



SEDE	GRADO	TIEMPO ESTIMADO	ÁREA	EJE TEMÁTICO	No INTEGRANTES PARA EL TRABAJO
Principal	7°	4 horas	Ciencias Naturales	Tabla periódica y propiedades	1
<b>OBJETIVO:</b>	Reconocer la tabla periódica como instrumento fundamental para la comprensión de las propiedades y formación de compuestos a partir de elementos químicos.				
<b>COMPETENCIAS</b>	Conocer la organización de la tabla periódica y como varían sus propiedades de acuerdo al grupo y período. Ubicar los elementos en grupos y periodos de acuerdo a su la distribución electrónica.				

**REFLEXIÓN**

*Cordial saludo estudiante. Para resolver el siguiente taller es necesario leer atentamente las instrucciones, estar pendiente de los momentos de tutoría según el horario asignado a su curso. Si tiene la posibilidad de participar de las explicaciones en ZOOM o MEET es fundamental que lo haga, para ser más eficientes en las explicaciones. Si no cuenta con la conectividad necesaria para las tutorías, los referentes conceptuales contienen la información necesaria para resolver las actividades, las cuales son explicadas de forma puntual tanto en su desarrollo como en su modo de entrega. Si se realizan tutorías por WHATSAPP, se solicita amablemente evitar enviar mensajes o entregas en momentos que no corresponden al horario, pues afecta la consecución del proceso de revisión y evaluación.*

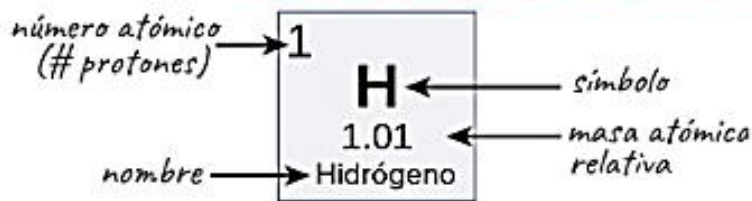
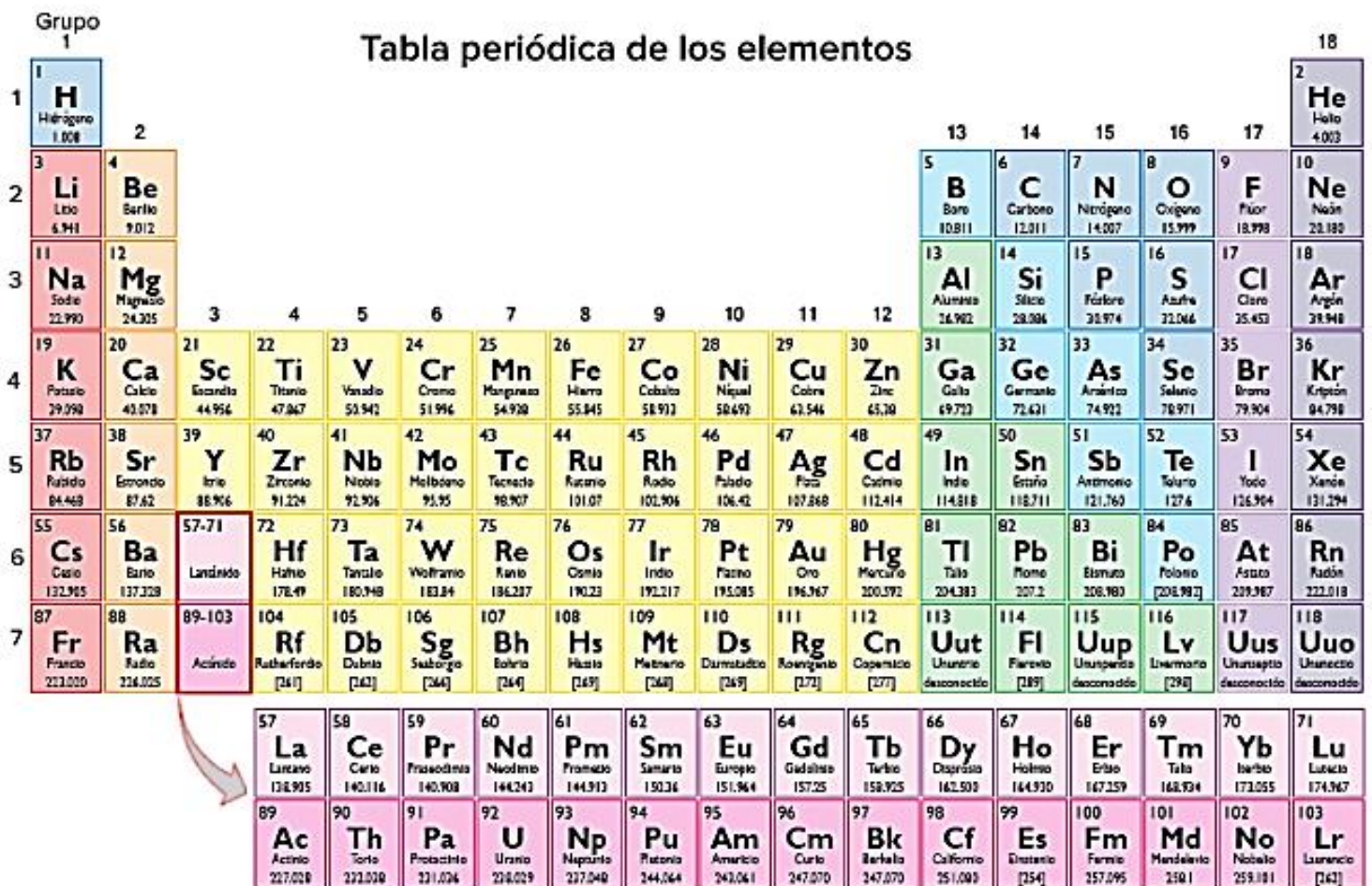
**REFERENTES CONCEPTUALES**

**TABLA PERIODICA**

*(texto tomado de la plataforma Khanacademy/Ciencia Química - Estructura atómica-Tabla periódica)*

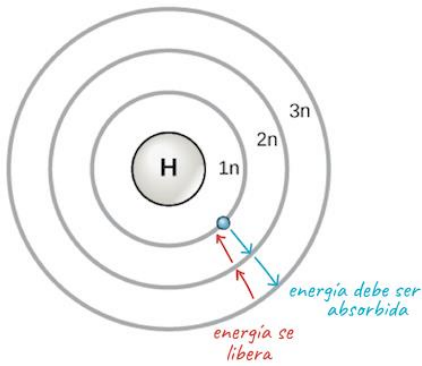
Por convención, los elementos están organizados en la tabla periódica, una estructura que captura los patrones importantes de su comportamiento (Propiedades físicas y químicas). Diseñada por el químico ruso Dmitri Mendeleev (1834–1907) en 1869, la tabla organiza los elementos en columnas (verticales)—grupos— y filas (horizontales) — periodos— que comparten ciertas propiedades. Estas propiedades determinan el estado físico de un elemento a temperatura ambiente —gas, sólido, o líquido—, así como su reactividad química, la capacidad de formar enlaces químicos con otros átomos.

Además de enlistar el número atómico de cada elemento, la tabla periódica también muestra la masa atómica relativa del elemento, la media ponderada de sus isótopos que ocurren naturalmente en la Tierra. Si vemos al hidrógeno, por ejemplo, aparecen su nombre y su símbolo **H**, así como su número atómico de **1** —en la esquina superior izquierda— y su masa atómica relativa de 1,01.



Las diferencias en la reactividad química entre los elementos se basan en el número y distribución espacial de sus electrones. Si dos átomos tienen patrones de electrones complementarios, pueden reaccionar y formar un enlace químico, lo que crea una molécula o compuesto. Como veremos a continuación, la tabla periódica organiza los elementos de modo que reflejen su número y patrón de electrones, lo que la hace útil para predecir la reactividad de un elemento: qué tan probable es que forme enlaces y con qué otros elementos.

### Las capas de electrones y el modelo de Bohr



El científico danés Niels Bohr (1885-1962) desarrolló un primer modelo del átomo en 1913. El modelo de Bohr muestra el átomo como un núcleo central compuesto de protones y neutrones, con los electrones en capas circulares a distancias específicas del núcleo, de manera semejante a los planetas que orbitan alrededor del sol. Cada capa de electrones tiene un nivel de energía diferente, las más cercanas al núcleo son de menor energía que las más lejanas. Por convención, a cada capa se le asigna un número y el símbolo  $n$ : la capa de electrones más cercana al núcleo, por ejemplo, se denomina  $1n$ . Para moverse entre capas, un electrón debe absorber o liberar una cantidad de energía que corresponda exactamente a la diferencia de energía que hay entre las capas. Por ejemplo, si un electrón absorbe energía de un fotón, puede excitarse y moverse a una capa de mayor energía; por el contrario, cuando un electrón regresa a una capa de menor nivel energético, libera energía, a menudo en forma de calor.

Los átomos, como otras cosas gobernadas por las leyes de la física, tienden a tomar la configuración más estable y de menor energía posible. Así, las capas de electrones de un átomo se rellenan de adentro hacia afuera, donde los electrones llenan las capas de menor energía más cercanas al núcleo antes de moverse hacia las capas exteriores de mayor energía. La capa más cercana al núcleo,  $1n$ , puede contener dos electrones; la segunda,  $2n$ , puede contener ocho, y la tercera,  $3n$ , hasta dieciocho electrones.

El número de electrones de la capa externa de un átomo particular determina su reactividad o tendencia a formar enlaces químicos con otros átomos. A esta capa externa se le conoce como capa de valencia y a los electrones que se encuentran dentro de ella se les llama electrones de valencia. En general, los átomos son más estables, menos reactivos, cuando su capa de electrones externa se encuentra completa. La mayoría de los elementos importantes en la biología necesitan ocho electrones en su capa externa para ser estables y esta regla se conoce como regla del octeto. Algunos átomos pueden ser estables con un octeto incluso cuando su capa de valencia es la capa  $3n$  que puede contener hasta 18 electrones. Veremos por qué ocurre esto cuando expliquemos los orbitales atómicos más adelante.

A la derecha, se muestran ejemplos de algunos átomos neutros y sus configuraciones electrónicas. En esta tabla, puedes ver que el helio tiene una capa de valencia completa, con dos electrones en su primera y única capa,  $1n$ . De manera similar, el neón tiene una capa externa  $2n$  completa con ocho electrones. Estas configuraciones electrónicas hacen que el helio y el neón sean muy estables. Aunque el argón técnicamente no tiene una capa de valencia completa, ya que la capa  $3n$  puede contener hasta dieciocho electrones, es estable como el neón y el helio porque tiene ocho electrones en su capa  $3n$  y por lo tanto cumple con la regla del octeto. En contraste, el cloro tiene únicamente siete electrones en su capa más externa, mientras que el sodio solo tiene uno. Estos patrones no llenan la capa exterior ni cumplen con la regla del octeto, lo que hace que el cloro y el sodio sean reactivos, **ávidos por ganar o perder electrones para alcanzar una configuración más estable.**

	Grupo 1	Grupo 14	Grupo 17	Grupo 18
Período 1 ( $1n$ )				
Período 2 ( $2n$ )				
Período 3 ( $3n$ )				

### Configuración electrónica y la tabla periódica

Los elementos en la tabla periódica se ordenan de acuerdo a su número atómico, cuántos protones tienen. En un átomo neutro, el **número de electrones será igual al número de protones**, de forma que podemos determinar fácilmente el número de electrones a partir del número atómico. Adicionalmente, la posición de un elemento en la tabla periódica — su columna o grupo, y fila o periodo— proporciona información útil sobre cómo están dispuestos sus electrones.

Si consideramos solo las primeras tres filas de la tabla, que incluyen a los principales elementos importantes para la vida, cada fila corresponde al llenado de una capa de electrones diferente: el helio y el hidrógeno colocan sus electrones en la capa  $1n$ , mientras que los elementos de la segunda fila como el Li comienzan a llenar la capa  $2n$  y los elementos de la tercera fila como el Na continúan con la capa  $3n$ . De manera similar, el número de columna de un elemento nos da información acerca de su número de electrones de valencia y su reactividad. En general, el número de electrones de valencia es el mismo dentro de una columna y aumenta de izquierda a derecha dentro de una fila. Los elementos del



grupo 1 tienen solo un electrón de valencia y los del grupo 18 tienen ocho, excepto el helio, que solo tiene dos electrones en total. De este modo, el número de grupo puede predecir qué tan reactivo será cada elemento:

- El helio (He), Neón (Ne) y el Argón (Ar), como elementos del grupo 18, tienen su capa externa completa o satisfacen la regla del octeto. Esto los hace muy estables como átomos individuales. Debido a su falta de reactividad son denominados **gases inertes o gases nobles**.
- El hidrógeno (H), Litio (Li), y Sodio (Na), como elementos del grupo 1, tienen solo un electrón en su capa exterior. Son inestables como átomos individuales, pero pueden estabilizarse al perder o compartir un electrón de valencia. Si estos elementos pierden completamente un electrón —como hacen normalmente el Li, y Na, se convierten en iones de carga positiva:  $\text{Li}^+$ , y  $\text{Na}^+$
- El flúor (F) y el cloro (Cl), como elementos del grupo 17, tienen siete electrones en su capa exterior. Tienen a alcanzar un octeto estable al tomar un electrón de otros átomos y se convierten en iones con carga negativa:  $\text{Cl}^-$  y  $\text{F}^-$
- El carbono (C), como un elemento del grupo 14, tiene cuatro electrones en su capa exterior. Generalmente, el carbono comparte electrones para obtener una capa de valencia completa, y así forma enlaces con muchos otros átomos.

Entonces, las columnas de la tabla periódica reflejan el número de electrones que se encuentran en la capa de valencia de cada elemento, lo que a su vez determina cómo va a reaccionar.

### ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIODICA

Ahora que sabes más sobre la tabla periódica, hagamos un pequeño repaso acerca de qué información puedes obtener con ella. La manera más fácil de ubicar un punto en el plano es mediante sus coordenadas en un plano cartesiano. Del mismo modo, la tabla periódica tiene períodos y grupos que nos ayudan a ubicar un elemento particular. Esto quiere decir que a cada elemento químico le corresponde un lugar único en la tabla periódica. Pero la tabla periódica no solo es una manera de ordenar los elementos químicos. Su organización en grupos y períodos nos dicen mucho más sobre un elemento químico que solo su ubicación. Sabiendo a qué período y a qué grupo pertenece un elemento, podemos saber mucho acerca de su naturaleza y propiedades.

Períodos	Grupos
<p>Los períodos corresponden a un ordenamiento horizontal, es decir, a las filas de la tabla periódica. Los elementos de cada período tienen diferentes propiedades, pero poseen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica. En total la tabla periódica tiene 7 períodos. A excepción del Hidrógeno, los períodos inician con un metal alcalino y terminan con un gas noble.</p>	<p>Los grupos son las columnas de la tabla, y sus elementos poseen una disposición similar de electrones externos, por lo que forman familias con propiedades químicas similares.</p>

### Grupos A

Formado por los **elementos representativos**, llamados así porque **sus propiedades varían de manera muy regular**. Los elementos pertenecientes a los grupos A poseen electrones de valencia en los orbitales **S** y/o **p**. Están situados en los extremos de la tabla periódica.

### Grupos B

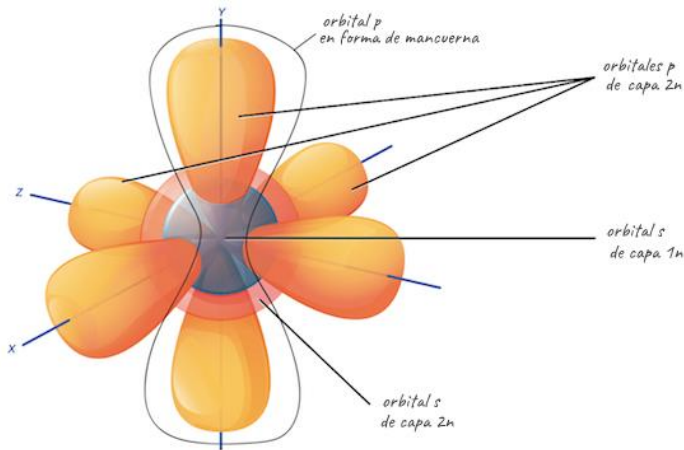
Son los llamados **elementos de transición**, cuyos electrones de máxima energía se encuentran en orbitales **d** o **f** y sus electrones de valencia están en orbitales **s**, **d**, o **f**, por lo que sus propiedades varían en función a la ubicación de estos electrones. Se les llama **de transición** porque se ubican en el centro de la tabla periódica entre los elementos metálicos de los grupos **IA y IIA, que son altamente reactivos**, y los elementos menos metálicos de los grupos **IIIA al VIIA, formadores de ácidos**. En estos grupos de los elementos de transición se encuentran las llamadas *tierras raras*, separadas del resto de elementos de la tabla, que pertenecen al grupo **IIIB** y se les conoce como *lantánidos* y *actínidos*.

### RELACION ENTRE LA CONFIGURACION ELECTRONICA Y LA TABLA PERIODICA

El modelo de Bohr es útil para explicar la reactividad y la formación de enlaces de muchos elementos, pero, en realidad, no da una descripción muy precisa de cómo están distribuidos los electrones en el espacio alrededor del núcleo. Específicamente, los electrones no circundan el núcleo, sino que **pasan la mayor parte de su tiempo en regiones del**

**espacio que a veces tienen formas complicadas alrededor del núcleo denominadas orbitales electrónicos.** Realmente no podemos saber dónde está un electrón en cualquier momento dado, pero podemos determinar matemáticamente el volumen de espacio en el que es más probable encontrarlo, digamos, el volumen de espacio en el que pasa el 90% de su tiempo. Esta región de alta probabilidad es lo que conforma un orbital y cada orbital puede contener hasta dos electrones.

Así que, ¿cómo encajan estos orbitales definidos matemáticamente con las capas de electrones del modelo de Bohr? Podemos dividir cada capa de electrones en una o más subcapas, que simplemente son conjuntos de uno o más orbitales.



Las subcapas se designan con las letras **s, p, d y f** y cada letra indica una forma diferente. Por ejemplo, las subcapas S tienen un único orbital esférico, mientras que las P tienen tres orbitales en forma de mancuerna con ángulos rectos entre ellos. La mayor parte de la química orgánica, la química de los compuestos que contienen carbono y que son fundamentales para la biología, trata sobre interacciones entre electrones de las capas s y p, así que estas son las capas con las que hay que familiarizarse. Sin embargo, los átomos con muchos electrones pueden distribuir algunos de ellos en las subcapas d y f. Las subcapas d y f tienen formas más complejas y contienen cinco y siete orbitales, respectivamente.

La primera capa de electrones, 1n, corresponde a un solo orbital 1s. El orbital 1s, s es el más cercano al núcleo y es el primero en llenarse con electrones, antes que cualquier otro orbital. El hidrógeno tiene solo un electrón, así que tiene solo un lugar ocupado en su orbital 1s. Esto puede escribirse en una forma abreviada denominada configuración electrónica como  $1s^1$ . El helio tiene dos electrones, así que puede completar el orbital 1s, con sus dos electrones. Esto se escribe  $1s^2$ . En la tabla periódica, el hidrógeno y el helio son los únicos dos elementos en la primera fila, o periodo, lo que refleja que solo tienen electrones en su primera capa. El hidrógeno y el helio son los únicos dos elementos que tienen electrones exclusivamente en su orbital  $1s$ .

La segunda capa de electrones, 2n, contiene otro orbital esférico S, más tres orbitales P en forma de mancuernas, cada uno de los cuales puede tener dos electrones. Una vez que el orbital 1s, está completo, se empieza a llenar la segunda capa de electrones, en la que los electrones entran primero al orbital 2s, y luego llenan los tres orbitales p. Los elementos en la segunda fila de la tabla periódica distribuyen sus electrones en las capas 2n y 1n. Por ejemplo, el litio (Li) tiene tres electrones: dos llenan el orbital 1s y el tercero se coloca en el orbital 2s, lo que da una configuración electrónica de  $1s^2 2s^1$ .

En cambio, el neón (Ne) tiene un total de diez electrones: dos en su orbital 1s, más interno y ocho que llenan su segunda capa, dos en el orbital 2s, y dos en cada uno de los tres orbitales p, por lo tanto, quedaría  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Debido a que su capa 2n está completa, es energéticamente estable como átomo individual y rara vez formará enlaces químicos con otros átomos.

La tercera capa de electrones, 3n, también tiene un orbital s y tres orbitales p, y los elementos de la tercera fila de la tabla periódica distribuyen sus electrones en estos orbitales del mismo modo que los elementos de la segunda fila lo hacen con su capa 2n. La capa 3n también tiene un orbital d, pero este orbital tiene una energía considerablemente mayor que los orbitales 3s y 3p, y no comienza a llenarse sino hasta la cuarta fila de la tabla periódica. Esa es la razón por la que los elementos de la tercera fila, como el argón, pueden ser estables con solo ocho electrones de valencia: sus subcapas s y p están completas aun cuando su capa 3n no esté totalmente llena. Aunque las capas de electrones y los orbitales están estrechamente relacionados, los orbitales proporcionan una imagen más precisa de la configuración electrónica de un átomo. Esto es porque los orbitales realmente especifican la forma y posición de las regiones del espacio que ocupan los electrones. La tabla periódica moderna se divide por bloques que nos indican cuál es el último orbital en el que se encuentran sus electrones de valencia.

De esta manera podemos observar gráficamente que los elementos de los grupos A tienen sus electrones de valencia en orbitales **s** y **p** de su último nivel de energía n. Por ejemplo, en el caso del magnesio (Mg), su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , porque se encuentra en el período 3 y en el grupo IIA. Para el caso del Selenio (Se), su configuración es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^2 3d^{10} 4p^4$ , por lo tanto, se encuentra en el período 4, grupo VIA. En cambio, los grupos B tienen a sus electrones de máxima energía en orbitales d o f de su penúltimo nivel de energía (n-1n). Por ejemplo, para el Titanio (Ti), su configuración electrónica es,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^2 3d^2$ , porque se encuentra en el período 4, grupo IVB. Generalizando, **el período nos indica el nivel de energía máximo del elemento, y el grupo nos dice si pertenece a los bloques s, p, d, f** de la siguiente manera:

<b>Para elementos del grupo A:</b> En donde s y p son los subniveles del mayor nivel	$N^\circ \text{ Grupo} = N^\circ \text{ e en orbitales s} + N^\circ \text{ e en orbitales p}$								
<b>Para elementos del grupo B:</b> En donde s pertenece al último nivel y d al penúltimo nivel.	$N^\circ \text{ Grupo} = N^\circ \text{ e en orbitales s} + N^\circ \text{ de e en orbitales d}$								
<b>Como todo en la naturaleza, hay excepciones.</b> Los elementos de los grupos IB, IIB y VIII B tendrán elementos con los siguientes electrones de valencia:	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Grupo</th> <th>VIII B</th> <th>IB</th> <th>IIB</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td><math>N^\circ \text{ e en s} + N^\circ \text{ e en d}</math></td> <td>8 9 10</td> <td>11</td> <td>12</td> </tr> </tbody> </table>	Grupo	VIII B	IB	IIB	$N^\circ \text{ e en s} + N^\circ \text{ e en d}$	8 9 10	11	12
Grupo	VIII B	IB	IIB						
$N^\circ \text{ e en s} + N^\circ \text{ e en d}$	8 9 10	11	12						
<b>Y en el caso de los lantánidos y los actínidos, cuya configuración electrónica se completa en orbitales f, sus elementos pertenecen al grupo IIB. Si sus electrones de valencia llegan al nivel 6, son lantánidos, y si llegan al nivel 7 son actínidos.</b>									

#### Ejemplo 1.

<b>Tenemos un elemento con <math>z=20</math>, ¿en qué lugar de la tabla periódica estará ubicado?</b>	
<b>Configuración electrónica</b>	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Su último electrón se encuentra en el orbital s: Pertenece al bloque s, es grupo <b>A</b>. <ul style="list-style-type: none"> <li>• Su nivel de energía es 4: Período 4.</li> <li>• Posee dos electrones de valencia: <b>Grupo II</b>.</li> </ul> </li> </ul>	
<b>El elemento se encuentra en el bloque s, período 4, grupo IIA: Calcio.</b>	

#### Ejemplo 2.

<b>Tenemos un elemento con <math>z=27</math>, ¿en qué lugar de la tabla periódica estará ubicado?</b>	
<b>Configuración electrónica</b>	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Sus electrones de mayor energía están en orbitales d: Pertenece al Bloque d, es grupo <b>B</b>. <ul style="list-style-type: none"> <li>• Su nivel de energía es 4: Período 4.</li> <li>• Posee 9 electrones de valencia: <b>Grupo VIII</b>.</li> </ul> </li> </ul>	
<b>El elemento se encuentra en el bloque d, período 4, grupo VIII B: Cobalto.</b>	

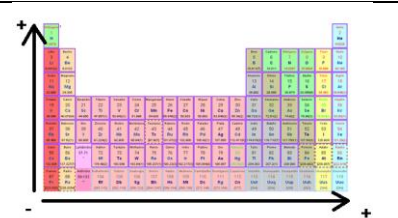
### LEYES PERIODICAS

Es la base de la tabla periódica y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico. Por la disposición de los elementos, podemos ver que existen variaciones en cuanto a sus propiedades químicas, según su posición relativa en la tabla periódica. A continuación, analizaremos algunas propiedades.

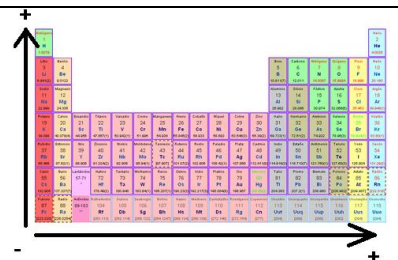
<p><b>Radio atómico:</b> Se refiere al tamaño del átomo y tiene que ver con la cantidad de electrones que posee. El radio atómico aumenta mientras más abajo vayamos en los períodos. Un elemento del período 6 tendrá un mayor radio atómico que uno del período 3, porque tiene más niveles de energía llenos. En cuanto a los grupos, el radio atómico de los elementos disminuye mientras aumentan sus electrones en un mismo nivel energético. Seguro que eso no te lo esperabas, pero tiene una explicación lógica: al aumentar el número de protones en el núcleo, su carga nuclear efectiva (positiva) es cada vez mayor, atrayendo a los electrones con mayor intensidad, lo que los acerca más al núcleo.</p>	
<p><b>Carácter metálico y no metálico:</b> El carácter metálico de los elementos se refiere a su capacidad para perder electrones, es decir, para oxidarse. Cuando un elemento se oxida produce la reducción del elemento o sustancia con que reacciona, por lo que se le llama agente reductor. Dentro de un período, el carácter metálico de un elemento aumenta al disminuir la carga nuclear, es decir, mientras menor sea la fuerza positiva que retiene a los electrones, más fácilmente estos podrán "perderse". Del mismo modo, dentro un grupo, el carácter metálico aumenta al aumentar el número atómico, pues una mayor carga nuclear tendrá una mayor fuerza de atracción hacia los electrones.</p> <p>El carácter no metálico, por el contrario, tiene que ver con la capacidad de un elemento de ganar electrones, es decir para reducirse. Su reducción produce la oxidación del elemento o sustancia con que reacciona, por lo que se le llama agente oxidante. La variación del carácter no metálico dentro de la tabla periódica será inversa a la del carácter metálico.</p>	



**Energía de ionización:** Es la energía mínima que se requiere para quitar un electrón del nivel externo de un átomo en estado gaseoso. Básicamente, cuanto mayor cantidad de protones hay en el núcleo, es mayor la fuerza con la que éste atrae a los electrones y se requiere de mayor energía para arrancarlos. Así, la energía de ionización cambia en sentido contrario a la variación del radio atómico, pues un átomo cuyo radio es menor tiene a los electrones de la última capa más cercanos al núcleo, por lo tanto, más atraídos, requiriéndose más energía para quitarlos.



**Electronegatividad:** Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí a los electrones de enlace. Como puede ver, la electronegatividad está estrechamente relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica y tiene la misma tendencia de variación que éstas en la tabla periódica.



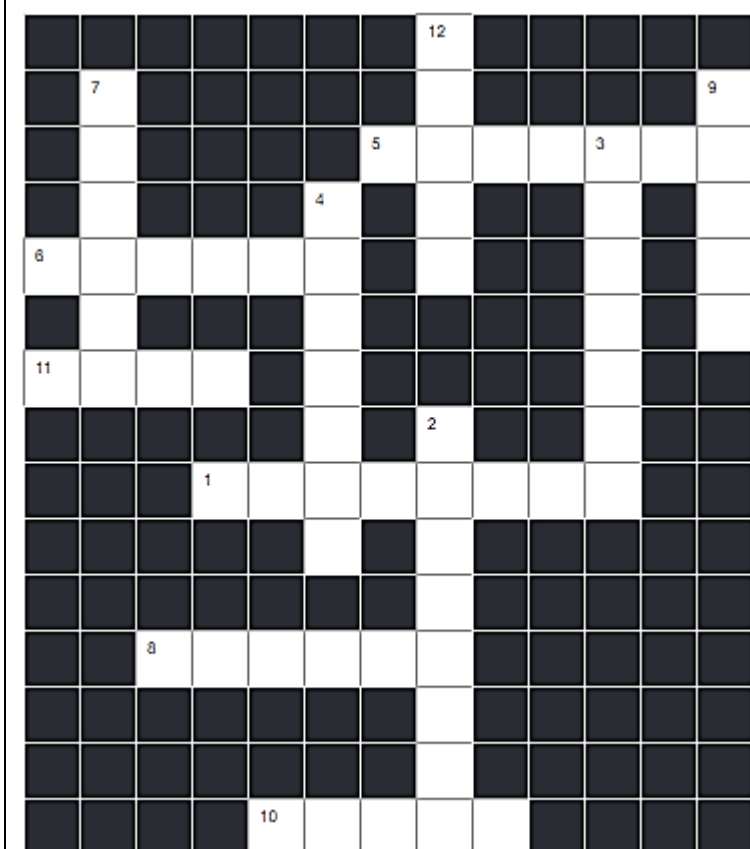
## ACTIVIDADES

Responder las siguientes preguntas en el cuaderno de forma organizada, clara y estética. Que se pueda revisar el desarrollo de lo trabajado sin generar malinterpretaciones o errores de comprensión por problemas de caligrafía y orden.

1. Usando la información de una tabla periódica complete el siguiente cuadro.

Elemento	Símbolo	Numero atómico	Masa atómica aproximada	característica	Grupo	Periodo
Hidrogeno						
Berilio						
Circonio						
	Pt					
	Au					
		32				
		16				
					VIII A (18)	5
					II B (12)	4
					IV A (14)	2
					V B (5)	5
					VIII B (9)	4

2. Resuelve el siguiente crucigrama utilizando las pistas que se muestran a continuación.



1. Grupo IVA periodo 4

5.



6. Actínido de masa atómica 238

8. Grupo VIA periodo 3

10. El elemento con mayor electronegatividad

11. Grupo VIIA periodo 5

2. Periodo 3 grupo IIA

3. fundamental para la respiracion

4. ubicado en el grupo VA con masa atómica aproximada de 31

7. Periodo 4 grupo VIII B

9.



12. Periodo 5 Grupo IB

- A partir de la información “Las capas de electrones y el modelo de Bohr”, dibuje los diagramas de Bohr para los átomos de los siguientes elementos: Boro, Nitrógeno, Oxígeno, Aluminio, Azufre, Hierro. Recuerde que debe ubicar los electrones según los niveles de energía que tiene el átomo (use de referencia la imagen que aparece en ese apartado)
- Realice la configuración electrónica de los siguientes elementos, y demuestre cual es su grupo y periodo. Potasio, Estroncio, Vanadio, Manganeso, Rodio, Plata, Aluminio, Fosforo, Bromo, Xenón. Utilice la información que aparece en el apartado “Configuración electrónica y tabla periódica”
- Analice las siguientes configuraciones electrónicas, indique a que elemento pertenece; Realice esto, resaltando como deduce el grupo y periodo a partir de la configuración electrónica.
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^5$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^7$
- Usando la información de una tabla periódica, responda las siguientes preguntas:
  - La electronegatividad del Fr es \_\_\_\_\_, del Ge es \_\_\_\_\_ y del Cl es \_\_\_\_\_, por lo tanto, el elemento de mayor electronegatividad entre estos 3 es \_\_\_\_\_.
  - El radio atómico del Cr es \_\_\_\_\_, del Se es \_\_\_\_\_ y del Kr es \_\_\_\_\_, por lo tanto, el elemento de mayor radio atómico entre estos 3 es \_\_\_\_\_.
  - La electronegatividad del Fr es \_\_\_\_\_, del Ge es \_\_\_\_\_ y del Cl es \_\_\_\_\_, por lo tanto, el elemento de mayor electronegatividad entre estos 3 es \_\_\_\_\_.
  - El elemento más metálico entre el cobre, manganeso y potasio es \_\_\_\_\_
  - El elemento mas NO metálico entre el Silicio, fosforo y azufre es \_\_\_\_\_
  - El elemento de mayor electronegatividad de la tabla periódica es \_\_\_\_\_
  - El elemento de menor electronegatividad de la tabla periódica es \_\_\_\_\_
  - Los elementos que no presentan electronegatividad en la tabla periódica se denominan \_\_\_\_\_
  - La energía o potencial de ionización es \_\_\_\_\_
  - Realice una revisión superficial de la tabla periódica, e identifique si la densidad de los elementos es una característica que presente alguna tendencia de cambio según como aumenta el número atómico.

### FLEXIBILIZACIÓN CURRICULAR PARA CASOS TDC (TALENTO-DISCAPACIDAD Y CAPACIDAD)

Los estudiantes que tengan su respectivo diagnóstico y reporte TDC deben realizar las siguientes actividades.

Se solicita realicen esta actividad con el acompañamiento familiar correspondiente.

- Usando la información de una tabla periódica complete el siguiente cuadro.

Elemento	Símbolo	Numero atómico	Masa atómica aproximada	característica	Grupo	Periodo
Hidrogeno						
Berilio						
Circonio						
	Pt					
	Au					
		32				
		16				
					VIII A (18)	5
					II B (12)	4
					IV A (14)	2
					V B (5)	5
					VIII B (9)	4

- Encuentra 15 elementos de la tabla periódica en la siguiente sopa de letras.

L	H	Y	L	S	Q	C	C	A	R	B	O	N	O	T	S
A	G	I	N	N	E	O	N	P	F	V	M	N	R	H	K
N	K	I	E	T	Q	A	S	O	C	T	U	H	C	G	I
V	X	N	F	R	T	G	S	Y	C	I	L	O	X	J	B
I	A	Y	R	P	R	F	S	N	O	T	B	C	L	N	E
U	P	O	L	X	O	O	C	V	N	R	J	T	S	R	P
C	X	Ñ	Q	R	D	V	P	Y	E	A	B	K	F	G	L
G	P	A	O	F	Q	D	B	R	G	D	Q	U	H	C	O
F	M	T	M	W	S	O	D	I	O	B	Z	J	U	V	M
J	U	S	F	H	E	U	W	G	R	A	C	L	O	N	O
U	F	E	C	C	E	F	Y	L	D	D	G	I	R	Y	Y
N	J	E	B	A	O	L	S	X	I	L	S	O	M	M	S
H	I	Q	L	L	R	H	I	C	H	A	U	A	P	V	I
A	H	Y	F	C	O	H	M	O	T	L	Q	I	T	C	X
N	Y	Y	J	I	L	F	D	O	F	D	K	Q	H	G	G
W	E	T	R	O	C	Q	P	N	F	A	B	P	X	A	W

### EVIDENCIA DEL PROCESO (ENTREGABLE)

Realizar estas actividades en el cuaderno de forma organizada, clara y estética. Que se pueda revisar el desarrollo de lo trabajado sin generar malinterpretaciones o errores de comprensión por problemas de caligrafía y orden. Las actividades se deben desarrollar en el cuaderno de CIENCIAS NATURALES. Si la revisión del trabajo no se puede hacer presencial, se solicita que el estudiante escanee (o tome fotografías) de las páginas de su cuaderno con el desarrollo de la actividad y envíe por correo electrónico las evidencias de la actividad resuelta. Enviar el documento en formato pdf.

Para nombrar el archivo colocar lo siguiente: APELLIDOS NOMBRES ASIGNATURA CURSO TALLER #

**EJEMPLO:** SANDOVAL PEREZ NIXON CIENCIAS 701 TALLER 2

En el cuaderno se deben desarrollar:

1. Cuadro completo punto 1.
2. Crucigrama completo del punto 2.
3. Dibujos completos del punto 3.
4. Análisis de las configuraciones electrónicas punto 3 y punto 4.
5. Análisis tabla periódica punto 6.

### OTRAS FUENTES DE CONSULTA (BIBLIOGRÁFICA-WEB- RECURSOS AUDIOVISUALES, ETC):

Si tiene la posibilidad puede revisar los siguientes sitios web para obtener más información.

<https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:estructura-atomica/xa105e22a677145a0:tabla-periodica/a/246-repaso-de-tabla-periodica>

### ESPACIOS Y MEDIOS DE ASESORÍA REMOTA

Los docentes realizarán las tutorías por medio de los grupos de WhatsApp establecidos, en el horario que corresponde para cada curso. Realizar las preguntas, participaciones y comentarios en esos horarios específicos. Para aquellos estudiantes que tengan posibilidad de conexión, los docentes evaluarán la posibilidad de realizar reunión en ZOOM para explicar de forma clara el tema, estas reuniones se realizarán en el horario de clase asignado para cada curso. Si tiene dudas o preguntas sobre el desarrollo y entrega de las actividades, realizarlas por medio de los grupos establecidos. Los trabajos deben ser enviados al correo del docente encargado de la asignatura para el curso que le corresponde.

- Profesora Nancy Maribel Roldán Olmos. - Jornada Mañana E-mail: [profenancyrol@gmail.com](mailto:profenancyrol@gmail.com)
- Profesora Claudia Ortiz Foglia -Jornada Mañana E-mail: [claudiafoglia63@gmail.com](mailto:claudiafoglia63@gmail.com)
- Profesor Jesus Andres Pintor Alfonso- Jornada tarde E-mail: [profandrespintor@gmail.com](mailto:profandrespintor@gmail.com)

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN DEL TRABAJO DE LA GUÍA

Aspectos Concretos	Como me veo	Como me ve mi grupo	Observaciones
➤ Explica la organización de los elementos en la tabla periódica e identifica como varían las propiedades periódicas en ella.			

### AUTOEVALUACIÓN DEL EQUIPO\*

Describir que tipo de apoyos ha tenido: Redes de apoyo familiar, de compañeros de grupo, de compañeros de otros grupos, de vecinos, de monitores, otros

### COEVALUACIÓN\*

En cada equipo se debe elegir un representante o moderador o el mismo monitor académico o de enlace que describirá en el encuentro virtual o en un enunciado, como desarrollo el grupo-equipos el trabajo asignado y una nota de este proceso, para cada integrante.

### CRITERIOS DE HETEROEVALUACIÓN- (ENTREGABLE)

1. Cuaderno con Respuestas a las preguntas 1,2,3,4,5 y 6. Se evaluará la organización, idoneidad, contextualización, jerarquización y correcta disposición-realización de los ejercicios que requieren el uso y análisis de la tabla periódica.

### RETROALIMENTACIÓN – (EVALUACION DEL DOCENTE DEL PRODUCTO RECIBIDO)