

Contents

Clase 3: Enlace Covalente, Metálico, Estructuras de Lewis y Nomenclatura Inorgánica Tradicional

Objetivos de la Clase:

- Comprender la formación del enlace covalente y sus diferentes tipos (simple, doble, triple).
- Diferenciar entre enlaces covalentes polares y no polares, y relacionarlos con la electronegatividad.
- Entender el concepto de enlace metálico y sus propiedades.
- Construir estructuras de Lewis para moléculas sencillas y poliatómicas.
- Aplicar las reglas básicas de la nomenclatura inorgánica tradicional para nombrar compuestos.

Contenido Teórico Detallado:

1. Enlace Covalente:

- **Definición:** Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones para alcanzar una configuración electrónica estable (generalmente, el octeto). Este tipo de enlace suele ocurrir entre dos no metales.
- **Tipos de Enlaces Covalentes:**
 - **Enlace Simple:** Se comparte un par de electrones (ejemplo: H-H en la molécula de hidrógeno, H_2).
 - **Enlace Doble:** Se comparten dos pares de electrones (ejemplo: O=O en la molécula de oxígeno, O_2). Los enlaces dobles son más fuertes y cortos que los enlaces simples.
 - **Enlace Triple:** Se comparten tres pares de electrones (ejemplo: N \equiv N en la molécula de nitrógeno, N_2). Los enlaces triples son aún más fuertes y cortos que los enlaces dobles.
- **Polaridad del Enlace Covalente:**
 - **Enlace Covalente No Polar:** Se forma cuando los átomos que se enlazan tienen electronegatividades similares o iguales. La densidad electrónica se comparte equitativamente (ejemplo: H-H, Cl-Cl).
 - **Enlace Covalente Polar:** Se forma cuando los átomos tienen electronegatividades diferentes. El átomo más electronegativo atrae la densidad electrónica hacia sí, creando una carga parcial negativa (-) y el átomo menos electronegativo adquiere una carga parcial positiva (+) (ejemplo: H-Cl, donde el Cl es más electronegativo que el H).
 - **Momento Dipolar:** Es una medida de la polaridad de un enlace y se representa como un vector que apunta del extremo positivo al negativo.

2. Enlace Metálico:

- **Definición:** El enlace metálico se encuentra en los metales y aleaciones. Los átomos de metal liberan sus electrones de valencia, formando una "nube" o "mar" de electrones deslocalizados que rodea a los iones metálicos positivos.
- **Propiedades:**
 - **Conductividad Eléctrica y Térmica:** Los electrones deslocalizados se mueven libremente a través de la estructura, facilitando la conducción de electricidad y calor.
 - **Maleabilidad y Ductilidad:** Los metales pueden deformarse sin romperse debido a la capacidad de los átomos para deslizarse unos sobre otros dentro de la estructura.
 - **Brillo Metálico:** Los electrones en la nube absorben y reemiten luz a muchas frecuencias, lo que resulta en el brillo característico.
 - **Puntos de Fusión y Ebullición:** Varían ampliamente dependiendo del metal, pero en general, los metales con más electrones de valencia (y, por lo tanto, enlaces más fuertes) tienen puntos de fusión más altos.

3. Estructuras de Lewis:

- **Definición:** Diagramas que muestran cómo los átomos se enlazan en una molécula y la ubicación de los electrones de valencia, tanto enlazantes como no enlazantes (pares solitarios).

- **Pasos para dibujar estructuras de Lewis:**
 - (a) Contar el número total de electrones de valencia de todos los átomos en la molécula o ion.
 - (b) Dibujar el esqueleto de la molécula, conectando los átomos con enlaces simples. Generalmente, el átomo menos electronegativo (excepto el hidrógeno) se coloca en el centro.
 - (c) Completar los octetos (o duetos para el hidrógeno) de los átomos periféricos, comenzando por los más electronegativos.
 - (d) Colocar los electrones restantes en el átomo central. Si el átomo central no tiene un octeto completo, formar enlaces múltiples (dobles o triples) con los átomos periféricos hasta que se complete el octeto.
 - (e) Si es necesario, considerar cargas formales para determinar la estructura de Lewis más probable.
- **Resonancia:** Cuando una molécula puede representarse con dos o más estructuras de Lewis equivalentes, se dice que presenta resonancia. La estructura real es un híbrido de resonancia, una combinación ponderada de todas las estructuras contribuyentes.

4. Nomenclatura Inorgánica Tradicional:

- **Óxidos:**
 - **Óxidos Básicos (óxidos metálicos):** Metal + Oxígeno (ejemplo: Na_2O – Óxido de sodio).
 - **Óxidos Ácidos (óxidos no metálicos o anhídridos):** No Metal + Oxígeno (ejemplo: CO_2 – Anhídrido carbónico).
- **Hidróxidos:** Metal + Grupo Hidroxilo (OH^-) (ejemplo: NaOH – Hidróxido de sodio).
- **Ácidos:**
 - **Hidrácidos:** Hidrógeno + No Metal (ejemplo: HCl – Ácido clorhídrico).
 - **Oxácidos:** Hidrógeno + No Metal + Oxígeno (ejemplo: H_2SO_4 – Ácido sulfúrico).
- **Sales:**
 - **Sales Binarias:** Metal + No Metal (ejemplo: NaCl – Cloruro de sodio).
 - **Oxisales:** Metal + Radical con Oxígeno (ejemplo: NaNO_3 – Nitrato de sodio).

Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Ejemplo de Enlace Covalente Polar:** Analizar la molécula de amoníaco (NH_3). El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que los enlaces N-H son polares. La molécula en sí es polar debido a la geometría piramidal y la presencia de un par solitario en el nitrógeno.
- **Ejemplo de Enlace Metálico:** Discutir las propiedades del cobre (Cu) y cómo el enlace metálico explica su alta conductividad eléctrica y maleabilidad.
- **Ejemplo de Estructura de Lewis:** Dibujar la estructura de Lewis del dióxido de carbono (CO_2) y explicar por qué tiene dos enlaces dobles.
- **Ejemplo de Nomenclatura:** Nombrar los siguientes compuestos: FeO , KOH , HBr , CaSO_4 .

Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

1. **Predicción de Polaridad:** Predice si los siguientes enlaces son polares o no polares: C-H, O-H, Cl-Cl, C-O. Justifica tus respuestas basándote en la diferencia de electronegatividad.
 - **Solución:**
 - C-H: No polar (diferencia de electronegatividad pequeña).
 - O-H: Polar (O es significativamente más electronegativo que H).
 - Cl-Cl: No polar (misma electronegatividad).
 - C-O: Polar (O es más electronegativo que C).
2. **Estructura de Lewis:** Dibuja las estructuras de Lewis para: a) Tetrafluoruro de carbono (CF_4) b) Ion carbonato (CO_3^{2-})
 - **Solución:**
 - a) CF_4 : C tiene 4 electrones de valencia, cada F tiene 7. Total: $4 + 4(7) = 32$ electrones. C es el átomo central, enlazado a cuatro átomos de F. Cada F tiene 3 pares solitarios.

- b) CO_3^{2-} : C tiene 4 electrones de valencia, cada O tiene 6. Total: $4 + 3(6) + 2$ (carga) = 24 electrones. C es el átomo central, enlazado a tres átomos de O. Se requiere resonancia (un enlace doble y dos enlaces simples).

3. **Nomenclatura:** Nombra los siguientes compuestos: a) MnO_2 b) H_3PO_4 c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ d) CuCl

- **Solución:**

- a) MnO_2 : Dióxido de manganeso
- b) H_3PO_4 : Ácido fosfórico
- c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$: Hidróxido de magnesio
- d) CuCl : Cloruro cuproso

4. **Ejercicio Avanzado: Fuerzas Intermoleculares:** Explica cómo la polaridad de los enlaces influye en las fuerzas intermoleculares y, por ende, en las propiedades físicas de las sustancias. Considera ejemplos como el agua y el metano.

- **Solución:** En el agua (H_2O), los enlaces O-H son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno. Esta polaridad da lugar a fuertes fuerzas intermoleculares de tipo dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno, lo que explica el alto punto de ebullición del agua. En contraste, el metano (CH_4) tiene enlaces C-H que son casi no polares, resultando en fuerzas de Van der Waals débiles, lo que se traduce en un punto de ebullición muy bajo.

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de Texto:** Cualquier libro de texto de Química General a nivel universitario que cubra los temas de enlace químico, estructura molecular y nomenclatura.
- **Simulaciones Interactivas:** PhET Simulations (University of Colorado Boulder) tiene simulaciones interactivas sobre enlace químico y polaridad.
- **Videos Educativos:** Khan Academy ofrece videos explicativos sobre estructuras de Lewis y nomenclatura química.