

Unidad 3.-

Enlaces Químicos

3.1. Introducción: Los enlaces químicos son fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar moléculas y compuestos. Estos enlaces resultan de la interacción entre los electrones de los átomos. La comprensión de los enlaces químicos es fundamental en química, ya que permite entender cómo se forman y estabilizan las sustancias químicas.

3.1.1. Concepto de Enlace Químico: El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos en una molécula o compuesto. Este enlace se forma cuando los átomos comparten, ganan o pierden electrones para alcanzar una configuración electrónica estable. Los tipos de enlaces químicos más comunes son el enlace iónico, covalente y metálico.

Enlace Iónico: Se forma por la transferencia de electrones entre átomos de diferentes elementos. Uno de los átomos cede electrones para formar un catión, mientras que el otro átomo acepta los electrones para formar un anión. Los iones opuestos se atraen electrostáticamente, creando un enlace iónico.

Enlace Covalente: Se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones. Este tipo de enlace se da entre átomos no metálicos que tienen una alta afinidad por los electrones. Los enlaces covalentes pueden ser simples, dobles o triples, dependiendo del número de pares de electrones compartidos.

Enlace Metálico: Se da en metales y se caracteriza por la formación de una red tridimensional de átomos en la cual los electrones de valencia se desplazan libremente entre los átomos. Esto confiere a los metales propiedades como la conductividad eléctrica y térmica, y la maleabilidad.

3.1.2. Clasificación de los Enlaces Químicos: Los enlaces químicos se clasifican según la naturaleza de la interacción entre los átomos y la transferencia o compartición de electrones. Además de los enlaces iónicos, covalentes y metálicos mencionados anteriormente, también existen enlaces intermoleculares que se dan entre moléculas.

Enlace Dipolo-Dipolo: Se produce entre moléculas polares, donde el extremo positivo de una molécula se atrae al extremo negativo de otra molécula. Este tipo de enlace es más débil que el enlace iónico o covalente.

Puentes de Hidrógeno: Son enlaces débiles que se forman entre el hidrógeno de una molécula y un átomo electronegativo (generalmente oxígeno, nitrógeno o flúor) de otra molécula. Los puentes de hidrógeno son responsables de propiedades importantes del agua, como su alta tensión superficial y su capacidad para disolver sustancias polares.

3.1.3. Aplicaciones y Limitaciones de la Regla del Octeto: La Regla del Octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar una configuración electrónica similar a la de los gases nobles, que tienen ocho electrones en su capa de valencia.

Aplicaciones: La Regla del Octeto es útil para predecir la estabilidad de los compuestos y entender cómo se forman los enlaces químicos. Ayuda a explicar la formación de enlaces iónicos y covalentes y a predecir la geometría molecular de las moléculas.

Limitaciones: La Regla del Octeto tiene limitaciones en átomos con números atómicos bajos (como el litio, berilio y boro), así como en átomos con números atómicos altos (como el fósforo, azufre y elementos de períodos extendidos). Además, no explica completamente la formación de enlaces en moléculas que violan esta regla, como los radicales libres y los compuestos que tienen un número impar de electrones.

3.2. Enlace Covalente

El enlace covalente es un tipo de enlace químico en el cual dos átomos comparten un par de electrones. Este tipo de enlace se forma entre átomos que tienen una electronegatividad similar o idéntica, lo que resulta en una distribución equitativa de los electrones compartidos entre los átomos participantes. El enlace covalente es fundamental para la formación de moléculas y compuestos orgánicos e inorgánicos.

3.2.1. Teorías para explicar el enlace covalente y sus alcances

El enlace covalente ha sido explicado y estudiado desde diversas perspectivas teóricas a lo largo del tiempo. Las teorías más destacadas para explicar este tipo de enlace incluyen:

3.2.1.1. Teorías del Enlace de Valencia

La teoría del enlace de valencia, desarrollada en la década de 1920 por Gilbert N. Lewis, propone que los enlaces covalentes se forman cuando dos átomos comparten un par de electrones para alcanzar una configuración electrónica estable, generalmente similar a la de los gases nobles. Según esta teoría, los átomos se unen mediante la superposición de orbitales atómicos que contienen los electrones compartidos. Además, la teoría del enlace de valencia proporciona un marco conceptual para predecir la geometría y la naturaleza de los enlaces en moléculas simples y complejas.

3.2.1.2. Hibridación y Geometría Molecular

La hibridación es un concepto introducido para explicar la formación de enlaces covalentes y la geometría de las moléculas. Según la teoría de la hibridación, los orbitales atómicos se combinan para formar nuevos orbitales híbridos que tienen geometrías específicas y permiten la formación de enlaces químicos. Los tipos de hibridación más comunes incluyen sp^3 , sp^2 y sp , que corresponden a la formación de enlaces simples, dobles y triples, respectivamente. La geometría molecular resultante está determinada por la disposición espacial de los orbitales híbridos y los pares de electrones no compartidos alrededor del átomo central.

3.2.1.3. Teoría del Orbital Molecular

La teoría del orbital molecular (TOM) es una teoría cuántica que describe la formación de enlaces covalentes en términos de la combinación de orbitales atómicos para formar orbitales moleculares. Según esta teoría, los orbitales moleculares resultantes son la superposición de los orbitales atómicos de los átomos participantes en el enlace. Los orbitales moleculares se clasifican como enlazantes, antienlazantes o no enlazantes, dependiendo de su contribución a la estabilidad de la molécula. La teoría del orbital molecular proporciona una descripción más completa de la distribución de electrones en las moléculas y permite explicar fenómenos como la aromaticidad y la conjugación en compuestos orgánicos.

Estas teorías ofrecen diferentes enfoques para comprender la naturaleza y la formación de los enlaces covalentes, desde la perspectiva de la distribución de electrones hasta la geometría molecular y la descripción cuántica de los orbitales moleculares. Su aplicación permite predecir y explicar las propiedades y comportamientos de una amplia variedad de compuestos químicos.

3.3. Enlace Iónico

El enlace iónico es un tipo de enlace químico que se forma entre átomos con diferencias significativas en su electronegatividad. En este tipo de enlace, un átomo cede electrones a otro, resultando en la formación de iones con cargas opuestas que se atraen electrostáticamente, formando una estructura cristalina estable. El enlace iónico es común en compuestos formados por elementos metálicos y no metálicos.

3.3.1. Formación y Propiedades de los Compuestos Iónicos

Los compuestos iónicos se forman cuando átomos de elementos con electronegatividades muy diferentes se combinan, resultando en la transferencia de electrones de un átomo a otro. Este proceso crea iones positivos (cationes) y negativos (aniones) que se atraen entre sí debido a las fuerzas electrostáticas, formando una estructura cristalina sólida en estado sólido.

Algunas propiedades importantes de los compuestos iónicos son:

Solubilidad en agua: Los compuestos iónicos tienden a ser solubles en agua debido a la atracción entre los iones y las moléculas de agua, que pueden rodear y disociar los iones en solución acuosa.

Conductividad eléctrica: Los compuestos iónicos en estado fundido o en solución acuosa pueden conducir electricidad debido a la movilidad de los iones libres.

Puntos de fusión y ebullición elevados: Los compuestos iónicos tienen puntos de fusión y ebullición relativamente altos debido a las fuertes fuerzas electrostáticas entre los iones en la red cristalina.

Dureza y fragilidad: Los compuestos iónicos son duros y frágiles en estado sólido debido a las fuerzas de atracción entre los iones y la disposición regular de la red cristalina.

3.3.2. Redes Cristalinas

Los compuestos iónicos adoptan una estructura cristalina en estado sólido, donde los iones positivos y negativos se organizan en una red tridimensional regular. Dos aspectos importantes de las redes cristalinas son su estructura y la energía reticular asociada.

3.3.2.1. Estructura

La estructura de una red cristalina de un compuesto iónico está determinada por la disposición tridimensional de los iones en la red. Las estructuras cristalinas comunes incluyen la estructura cúbica de cloruro de sodio (NaCl), la estructura hexagonal compacta de cloruro de magnesio (MgCl₂) y la estructura cúbica centrada en el cuerpo de cloruro de calcio (CaCl₂). Cada una de estas estructuras cristalinas está definida por la coordinación y la disposición espacial de los iones en la red.

3.3.2.2. Energía Reticular

La energía reticular es la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico en iones gaseosos en su estado fundamental. Es una medida de la fuerza de las interacciones iónicas en la red cristalina y está relacionada con la distancia entre los iones y las cargas de los iones. Cuanto mayor sea la energía reticular, más fuertes serán las fuerzas que mantienen unidos los iones en la red cristalina y, por lo tanto, mayor será el punto de fusión y ebullición del compuesto iónico.

En resumen, el enlace iónico conduce a la formación de compuestos iónicos con propiedades características, como solubilidad en agua, conductividad eléctrica y puntos de fusión elevados. Estos compuestos adoptan estructuras cristalinas ordenadas, cuya estabilidad está determinada por la energía reticular asociada con las fuerzas de atracción entre los iones en la red cristalina.