

**COLEGIO CODEMA I.E.D.**  
**AREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL**  
**QUÍMICA GRADO: NOVENO**

Docente: Martha Lucía Bustamante Galindo

**TALLER NRO. 2**

**TEMA: TABLA PERIÓDICA**

**LOGROS:**

Comprender la estructura y organización de la tabla periódica.

Utilizar adecuadamente la información que nos suministra la tabla periódica para comprender la estructura y el comportamiento de las sustancias.

Trabajar responsablemente realizando las actividades propuestas para desarrollar procesos de pensamiento que favorezcan la comprensión de conceptos.

**CONCEPTOS CLAVES:** átomo, niveles de energía, elementos, periodicidad, propiedades químicas, número atómico, masa atómica, periodo, grupo, ley periódica.

**PREGUNTAS GENERADORAS**

¿Qué importancia tiene la tabla periódica? Explique.

¿Qué información puede suministrarnos la tabla periódica?

**LECTURA**

Conocer las propiedades de los átomos, y en especial su peso, se transformó en la tarea fundamental de la química y, gracias a las ideas de **Avogadro** y **Cannizaro**, durante la primera mitad del siglo XIX, gran parte de la labor química consistió en determinar los pesos de los átomos y las fórmulas químicas de muchos compuestos.

Al mismo tiempo, se iban descubriendo más y más elementos. En la década de 1860 se conocían más de 60 elementos, y saber las propiedades de todos ellos, era imposible para cualquier químico, pero muy importante para poder realizar su trabajo. Ya en 1829, un químico alemán, **Döbereiner**, se percató que algunos elementos debían guardar cierto orden. Así, el calcio, estroncio y bario formaban compuestos de composición similar y con propiedades similares, de forma que las propiedades del estroncio eran intermedias entre las del calcio y las del bario. Otro tanto ocurría con el azufre, selenio y telurio (las propiedades del selenio eran intermedias entre las del azufre y el telurio) y con el cloro, bromo y yodo (en este caso, el elemento intermedio era el bromo). Es lo que se conoce como tríadas de Döbereiner. Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido, aunque muchos químicos intentaron buscar una relación entre las propiedades de los elementos.

En 1864, un químico inglés, **Newlands**, descubrió que al ordenar los elementos según su peso atómico, el octavo elemento tenía propiedades similares al primero, el noveno al segundo y así sucesivamente, cada ocho elementos, las propiedades se repetían, lo denominó ley de las octavas, recordando los periodos musicales. Pero las octavas de Newlands no se cumplían siempre, tras las primeras octavas la ley dejaba de cumplirse.

En 1870, el químico alemán **Meyer** estudió los elementos de forma gráfica, representando el volumen de cada átomo en función de su peso, obteniendo una gráfica en ondas cada vez mayores, los elementos en posiciones similares de la onda, tenían propiedades similares, pero las ondas cada vez eran mayores e integraban a más elementos. Fue el descubrimiento de la ley periódica, pero llegó un año demasiado tarde. En 1869, **Mendeleiev** publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, sino que lo amplió conforme aumentaba el peso atómico. Invertió el orden de algunos elementos para que cuadraran sus propiedades con las de los elementos adyacentes y dejó espacios, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos. Sobre la base de que las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus pesos atómicos (en la actualidad número atómico) publicó en 1869 su tabla.

En tres de los espacios, predijo las propiedades de los elementos que habrían de descubrirse (denominándolos ekaboro, ekaaluminio y ekasilicio), cuando años más tarde se descubrieron el escandio, el galio y el germanio, cuyas propiedades se correspondían con las predichas por Mendeleiev y se descubrió un nuevo grupo de elementos (los gases nobles) lo que puso de manifiesto no sólo la veracidad de la ley periódica, sino la importancia y utilidad de la tabla periódica.

Tomado de: <https://sites.google.com/site/laquimicaennuestroentorno/historia-de-la-quimica/historia-de-la-tabla-periodica>

En 1913 **Henry Moseley** basándose en experimentos con rayos X determinó los números atómicos que permitieron una nueva organización estableciendo así la Ley Periódica actual que dice: “Las

propiedades químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos”, lo que significa que cuando se ordenan los elementos por sus números atómicos, en forma ascendente, aparecen grupos de ellos con propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían periódicamente.

ACTIVIDAD 1

1. Elabore una tabla en la cual resuma los aportes hechos por cada uno de los científicos que contribuyeron a la organización de la tabla periódica actual.

| PERSONAJE | AÑO | APORTES |
|-----------|-----|---------|
|           |     |         |

2. ¿Qué tienen en común los elementos que forman una determinada familia o grupo?
3. Haz una lista de todos los elementos alcalinos.
4. Representa mediante el modelo atómico de Bohr los elementos de este grupo IA. ¿Qué tienen en común?
5. Haz una lista de todos los elementos alcalinotérreos.

En la actualidad de se conocen más de 118 elementos que forman toda la materia y están organizados en siete filas horizontales llamadas periodos y 18 columnas (verticales), llamadas grupos o familias.

Los periodos indican el último nivel enérgico que tiene un elemento mientras que los grupos indican el número de electrones en la última capa. Los elementos que forman un grupo tienen propiedades comunes en su estructura atómica, que a su vez, hace que tengan otras propiedades físicas comunes.

De acuerdo con el tipo de subnivel que ha sido llenado los elementos se pueden dividir en distintas categorías:

Elementos representativos o del Grupo A:

Están repartidos en ocho grupos. Algunos grupos representativos reciben los siguientes nombres:

- Grupo IA: Alcalinos
- Grupo IIA Alcalinotérreos
- Grupo VIIA: Halógenos
- Grupo VIIIA: Gases nobles

Elementos de transición o Grupo B:

Están repartidos en 10 grupos (IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB primera, VIIIB segunda, VIIIB tercera columna, IB Y IIB)

Elementos de Transición Interna o Tierras Raras:

Están repartidos en 14 grupos. Es de notar que la serie lantánida pertenece al periodo 6 y la actínida al periodo 7 de la tabla periódica.

La tabla periódica también permite clasificar a los elementos en **metales, no metales y gases nobles**. Una línea diagonal quebrada ubica al lado izquierdo a los metales y al lado derecho a los no metales. Aquellos elementos que se encuentran cerca de la diagonal presentan propiedades de metales y no metales; reciben el nombre de metaloides.

**Metales:** Son buenos conductores del calor y la electricidad, son maleables y dúctiles, tienen brillo característico.

**No Metales:** Pobres conductores del calor y la electricidad, no poseen brillo, no son maleables ni dúctiles y son frágiles en estado sólido.

**Metaloides:** poseen propiedades intermedias entre Metales y No Metales.

ACTIVIDAD 2

6. Representa mediante el modelo atómico de Bohr los dos primeros elementos del grupo IIA, alcalinotérreos. ¿Qué tienen en común?
7. Explique porqué es importante la tabla periódica
8. ¿Por qué el cloro, el bromo, el yodo se han ubicado en el grupo VIIA?
9. ¿Por qué a los elementos del grupo VIII A se les ha llamado gases nobles?
10. Explique cómo está organizada la tabla periódica.

ACTIVIDAD 3

11. Determine el grupo y el periodo en el cual se encuentran ubicados los siguientes elementos químicos: Na, K, Rb, He, Fe, Al, S, O, Ca, Sb, Sn, Cu, Co, H, Ar, Mn, Mg.
12. Elabore un mapa conceptual acerca de la clasificación de los elementos en la tabla periódica.
13. Elabore un cuadro comparativo entre metales y no metales.

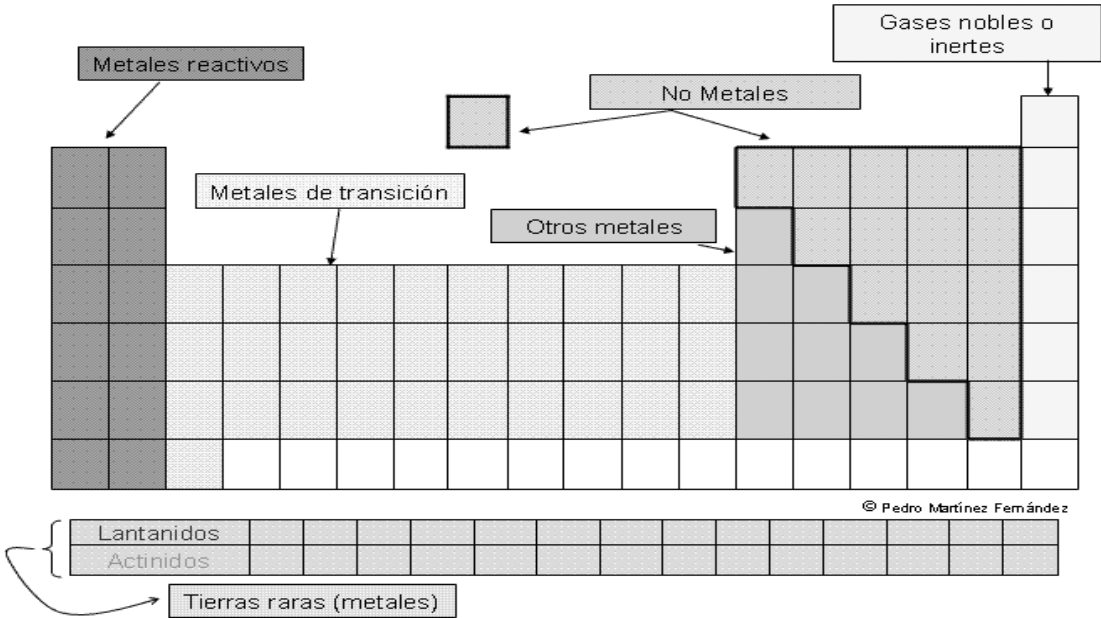
ACTIVIDAD 4

14. Tenga en cuenta todos los elementos químicos que se mencionan en la lectura, copie el siguiente cuadro en su cuaderno y complételo.

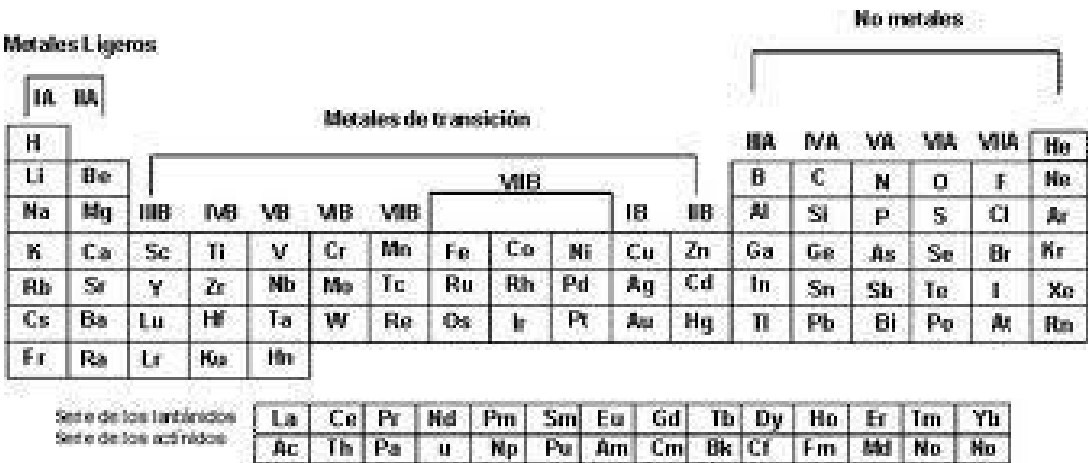
| Nombre del elemento | Símbolo | Número atómico | Masa atómica | Grupo | Periodo | Metal, no metal o metaloide |
|---------------------|---------|----------------|--------------|-------|---------|-----------------------------|
|---------------------|---------|----------------|--------------|-------|---------|-----------------------------|

|  |  |  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|--|--|

15. Coloree con diferente color cada uno de los grupos de elementos que se indican en la tabla periódica.



16. Coloree la tabla periódica teniendo en cuenta las siguientes instrucciones: Metales alcalinos de color verde, metales alcalinotérreos de color rosado, halógenos de color azul, gases nobles de color naranja, metales de transición de color amarillo, actínidos de color rojo y lantánidos de color morado.



17. Consulte las propiedades de metales y no metales y elabore un cuadro comparativo estableciendo sus diferencias.

### PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son propiedades que presentan los elementos químicos y que se repiten secuencialmente en la tabla periódica. Por la colocación en la misma de un elemento, podemos deducir que valores presentan dichas propiedades así como su comportamiento químico.

Hay un gran número de propiedades periódicas. Entre las más importantes destacaríamos:

- **Estructura electrónica:** distribución de los electrones en los orbitales del átomo
- **Energía de ionización:** es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder arrancarle un electrón. Este electrón es el que está unido más débilmente al núcleo. Los átomos tendrán mayor energía de ionización entre más arriba y más a la derecha de la tabla periódica se encuentran.
- **Electronegatividad:** capacidad de un elemento para atraer electrones. Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo.
- **Afinidad electrónica:** energía liberada al captar un electrón. Se llama afinidad electrónica (AE) a la energía asociada al proceso en el que un átomo neutro, aislado y en su estado fundamental, capta

un electrón y forma un ión negativo estable. De algún modo viene a indicar la "facilidad con que el átomo puede aceptar al electrón". Los átomos tendrán mayor afinidad electrónica entre más arriba y más a la derecha de la tabla periódica se encuentran.

- **Carácter metálico:** define su comportamiento metálico o no metálico. Los elementos químicos presentan mayor carácter metálico cuanto más abajo y a la izquierda de la *tabla periódica* se encuentren.

- **Valencia iónica:** número de electrones que necesita ganar o perder para el octeto. Aumentan de izquierda a derecha

- **Radio atómico:** El radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa). Por medio del radio atómico es posible determinar el tamaño del átomo. Dependiendo del tipo de elemento existen diferentes técnicas para su determinación como la difracción de neutrones, de electrones o de rayos X. En cualquier caso no es una propiedad fácil de medir ya que depende, entre otras cosas, de la especie química en la que se encuentre el elemento en cuestión. En los grupos, el radio atómico aumenta con el número atómico, es decir hacia abajo. En los períodos disminuye al aumentar Z, hacia la derecha, debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia núcleo-electrón.

Otras propiedades periódicas son: densidad, punto de ebullición, volumen atómico, punto de fusión, calor específico, radio atómico, carácter oxidante o reductor.

Tomado de: <http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/EQUIMICA/document/propper/propper.htm>

## ACTIVIDAD 5

Determine cómo varían las siguientes propiedades periódicas a lo largo de la tabla periódica

18. Represente mediante el modelo atómico de Borh los siguientes elementos: Li, Be, N y Ne.

Explique ¿Por qué el radio atómico, dentro de cada periodo, disminuye cuando el número atómico aumenta?

19. Represente por medio del modelo atómico de Borh los siguientes elementos: Li, Na, K y Rb.

Explique ¿Por qué el radio atómico, dentro de cada grupo, aumenta con el número del periodo?

20. Disponga los átomos siguientes en orden de radio atómico creciente: Na, Be y Mg

21. Organice los siguientes átomos en orden creciente de su afinidad electrónica: Li, Cr, Cl y F.

22. "Ordena los siguientes elementos de menor a mayor carácter metálico: Litio "Li", Cromo "Cr", Cloro "Cl", Hierro "Fe", Aluminio "Al".

23. ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el átomo con la configuración de la capa de valencia  $ns^2np^4$ ?

24. De los siguientes elementos: Li, Mg, As, O, F, Ar, V y Nb. ¿Cuáles esperarías que fueran buenos conductores del calor y la electricidad?

25. Se tienen 4 elementos hipotéticos representados como: M, N, L y X que poseen las siguientes características: M está localizado en el periodo 3, grupo VA, N tiene la configuración electrónica que termina en  $3s^2 3p^1$ , L tiene un número atómico 2 veces menor al gas noble del periodo 3 (Ar  $Z=18$ ), X tiene un número atómico igual a 17.

a. Elabore un croquis de la tabla periódica y de acuerdo a las características dadas ubique en él cada elemento.

b. Ordene de mayor a menor los elementos teniendo en cuenta su electronegatividad.

c. Organice los elementos en forma decreciente de sus radios atómicos

d. Determine cuáles son elementos de carácter metálico y cuáles de carácter no metálico

26. Organice los siguientes elementos de mayor a menor electronegatividad Na, K, Cl, F, Al, O.

27. Indique con flechas de diferentes colores cómo varían las siguientes propiedades en la tabla periódica: radio atómico (color rojo), potencial de ionización (color verde), electronegatividad (color azul), afinidad electrónica (color verde), carácter metálico (color anaranjado), valencia iónica (color amarillo).

