



NIVEL: 4º Medio
FORMACIÓN DIFERENCIADA QUÍMICA

Instrucciones

Estimadas Estudiantes: En esta guía de trabajo, se presenta el tema de Estructura de Lewis y Geometría Molecular. Para desarrollar los ejercicios, te sugiero que revises el siguiente link

<https://www.youtube.com/watch?v=dWh4wf5VgMs>

La actividad debes enviarla a mi correo: mguzman.csquim.ln@gmail.com

La fecha de entrega es el 17 de Junio. ¡¡¡Buen Trabajo!!!

TEMA: Estructura de Lewis- Geometría Molecular.

OBJ: “Establecer la importancia de la Estructura de Lewis y la Geometría Molecular, para entender la formación de las estructuras químicas”

NOTACIÓN DE LEWIS

Gilbert Lewis (1875-1946) propuso que los átomos se unen para alcanzar una configuración electrónica más estable. La máxima estabilidad se logra cuando un átomo tiene la misma configuración electrónica que un gas noble, es decir, con 8 electrones en el nivel más externo. Lewis ideó también un sistema de símbolos conocido como estructura de Lewis. Consiste en poner el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, los que se simbolizan por puntos o cruces.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS						
Z						
1	H	1s ¹				
2	He	1s ²				
3	Li	1s ²	2s ¹			
4	Be	1s ²	2s ²			
5	B	1s ²	2s ²	2p _x ¹		
6	C	1s ²	2s ²	2p _x ¹	2p _y ¹	
7	N	1s ²	2s ²	2p _x ¹	2p _y ¹	2p _z ¹
8	O	1s ²	2s ²	2p _x ²	2p _y ¹	2p _z ¹
9	F	1s ²	2s ²	2p _x ²	2p _y ²	2p _z ¹
10	Ne	1s ²	2s ²	2p _x ²	2p _y ²	2p _z ²

ELECTRONES DE VALENCIA
(ULTIMO NIVEL + ANTERIORES INCOMPLETOS)

NOTACION DE LEWIS

H • • He

Li • • Be • • B • • C • • N • • O • • F • • Ne • •

La estructura de Lewis y la regla del octeto están relacionadas y son de gran ayuda como modelos de enlace en muchos compuestos.

Para obtener la estructura de Lewis es necesario lo siguiente:

1. Elegir el esqueleto simétrico para la molécula, donde se muestre que los átomos están unidos entre sí.
 - Se debe considerar, por lo general, el elemento menos electronegativo como elemento central de la estructura.
 - El hidrógeno nunca será el elemento central, siempre ocupa una posición terminal en las estructuras.
 - Los átomos de oxígeno, por lo general, no se unen entre sí, excepto en el O₂, O₃ y en los peróxidos.
 - En los oxiácidos el o los átomos de hidrógeno están unidos a un átomo de oxígeno y éste está unido al átomo central.
2. Se dibujan los electrones que participan en los enlaces como pares de electrones compartidos, usando enlaces simples, dobles o triples según corresponda.
3. Se dibujan pares de electrones libres sobre cada átomo para completar el octeto, según corresponda, o dueto para el caso del hidrógeno.

REGLA DEL OCTETO

La tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico, es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de electrones tal que adquiere una configuración semejante a la de un gas noble.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

La gran mayoría de los átomos respeta la regla del octeto. Sin embargo, existen excepciones fáciles de explicar.

1. Hidrógeno incapacitado para alcanzar el octeto:

Debido a que en el estado fundamental dispone sólo del orbital 1s. De modo que cuando el hidrógeno se enlaza, como máximo puede disponer de 2 electrones, alcanzando la estructura del gas noble.

2. Moléculas deficientes en electrones

Los elementos berilio y boro forman los compuestos gaseosos BeF_2 y BF_3 .

El flúor, debido a su alta EN, es poco generoso con sus electrones frente a los demás elementos. En estos casos el Be y B no pueden alcanzar un octeto, formando estas moléculas inestables y muy reactivas.

3. Moléculas que sobrepasan el octeto

Existe una gran variedad de moléculas en las que el átomo central sobrepasa el octeto. Ej: PCl_5 y SCl_6

4. Moléculas impares

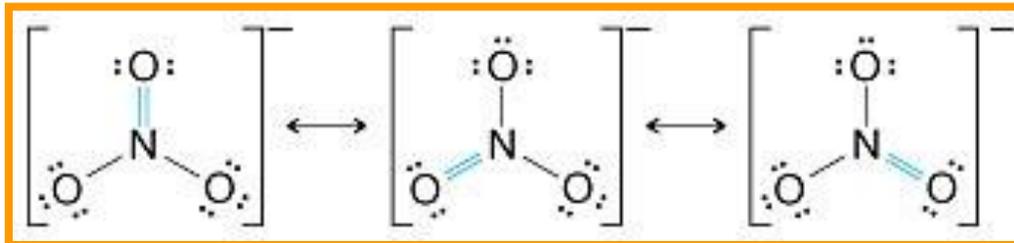
En moléculas como NO y NO_2 la suma total es un número impar.

Moléculas de esta naturaleza - que presentan electrones desapareados - son atraídas por un campo magnético (un imán). Este comportamiento se denomina paramagnetismo.

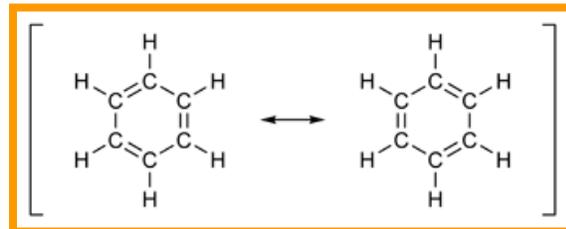
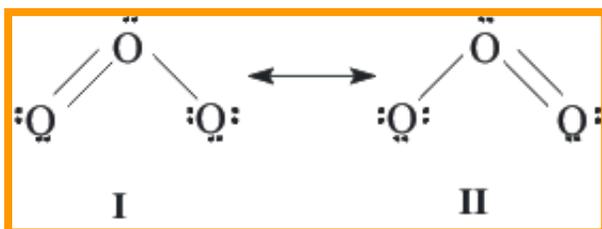
RESONANCIA - ESTRUCTURAS RESONANTES

La resonancia es el término que indica que una estructura molecular o iónica tiene varias formas de representaciones de Lewis, todas químicamente razonables y que cumplen con la regla del octeto.

Esto sucede cuando algunos electrones (π) se deslocalizan en la estructura molecular generando lo que se denomina híbridos de resonancia, todos igualmente correctos y que satisfacen teóricamente lo esperado.



Las tres estructuras son consistentes y razonables, el doble enlace puede establecerse sobre cualquiera de los átomos de oxígeno, puesto que el par electrónico se encuentra deslocalizado.



VALENCIA

- Este concepto se asocia generalmente a la capacidad de combinación de un elemento.
- En la estructura de Lewis corresponde a la cantidad de electrones que el elemento aporta al momento de enlazar, es decir, qué cantidad de sus electrones de valencia participan en el enlace.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

- El número de oxidación de un elemento en un compuesto iónico binario simple es el número de electrones que gana o pierde un átomo de dicho elemento al formar el compuesto.
- En iones atómicos sencillos es la carga del ión.
- En los compuestos covalentes no se generan iones, así que el número de oxidación se considera como “la posible carga que adquiere cada uno de los átomos del compuesto cuando enlaza”. Todo esto, considerando la EN de cada uno de los átomos.
- En los compuestos neutros, la suma de todos los estados de oxidación es igual a cero.
- En un ión poliatómico, la suma de todos los estados de oxidación es igual a la carga del ión.
- Todo elemento, ya sea atómico o molecular, presenta estado de oxidación cero.
- El estado de oxidación habitual del oxígeno en los compuestos es -2 (excepto en los peróxidos, donde es -1).
- El estado de oxidación del hidrógeno comúnmente es +1 (excepto en los hidruros metálicos, donde es -1).

ACTIVIDAD

<p>1. Dibuje las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:</p> <p>a) NaOH</p> <p>b) CaCl₂</p> <p>c) PF₃</p> <p>d) CHCl₃</p> <p>e) AlCl₃</p>	<p>2. Dadas las siguientes estructuras de Lewis</p> <p>a) H – O – Ca – O – H</p> <p>b) $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$</p> <p>c) $\begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{Cl} & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\ & & & & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$</p> <p>Indique:</p> <p>A) Electrones de valencia de los átomos.</p> <p>B) Valencia de los átomos en la molécula.</p> <p>C) Electrones de enlace.</p>
--	---

<p>3. Determine el estado de oxidación para cada átomo en las siguientes moléculas:</p>	
a) Cr ₂ O ₇ ⁻²	d) NH ₄ ⁺
b) SO ₂	e) H ₃ O ⁺
c) CH ₄	

GEOMETRÍA MOLECULAR: La estabilidad de un sistema molecular está dado por la forma en la cual se establecen los enlaces y las interacciones moleculares.

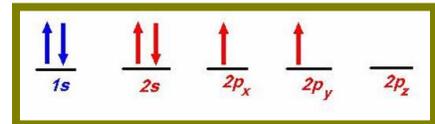
ESTEREOQUÍMICA: Estudio conformacional de las moléculas y establece la geometría espacial y los ángulos de enlace de la gran mayoría de los sistemas que hoy se conocen.

La teoría de la hibridación y de los orbitales moleculares, sugiere una idea lógica para comprender las interacciones atómicas, y del mismo modo; permite establecer con certeza las disposiciones espaciales de los átomos en un sistema molecular.

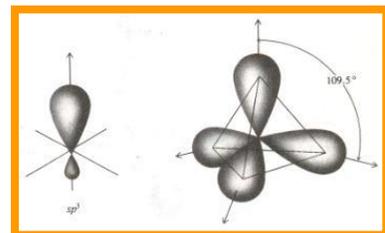
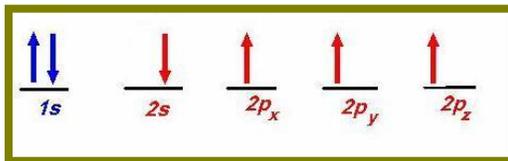
La hibridación es un fenómeno que consiste en la mezcla de orbitales atómicos puros para generar un conjunto de orbitales híbridos, los cuales tienen características combinadas de los orbitales originales.

HIBRIDACIÓN sp^3

La configuración electrónica desarrollada para el carbono es:



El primer paso en la hibridación, es la promoción de un electrón del orbital 2s al orbital 2p.



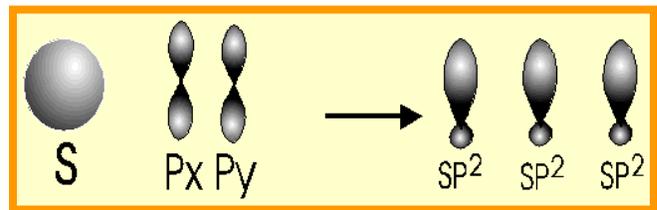
Después de la promoción electrónica sigue la mezcla de los orbitales formándose 4 orbitales híbridos sp^3 cada uno con un electrón.

Estos orbitales son idénticos entre sí, pero diferentes de los originales ya que tienen características de los orbitales "s" y "p" combinadas. Estos son los electrones que se comparten. En este tipo de hibridación se forman cuatro enlaces sencillos.

HIBRIDACIÓN sp^2

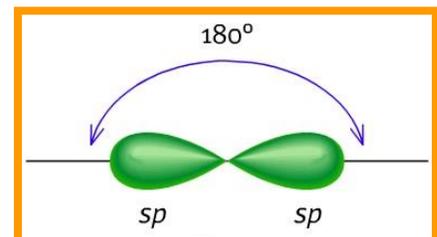
En este tipo de hibridación se combinan sólo dos orbitales "p" con un orbital "s", formándose tres orbitales híbridos.

El átomo de carbono forma un enlace doble y dos sencillos.



HIBRIDACIÓN sp

En este tipo de hibridación sólo se combina un orbital "p" con el orbital "s". Con este tipo de hibridación el carbono puede formar un triple enlace.



El tipo de hibridación determina la geometría molecular la cual se resume en el siguiente cuadro.

Tipo de hibridación	Geometría molecular	Ángulo de enlace
sp^3	Tetraédrica	109.5°
sp^2	Triangular plana	120°
sp	Lineal	180°

MODELO DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE VALENCIA (RPENV)

Este modelo, permite de un modo aproximado y para la mayoría de las moléculas, predecir la disposición espacial de los átomos enlazados a un átomo central.

Por lo general, al átomo central es el de menor EN y en él los pares de electrones los que participan en los enlaces y los no compartidos, provocan que la molécula adopte una geometría tal que la repulsión electrostática sea mínima.

El mejor acomodo es el que minimiza las repulsiones entre ellos. Esta sencilla idea es la base del modelo. Por ejemplo

- **CO₂ molécula lineal (180°).**
- **BF₃ geometría trigonal plana (120°).**
- **CH₄ molécula tetraédrica ($109,5^\circ$).**
- **NH₃ molécula piramidal ($107,3^\circ$).**
- **H₂O molécula angular ($104,5^\circ$).**

Pares de e ⁻ de A	Distribución de los pares	Tipo de molécula	Geometría molecular	Ejemplos
2		AX ₂	Lineal	BeH ₂ , BeF ₂
3		AX ₃	Triangular	BF ₃
4		AX ₄ AX ₃ E AX ₂ E ₂ AXE ₃	Tetraédrica Piramidal Angular Lineal	CH ₄ , NH ₄ ⁺ , SiF ₄ , CCl ₄ NH ₃ , H ₃ O ⁺ , PCl ₃ , AsCl ₃ H ₂ O, F ₂ O, SCl ₂ HF, F ₂ , HCl, Cl ₂
5		AX ₅	Bipirámide triangular	PCl ₅
6		AX ₆	Octaédrica	SF ₆

SIMETRÍA Y POLARIDAD DE MOLÉCULAS

La geometría y los tipos de enlace entregan información sobre la reactividad y algunos parámetros físicos relevantes, como el momento dipolar y la polaridad de las sustancias.

Por ejemplo, en la molécula de metano (CH₄), el átomo de carbono está rodeado de cuatro átomos de hidrógeno, mediante enlaces covalente de tipo polar.

En este caso, es correcto indicar que la molécula tiene una disposición de sus átomos que la hace absolutamente simétrica.

Esto implica que, desde el punto de vista físico, los momentos de fuerza se anulan y por lo tanto la molécula presenta un momento total de fuerza igual a cero.

Cuando esto ocurre se dice que la molécula es "APOLAR".

Si en la molécula el átomo central se encuentra unido a diferentes átomos. Es decir, una molécula ASIMÉTRICA es siempre POLAR, y una SIMÉTRICA es siempre APOLAR.

- Las sustancias polares son HIDROFÍLICAS, ya que reaccionan o tienen afinidad con el agua.

Las sustancias apolares son HIDROFÓBICAS.

- Si una molécula presenta al menos un enlace iónico; aun cuando todos los demás sean covalentes; siempre será soluble en agua; incluso si a simple vista parezca simétrica.