

**ESCUELA COLOMBIANA DE INGENIERÍA JULIO GARAVITO**

**FISICA DE ONDAS Y PARTÍCULAS TEORÍA**

**ENTREGA N.º 1 ENLACES ATOMICOS**

**DOCENTE CECÍLIO SILVEIRA**

**YORIS MAITE MARTINEZ RODRIGUEZ**

**21-noviembre-2023**

Los enlaces atómicos son fundamentales en la comprensión de las propiedades y comportamientos de los materiales en la ingeniería. Estos enlaces son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos y moléculas, determinando así las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Existen diferentes tipos de enlaces atómicos cada uno con sus propias características y propiedades, los cuales son los siguientes:

1. **Enlace iónico**

El enlace iónico se forma por la transferencia de electrones de un átomo a otro. El átomo que cede los electrones se convierte en un Ion positivo (**+, catión**) mientras que el átomo que recibe los electrones se convierte en un Ion negativo (**-, anión**). La atracción electrostática entre los iones de carga opuesta es lo que mantiene unido a los átomos. Este tipo de enlaces es común en compuestos iónicos como los cristales de sal.

Los compuestos iónicos suelen ser sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición elevados. Son malos conductores de la electricidad en estado sólido pero buenos conductores en estado líquido o disuelto.

En ingeniería estos compuestos son esenciales en la fabricación de materiales cerámicos, que se utilizan en la construcción de herramientas resistentes al calor y a la abrasión.

Algunos ejemplos de compuestos iónicos son:

* Cloruro de sodio (NaCl)
* Cloruro de potasio (KCl)
* Oxido de calcio (CaO)
* Oxido de magnesio (MgO)

1. **Enlace covalente**

El enlace covalente se forma por la compartición de electrones entre 2 átomos. Los átomos comparten electrones para completar su capa de valencia y alcanzar una configuración electrónica estable. Este tipo de enlace es típico en las moléculas orgánicas e inorgánicas.

La fuerza del enlace covalente depende de la electronegatividad de los átomos que se unen. Los átomos con electronegatividades similares forman enlaces covalentes no polares, mientras que los átomos con las electronegatividades diferentes forman enlaces covalentes polares.

Los compuestos covalentes suelen ser líquidos o gaseosos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición bajos. Son buenos conductores de electricidad en estado gaseoso, pero malos conductores en estado líquido o sólido

En la ingeniería, los polímeros formados por enlaces covalentes son fundamentales en la producción de plásticos y materiales compuestos, que se utilizan en un área de aplicaciones desde la construcción hasta la fabricación de vehículos.

Algunos ejemplos de compuestos covalentes son:

* Metano (CH4)
* Agua (H20)
* Dióxido de carbono (CO2)
* Amoniaco (NH3)

1. **Enlace Van der Waals**

El enlace de van der Waals es un tipo de enlace débil que se forma entre moléculas no polares. Las moléculas no polares no tienen una distribución de carga neta por lo que las fuerzas electrostáticas entre ellas son débiles.

Las fuerzas van der Waals se pueden clasificar en dos tipos:

* Fuerzas de dispersión de London: son los esfuerzos más débiles y se forman entre todas las moléculas.
* Fuerzas dipolo-dipolo: son más fuertes que las fuerzas de dispersión de London y se forman entre moléculas polares.

Los compuestos que tienen enlaces van der Waals suelen ser líquidos o gaseosos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición bajos. Son malos conductores de la electricidad.

Aunque son más débiles que los enlaces iónicos y covalentes, son esenciales en la adhesión de materiales, como en la fabricación de recubrimientos resistentes al agua y en la adherencia de diferentes capas en materiales compuestos.

Algunos ejemplos de compuestos con enlaces Van der Waals son:

* Neón (Ne)
* Helio (He)
* Dióxido de carbono (CO2)
* Metano (CH4)

1. **Puente de hidrógeno**

El puente hidrógeno es un tipo de enlace van der Waals que se forma entre un átomo de hidrógeno unido a un átomo electronegativo y un átomo electronegativo sin enlace. El átomo de hidrógeno tiene una carga parcial positiva por lo que se atrae a los átomos electronegativos con carga parcial negativa.

Los puentes de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas de dispersión de London, pero más débiles que los enlaces covalentes o iónicos. Este enlace es esencial en la estructura del ADN y ARN.

Los compuestos que tienen puentes de hidrógeno suelen ser líquidos o sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición relativamente elevados. Son buenos conductores de la electricidad en estado líquido, pero malos conductores en estado sólido.

En ingeniería genética, comprender estos enlaces es crucial para manipular el material genético y desarrollar nuevas tecnologías médicas y farmacéuticas.

Algunos ejemplos de compuestos con puentes de hidrogeno son:

* Agua (H2O)
* Acido sulfúrico (H2SO4)
* Acido nítrico (HNO3)
* Acido etílico (C2H5OH)

1. **Enlace metálico**

El enlace metálico se forma entre los átomos de un metal. Los átomos metálicos tienen una gran cantidad de electrones de valencia, que se comparten entre todos los átomos de metal.

Los extremos metálicos pierden sus electrones de Valencia para formar cationes, que se ordenan en una estructura cristalina. Los electrones de Valencia que ya no están ligados a un átomo específico, se mueven libremente entre los cationes.

Estos electrones libres lo que mantiene unidos a los cationes y da lugar a las propiedades metálicas, como la ductilidad, la maleabilidad y la conductividad térmica y eléctrica.

En ingeniería eléctrica y electrónica, se aprovecha este fenómeno para fabricar cables conductores y componentes eléctricos esenciales en dispositivos tecnológicos.

**Bibliografía**

* Pauling, L. (1983). Enlace químico y estructura de las moléculas. Selecciones Científicas: Madrid.
* Sisler, H.H. (1967). Estructura electrónica, propiedades y periodicidad. McGraw-Hill Interamericana: México.
* Phillips, J. (2000). Química: conceptos y aplicaciones. McGraw-Hill Interamericana: México.
* Atkins, P.W. y Jones, L. (2018). Química: principios y aplicaciones modernas. Pearson: Madrid.
* Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E. y Murphy, C.J. (2019). Química: la ciencia central. Pearson: Madrid