

Enlace Químico

El Enlace Químico: La Unión Fundamental de la Materia

En el vasto universo de la química, el enlace químico es uno de los conceptos más fundamentales y fascinantes. Es la fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar moléculas y compuestos más complejos, dando origen a toda la diversidad de sustancias que nos rodean. Sin los enlaces químicos, no existiría el agua, el aire, las rocas, ni los seres vivos.

¿Qué es un Enlace Químico?

Un enlace químico es una fuerza de atracción que se establece entre dos o más átomos o iones, manteniéndolos unidos. Esta unión se produce mediante la interacción de los electrones de valencia (los electrones más externos de un átomo), buscando alcanzar una configuración electrónica más estable, similar a la de los gases nobles (ocho electrones en su capa más externa, lo que se conoce como la "regla del octeto").

Cuando los átomos interactúan, pueden ceder, aceptar o compartir electrones para lograr esta estabilidad. La naturaleza de esta interacción determina el tipo de enlace químico.

La Regla del Octeto

La regla del octeto es una regla orientativa que explica por qué los átomos forman enlaces, aunque presenta excepciones. Establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que su capa de valencia esté completa con ocho electrones. Los gases nobles, con su configuración de octeto (a excepción del helio que tiene dos), son extremadamente estables y, por lo tanto, muy poco reactivos.

Existen algunas excepciones a la regla del octeto, especialmente en átomos con números atómicos bajos o en moléculas con un número impar de electrones, pero es una excelente guía para entender la mayoría de los enlaces.

1. Tipos Principales de Enlaces Químicos

Enlace Iónico

Enlace Covalente

Enlace Metálico

A continuación, exploraremos cada uno de ellos en detalle.

1.1. Enlace Iónico:

El enlace iónico se forma entre un metal y un no metal. En este tipo de enlace, hay una transferencia completa de uno o más electrones de un átomo a otro.

El átomo de metal, que tiene baja electronegatividad, tiende a perder electrones y se convierte en un catión (ión con carga positiva).

El átomo no metálico, con alta electronegatividad, tiende a ganar electrones y se convierte en un anión (ión con carga negativa).

La fuerte atracción electrostática entre el catión positivo y el anión negativo es lo que constituye el enlace iónico. Estos compuestos suelen formar redes cristalinas.

– Características de los Compuestos Iónicos:

Sólidos cristalinos a temperatura ambiente: Debido a la fuerte atracción electrostática

Altos puntos de fusión y ebullición: Se requiere mucha energía para romper la red cristalina. .

Solubles en disolventes polares (como el agua): El agua es capaz de separar los iones.

Conductores de electricidad en estado fundido o disuelto: Los iones móviles pueden transportar la corriente.

No conductores en estado sólido: Los iones están fijos en la red.

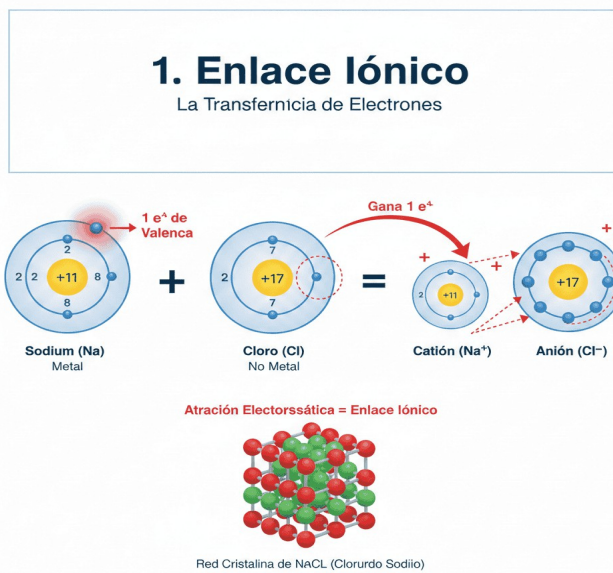
- Ejemplo:** La formación del cloruro de sodio (**NaCl**), la sal de mesa. El sodio (**Na**) es un metal que pierde un electrón para formar **Na⁺**. El cloro (**Cl**) es un no metal que gana un electrón para formar **Cl⁻**. La atracción entre **Na⁺** y **Cl⁻** forma el enlace iónico.

1.2. Enlace Covalente:

El enlace covalente se forma entre dos átomos no metálicos. En este caso, los átomos comparten uno o más pares de electrones para alcanzar la estabilidad del octeto. La electronegatividad de los átomos que participan en el enlace es similar.

- **Características de los Compuestos Covalentes:**

Pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente: Depende de la fuerza de las interacciones intermoleculares.



Puntos de fusión y ebullición generalmente bajos: Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas iónicas.

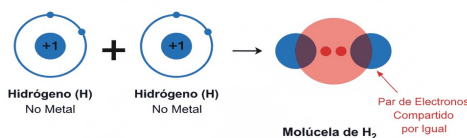
Baja solubilidad en agua (generalmente): A menos que sean moléculas polares.

Malos conductores de electricidad: No hay iones libres ni electrones móviles.

- Según cómo se compartan los electrones, distinguimos dos tipos de enlaces covalentes:
- **a) Enlace Covalente No Polar (o Puro):** Se forma cuando los electrones se comparten por igual entre dos átomos con electronegatividades idénticas o muy similares. Esto ocurre típicamente entre átomos del mismo elemento.
- Ejemplo: Molécula de hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2). En el H_2 , cada átomo de hidrógeno comparte su único electrón con el otro, formando un par de electrones compartido por igual.

2a. Enlace Covalente No Polar

Los Electrones se Comparten por Igual



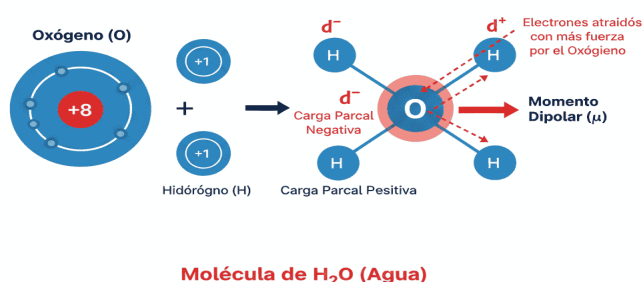
– **b) Enlace Covalente Polar:**

Se forma cuando los electrones se comparten de forma desigual entre dos átomos con electronegatividades diferentes. El átomo más electronegativo atrae con más fuerza el par de electrones compartido, generando una carga parcial negativa (δ^-) sobre sí mismo y una carga parcial positiva (δ^+) sobre el otro átomo. Esto crea un dipolo en la molécula.

Ejemplo: Molécula de agua (H_2O), ácido clorhídrico (HCl). En el agua, el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que atrae los electrones compartidos con mayor fuerza, dejando una carga parcial negativa en el oxígeno y cargas parciales positivas en los hidrógenos.

2b. Enlace Covalente Polar

Los Electrones se Comparten de Forma Desigual



2. Electronegatividad

La electronegatividad (χ) es una propiedad fundamental de la química que se define como **la capacidad relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de otro átomo cuando ambos están formando un enlace químico (especialmente en un enlace covalente)**. Es una medida de la fuerza con la que un núcleo atómico ejerce atracción sobre los electrones de valencia compartidos.

2.1. Escalas de Electronegatividad

La electronegatividad no tiene unidades de energía, sino que es un valor relativo y se mide a través de varias escalas, siendo la más común la Escala de Pauling

– **Escala de Pauling:**

- Creada por Linus Pauling, asigna un valor máximo de 4.0 al elemento más electronegativo, el Flúor (F). Los valores más bajos (menor electronegatividad) corresponden a metales alcalinos pesados como el Cesio (Cs) y el Francio (Fr), con valores cercanos a 0.7.

– **Tendencias Periódicas de la Electronegatividad**

- **La electronegatividad es una propiedad periódica**, lo que significa que su valor varía de manera regular a lo largo de la tabla periódica:

- **En un Periodo (de izquierda a derecha): La electronegatividad aumenta**, Esto se debe a que la carga nuclear efectiva aumenta y el radio atómico disminuye, lo que resulta en una mayor atracción del núcleo por los electrones de enlace.

- **En un Grupo (de arriba abajo): La electronegatividad disminuye**, Esto se debe a que el número de capas de electrones aumenta, incrementando la distancia entre el núcleo y los electrones de

valencia. Esta mayor distancia y el efecto pantalla de los electrones internos debilitan la atracción del núcleo por los electrones de enlace.

Los no metales suelen tener una alta electronegatividad, mientras que los metales (especialmente los alcalinos) presentan una baja electronegatividad. Los gases nobles generalmente no tienen valores definidos o asignados, ya que rara vez forman enlaces

- **Relación con el Tipo de Enlace Químico:**
- La principal utilidad de la electronegatividad es predecir la polaridad y el tipo de enlace químico que se formará entre dos átomos a partir de la diferencia de electronegatividad (Δ_x) entre ellos:
- Por ejemplo, la unión entre el Flúor ($\chi=4.0$) y el Cesio ($\chi \approx 0.7$) tiene una Δ_x de 3.3, lo que indica un enlace marcadamente iónico (fluoruro de cesio, CsF).
- Este vídeo explica la tendencia de la electronegatividad y su impacto en el enlace químico:
- https://www.youtube.com/watch?v=MXncXortK_s

3. **Polaridad Química**

En química, la polaridad es una propiedad de las moléculas que **representa la desigualdad en la distribución de las cargas eléctricas dentro de ellas**. Esto ocurre principalmente debido a las diferencias en la electronegatividad de los átomos que forman los enlaces.

3.1. **Polaridad del Enlace**

Un enlace covalente se vuelve polar cuando los dos átomos unidos tienen diferente electronegatividad.

- El átomo más **electronegativo** atrae con más fuerza a los electrones compartidos, acumulando una **carga parcial negativa** (δ^-).
- El átomo menos electronegativo queda con una **carga parcial positiva** (δ^+).
- Esta distribución de cargas opuestas crea un **dipolo eléctrico** en el enlace, medido por el **momento dipolar** (μ).

3.2. **Polaridad de la Molécula**

La polaridad de una **molécula completa** depende de dos factores principales:

1. **La polaridad de sus enlaces:** Si hay enlaces polares presentes.
2. **La geometría molecular:** La forma tridimensional de la molécula determina si los momentos dipolares de los enlaces se anulan o no.

3.3. Moléculas Polares: La suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces es **diferente de cero** ($\mu \neq 0$). Esto sucede cuando la distribución de carga es asimétrica (ejemplo: el **agua** H_2O , que tiene una forma angular).

Este vídeo ofrece una introducción al concepto de polaridad en el contexto de las sustancias químicas:

- <https://www.youtube.com/watch?v=67Z7WuX7Zag&t=6s>

Enlace Metálico

El enlace metálico se encuentra en los metales puros y en las aleaciones. En los metales, los átomos tienen pocos electrones de valencia y una baja electronegatividad, por lo que tienden a perder estos electrones fácilmente. Sin embargo, en lugar de transferirlos a un solo átomo, los electrones de valencia se deslocalizan y forman una "nube" o "mar de electrones" que rodea a una red de iones metálicos positivos.

Estos electrones no están asociados a ningún átomo en particular, sino que se mueven libremente por toda la estructura metálica, actuando como un "pegamento" que mantiene unidos a los cationes metálicos.

– **Características de los Metales:**

Altos puntos de fusión y ebullición (generalmente): Requiere mucha energía para superar las fuerzas de atracción.

Buenos conductores de electricidad y calor: Debido a la movilidad de los electrones deslocalizados.

Maleables (se pueden laminar) y dúctiles (se pueden estirar en hilos): La "nube de electrones" permite que los iones metálicos se deslicen sin romper el enlace.

Brillo metálico: Los electrones libres absorben y reemiten fotones de luz.

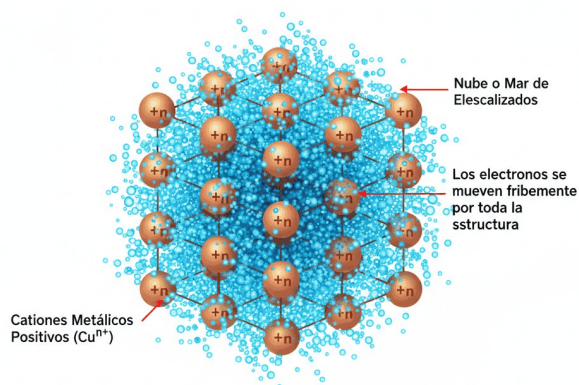
Densidad variable.

– **Ejemplo:** Un trozo de cobre (Cu), hierro (Fe) o una aleación como el bronce.

– https://www.youtube.com/watch?v=_x7E_h_rwpl

3. Enlace Metálico

Un Mar de Electrones Deslocalizados



Características de la Metales:

- Alta conductividad eléctrica y térmica
- Maleabilidad y Ductilidad
- Altos puntos de fusión

Geometría Molecular

Modelo VSEPR. Modelo de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia

El modelo VSEPR (por sus siglas en inglés: ("Valence Shell Electron Pair Repulsion") es un método fundamental en química para predecir la "geometría molecular" tridimensional de una molécula a partir del número de "pares de electrones" (tanto enlazantes como no enlazantes) alrededor del "átomo central".

1. Principios Fundamentales del VSEPR:

El principio central del modelo VSEPR es que los “**pares de electrones de valencia**” **alrededor de un átomo central se repelen entre sí** y, por lo tanto, se orientan en el espacio de tal manera que minimizan estas repulsiones, maximizando la distancia entre ellos.

2. Pares de Electrones: Los pares de electrones se consideran como “regiones de densidad electrónica” y pueden ser de dos tipos:

- **Pares enlazantes (PE):** Pares de electrones que forman enlaces σ (sigma) o π (pi) con otros átomos.

- **Pares no enlazantes (PN)** o Pares libres:** Pares de electrones que solo están asociados al átomo central y no participan en un enlace (en la estructura de Lewis).

5.3. Procedimiento para Determinar la Geometría VSEPR:

Para determinar la geometría de una molécula siguiendo el modelo VSEPR, se suelen seguir estos pasos:

– **Dibujar la Estructura de Lewis:**

La **Estructura de Lewis** (también conocida como diagrama de puntos y rayas, modelo de Lewis, o diagrama de valencia) es una **representación gráfica** que ilustra la disposición de los **electrones de valencia** de los átomos dentro de una molécula o ion.

– Este modelo, propuesto por Gilbert Newton Lewis en 1916, tiene como objetivo principal:

– **Identificar los enlaces:** Muestra cómo los átomos se unen mediante **enlaces covalentes** (compartición de electrones) o **iónicos** (transferencia de electrones), indicando el número y tipo de enlaces (simples, dobles o triples).

– **Representar electrones:** Indica tanto los **pares de electrones enlazantes** (los que se comparten entre átomos) como los **pares de electrones no compartidos** o **solitarios** (los que no están involucrados en un enlace).

– **Ilustrar la Regla del Octeto:** Se basa en la tendencia de los átomos (excepto el hidrógeno, que busca el dueto) a ganar, perder o compartir electrones hasta estar rodeados de **ocho electrones de valencia** para alcanzar una configuración electrónica estable similar a la de los gases nobles.

ESTRUCTURAS DE LEWIS: EJEMPLOS CLAVE

1. DIÓXIDO DE CARBONO
(CO₂)



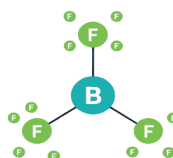
Octeto completo para todos los átomos.
Enlaces dobles.

2. AGUA
H₂O



Octeto en O, Dueto en H.
Dos pares solitarios en O.

3. TRIFLUORURO DE BORO
BF₃



Octeto INCOMPLETO en B (solo 6 electrones).
Excepción a la regla del octeto.

Símbolos: C(negro), O(rojo), B(blanco, F, verde). Línea = 2 electrones compartidos.
Puntos = Pares solitarios.

5.4. Componentes de la Representación

En una estructura de Lewis, los electrones se representan de la siguiente manera:

- **Símbolos Químicos:** Representan el **núcleo** y los **electrones internos** del átomo.
- **Pares Enlazantes:**
 - Se representan generalmente con una **línea o guion largo (—)** entre los dos átomos enlazados. Cada línea equivale a **dos electrones** compartidos.
 - También se pueden representar con **dos puntos (••)**.
- **Pares No Compartidos (Solitarios):** Se representan con **dos puntos (••)** colocados alrededor del símbolo del átomo al que pertenecen.

5.5. Pasos Clave para Construir una Estructura de Lewis (Covalente): Aunque existen variaciones, los pasos generales para dibujar una estructura de Lewis son:

- **Contar Electrones de Valencia (EV):** Sumar los electrones de valencia de todos los átomos en la molécula o ion. Si es un ion negativo, sumar la carga (electrones extra). Si es un ion positivo, restar la carga (electrones perdidos).
- **Identificar el Átomo Central:** Suele ser el átomo menos electronegativo (el que tiende a compartir más) o el que está presente en una sola unidad (excluyendo el hidrógeno, que siempre es terminal).
- **Dibujar Enlaces Simples:** Conectar el átomo central con los átomos terminales mediante enlaces simples (una línea o dos puntos) y restar los electrones usados del total de EV.
- **Completar Octetos de Átomos Terminales:** Asignar los electrones restantes como pares no compartidos para que los átomos terminales (generalmente más electronegativos) completen su octeto (o dueto para el H).
- **Asignar Electrones Restantes al Átomo Central:** Colocar cualquier electrón sobrante como par no compartido en el átomo central.
- **Verificar el Octeto del Átomo Central:** Si el átomo central **no** cumple el octeto, mover **pares no compartidos** de los átomos terminales para formar **enlaces dobles o triples** hasta que el octeto se cumpla o se alcance la distribución más plausible (minimizando las **cargas formales**).
- **Calcular Cargas Formales (Opcional pero Importante):** Se calcula para elegir la estructura más estable y probable entre varias opciones. La suma de las cargas formales debe ser igual a la carga total de la molécula o ion.

Excepciones Importantes a la Regla del Octeto

Aunque la regla del octeto es una guía fundamental, existen casos donde no se cumple:

Octetos Incompletos: Átomos como el **Berilio (Be)**, **Boro (B)** y **Aluminio (Al)** pueden ser estables con menos de ocho electrones (por ejemplo, el B con 6 electrones).

Octetos Expandidos: Átomos del **tercer periodo o superiores** (como S, P, Cl, Xe) pueden acomodar más de ocho electrones en sus orbitales de valencia (ejemplo, SF_6 con 12 electrones).

Moléculas con Número Impar de Electrones: Los llamados **radicales libres** (ej. NO) tienen un número impar de electrones, por lo que es imposible que todos los átomos completen su octeto.

- <https://www.youtube.com/watch?v=B-DeKZKIViU>

Otras Interacciones: Fuerzas Intermoleculares

Es importante mencionar que, además de estos enlaces intramoleculares (que mantienen unidos a los átomos dentro de una molécula), existen también fuerzas intermoleculares, que son fuerzas de atracción entre moléculas. Aunque son más débiles que los enlaces químicos, son cruciales para determinar las propiedades físicas de las sustancias (como los puntos de ebullición y fusión de los compuestos covalentes).

– **Los principales tipos de fuerzas intermoleculares son:**

2.1. Fuerzas de Van der Waals:

Incluyen las fuerzas de dispersión de London (entre moléculas no polares) y las interacciones dipolo-dipolo (entre moléculas polares).

2.2. Puentes de hidrógeno:

Un tipo especial de interacción dipolo-dipolo fuerte que ocurre cuando el hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo como el oxígeno, nitrógeno o flúor. Son vitales para la vida, por ejemplo, en la estructura del agua y el ADN.

Conclusión

El enlace químico es el cimiento de la química, la fuerza invisible que organiza la materia en todas sus formas. Desde la sal que condimenta nuestras comidas hasta el agua que bebemos y las complejas moléculas que forman la vida, todo es el resultado de la forma en que los átomos interactúan y se unen, buscando la estabilidad a través de la transferencia o el compartir de sus electrones. Entender los diferentes tipos de enlaces nos permite predecir las propiedades de las sustancias y comprender el mundo que nos rodea a nivel molecular.
