



# proyecto integrador de química

integrantes: Brizuela Mía, Gil Camila y  
Lorenzo Muchino

## **Texto breve sobre la historia de la tabla periódica, sus columnas (grupos) y filas (períodos):**

La tabla periódica es una herramienta fundamental en la química que organiza todos los elementos conocidos en función de su número atómico. Los elementos que se encuentran en la misma columna (grupo) tienen características similares, como el número de electrones en su capa más externa. Los elementos en la misma fila (período) presentan tendencias en sus propiedades físicas y químicas a medida que aumenta su número atómico. Desde que Dmitri Mendeléyev la propuso en 1869, la tabla periódica ha evolucionado, agregando nuevos elementos y mejorando el entendimiento de sus propiedades.



# Lista de lo que conozco sobre la tabla periódica:

*¿Qué conoces?*

Organiza los elementos en orden creciente de número atómico.

Los grupos son columnas verticales que agrupan elementos con propiedades químicas similares.

Los períodos son filas horizontales que muestran una variación progresiva de propiedades.

Los metales están principalmente en la parte izquierda y centro de la tabla, mientras que los no metales están en la derecha.

Los gases nobles, ubicados en el grupo 18, son muy estables y no reaccionan fácilmente con otros elementos.

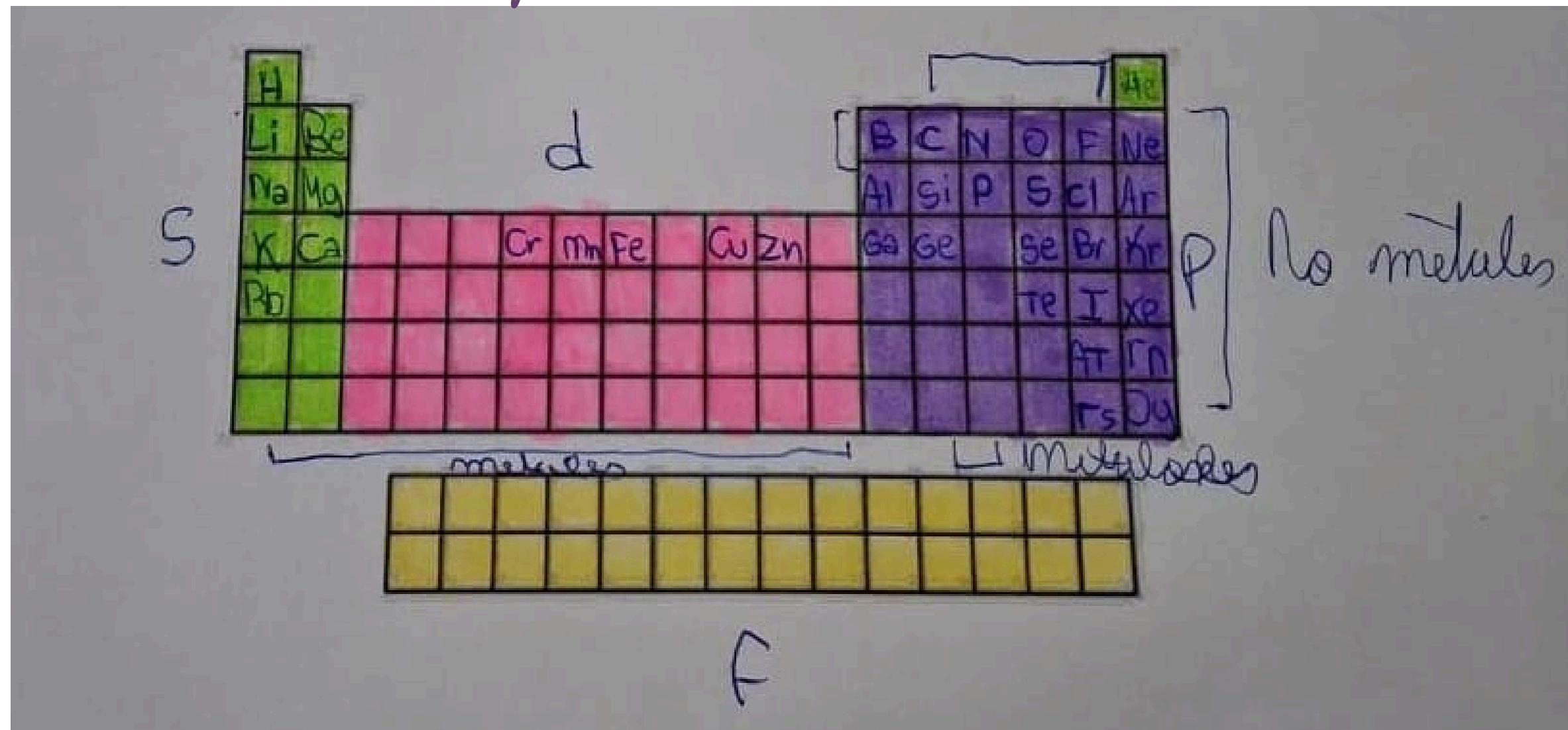
La tabla se ha expandido con el descubrimiento de nuevos elementos y avances en la física nuclear.



## **Conclusión tras debatir la importancia de la tabla periódica en la química:**

La tabla periódica es una herramienta indispensable para los químicos, ya que organiza el conocimiento sobre los elementos de manera clara y comprensible. Nos permite predecir el comportamiento químico de los elementos, entender las tendencias periódicas y su relación con la estructura electrónica. Facilita la comprensión de reacciones, enlaces y compuestos, y también es una base esencial para descubrir nuevos elementos o sintetizar materiales. En resumen, la tabla periódica no solo clasifica los elementos, sino que es fundamental para el avance continuo de la ciencia química.

# punto 4



# Representación

Elementos elegidos: Hidrógeno (H), Oxígeno (O), Sodio (Na), Cloro (Cl), y Calcio (Ca).

## 1. Hidrógeno (H)

- a) Configuración electrónica:  $1s^1$
- b) Grupo y período: Grupo 1 (Metales alcalinos), Período 1
- c) Representación de Lewis:  $H \cdot$

## 2. Oxígeno (O)

- a) Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^4$
- b) Grupo y período: Grupo 16 (Calcógenos), Período 2
- c) Representación de Lewis:  $:O:$  (seis electrones alrededor del oxígeno)

## 3. Sodio (Na)

- a) Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b) Grupo y período: Grupo 1 (Metales alcalinos), Período 3
- c) Representación de Lewis:  $Na \cdot$

## 4. Cloro (Cl)

- a) Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- b) Grupo y período: Grupo 17 (Halógenos), Período 3
- c) Representación de Lewis:  $:Cl:$  (siete electrones alrededor del cloro)

## 5. Calcio (Ca)

- a) Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- b) Grupo y período: Grupo 2 (Metales alcalinotérreos), Período 4
- c) Representación de Lewis

# Tipos de enlaces químicos y su relación con la configuración electrónica

## Enlace iónico:

**Formación:** Se da entre un metal y un no metal. Un átomo, generalmente el metal, pierde electrones y se convierte en un ion positivo (catión), mientras que el no metal gana esos electrones y se convierte en un ion negativo (anión).

**Configuración electrónica:** El átomo que pierde electrones (metal) lo hace para alcanzar una configuración electrónica más estable, generalmente la de un gas noble (capa de valencia completa). El no metal también alcanza esta estabilidad al ganar electrones.

**Ejemplo:** Cloruro de sodio (NaCl). El sodio (Na) pierde un electrón de su capa de valencia (configuración  $3s^1$ ) y se convierte en  $Na^+$ , mientras que el cloro (Cl), con configuración  $3s^2 3p^5$ , gana ese electrón para completar su capa de valencia, convirtiéndose en  $Cl^-$ .

## Propiedades:

Elevados puntos de fusión y ebullición.

Solubilidad en agua.

Conductividad eléctrica cuando está disuelto o en estado fundido.

Estructura cristalina sólida.

# enlace

## Enlace Metálico:

**Formación:** Ocurre entre átomos metálicos. Los electrones de valencia forman una "nube" de electrones libres que se mueven entre los iones positivos del metal. Esta movilidad de los electrones explica muchas de las propiedades características de los metales.

**Configuración electrónica:** En los metales, los electrones de valencia están poco ligados a sus átomos y se deslocalizan, lo que permite la formación de la "nube" de electrones.

**Ejemplo:** El cobre (Cu). Los electrones de valencia del cobre se mueven libremente entre los átomos de cobre, lo que confiere conductividad eléctrica y térmica.

## Propiedades:

Alta conductividad eléctrica y térmica.

Maleabilidad y ductilidad.

Brillo metálico.

Puntos de fusión y ebullición altos.

## Conclusión:

La configuración electrónica es clave para entender cómo y por qué se forman los diferentes tipos de enlaces químicos. Los átomos tienden a modificar su configuración electrónica, ya sea cediendo, ganando o compartiendo electrones, para alcanzar una mayor estabilidad. Estos procesos son los que dan lugar a la formación de compuestos con propiedades muy diversas, desde las sales iónicas hasta las moléculas covalentes y los sólidos metálicos.

**Los enlaces iónicos se forman cuando un átomo cede electrones y otro los recibe, generando iones con cargas opuestas que se atraen entre sí. Este tipo de enlace ocurre generalmente entre un metal (que pierde electrones y se convierte en catión) y un no metal (que gana electrones y se convierte en anión). Algunos ejemplos comunes de compuestos con enlace iónico incluyen:**

**Óxido de magnesio (MgO):**

**El magnesio (Mg) pierde dos electrones para formar  $Mg^{2+}$ , y el oxígeno (O) gana esos dos electrones para formar  $O^{2-}$ . La atracción entre estos iones cargados produce el enlace iónico.**

**El enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten electrones para alcanzar una configuración más estable, normalmente entre dos no metales que tienen electronegatividades similares.**

**Los enlaces iónicos se forman cuando un átomo cede electrones y otro los recibe, generando iones con cargas opuestas que se atraen entre sí. Este tipo de enlace ocurre generalmente entre un metal (que pierde electrones y se convierte en catión) y un no metal (que gana electrones y se convierte en anión). Algunos ejemplos comunes de compuestos con enlace iónico incluyen:**

**Óxido de magnesio (MgO):**

**El magnesio (Mg) pierde dos electrones para formar  $Mg^{2+}$ , y el oxígeno (O) gana esos dos electrones para formar  $O^{2-}$ . La atracción entre estos iones cargados produce el enlace iónico.**

**El enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten electrones para alcanzar una configuración más estable, normalmente entre dos no metales que tienen electronegatividades similares.**

**A continuación, algunos ejemplos de elementos que forman enlaces covalentes:**

**: Molécula de agua (H<sub>2</sub>O):**

**En esta molécula, el oxígeno (O) comparte electrones con dos átomos de hidrógeno (H). El oxígeno tiene una electronegatividad mayor que el hidrógeno, por lo que los electrones son compartidos de manera desigual, pero siguen formando un enlace covalente.**

**: Los enlaces metálicos ocurren cuando los átomos de un metal comparten sus electrones de valencia de forma colectiva, creando una "nube" de electrones libres que se mueve a través de la estructura metálica. Esto permite que los metales sean buenos conductores de electricidad y calor, y les da características como la maleabilidad y ductilidad.**

**A continuación, algunos ejemplos de elementos que forman enlaces covalentes:**

**: Molécula de agua (H<sub>2</sub>O):**

**En esta molécula, el oxígeno (O)**

**comparte electrones con dos átomos de hidrógeno (H). El oxígeno tiene una electronegatividad mayor que el hidrógeno, por lo que los electrones son compartidos de manera desigual, pero siguen formando un enlace covalente.**

**: Los enlaces metálicos ocurren cuando los átomos de un metal comparten sus electrones de valencia de forma colectiva, creando una "nube" de electrones libres que se mueve a través de la estructura metálica. Esto permite que los metales sean buenos conductores de electricidad y calor, y les da características como la maleabilidad y ductilidad.**

**Algunos ejemplos de elementos con enlaces metálicos son:**

**: Hierro (Fe):**

**El hierro es otro ejemplo típico de un metal con enlace metálico. En su estructura, los electrones de valencia de los átomos de hierro se "deslocalizan" y se mueven libremente por toda la estructura, lo que le otorga propiedades como la conductividad y 9)**

**El enlace en el cloruro de sodio (NaCl)**

**es de tipo iónico. Este tipo de enlace ocurre entre un metal (en este caso, el sodio, Na) y un no metal (el cloro, Cl).**

**El enlace iónico del NaCl se puede visualizar en términos de diagramas de Lewis. Cuando el sodio pierde un electrón para formar Na<sup>+</sup>, su tamaño efectivo se reduce a la mitad. Cuando el cloro gana un electrón para producir la estructura de octeto Cl<sup>-</sup>, su tamaño aumenta a casi el doble (Shipman, et al).**

**El tipo de enlace en la molécula de agua (H<sub>2</sub>O) es un enlace covalente polar**

**La estructura de Lewis del agua indica una geometría molecular angular. En esta disposición, los dos átomos de hidrógeno están posicionados asimétricamente alrededor del átomo central de oxígeno, formando un ángulo de enlace de aproximadamente 104.5°.**

**El tipo de enlace en el óxido de magnesio (MgO) es de tipo iónico.**

**La estructura de Lewis del óxido de magnesio (MgO) representa el enlace iónico que se forma entre el magnesio (Mg) y el oxígeno (O). En este caso, no se dibuja una estructura típica de "compartición de electrones" como en los enlaces covalentes, ya que el enlace es iónico, basado en la transferencia completa de**

**El compuesto dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) tiene un tipo de enlace covalente polar, aunque la molécula en su conjunto es no polar debido a su geometría lineal y la distribución simétrica de las cargas.**

**La estructura de Lewis del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) representa cómo se comparten los electrones entre el átomo de carbono y los dos átomos de oxígeno. En esta molécula, el carbono forma enlaces dobles covalentes con cada oxígeno, y los electrones no compartidos (pares libres) se muestran en los átomos de oxígeno.**



**¡Muchas  
gracias!**

(profe hay algunos puntos juntos porque no me dejaba por más diapositivas)