

Contents

Módulo 3: Tabla Periódica y Enlace Químico - Clase 2: Electronegatividad, Números de Oxidación y Enlace Iónico

1. Objetivos de la Clase:

- Definir y comprender la electronegatividad y su variación en la tabla periódica.
- Asignar números de oxidación a los átomos en diferentes compuestos.
- Explicar el proceso de formación de un enlace iónico, incluyendo la transferencia de electrones y la formación de iones.
- Predecir la formación de compuestos iónicos basados en la electronegatividad y energías de ionización.
- Comprender las propiedades de los compuestos iónicos.

2. Contenido Teórico Detallado:

2.1 Electronegatividad:

- **Definición:** La electronegatividad es la medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo en un enlace químico. Es una propiedad relativa, ya que depende del entorno químico del átomo.
- **Escala de Pauling:** La escala de electronegatividad más común es la de Pauling, donde el flúor (F) tiene el valor más alto (3.98) y el francio (Fr) el más bajo (0.7).
- **Tendencias en la Tabla Periódica:**
 - **Aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período:** Esto se debe al aumento de la carga nuclear efectiva, lo que resulta en una mayor atracción por los electrones de valencia.
 - **Disminuye de arriba a abajo a lo largo de un grupo:** A medida que aumenta el número de capas electrónicas, los electrones de valencia están más alejados del núcleo y son atraídos con menos fuerza.
- **Importancia:** La diferencia de electronegatividad entre dos átomos en un enlace determina la polaridad del enlace. Si la diferencia es grande (generalmente mayor a 1.7), el enlace es iónico. Si es pequeña, el enlace es covalente polar o no polar.

2.2 Números de Oxidación:

- **Definición:** El número de oxidación (o estado de oxidación) es una carga hipotética que un átomo tendría si todos los enlaces con átomos diferentes fueran completamente iónicos. Es una herramienta útil para predecir y explicar reacciones químicas.
- **Reglas para asignar números de oxidación:**
 1. El número de oxidación de un elemento en su estado libre es cero (ej., Na(s), O₂(g), Cl₂(g)).
 2. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a su carga (ej., Na⁺ = +1, Cl⁻ = -1).
 3. El número de oxidación del flúor (F) en todos sus compuestos es -1.
 4. El número de oxidación del oxígeno (O) generalmente es -2, excepto en peróxidos (ej., H₂O₂, donde es -1) y cuando está combinado con flúor (ej., OF₂, donde es +2).
 5. El número de oxidación del hidrógeno (H) generalmente es +1, excepto en hidruros metálicos (ej., NaH, donde es -1).
 6. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula neutra es cero.
 7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en un ion poliatómico es igual a la carga del ion.
- **Ejemplos:**
 - **H₂O:** H = +1, O = -2 (2(+1) + (-2) = 0)
 - **SO₄²⁻:** O = -2, S = +6 (4(-2) + (+6) = -2)

2.3 Enlace Iónico:

- **Formación:** Un enlace iónico se forma por la transferencia de uno o más electrones de un átomo (generalmente un metal) a otro (generalmente un no metal).
- **Proceso:**

1. Un átomo (metal) con baja energía de ionización pierde uno o más electrones, formando un catión (ion positivo).
 2. Otro átomo (no metal) con alta afinidad electrónica gana esos electrones, formando un anión (ion negativo).
 3. La atracción electrostática entre el catión y el anión forma el enlace iónico.
- **Ejemplo: Formación de NaCl (Cloruro de Sodio):**
 - $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ (Energía de Ionización = +496 kJ/mol)
 - $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ (Afinidad Electrónica = -349 kJ/mol)
 - $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)}$ (Energía Reticular = -787 kJ/mol)
 - **Energía Reticular:** La energía reticular es la energía liberada cuando se forman un mol de un compuesto iónico sólido a partir de sus iones gaseosos. Es una medida de la fuerza del enlace iónico. A mayor energía reticular, mayor estabilidad del compuesto iónico.
 - **Propiedades de los Compuestos Iónicos:**
 - **Altos puntos de fusión y ebullición:** Debido a la fuerte atracción electrostática entre los iones.
 - **Duros pero quebradizos:** Los iones están fuertemente unidos, pero un desplazamiento puede provocar repulsiones.
 - **Conductores de electricidad en estado líquido o disuelto en agua:** Los iones son móviles y pueden transportar carga.
 - **Generalmente solubles en disolventes polares (como el agua):** Las moléculas de agua pueden solvatar los iones.
 - **Forman redes cristalinas:** Los iones se organizan en una estructura tridimensional regular.

3. Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Caso de Estudio: Comparación de la Fuerza de Enlace Iónico:** Comparar la energía reticular de NaCl, MgO y Al_2O_3 . Explicar cómo la carga de los iones y el tamaño influyen en la fuerza del enlace.
- **Ejemplo: Predicción de la formación de KBr:** El potasio (K) tiene una baja energía de ionización y el bromo (Br) tiene una alta afinidad electrónica. Predecir la formación de KBr y explicar por qué es un compuesto iónico.
- **Ejemplo: Asignación de números de oxidación en KMnO_4 :** Determinar el número de oxidación del manganeso (Mn) en el permanganato de potasio.

4. Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

1. **Ordena los siguientes elementos en orden creciente de electronegatividad:** Cs, Na, K, Rb, Li.
 - **Solución:** $\text{Cs} < \text{Rb} < \text{K} < \text{Na} < \text{Li}$
2. **Asigna los números de oxidación a todos los átomos en los siguientes compuestos e iones:**
 - a) H_2SO_4
 - b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - c) NH_4^+
 - **Soluciones:**
 - a) H_2SO_4 : H = +1, S = +6, O = -2
 - b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: Cr = +6, O = -2
 - c) NH_4^+ : N = -3, H = +1
3. **Predice qué compuesto se formará entre el calcio (Ca) y el oxígeno (O). Escribe la fórmula del compuesto y explica por qué se forma un enlace iónico.**
 - **Solución:** CaO (Óxido de Calcio). El calcio tiene una baja energía de ionización y el oxígeno tiene una alta afinidad electrónica. El calcio pierde dos electrones para formar Ca^{2+} , y el oxígeno gana dos electrones para formar O^{2-} . La atracción electrostática entre estos iones forma el enlace iónico.
4. **¿Por qué el NaCl fundido conduce la electricidad, pero el NaCl sólido no?**
 - **Solución:** En el NaCl sólido, los iones Na^+ y Cl^- están fijos en la red cristalina y no pueden moverse libremente para transportar carga. Cuando el NaCl se funde, los iones se separan y se

vuelven móviles, lo que les permite conducir la electricidad.

5. **Dados los siguientes pares de iones, ¿cuál esperas que tenga la mayor energía reticular? Justifica tu respuesta.**

- a) NaCl vs. KCl
- b) MgO vs. NaCl

• **Soluciones:**

- a) NaCl: El Na⁺ es más pequeño que el K⁺, por lo que la distancia interiónica es menor y la atracción electrostática es más fuerte.
- b) MgO: El Mg²⁺ y el O²⁻ tienen cargas mayores que el Na⁺ y el Cl⁻, lo que resulta en una mayor atracción electrostática.

5. Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libro de Texto:** Capítulo sobre tabla periódica, propiedades periódicas y enlace iónico.
- **Simulaciones:** Simulaciones interactivas de la formación de enlaces iónicos y la variación de la electronegatividad en la tabla periódica (disponibles en plataformas como Phet Interactive Simulations).
- **Videos:** Videos explicativos sobre números de oxidación y cómo asignarlos.
- **Artículo:** Lectura de un artículo científico sobre la aplicación de la electronegatividad en la predicción de la reactividad química.