

Contents

Clase 1: Explorando la Tabla Periódica: Organización y Propiedades Periódicas Fundamentales . .	1
---	---

Clase 1: Explorando la Tabla Periódica: Organización y Propiedades Periódicas Fundamentales

Objetivos de la Clase:

- Comprender la estructura y organización de la Tabla Periódica.
- Identificar grupos (familias) y periodos en la Tabla Periódica.
- Definir y explicar la carga nuclear efectiva y su influencia en las propiedades atómicas.
- Introducir y comparar las tendencias del tamaño atómico y el radio iónico.

Contenido Teórico Detallado:

1. Introducción a la Tabla Periódica:

- **Historia:** Breve reseña de la evolución de la Tabla Periódica, desde los intentos iniciales de Döbereiner y Newlands hasta la organización de Mendeleev y Moseley. Destacar la importancia de Mendeleev al predecir las propiedades de elementos aún no descubiertos.
- **Organización General:** La Tabla Periódica moderna está organizada en función del número atómico (número de protones en el núcleo). Los elementos con propiedades químicas similares se agrupan verticalmente en columnas llamadas **grupos** o **familias**. Las filas horizontales se llaman **períodos**.
- **Grupos (Familias):**
 - **Metales Alcalinos (Grupo 1):** Metales blandos, altamente reactivos, reaccionan violentamente con agua. (Ejemplos: Li, Na, K). Su reactividad se debe a la fácil pérdida de un electrón para formar un ion +1.
 - **Metales Alcalinotérreos (Grupo 2):** Metales reactivos, aunque menos que los alcalinos. (Ejemplos: Be, Mg, Ca). Pierden fácilmente dos electrones para formar iones +2.
 - **Metales de Transición (Grupos 3-12):** Metales con propiedades diversas, a menudo forman compuestos coloreados y tienen múltiples estados de oxidación. (Ejemplos: Fe, Cu, Ag, Au). Son importantes catalizadores en la industria.
 - **Grupo del Boro (Grupo 13):** Incluye metales y un metaloide (boro). (Ejemplos: B, Al, Ga).
 - **Grupo del Carbono (Grupo 14):** Incluye no metales, metaloides y metales. (Ejemplos: C, Si, Ge, Sn, Pb). El carbono es fundamental para la química orgánica.
 - **Grupo del Nitrógeno (Grupo 15):** Incluye no metales, metaloides y metales. (Ejemplos: N, P, As, Sb, Bi).
 - **Calcógenos (Grupo 16):** También conocidos como la familia del oxígeno. (Ejemplos: O, S, Se, Te, Po). El oxígeno es esencial para la vida.
 - **Halógenos (Grupo 17):** No metales altamente reactivos que forman sales con metales. (Ejemplos: F, Cl, Br, I). Son oxidantes fuertes.
 - **Gases Nobles (Grupo 18):** Gases inertes (poco reactivos) debido a su configuración electrónica estable. (Ejemplos: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Se utilizan en iluminación y aplicaciones especializadas.
- **Períodos:** El número de período corresponde al número de capas electrónicas principales que tienen los átomos de los elementos en ese período.

2. Carga Nuclear Efectiva (Z_{eff}):

- **Definición:** La carga nuclear efectiva es la carga positiva neta experimentada por un electrón en un átomo polieletrónico. Es menor que la carga nuclear real (número de protones) debido al apantallamiento (o blindaje) de los electrones internos.
- **Apantallamiento:** Los electrones internos "apantallan" la carga positiva del núcleo, reduciendo la atracción que sienten los electrones externos.
- **Cálculo Aproximado:** $Z_{eff} = Z - S$, donde Z es el número atómico y S es la constante de apantallamiento (aproximadamente igual al número de electrones internos).

- **Importancia:** La carga nuclear efectiva influye directamente en el tamaño atómico, la energía de ionización y la electronegatividad.

3. Tamaño Atómico:

- **Definición:** Se refiere al radio atómico, que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en un metal o en una molécula diatómica.
- **Tendencia en la Tabla Periódica:**
 - **De izquierda a derecha a lo largo de un período:** El tamaño atómico generalmente disminuye. Esto se debe a que la carga nuclear efectiva aumenta, atrayendo los electrones con más fuerza hacia el núcleo.
 - **De arriba hacia abajo en un grupo:** El tamaño atómico generalmente aumenta. Esto se debe a que se añaden nuevas capas de electrones, y los electrones externos están más lejos del núcleo.

4. Radio Iónico:

- **Definición:** El radio iónico es el radio de un ion.
- **Tendencias:**
 - **Cationes (iones positivos):** Son más pequeños que los átomos neutros correspondientes porque han perdido electrones, reduciendo la repulsión electrónica y aumentando la carga nuclear efectiva sobre los electrones restantes.
 - **Aniones (iones negativos):** Son más grandes que los átomos neutros correspondientes porque han ganado electrones, aumentando la repulsión electrónica y disminuyendo la carga nuclear efectiva sobre los electrones.
- **Comparación:** Es fundamental comparar radios iónicos de iones isoelectrónicos (que tienen el mismo número de electrones). En este caso, el ion con mayor carga nuclear (más protones) tendrá un radio más pequeño.

Ejemplos/Casos de Estudio:

- **Tamaño Atómico:**
 - Comparar el tamaño del sodio (Na) y el cloro (Cl). Na es más grande que Cl porque está más a la izquierda en el período 3.
 - Comparar el tamaño del sodio (Na) y el potasio (K). K es más grande que Na porque está debajo de Na en el grupo 1.
- **Radio Iónico:**
 - Comparar el radio del Na y el Na⁺. El Na⁺ es significativamente más pequeño que el Na.
 - Comparar el radio del Cl y el Cl⁻. El Cl⁻ es significativamente más grande que el Cl.
 - Comparar el radio del O²⁻, F⁻, Na⁺ y Mg²⁺. Todos son isoelectrónicos (10 electrones). El orden de tamaño es: O²⁻ > F⁻ > Na⁺ > Mg²⁺ (debido al aumento de la carga nuclear).

Problemas Prácticos/Ejercicios con Soluciones:

1. **Ordena los siguientes elementos en orden creciente de tamaño atómico: S, Cl, P.**
 - **Solución:** Cl < S < P (Todos están en el mismo período, el 3. El tamaño disminuye de izquierda a derecha).
2. **¿Cuál de los siguientes iones es más grande: K⁺ o Cl⁻? Justifica tu respuesta.**
 - **Solución:** Son isoelectrónicos. Cl⁻ es más grande porque tiene menos protones (17) que K⁺ (19), lo que significa que la carga nuclear efectiva es menor en Cl⁻, y los electrones están menos atraídos al núcleo.
3. **Explica por qué el radio del ion Fe²⁺ es mayor que el radio del ion Fe³⁺.**
 - **Solución:** Ambos son cationes derivados del hierro, pero el Fe²⁺ tiene un electrón más que el Fe³⁺. Este electrón adicional aumenta la repulsión electrónica y disminuye la carga nuclear efectiva sobre cada electrón, lo que resulta en un radio iónico mayor para el Fe²⁺.
4. **Predice cual elemento tiene mayor carga nuclear efectiva: Na o Cl. Explica tu respuesta.**
 - **Solución:** Cl tiene una mayor carga nuclear efectiva. A pesar de que ambos tienen capas internas que apantallan a los electrones externos, Cl tiene significativamente más protones en su núcleo.

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libro de texto de Química General:** Capítulo sobre la Tabla Periódica y propiedades periódicas.
- **Simulaciones interactivas:** Buscar simulaciones en línea que permitan visualizar las tendencias del tamaño atómico y la carga nuclear efectiva. Por ejemplo, simulaciones de PhET Interactive Simulations (Universidad de Colorado Boulder).
- **Videos:** Videos explicativos sobre la Tabla Periódica y las propiedades periódicas en plataformas como Khan Academy o YouTube.