \cdot 1 - 1 = 8$$

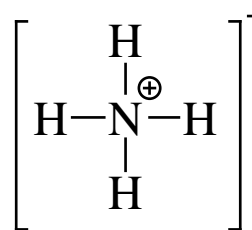
$$N_o = 8 + 4 \cdot 2 = 16$$

$$N_c = N_o - N_v = 8, \text{ 4 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (5-1) = 8, \text{ 4 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 0$$



y las cargas formales sobre cada átomo:

$$CF(\text{N}) = N_v(\text{N}) - N_{ps}(\text{N}) - N_c/2 = 5 - 0 - 8/2 = +1$$

$$CF(\text{H}) = N_v(\text{H}) - N_{ps}(\text{H}) - N_c/2 = 1 - 0 - 2/2 = 0$$

Nota: lo mas habitual es que el átomo central sea el menos electronegativo pero el H no puede ser nunca central debido a que no puede formar mas de un enlace ($\square N > \square H$)

HF:

$$N_v = 7 + 1 = 8$$

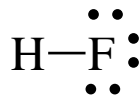
$$N_o = 8 + 2 = 10$$

$$N_c = N_o - N_v = 2$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (2-1) = 2, \text{ 1 enlace } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 6, \text{ 3 PS}$$



$$CF(F) = N_v(F) - N_{ps}(F) - N_c/2 = 7 - 6 - 2/2 = 0$$

$$CF(H) = N_v(H) - N_{ps}(H) - N_c/2 = 1 - 0 - 2/2 = 0$$

H₂O:

$$N_v = 6 + 2 = 8$$

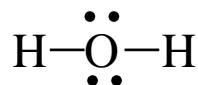
$$N_o = 8 + 2 \cdot 2 = 12$$

$$N_c = N_o - N_v = 4, \text{ 2 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (3-1) = 4, \text{ 2 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 4, \text{ 2 PS}$$



CH₄:

$$N_v = 4 + 4 \cdot 1 = 8$$

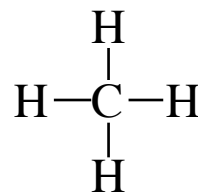
$$N_o = 8 + 4 \cdot 2 = 16$$

$$N_c = N_o - N_v = 8, \text{ 4 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (5-1) = 8, \text{ 4 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 8, \text{ 0 PS}$$



NF₃:

$$N_v = 5 + 7 \cdot 3 = 26$$

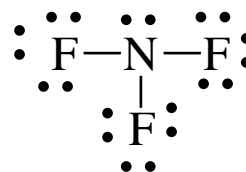
$$N_o = 8 \cdot 4 = 32$$

$$N_c = N_o - N_v = 32 - 26 = 6, \text{ 3 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6, \text{ 3 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 20, \text{ 10 PS}$$



NO_3^- :

$$N_v = 5 + 3 \cdot 6 = 24$$

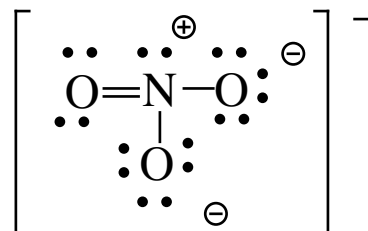
$$N_o = 8 \cdot 4 = 32$$

$$N_c = N_o - N_v = 32 - 24 = 8, \text{ 4 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6, \text{ 3 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 2, \text{ 1 enlace } \square$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 16, \text{ 8 PS}$$



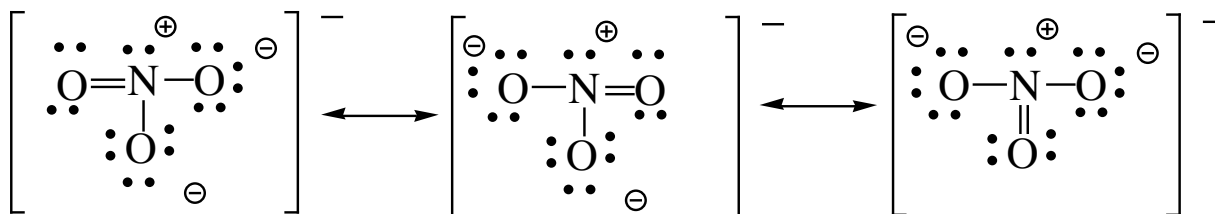
las cargas formales:

$$CF(N) = N_v(N) - N_{ps}(N) - N_c/2 = 5 - 0 - 8/2 = 1$$

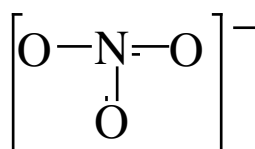
$$CF(O) = N_v(O) - N_{ps}(O) - N_c/2 = 6 - 4 - 4/2 = 0$$

$$CF(O') = N_v(O') - N_{ps}(O') - N_c/2 = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

en este caso podemos imaginar 3 estructuras resonantes:



el orden de enlace es: $(4/3)$. El híbrido de resonancia se puede representar de esta forma (en la que la línea discontinua representa que el enlace esta deslocalizado (resonando) entre diversas posiciones):



[ClO₄]⁻:

$$N_v = 7 + 4 \cdot 6 + 1 = 32$$

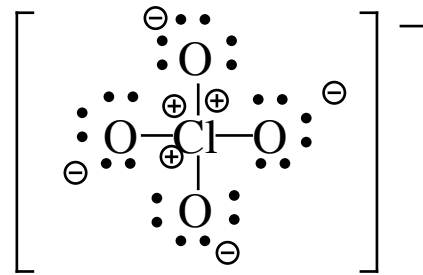
$$N_o = 8 \cdot 5 = 40$$

$$N_c = N_o - N_v = 40 - 32 = 8, \text{ 4 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (5-1) = 8, \text{ 4 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0, \text{ 0 enlace } \square$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 24, \text{ 12 PS}$$



(I)

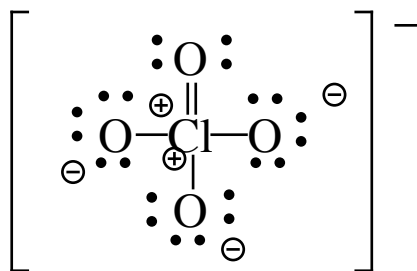
$$CF(Cl) = N_v(Cl) - N_{ps}(Cl) - N_c/2 = 7 - 0 - 8/2 = +3$$

$$CF(O) = N_v(O) - N_{ps}(O) - N_c/2 = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

Desde un punto de vista electrostático, los sistemas que presentan una gran separación de cargas eléctricas son poco estables. En general por tanto se prefieren estructuras de Lewis en las que los átomos tengan cargas formales 0 o a lo sumo ± 1 . Por tanto esta estructura será poco probable.

Veamos como podemos refinarla para llegar a distribuciones electrónicas más razonables

El Cl pertenece al 3er periodo y por tanto puede ampliar el octeto. Puede alojar más de 8 electrones. Uno de los átomos de O periféricos puede ceder un par de electrones (PS) que contribuyan a un doble enlace:



(II)

Podemos recalculer las cargas formales:

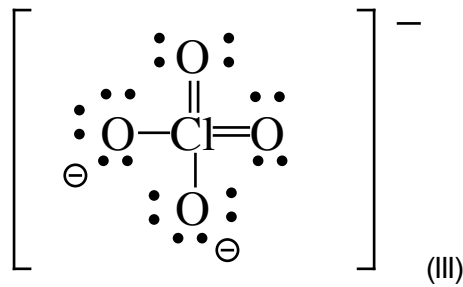
$$CF(Cl) = N_v(Cl) - N_{ps}(Cl) - N_c/2 = 7 - 0 - 10/2 = +2$$

$$CF(O) = N_v(O) - N_{ps}(O) - N_c/2 = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

$$CF(O') = N_v(O) - N_{ps}(O) - N_c/2 = 6 - 4 - 4/2 = 0$$

Esta distribución electrónica todavía presenta una elevada separación de cargas y por tanto cabe esperar que sea poco estable.

El proceso de cesión electrónica desde los O periféricos hacia el Cl para formar nuevos enlaces puede continuar:

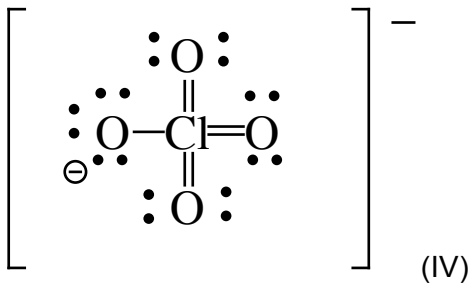


y las nuevas cargas formales son:

$$CF(\text{Cl}) = N_v(\text{Cl}) - N_{ps}(\text{Cl}) - N_c/2 = 7 - 0 - 12/2 = +1$$

$$CF(\text{O}) = N_v(\text{O}) - N_{ps}(\text{O}) - N_c/2 = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

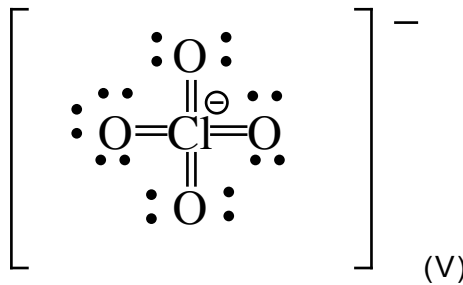
$$CF(\text{O}') = N_v(\text{O}) - N_{ps}(\text{O}) - N_c/2 = 6 - 4 - 4/2 = 0$$



$$CF(\text{Cl}) = N_v(\text{Cl}) - N_{ps}(\text{Cl}) - N_c/2 = 7 - 0 - 14/2 = 0$$

$$CF(\text{O}) = N_v(\text{O}) - N_{ps}(\text{O}) - N_c/2 = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

$$CF(\text{O}') = N_v(\text{O}) - N_{ps}(\text{O}) - N_c/2 = 6 - 4 - 4/2 = 0$$

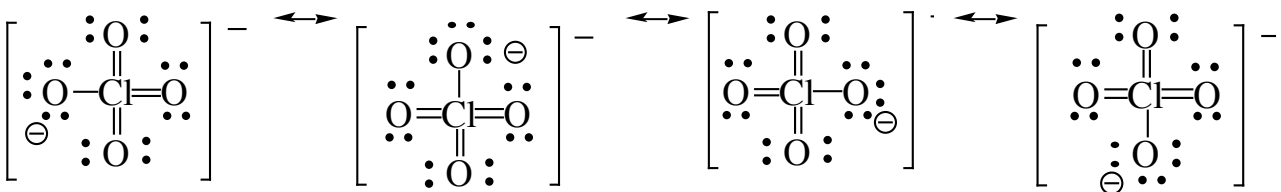


$$CF(\text{Cl}) = N_v(\text{Cl}) - N_{ps}(\text{Cl}) - N_c/2 = 7 - 0 - 16/2 = -1$$

$$CF(\text{O}') = N_v(\text{O}) - N_{ps}(\text{O}) - N_c/2 = 6 - 4 - 4/2 = 0$$

Las estructuras (III), (IV) y (V) son correctas desde el punto de vista de una distribución electrónica adecuada. La decisión sobre cual es la más representativa no es fácil. Podemos recurrir al siguiente argumento electrostático: en una esfera conductora, las cargas eléctricas se sitúan en la superficie. Según este argumento aquella distribución que coloque las cargas formales negativas sobre los átomos periféricos (la número IV) podemos pensar que será la mas estable.

No debemos olvidar que cada una de las estructuras anteriormente descritas (II), (III), (IV) i (V) presentan estructuras resonantes. Por ejemplo para la (IV) tenemos las siguientes



PCl₃: (isoelectrónica con el NH₃)

$$N_v = 5 + 7 \cdot 3 = 26$$

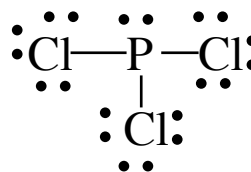
$$N_o = 8 \cdot 4 = 32$$

$$N_c = N_o - N_v = 32 - 26 = 6, \text{ 3 pares de enlace}$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6, \text{ 3 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 20, \text{ 10 PS}$$



ICl₄⁻:

$$N_v = 5 \cdot 7 = 35$$

$$N_o = 5 \cdot 8 = 40$$

$$N_c = N_o - N_v = 40 - 36 = 4,$$

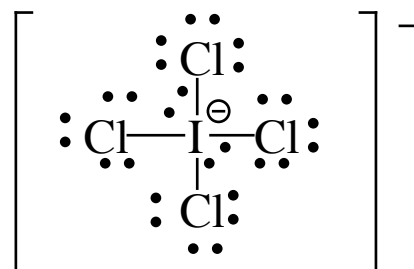
$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (5-1) = 8, \text{ 4 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 4 - 8 = -4, \text{ amplia el octeto en dos pares}$$

$$N_{ps} = N_v - N_{\square} = 36 - 8 = 28, \text{ 14 pares solitarios}$$

$$CF(I) = 7 - 4 - 8/2 = -1$$

$$CF(Cl) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$



ClF₃:

$$N_v = 4 \cdot 7 = 28$$

$$N_o = 4 \cdot 8 = 32$$

$$N_c = N_o - N_v = 32 - 28 = 4$$

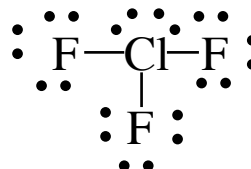
$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6, \text{ 3 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 4 - 6 = -2, \text{ amplia el octeto en 1 par de electrones}$$

$$N_{ps} = N_v - N_{\square} = 28 - 6 = 22, \text{ 11 pares solitarios}$$

$$CF(Cl) = 7 - 4 - 6/2 = 0$$

$$CF(F) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$



OSF₄:

Como átomo central colocamos al S.

$$N_v = 6 \cdot 2 + 4 \cdot 7 = 40$$

$$N_o = 6 \cdot 8 = 48$$

$$N_c = N_o - N_v = 48 - 40 = 8$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (6-1) = 10, \text{ 5 enlaces } \square$$

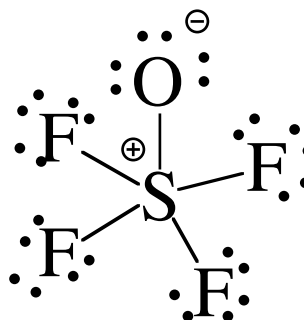
$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 8 - 10 = -2, \text{ amplia el octeto en un par}$$

$$N_{ps} = N_v - N_{\square} = 40 - 10 = 30, \text{ 15 pares solitarios}$$

$$CF(O) = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

$$CF(S) = 6 - 0 - 10/2 = 1$$

$$CF(F) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$

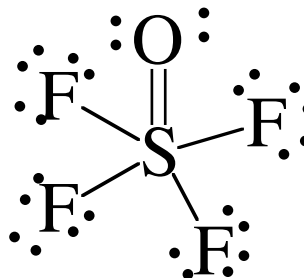


hay otra distribución posible que no sitúa cargas formales sobre ningún átomo y que por lo anteriormente expuesto será la preferida:

$$CF(O) = 6 - 4 - 4/2 = 0$$

$$CF(S) = 6 - 0 - 12/2 = 0$$

$$CF(F) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$



F₄⁻:

$$N_v = 5 \cdot 7 + 1 = 36$$

$$N_o = 5 \cdot 8 = 40$$

$$N_c = N_o - N_v = 40 - 36 = 4$$

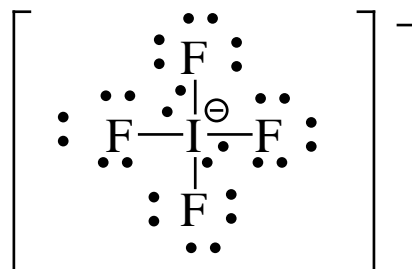
$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (5-1) = 8, \text{ 4 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 4 - 8 = -4, \text{ amplia el octeto con dos pares}$$

$$N_{ps} = N_v - N_{\square} = 36 - 8 = 28, \text{ 14 pares solitarios}$$

$$CF(I) = 6 - 6 - 2/2 = -1$$

$$CF(F) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$



XeOF₄:

El átomo central es el Xe:

- porque es el menos electronegativo.
- porque es el mas voluminoso
- O y F pertenecen al 2 periodo y no pueden formar nunca 5 enlaces □.

$$N_v = 8 + 6 + 4 \cdot 7 = 42$$

$$N_o = 6 \cdot 8 = 48$$

$$N_c = N_o - N_v = 48 - 42 = 6$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (6-1) = 10, 5 \text{ enlaces } \square$$

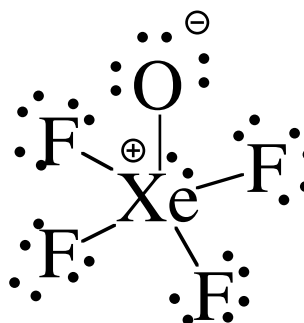
$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 6 - 10 = -4, \text{ amplia el octeto con 2 pares}$$

$$N_{ps} = N_v - N_{\square} = 42 - 10 = 32, 16 \text{ pares solitarios}$$

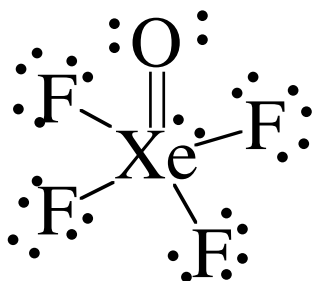
$$CF(\text{Xe}) = 8 - 2 - 10/2 = +1$$

$$CF(\text{F}) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$

$$CF(\text{O}) = 6 - 6 - 2/2 = -1$$



se prefieren distribuciones con cargas formales 0; por tanto podemos imaginar otra distribución electrónica:



cuyas cargas formales son:

$$CF(\text{Xe}) = 8 - 2 - 12/2 = 0$$

$$CF(\text{F}) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$

$$CF(\text{O}) = 6 - 4 - 4/2 = -1$$

XeO₃:

$$N_v = 8 + 3 \cdot 6 = 26$$

$$N_o = 4 \cdot 8 = 32$$

$$N_c = N_o - N_v = 32 - 26 = 6$$

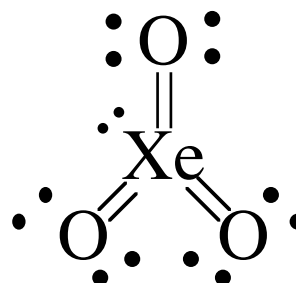
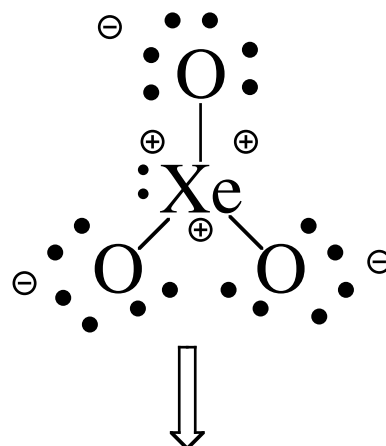
$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (4-1) = 6, \text{ 3 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 6 - 6 = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 42 - 6 = 20, \text{ 10 pares solitarios}$$

$$CF(\text{Xe}) = 8 - 2 - 6/2 = +3$$

$$CF(\text{O}) = 6 - 6 - 2/2 = -1$$



ICl₂⁺: el átomo central es el I.

$$N_v = 7 \cdot 3 - 1 = 20$$

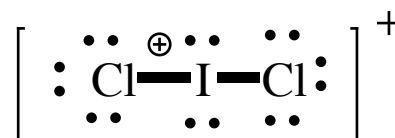
$$N_o = 3 \cdot 8 = 24$$

$$N_c = N_o - N_v = 24 - 20 = 4$$

$$N_{\square} = 2(n-1) = 2 \cdot (3-1) = 4, \text{ 2 enlaces } \square$$

$$N_{\square} = N_c - N_{\square} = 4 - 4 = 0$$

$$N_{ps} = N_v - N_c = 20 - 4 = 16, \text{ 8 pares solitarios}$$



$$CF(\text{I}) = 7 - 4 - 4/2 = +1$$

$$CF(\text{Cl}) = 7 - 6 - 2/2 = 0$$