



Planeación de aula.

Identificación

Grado/Grupo: Décimo	Area/Asignatura: Ciencias Naturales Química	Fecha :
Docente / C.D.A.: Manira Ospino Abuabara		
Sede: Principal	Periodo Académico: Segundo	
Eje temático : Configuración electronica 1. La tabla periódica 1.1 Primeras clasificaciones de los elementos 1.2 La tabla periódica moderna 1.3 Propiedades físicas y químicas de los elementos químicos 1.4 Propiedades periódicas		
Tiempo de Ejecución:		

Aprendizajes

1. Objetivos de aprendizajes
Identificar como están organizados los elementos en la tabla periódica. Realizer ejercicios practicos sobre la canfiguración electrónica
2. Referentes curriculares (EBC, DBA, Matriz de Referencia, Mallas de Aprendizaje)
Estandar: Uso la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos. (Proceso Químico). DBA: Explica cómo las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos se encuentran agrupados en un sistema periódico.
3. Evidencias de Aprendizajes / Desempeños Esperados
Identifica las propiedades periódicas de los elementos Comprende la historia de la tabla periódica y los procesos para su conformación Identifica los elementos que hacen parte de la tabla periódica
4. Recursos y materiales



Momentos de la clase

1. Inicio /exploración de saberes previos

Se le preguntará a los estudiantes acerca de como consideran que podría establecerse la organización de los elementos que componen la materia y por ende todo lo que conocemos y podemos percibir a nuestro alrededor. Se iniciará a partir de la formulación de preguntas como ¿de qué esta compuesta la material?, ¿Qué es un elemento?, ¿cuáles características diferencian los distintos elementos hasta ahora descubiertos?, ¿Qué es la tabla periódica?. Se le permitirá la participación de los estudiantes.

2. Contenido / Estructuración

Se le comentará a los estudiantes acerca de las diversas teorías que se formularon a lo largo de la historia sobre la composición de la materia y los elementos, también se le mencionará cómo en el transcurso de la historia se establecieron distintas formas de organización de los elementos y por qué estas fueron cambiando.

Configuración Electrónica:

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que la componen. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como **Configuración Electrónica** del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracteriza por poseer un determinado nivel de energía.

Dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que se denominan subniveles. El número de electrones permitidos en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos.

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

El principio de ordenamiento: al ordenar los elementos de manera creciente de número atómicos cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el elemento que le precede.



Institución Educativa Técnica Acuícola Nuestra Señora de Monteclaro
Cicuco – Bolívar



DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5 ICFES: 054460

El principio de Afbau o principio de mínima energía: según este principio los electrones se adicionan uno a uno ocupando los orbitales disponibles en orden creciente de energía, según las reglas de diagonales.

Principio de exclusión de Pauli: un orbital no puede contener más de dos electrones y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representa ↑ ↓
Ejemplo

Para representar el átomo de hidrógeno que posee un solo electrón, se escribe $Z= 1$ ($Z=$ número de electrones)

La configuración electrónica del hidrógeno es $1s^1$

Para el Helio $Z= 2s^2$

Para el Litio $Z= 3$ $1s^2, 2s^1$

Para el Berilio $Z= 4$ $1s^2, 2s^2$

Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund): la distribución de los electrones en los orbitales $2p$ se debe al principio de máxima multiplicidad de Hund. Esto es: primero se semiocupan los orbitales que tiene el espín hacia arriba ↑ y luego se comlementa emparejando con los orbitales que tienen espines hacia abajo ↓.

Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que éste electrón está desapareado. Según esto se debe colocar un solo electrón representado con una flecha en un orbital hasta completar todos los niveles y luego ubicar el otro electrón faltante en cada orbital hasta que vayan quedando apareados los electrones en todos los orbitales.

Átomo	Z	Configuración electrónica					
Li	3	$1s^2, 2s^1$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>			
C	6	$1s^2, 2s^2, 2p^2$	<input type="checkbox"/>				
O	8	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	<input type="checkbox"/>				
Ne	10	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	<input type="checkbox"/>				



LA DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO

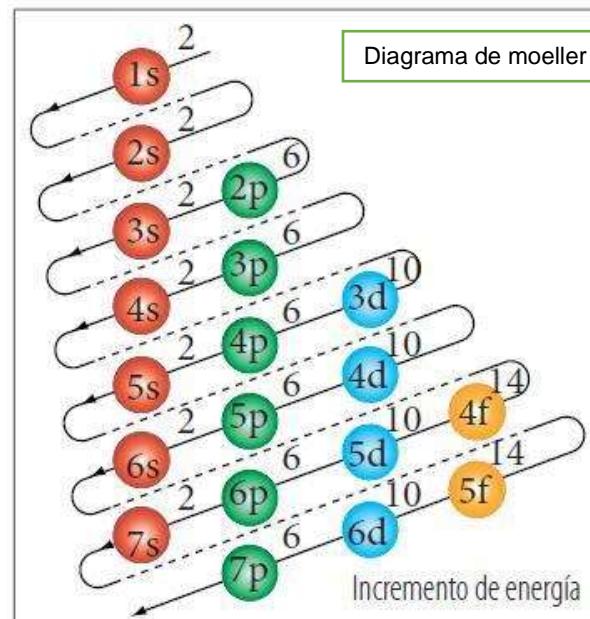
En el esquema que aparece en la derecha se muestra gráficamente la aplicación de los números de cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 al 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q, las letras minúsculas s, p, d, f, representan los subniveles y los exponentes, el número, máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así 2 para s, 6 en p, 10 en d, 14 en f.

Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo en la dirección y sentido que señala la flecha, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos hasta completar tanto electrones como requiera el número atómico del elemento

Por ejemplo para el Bromo (^{35}Br) determina La configuración electrónica.

De acuerdo con el diagrama de moeller sería: $1\text{s}^2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^6, 3\text{s}^2, 3\text{p}^6, 4\text{s}^2, 3\text{d}^{10}, 4\text{p}^5$

La configuración del último nivel es $4\text{s}^2, 4\text{p}^5$



LA TABLA PERIÓDICA

Desde finales del siglo XVIII, se había intentado clasificar los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los elementos se clasifican en metales, como el Hierro (Fe) o el Cobre (Cu) y no metales como el fósforo (P) y el oxígeno (O). Pero algunos elementos como el arsénico(As) no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, entonces, también se podía hablar de elementos semimetales.

Esta clasificación era demasiado general ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría.

LOS ANTECEDENTES DE LA TABLA PERIODICA

El químico alemán J. Döbereiner agrupó los elementos en tríadas y J. Newlands los agrupó en octavas. Para esto, ambos utilizaron el criterio de aglutinar solo elementos que tenían un comportamiento químico similar. En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeleev organizó los elementos químicos conocidos en el orden ascendente de acuerdo con sus masas atómicas, en columnas y filas como los conocemos en la actualidad.

Sin embargo algunas inconsistencias surgieron al organizar los elementos bajo dicho parámetro, por eso Henry Moseley sugirió ordenarlos de acuerdo con su número atómico en forma creciente. Al hacer esto, las irregularidades entre elementos contiguos en la tabla, desaparecieron. Esto trajo como consecuencia que desde entonces la ley periódica se enuncia así:

Las propiedades físicas y químicas de los elementos son una tendencia periódica de sus números atómicos.

LA TABLA PERIÓDICA MODERNA

La tabla periódica moderna presenta 118 elementos que se conocen actualmente, organizados según su número atómico (Z) y dispuestos en columnas denominadas **grupos o familias** y en filas horizontales llamadas **períodos**.



Los grupos:

Son las columnas donde se sitúan los elementos químicos. Se utilizan número arábigos que van desde el 1 hasta el 18. No obstante también se utilizan los números romanos del uno (I) al ocho (VIII), acompañados de las letras A o B

Los períodos:

Son las filas horizontales en la tabla periódica, que en la actualidad son siete y coinciden con el número de nivel de energía (n) u órbita en que se distribuyen los electrones de los átomos de los elementos correspondientes.

Los bloques de los elementos: al margen de la estructura de la tabla periódica en grupos y períodos, los elementos químicos se encuentran organizados en cuatro bloques. Estos bloques se denominan con letras tales como s, p, d, f, según el último orbital que se ocupen en la capa de valencia.

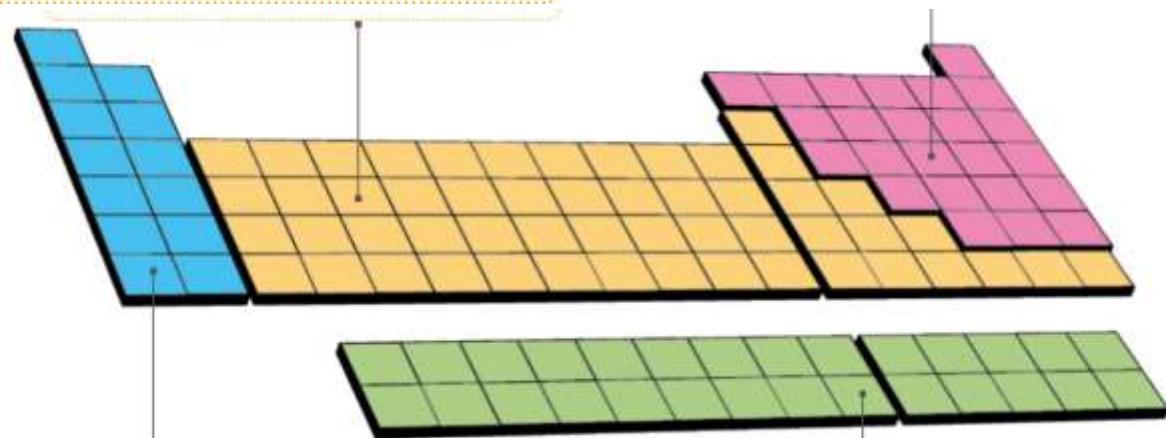
Los bloques s y p corresponden a los elementos representativos (grupo 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18) están formados por metales y no metales. Algunos son metaloides como el silicio y el arsénico

Los elementos del **bloque d** se denominan elemento de transición (grupo 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, y 12) los elementos de transición son todos metálicos.

El bloque f está integrado por los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos de los períodos 6 y 7) los elementos de transición interna son también metales, la mayoría obtenidos por síntesis artificial.

El bloque d consta de diez grupos que corresponden a cinco orbitales d, y que pueden albergar hasta diez electrones. Comprende los grupos 3 al 12, cuyos elementos se caracterizan porque sus átomos tienen su último electrón en el orbital d, correspondiente al nivel $n-1$. Sus CEE varían de $(n-1)d^1 ns^2$ para el grupo 3, hasta $(n-1)d^{10} ns^2$ para el grupo 12, donde n puede ser 4, 5 o 6.

El bloque p tiene seis columnas correspondientes a los tres orbitales p por nivel, que pueden alojar seis electrones. Este bloque abarca desde el grupo 13 al 18, que tiene un CEE $ns^2 np^6$ (a excepción del helio cuya CEE es $1s^2$).



El bloque s consta de dos grupos, ya que en la CEE solo hay un orbital tipo s por nivel, que puede contener dos electrones como máximo. En este bloque se encuentran: el grupo 1 (metales alcalinos), cuya CEE es ns^1 , y el grupo 2 (metales alcalino-térreos), cuya CEE es ns^2 .

El bloque f consta de catorce columnas correspondientes a siete orbitales, que pueden tener como máximo catorce electrones. Incluye dos series, los lantánidos y los actínidos, situadas fuera de la tabla por razones de espacio, donde los elementos se caracterizan porque sus últimos electrones se ubican en orbitales f del nivel $(n-2)$. La CEE. Aunque, con muchas excepciones, puede escribirse como $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^1 ns^2$, donde n puede ser 6 o 7.



LOS PERÍODOS

Los períodos se designan con números arábigos y corresponde a las filas horizontales de la tabla periódica. La tabla periódica moderna consta de siete períodos

El primer periodo: comprende solo dos elementos: Hidrógeno (H) (Z=1) y helio (He) Z=2), son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.

El segundo periodo: consta de ocho elementos; comienza con el litio (Li) (Z=3) y termina con el Neón (Ne) (Z=10). En este periodo se ubican el Oxígeno (O) y el Nitrógeno (N), gases fundamentales en la composición del aire que respiramos y el Carbono (C) , materia prima fundamental para los seres vivos.

El tercer periodo: tiene igualmente ocho elementos; se inicia con el Sodio (Na) (Z=11) y termina con el Argón (Ar) (Z=18). En este periodo aparece el fósforo (P) y el Azufre(S), elementos importantes para la síntesis de los ácidos nucleicos y las proteínas.

El cuarto periodo: comprende un total de 18 elementos, comienza con el potasio (K) (Z=19), prolongándose hasta el Kriptón (Kr) (Z=36) ampliamente utilizado en la industria.

El quinto periodo: también con 18 elementos, comienza con el Rubidio (Rb) (Z=37) hasta el Xenón (Xe) (Z=54). En esta serie se destaca el Yodo (I) por su valor biológico.

El sexto periodo: con 32 elementos, se inicia con el Cesio (Ce) (Z=55) y termina en el Radón (Ra) (Z= 56). Se destaca el Oro (Au) y el Platino (Pt) como metales preciosos, y el mercurio (Hg) que es el único metal líquido de la naturaleza.

Dentro de este período hay un conjunto particular de 14 elementos, comenzando por el cerio (Ce) (Z=58) y terminando con el Lutecio (Lu) (Z= 71) llamados serie de los lantánidos, debido a que sus propiedades son semejantes a las del Lantano (La) (Z=64)

Se ubican generalmente al final de la tabla en una fila aparte; son metales que se hallan en minerales raros como la euxenia.

El Séptimo periodo: se extiende desde el francio (Fr) (Z=87) hasta el elemento 118, ununoctio (Uuo). Este período incluye como el anterior un conjunto de 14 elementos, desde el torio (Th) (Z=90) hasta el Laurencio (Lr) (Z=103), llamados series de los actínidos porque sus propiedades son semejantes al actinio (Ac). Se ubican al igual que los lantánidos en la parte inferior de la tabla periódica)

LOS GRUPOS O FAMILIAS: Los grupos son las columnas de la tabla periódica y se designan con los números romanos I a VIII.

Los grupos se encuentran subdivididos en los grupos A, B y tierras raras que no se numeran. El número romano representa la valencia o el número de electrones en el último nivel, por ejemplo todos los elementos del grupo IA tienen valencia 1 mientras que los del grupo IIIA tienen valencia 3, es decir tienen 1 y 3 electrones de valencia respectivamente. En el subgrupo A hay ocho familias también llamadas elementos **representativos**. Los grupos indican el número de electrones que tiene los elementos en su capa más externa o nivel de valencia, por lo que presentan propiedades químicas similares

Grupo IA o metales alcalinos: se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa (capa de valencia).

Son blandos en comparación con los otros metales y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire y al agua, por ejemplo, los metales alcalinos cuando reaccionan con el agua forman compuestos llamados hidróxidos o bases.

Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza, cuando forman compuestos pierden su único electrón de valencia.

Grupo IIA o metales alcalinotérreos: son más duros que los del primer grupo, tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados.

Cuando forman compuestos pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que



aumenta su tamaño. Del Calcio hacia abajo reaccionan con el agua, a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire para formar óxidos, hidróxidos o carbonatos, con excepción del Berilio y el Magnesio (Mg) que forman una capa de óxido que protege el metal interior.

Grupo IIIA o elementos terreos:

Grupo IVA o familia del Carbono: este grupo está constituido por Carbono (C) es un no metal, el silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn), y plomo (Pb).

El carbono es un no metal, el silicio (Si) en cambio siendo no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor, el germanio es un metaloide y el estaño y el plomo tienen carácter metálico.

Grupo VA o familia del nitrógeno: todos los elementos del grupo a excepción del nitrógeno (N), son sólidos a temperatura ambiente.

El nitrógeno existe en forma de molécula de N₂, el fósforo (P) y el arsénico(As) forman moléculas tetratómicas P₄ y As₄

Grupo VIA o familia del oxígeno (O): este grupo formado por el oxígeno (O), el azufre(S), el selenio (Se), el teluro (Te) y el polonio (Po). El oxígeno(O) posee propiedades muy diferentes a los demás del grupo. Una característica de este grupo es alcanzar un estado de oxidación (2⁺) al ganar dos electrones y conseguir la configuración de gas noble.

Grupo VIIA o familia de los halógenos: este grupo está conformado por el Flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I).

Los halógenos reaccionan con los metales alcalinos (grupo IA) alcalinotérreos (grupo IIA) formando sales.

Grupo VIIIA o gases nobles: o inertes tienen completo su nivel más externo todos tienen 8 electrones en su último nivel de energía excepto el helio (He) que tiene dos electrones. Se caracterizan por su poca reactividad química. Se hallan al final de cada período en la tabla periódica.

Elementos de transición

Son los elementos del grupo B, sus electrones de valencia se encuentran distribuidas en órbitas diferentes a las del grupo A. están formados por ocho subgrupos y se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica entre los grupos IIA y IIIA.

En la se designan con **número romanos** y la letra B. el número romano es el resultado de sumar los electrones de los últimos subniveles d y s del penúltimo y del último nivel de energía respectivamente. La mayoría de las propiedades físicas de los elementos de transición dependen de la configuración electrónica.

Elementos de transición interna o tierras raras

Se hallan en la parte inferior de la tabla periódica. Se dividen en dos series:

Los lantánidos:

En 1794 **Gadolín** descubrió un nuevo mineral cerca de Estocolmo, encontró en él un óxido desconocido, una tierra que denominó itria y que después se halló en gran número de minerales. El mineral recibió el nombre de **gadolinita**.

En 1803 **Klaproth** localizó otro óxido que se conoce como ceria, que es el óxido de un nuevo elemento llamado cerio (Ce). Este nombre proviene de Ceres el primer asteroide descubierto dos años antes.

En 1839 **Mosander** constató que una parte del cerio (lantana) se solubiliza en ácido nítrico diluido y otra insoluble (ceria). A partir de la lantana obtuvo una tierra de color rosado, la didimia, que era el óxido de didimio. Y en 1880 la gadolina

Los actinídos: los elementos de la familia de los actinídos con torio(Th), protactinio (Pa), uranio (U) y los diez elementos transuránicos (después del uranio) que son neptunio, plutonio (Pu), americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio, todos ellos con propiedades radiactivas.

El origen del nombre de los elementos transuránicos, en general derivan de los nombres de científicos famosos, de planetas o de lugares donde se descubrieron, por ejemplo

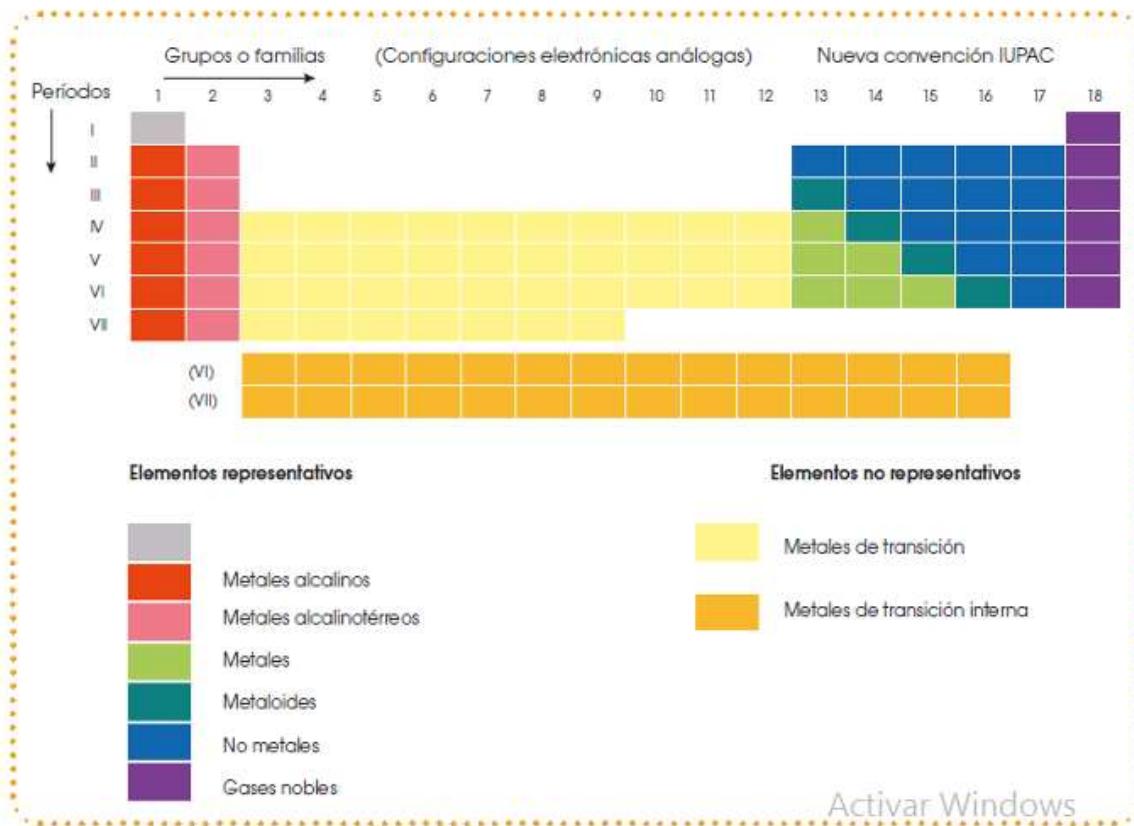
Neptunio: (Np) se deriva del nombre del planeta Netuno, fue descubierto por Mc Millan

Americio: (Am) denominado así por América, fue descubierto por Seaborg

Curio (Cm): recordando a Marie Curie fue obtenido por Seaborg



Einstenio: (Es) y el fermio (Fm) se obtuvieron en 1953 fueron nombrados así en honor de Albert Einstein y Enrico Fermio.



Activar Windows

ALGUNAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

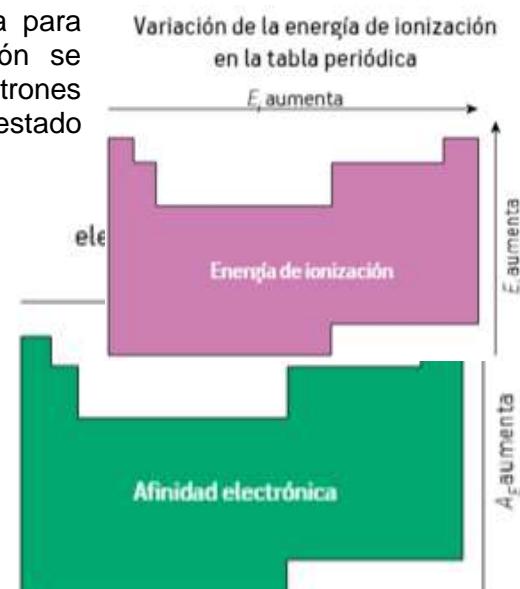
En el sistema periódico existen características que tienden a repetirse de forma sistemática, en la medida en que aumenta el número atómico (Z). A esas características se les denomina **propiedades periódicas**; algunas de ellas son: el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica, la electronegatividad, el radio iónico y el carácter metálico.

La energía de ionización: (E_i) es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro. La ionización se produce cuando se transfiere energía a un átomo, los electrones externos de la capa de valencia se mueven desde su estado fundamental a niveles de energía mayores.

En la tabla periódica, esta energía aumenta de abajo hacia arriba en un mismo grupo debido a que se necesita mayor energía para remover un electrón, por estar éste más cerca al núcleo. En un mismo periodo aumenta de izquierda a derecha porque al pasar de un elemento a otro, los electrones están más atraídos por el núcleo y se necesita más energía para removerlo.

La afinidad electrónica: (A_E) es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, capta un electrón convirtiéndose en un anión.

En la Tabla Periódica aumenta de la misma forma que la





energía de ionización, de abajo hacia arriba en los grupos y de izquierda a derecha en los periodos

La electronegatividad: mide la tendencia de un átomo de atraer electrones cuando se forma un enlace químico.

En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta en los grupos de abajo hacia arriba y en los periodos aumenta de izquierda a derecha. El flúor es el elemento de mayor electronegatividad porque al tener menor número de niveles de energía y mayor atracción por los electrones del último nivel, atrae con mayor facilidad los electrones comprometidos en un enlace.

Variación de la electronegatividad en la tabla periódica

Aumenta →



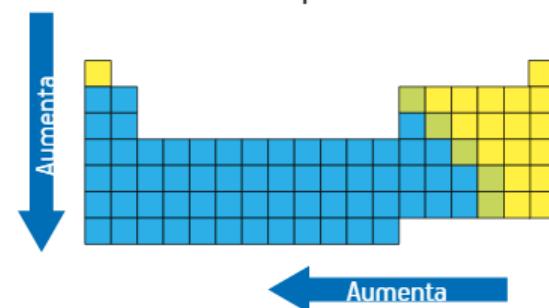
Aumenta ↑

El radio atómico: los átomos son partículas tan diminutas que es imposible medirlos directamente. No obstante los químicos han desarrollado técnicas que permite estimar la distancia que hay entre los núcleos de dos átomos o dos iones contiguos. Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos que están en contacto.

Al recorrer un periodo de izquierda a derecha, el número atómico aumenta y aumentan también los electrones

Variación del radio atómico en la tabla periódica

Aumenta ↓



Aumenta ←

El radio iónico: se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos de tal manera que la suma de los radios iónicos es igual a la distancia que existe entre los núcleos

El carácter metálico: al desplazarnos de izquierda a derecha por un periodo de la tabla periódica se produce una transición gradual en el carácter metálico de los elementos.

En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta de arriba hacia abajo en los grupos y en los periodos disminuye de izquierda a derecha

3. Práctica / Transferencia

Este momento se lleva a cabo para que los estudiantes analicen y comprendan la información



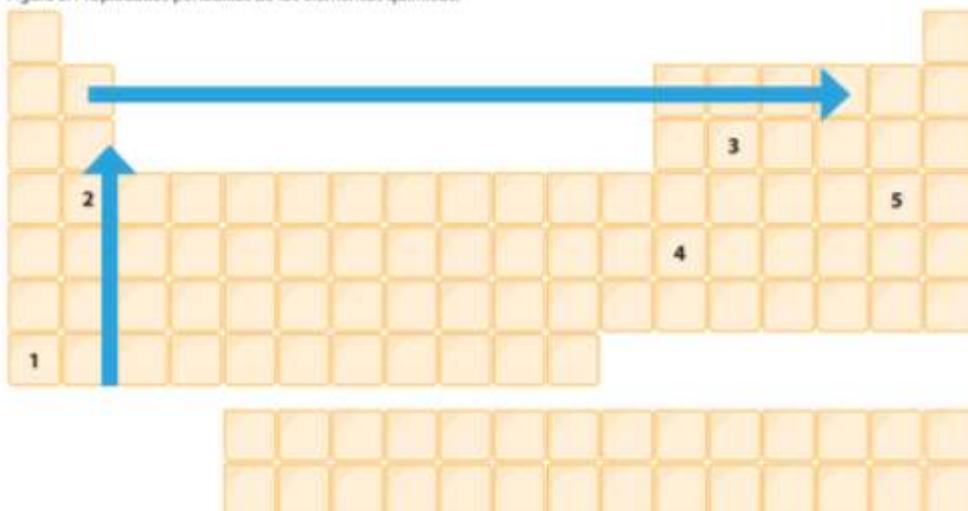
relacionada con la configuración electrónica, tabla periódica y propiedades periódicas.

1. Para cada enunciado Diga falso o verdadero:

- A. La tabla periódica presenta los elementos clasificados según su peso atómico. ()
- B. Los períodos también se llaman familia. ()
- C. En un átomo neutro, el número atómico indica la cantidad de protones o de electrones ()
- D. Todos los elementos del grupo IA son metales alcalinos. ()
- E. El C y Si pertenecen a la misma familia ()
- F. El Li, F, N y B pertenecen al mismo período. ()
- G. El Fe, Co, Ni, Mn y Au son elementos de transición. ()
- H. El At, Mg, B, N y Ra son elementos representativos. ()
- I. Los electrones de valencia son los que se encuentran en el último nivel de energía y nos indican el período en el que se clasifica un elemento en la tabla periódica. ()
- J. El período en el que está un elemento en la tabla lo indica el último nivel de energía de la distribución electrónica. ()

2.

Figura 2: Propiedades periódicas de los elementos químicos.



a) Compare las propiedades periódicas de la Figura 2 entre los elementos 1 y 5. Complete la siguiente tabla escribiendo si la relación es mayor o menor:

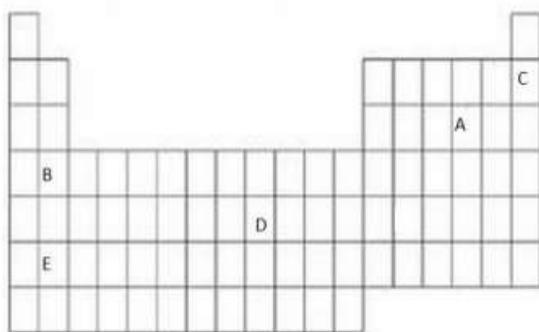
PROPIEDAD PERIODICA	ELEMENTO 1	ELEMENTO 5
Radio atómico		
Electronegatividad		
Carácter metálico		
Energía de ionización		
Afinidad electrónica		



b) Compare las propiedades periódicas de la Figura 2 entre los elementos 3 y 4. Complete la tabla escribiendo si la relación es mayor o menor:

PROPIEDAD PERIODICA	ELEMENTO 3	ELEMENTO 4
Radio atómico		
Electronegatividad		
Carácter metálico		
Energía de ionización		
Afinidad electrónica		

3. Indique a que periodo y grupo pertenecen los siguientes elementos: A,B,C,D y E



4. escribe la configuración electronica de :

- a. Bromo
- b. Calcio
- c. Titanio

5. indica las configuraciones electrónicas que no son posibles

- a. 1s2, 2s2, 2p4
- b. 1s2, 2s2, 2p3, 3s1
- c. 1s2, 2s3
- d. 1s2, 2p1

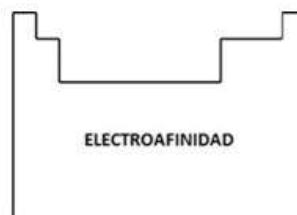
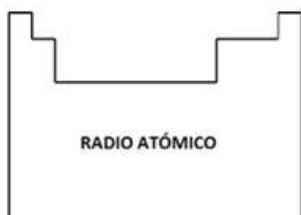
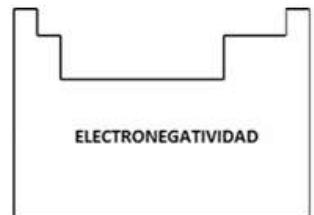
4. Descripción de la Evaluación y Valoración/cierre

1. la configuración electrónica se refiere a
 - a. la distribución en niveles de un átomo
 - b. la distribución en niveles, subniveles y orbitales del átomo
 - c. la distribución de los protones en niveles y subniveles de un átomo
 - d. la distribución de los electrones en niveles, subniveles y orbitales que tiene un átomo

- . 2. Para cada uno de los casos dibuja una flecha que indique la tendencia de decreciente



(disminución) de cada una de las siguientes propiedades periódicas.



3. En un cuadro comparativo escriba las características principales de los elementos metales y los no metales

4. En el siguiente cuadro se representan los elementos del periodo 3 de la tabla periódica:

Grupos	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Periodo: 3	Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón

Analice la información anterior y escriba en el paréntesis el símbolo del elemento que corresponda:

- Es un gas noble
- Tiene dos electrones en el último nivel de energía
- Es el más electronegativo
- Tiene el mayor número atómico
- Es el de menor volumen atómico
- Es el de mayor carácter metálico
- Tiene 5 electrones en el último nivel de energía

5 Para cada una de las siguientes parejas de elementos, escoja la opción correcta (observe el ejemplo):

a. El de mayor volumen

atómico:

- Calcio y Galio
- Helio y Neón
- Germanio y Arsénico

b. El de mayor energía de ionización:

- Oxígeno y Azufre
- Aluminio y Cloro
- Cobre y Oro



Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra Señora de Monteclaro
Cicuco – Bolívar



DANE: 113188000036NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460

c. El de mayor electronegatividad:

- Hidrógeno y Nitrógeno
- Fósforo y Calcio
- Sodio y Potasio

6. Escoja un elemento cualquiera de la tabla periódica y consulte los siguientes aspectos para el elemento escogido:

- a. Características generales (Símbolo, número atómico, peso atómico, etc.)
- b. Historia del elemento (quién lo descubrió, en qué año, etc.)
- c. Principales usos o aplicaciones del elemento

7. Haciendo uso de la tabla de configuración electrónica realice la configuración de los siguientes elementos y ubíquelos en periodo y grupo.

1. Z = 21
2. Z= 45
3. Z= 8
4. Z= 35
5. Z= 12
6. Z= 76
7. Z= 24
8. Z= 69
9. Z= 15
- 10.Z= 58