

Contents

1A - Uniones Químicas	1
Union Ionica	1
Union Metalica	2
Union Covalente	2
1B - Enlace Covalente y Geometria Molecular e Ionica	2

1A - Uniones Químicas

Los átomos realizan uniones entre sí por medio de atracciones electrostáticas. Los electrones negativos se ven atraídos por los núcleos positivos. Esta atracción es compensada por la repulsión entre los núcleos de átomos y de los electrones entre sí. Sin embargo, los electrones apantallan los núcleos, es decir, se distribuyen en torno de los mismos de tal manera que resulta una atracción neta.

Union Ionica

Se da por fuerzas de atracción electrostática entre partículas de cargas opuestas (iones). Un átomo que tiene tendencia a ceder uno o más electrones los cederá a otro que posee alta capacidad para aceptarlos.

Es importante aclarar que a pesar de que se llame *union*, no se unen, sino que comparten electrones.

Ejemplo Realizar la representación de la estructura de Lewis para NaCl

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

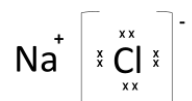


Figure 1: Diagrama de Lewis de NaCl

Como regla: el átomo que cede electrones busca adoptar la configuración electrónica del gas noble más cercano que lo precede en la tabla periódica. El átomo que acepta busca lo mismo para el gas noble que lo sucede en la tabla periódica. Esto se conoce como **regla del octeto**.

Nota: no existe la unión iónica pura ya que siempre habrá una superposición de orbitales, que le genera un grado de enlace covalente.

Union Metalica

Los atomos metalicos tienen los electrones de su configuracion electronica externa deslocalizados. Esto quiere decir que se pueden mover. Entonces, los iones positivos (cationes) estan rodeados de electrones y se forma una union de tipo metalica entre cationes y electrones.

Union Covalente

Se comparten pares de electrones que son atraidos por los nucleos de los dos atomos. Se forman moleculas debido a la superposicion de orbitales. Este tipo de union se da entre atomos que poseen una electronegatividad similar. En general, pero no siempre, suelen ser no metales.

Si la suma vectorial de las electronegatividades de las uniones en una molecula es no nula, entonces se trata de una molecula polar. Esto se puede interpretar como que los electrones estan mas tiempo cerca del nucleo del elemento mas electronegativo, generandose un dipolo. El dipolo da origen a un momento dipolar. Este tipo de molecula tiene un cierto grado de enlace ionico.



Figure 2: Ejemplo de momento dipolar en una union covalente polar

1B - Enlace Covalente y Geometria Molecular e Ionica

Existen teorias que intentan explicar como se forman los enlaces en los compuestos covalentes y que sirven para identificar la geometria de las moleculas. Estas tres teorias son:

- Teoria de la Repulsion de los Pares de Electrones de Valencia (TRPEV)
Los electrones se distribuyen alrededor del atomo central de forma tal que entre ellos se tenga la minima repulsion
- Teoria del Enlace de Valencia (TEV) *Es una teoria de orbitales atomicos. Nos ayuda a entender como se unen los atomos al atomo central. Surge del modelo cuantico.*
- Teoria de Orbitales Moleculares

Vamos a analizar moleculas con un atomo central unido a dos o mas atomos terminales mediante pares de electrones enlazantes. Sobre el atomo central

pueden quedar pares de electrones libres. Se habla en terminos de zonas de alta densidad electronica en torno al atomo central.

Zonas	Molécula	Ejemplo	Geometría electrónica	Geometría molecular	Hibridación	Ángulo (en gm)	Unión	¿Polar o no polar?*
2	AB ₂	BeCl ₂	Lineal		sp	180°	σ	No polar
3	AB ₃	BF ₃	Plana trigonal	Plana trigonal	sp ²	120°	σ	No polar
	AB ₂ U	NO ₂ ⁻		Angular			σ π	-
4	AB ₄	CH ₄	Tetraédrica	Tetraédrica	sp ³	109°28'	σ	No polar
	AB ₃ U	NH ₃		Piramidal trigonal		<109°28'	σ	Polar
	AB ₂ U ₂	H ₂ O		Angular		<109°28'	σ	Polar
5	AB ₅	PCl ₅	Bipiramidal trigonal	Bipiramidal trigonal	sp ³ d	120°; 180°; 90°	σ	No polar
	AB ₄ U	SF ₄		Subibaja		<120°; 180°; 90°	σ	Polar
	AB ₃ U ₂	ICl ₃		T		180°; 90°	σ	Polar
	AB ₂ U ₃	XeF ₂		Lineal		90°	σ	No polar
6	AB ₆	SF ₆	Octaédrica	Octaédrica	sp ³ d ²	180°; 90°	σ	No polar
	AB ₅ U	ICl ₅		Piramidal cuadrada		90°	σ	Polar
	AB ₄ U ₂	XeF ₄		Cuadrada plana		90°	σ	No polar

Figure 3: Tabla de Geometrias Moleculares