

ESTRUCTURAS DE LEWIS

Estructuras de Lewis con la regla del octeto

En moléculas e iones moleculares muy simples, podemos escribir las estructuras de Lewis simplemente emparejando los electrones no pareados de los átomos que las componen.

En moléculas e iones moleculares más complicados, es útil seguir el procedimiento paso a paso que se describe aquí:

Pasos para escribir estructuras de Lewis:

Determina el número total de electrones de valencia (capa externa). Para los cationes, reste un electrón por cada carga positiva. Para los aniones, añade un electrón por cada carga negativa.

Dibuja una estructura de esqueleto de la molécula o del ion, disponiendo los átomos alrededor de un átomo central. (Por lo general, el elemento menos electronegativo se coloca en el centro). Conecta cada átomo al átomo central con un enlace simple (un par de electrones).

Distribuye los electrones restantes como pares solitarios en los átomos terminales (excepto el hidrógeno), completando un octeto alrededor de cada átomo.

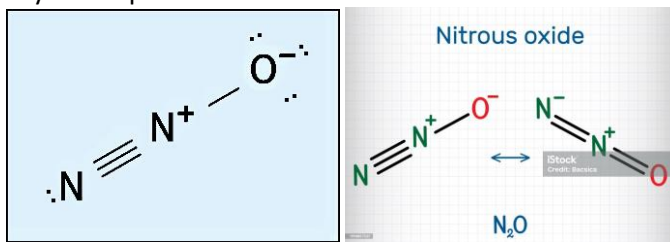
Coloca todos los electrones restantes en el átomo central.

Reordena los electrones de los átomos exteriores para hacer enlaces múltiples con el átomo central a fin de obtener octetos cuando sea posible.

Un caso particular N₂O (Óxido nitroso, el gas de la risa)

En general, los elementos menos electronegativos tienen más probabilidades de ser átomos centrales. Luego no es el O, sino el N: N-N-O

Hay varias posibilidades

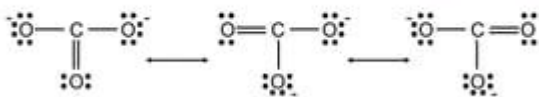


Cuando hay varias posibilidades se dice que hay resonancia

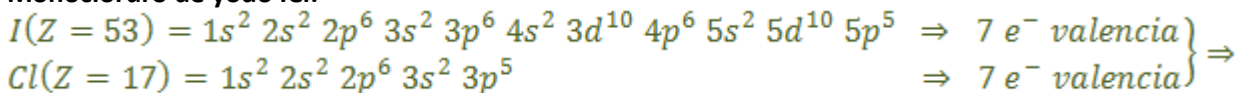
Una **estructura de resonancia** es una de dos o más estructuras de Lewis para una sola molécula que no se puede representar exactamente con una sola estructura de Lewis.



¿Cuáles son las estructuras de resonancia del ion carbonato (CO₃²⁻)?



Monocloruro de yodo ICl:

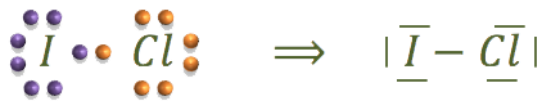


$$\Rightarrow 7 \cdot 1 + 7 \cdot 1 = 14 e^-$$

$$\text{Necesitamos: } 2 \cdot 8 = 16 e^-$$

$$16 - 14 = 2 e^- \text{ enlace} \Rightarrow 1 \text{ par electrónico enlace}$$

$$14 - 2 = 12 \Rightarrow 6 \text{ pares electrónicos no enlazantes}$$



Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) H₂O₂:

$$\left. \begin{array}{l} H(Z = 1) = 1s^1 \Rightarrow 1 e^- \text{ valencia} \\ O(Z = 8) = 1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6 e^- \text{ valencia} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 \cdot 2 + 6 \cdot 2 = 14 e^-$$

$$\text{Necesitamos: } 2 \cdot 8 + 2 \cdot 2 = 20 e^-$$

$$20 - 14 = 6 e^- \text{ enlace} \Rightarrow 3 \text{ pares electrónicos enlace}$$

$$14 - 6 = 8 \Rightarrow 4 \text{ pares electrónicos no enlazantes}$$



Anión hidroxilo OH⁻: Cuando tenemos un anión debemos sumar un electrón, debido a la carga negativa, a los electrones que ya tienen los átomos que forman parte de la molécula. Por el resto procedemos igual que antes:

$$\left. \begin{array}{l} H(Z = 1) = 1s^1 \Rightarrow 1 e^- \text{ valencia} \\ O(Z = 8) = 1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6 e^- \text{ valencia} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 \cdot 1 + 6 \cdot 1 = 7 + 1 = 8 e^-$$

$$\text{Necesitamos: } 1 \cdot 8 + 1 \cdot 2 = 10 e^-$$

$$10 - 8 = 2 e^- \text{ enlace} \Rightarrow 1 \text{ par electrónico enlace}$$

$$8 - 2 = 6 \Rightarrow 3 \text{ pares electrónicos no enlazantes}$$

En los iones para representar la molécula, se suele poner ésta entre corchetes y ponemos fuera la carga:



Ion hidronio H₃O⁺, es un catión, tiene carga positiva, debemos restar un electrón al número total que tienen los átomos de la molécula:

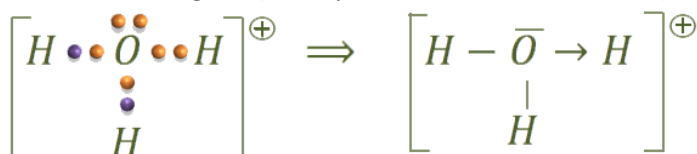
$$\left. \begin{array}{l} H(Z = 1) = 1s^1 \Rightarrow 1 e^- \text{ valencia} \\ O(Z = 8) = 1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6 e^- \text{ valencia} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 \cdot 3 + 6 \cdot 1 = 9 - 1 = 8 e^-$$

$$\text{Necesitamos: } 1 \cdot 8 + 3 \cdot 2 = 14 e^-$$

$$14 - 8 = 6 e^- \text{ enlace} \Rightarrow 3 \text{ pares electrónicos enlace}$$

$$8 - 6 = 2 \Rightarrow 1 \text{ pares electrónicos no enlazantes}$$

Cabe destacar que esta molécula tiene un enlace covalente dativo (el enlace indicado con una flecha), porque todos los enlaces están formados por un electrón de cada uno de los átomos, pero ese está formado con dos electrones que pertenecen al oxígeno (es un préstamo de 1 e⁻ del O al H):



Ion hidrogenosulfuro HS⁻:

$$\left. \begin{array}{l} H(Z = 1) = 1s^1 \Rightarrow 1 e^- \text{ valencia} \\ S(Z = 16) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \Rightarrow 6 e^- \text{ valencia} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 \cdot 1 + 6 \cdot 1 = 7 + 1 = 8 e^-$$

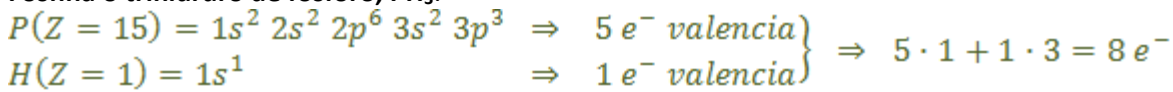
$$\text{Necesitamos: } 1 \cdot 8 + 1 \cdot 2 = 10 e^-$$

$$10 - 8 = 2 e^- \text{ enlace} \Rightarrow 1 \text{ par electrónico enlace}$$

$$8 - 2 = 6 \Rightarrow 3 \text{ pares electrónicos no enlazantes}$$



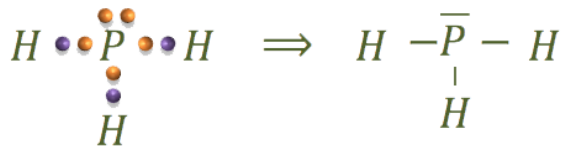
Fosfina o trihidruro de fósforo, PH₃:



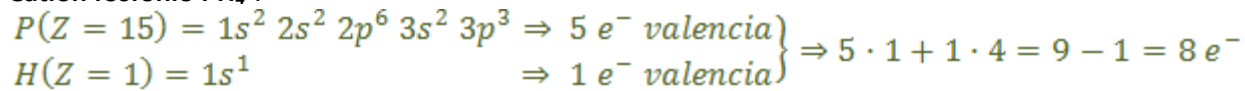
Necesitamos: 1 · 8 + 3 · 2 = 14 e⁻

14 - 8 = 6 e⁻ enlace ⇒ 3 pares electrónicos enlace

8 - 6 = 2 ⇒ 1 pares electrónicos no enlazantes



Catión fosfonio PH₄⁺:

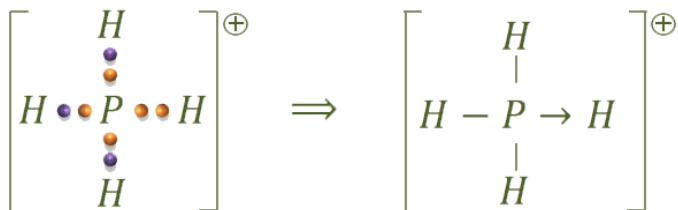


Necesitamos: 1 · 8 + 4 · 2 = 16 e⁻

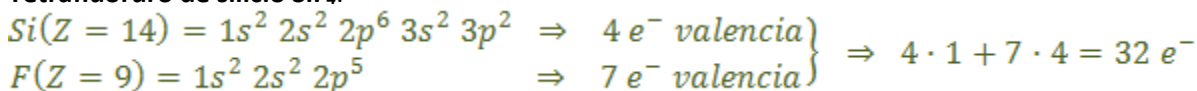
16 - 8 = 8 e⁻ enlace ⇒ 4 pares electrónicos enlace

8 - 8 = 0 ⇒ 0 pares electrónicos no enlazantes

En este caso sucede lo mismo que con el ion hidronio, tenemos un enlace covalente dativo, ya que el par de electrones de ese enlace los pone el fósforo:



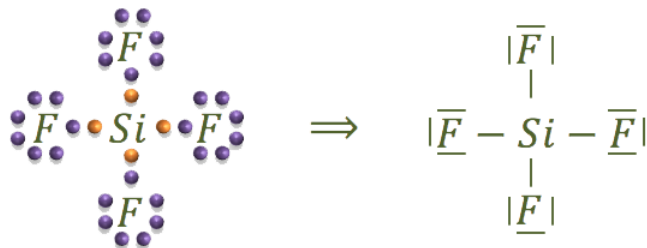
Tetrafluoruro de silicio SiF₄:



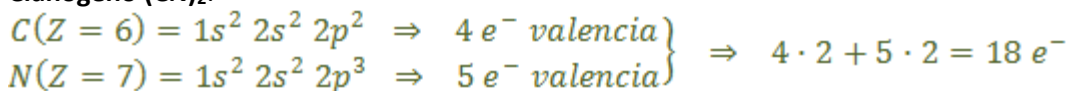
Necesitamos: 5 · 8 = 40 e⁻

40 - 32 = 8 e⁻ enlace ⇒ 4 pares electrónicos enlace

32 - 8 = 24 ⇒ 12 pares electrónicos no enlazantes



Cianógeno (CN)₂:



Necesitamos: $4 \cdot 8 = 32 e^-$

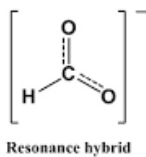
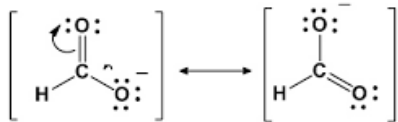
$32 - 18 = 14 e^-$ enlace \Rightarrow 7 pares electrónicos enlace

$18 - 14 = 4 \Rightarrow$ 2 pares electrónicos no enlazantes



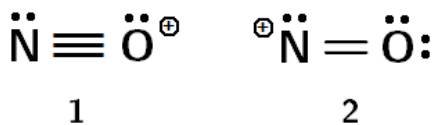
CHO₂⁻: Los electrones de valencia se distribuyen como pares solitarios en los átomos de oxígeno, pero el átomo de carbono carece de un octeto.

Por lo tanto, un par de electrones solitario es donado desde uno de los oxígenos al átomo de carbono formando un enlace doble. Dependiendo del átomo de oxígeno que donó los electrones, puede haber dos estructuras posibles, también llamadas estructuras de resonancia.

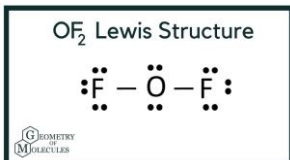


NO⁺: Para este ion, se agregan ocho electrones de valencia, pero ninguno de los dos átomos tiene un octeto. No se pueden añadir electrones adicionales ya que los electrones totales ya están usados. En este escenario, los electrones deben ser movidos para formar múltiples enlaces. El átomo de nitrógeno tiene dos pares de electrones solitarios y el átomo de oxígeno tiene uno.

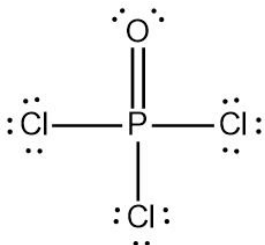
Esto todavía no produce un octeto, así que otro par debe ser movido para formar un enlace triple.



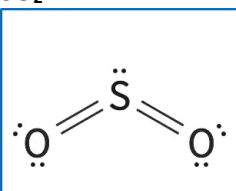
OF₂, nada cambia debido a que cada átomo ya tiene un octeto.



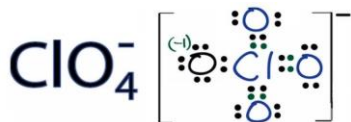
POCl₃



SO₂



ClO₄⁻



Formal Charge	=	Valence Electrons	-	NonBonding Val Electrons	-	Bonding Electrons	/	2
Cl	=	7	-	0	-	14/2	=	0
O	=	6	-	4	-	4/2	=	0

Otro ejemplo

La misión Cassini-Huygens de la NASA detectó una gran nube de cianuro de hidrógeno (HCN) tóxico en Titán, una de las lunas de Saturno. Titán también contiene etano (H_3CCH_3), acetileno (HCCH) y amoníaco (NH_3). ¿Cuáles son las estructuras de Lewis de estas moléculas?

Solución

Paso 1. *Calcule el número de electrones de valencia.*

$$\text{HCN: } (1 \times 1) + (4 \times 1) + (5 \times 1) = 10$$

$$\text{H}_3\text{CCH}_3: (1 \times 3) + (2 \times 4) + (1 \times 3) = 14$$

$$\text{HCCH: } (1 \times 1) + (2 \times 4) + (1 \times 1) = 10$$

$$\text{NH}_3: (5 \times 1) + (3 \times 1) = 8$$

Paso 2. *Dibuje un esqueleto y conecte los átomos con enlaces simples.* Recuerda que el H nunca es un átomo central:

Paso 3. *Si es necesario, distribuya los electrones a los átomos terminales*

HCN: seis electrones colocados en N

H_3CCH_3 : no quedan electrones

HCCH: no hay átomos terminales capaces de aceptar electrones

NH_3 : no hay átomos terminales capaces de aceptar electrones

Paso 4. *Si es necesario, coloque los electrones restantes en el átomo central:*

HCN: no quedan electrones

H_3CCH_3 : no quedan electrones

HCCH: cuatro electrones colocados en el carbono

NH_3 : dos electrones colocados en el nitrógeno

Paso 5. *Cuando sea necesario, reorganice los electrones para formar enlaces múltiples con el fin de obtener un octeto en cada átomo:*

HCN: forma dos enlaces C-N más

H_3CCH_3 : todos los átomos tienen el número correcto de electrones

HCCH: forma un triple enlace entre los dos átomos de carbono

NH_3 : todos los átomos tienen el número correcto de electrones

