

03

Estructura de Lewis y Fuerzas Intermoleculares

Leda. Lilian Judith Guzmán Melgar

2024



ESTRUCTURAS DE LEWIS

Es una herramienta para ilustrar enlaces químicos. Para construir la estructura de Lewis se debe seguir los siguientes pasos:

- Calcular el # total de electrones de valencia, sumando los electrones de cada átomo de la molécula o ión.
 - En el caso de un **ión negativo**, **sume** al total el # de electrones igual a la carga negativa del ión.
 - En el caso de un **ión positivo**, **reste** al total de electrones, el número de electrones igual a la carga positiva del ión.
- Escribir el símbolo del átomo central de la estructura y distribuir los demás átomos alrededor del átomo central. Los átomos centrales más comunes son (C, N, P, S y a veces O en H₂O, HOCl, O₃).
- Distribuya los electrones restantes alrededor de todos los átomos para completar un octeto de electrones en torno a cada átomo excepto el hidrógeno que solo puede tener 2 electrones .
- En las estructuras grandes que contienen hidrógeno como H₂SO₄, H₃PO₄ los átomos de hidrógeno se enlazan al oxígeno el que a su vez se enlaza al átomo central.
- Si el # total de electrones disponibles es menor que el # necesario para completar un octeto, desplace los pares de electrones (externos) no compartidos para formar uno o mas dobles o triples enlaces .
 - Hay un doble enlace cuando faltan 2 e⁻
 - Hay un triple o dos dobles enlaces cuando faltan 4 e⁻.

Ejercicios:

Dibuje las estructuras de Lewis e indique los tipos de enlaces presentes

a) H ₂ O	d) CH ₄	g) SO ₃	j) PO ₄ ⁻³
b) CaO	e) SO ₂	h) NaHCO ₃	k) SO ₄ ⁻²
c) HOCl	f) H ₂ SO ₄	i) NH ₃	l) NH ₄ ⁺

Otros ejemplos



C: 1 x 4 = 4
O: 2 x 6 = 12
Total = 16 e⁻



C: 1 x 4 = 4
O: 1 x 6 = 6
Total = 10 e⁻

Excepciones a la Regla del Octeto

Octeto Incompleto

Se presentan cuando hay menos de 8 electrones de valencia alrededor de un átomo central. Es mas frecuente en compuestos de Boro y Berilio.

Ejemplo : AlCl₃ , BeH₂ , BCl₃

N : 5 x 1 = 5
O : 6 x 1 = 6
TOTAL 11

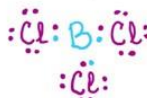


BeCl₂



Dicloruro de Berilio

BCl₃



Tricloruro de Boro

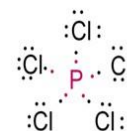
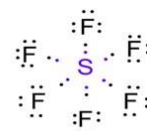
ClO₂



Dioxido de Cloro

Octeto expandido

Cuando hay mas de ocho electrones de valencia. Solo ocurre alrededor de los átomos del tercer periodo o superior. .Ejemplo: SF₆ , PCl₅,



FUERZAS INTERMOLECULARES (Fuerzas de Atracción Intermoleculares)

Las fuerzas intermoleculares son las atracciones mutuas de las moléculas, son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares, pero contribuyen a determinar las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

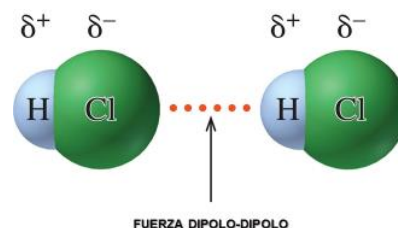
Como grupo también reciben el nombre de Fuerzas de van der Waals, Fuerzas atractivas en compuestos

Tipos de Fuerzas Intermoleculares

- Fuerzas dipolares (dipolo-dipolo)
- Puentes de hidrógeno
- Fuerzas de dispersión (Fuerzas de London)

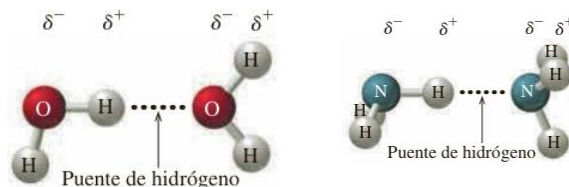
Fuerzas Dipolares (dipolo-dipolo)

Las moléculas que tienen centros separados y no equilibrados de carga parcial negativa y carga parcial positiva reciben el nombre de dipolos. Cuando se aproximan lo suficiente moléculas que son dipolos, el extremo positivo de una molécula atrae el extremo negativo de otra. Compuestos con moléculas dipolares; HCl, HBr.



Puentes de Hidrógeno

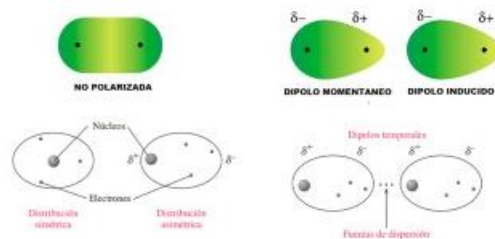
Son las fuerzas intermoleculares entre moléculas polares que contienen átomos de hidrógeno unidos a flúor, oxígeno o nitrógeno, son más intensas de lo que sería de esperar con base en las fuerzas dipolares de atracción únicamente. En donde cada molécula que forma el puente de hidrógeno tiene un átomo de hidrógeno unido de forma covalente a un átomo muy electronegativo (F,O,N)..



Fuerzas de Dispersión (Fuerzas de London)

Las fuerzas de dispersión son pequeñas y transitorias fuerzas de atracción entre moléculas NO polares. En un instante dado los electrones pueden estar en un extremo de la molécula y en otro momento puede hallarse en el otro extremo de ella. Estos desplazamientos de los electrones dan origen a dipolos momentáneos.

- Las fuerzas de dispersión son mas intensas en las moléculas no polares mas grandes que en las pequeñas.
- Las fuerzas de dispersión determinan en gran medida las propiedades físicas de los compuestos no polares.
- Un dipolo, por momentáneo que sea puede inducir un dipolo similar en la molécula vecina, esto da por resultado una fuerza de atracción entre el extremo rico en electrones de una molécula y el extremo deficiente en electrones de la que sigue.



Comparación de las Fuerzas Intermoleculares

De las mas intensas a las mas débiles

- Puentes de hidrógeno
- Fuerzas dipolares
- Fuerzas de dispersión

Ejercicio

Identifica el tipo principal de fuerzas atractivas, dipolo-dipolo, enlaces de hidrógeno, dispersión para cada caso

		FUERZA INTERMOLECULAR (dipolo-dipolo, enlaces de hidrógeno, dispersión)
a	HBr	
b	H ₂ O	
c	Br-Br	
d	NH ₃	