

MINISTERIO DE EDUCACIÓN
DIRECCIÓN REGIONAL DE PANAMÁ OESTE
CENTRO EDUCATIVO GUILLERMO ENDARA GALIMANY
CONTENIDO ACADÉMICO/ QUÍMICA 10° CIENCIAS

Profesora Daysi E. Delgado G. Asignatura: Química Nivel 10°B. Bachiller en Ciencias Trimestre: III

Fecha: 18/9 al 20/9

Indicación: Debes realizar las actividades sugeridas en el cuaderno de química para su revisión al retornar al colegio.

Tema (1): Periodicidad Química y su relación con otras ciencias.

Objetivo: Analizar la variación de algunas propiedades periódicas en los grupos y períodos de la Tabla Periódica.

Resumen Teórico.

Las propiedades periódicas dependen fundamentalmente de la configuración electrónica de cada elemento y de la atracción que tenga el núcleo por los electrones de un átomo. Estas propiedades son:

Radio Atómico: es la mitad de la distancia entre los núcleos de átomos adyacentes. Es difícil de medir.

Radio Iónico: es el radio asignado a los iones. Es significativamente diferente al tamaño del átomo neutro correspondiente.

Energía de Ionización: la formación de un catión a partir de un átomo neutro por pérdida de electrones no ocurre espontáneamente. Sólo puede ocurrir cuando hay suficiente energía disponible para vencer la fuerza de atracción que une un electrón al núcleo. La energía necesaria para sacar un electrón de un átomo neutro en su estado gaseoso se denomina **“energía de ionización”**.

Carácter metálico y no-metálico: el carácter metálico es la tendencia a formar iones positivos y el carácter no-metálico es la tendencia a formar iones negativos.

Número de oxidación: es el número asignado a cada elemento para indicar el número de electrones que se supone han sido ganados, perdidos o compartidos en la formación de compuestos.

Electronegatividad: es la capacidad de un átomo en una molécula para atraer y retener electrones de enlace.

Actividad #1. Ordene los elementos del tercer periodo, de mayor a menor radio atómico y complete la información que se le pide a continuación.

Elemento	Número Atómico	Radio Atómico	Grupo

2- Ahora realice la misma actividad para: a) grupo IIA; b) grupo VI A

3- Indique como aumenta el radio atómico según el periodo(de izquierda a derecha o viceversa) y cómo aumenta el radio atómico según el grupo(de arriba hacia abajo o viceversa).

Actividad #2.

1. Con la ayuda de la Tabla Periódica, consiga la información que se pide a continuación para el elemento:

a. Sodio.

Símbolo del elemento _____ Símbolo del Catión: _____

Radio atómico: _____ Radio del catión: _____

Número de electrones _____ Número de electrones _____

Del átomo neutro: _____ del catión: _____

Compare el tamaño del átomo neutro y del catión:

Explique por qué varía el tamaño del catión con respecto al del átomo neutro: _____

b. Azufre.

Símbolo del elemento _____ Símbolo del anión: _____

Radio atómico: _____ Radio del anión: _____

Número de electrones _____ Número de electrones _____

Del átomo neutro: _____ del anión: _____

Compare el tamaño del átomo neutro y del anión:

Explique por qué varía el tamaño del anión con respecto al del átomo neutro: _____

2. Seleccione los cuatro primeros aniones que pueden obtenerse del grupo VIIA y ordene sus radios iónicos de mayor a menor.

Símbolo del anión					
Radio iónico					

3. Seleccione los cationes que se forman a partir de los cinco primeros elementos del tercer periodo de la Tabla Periódica y ordene sus radios iónicos de mayor a menor.

Símbolo del catión					
Radio iónico					

Actividad #3.

1. Prediga los números de oxidación más probable de los dos primeros elementos representativos de cada uno de los siguientes grupos de la Tabla Periódica:

Grupo	Elemento	Número de oxidación(valencia)
IA		
IA		
IIA		
IIA		
IIIA		
IIIA		
IVA		
IVA		
VA		
VA		

2. Dé el nombre del elemento de mayor electronegatividad _____ y el de menor electronegatividad _____

3. Indique como varía la electronegatividad en el grupo IIA y en el periodo del litio: _____

Tema 2: Configuración Electrónica.

Objetivo: Escribir la configuración electrónica de los elementos comunes.

La Configuración Electrónica de los elementos es la disposición de todos los electrones de un elemento en los niveles y subniveles energéticos (orbitales). El llenado de estos orbitales se produce en orden creciente de energía, es decir, desde los orbitales de menor energía hacia los de mayor energía.

Los orbitales son las regiones alrededor del núcleo de un átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar los electrones.

La Configuración Electrónica se escribe ubicando la totalidad de los electrones de un átomo o ion en sus orbitales o subniveles de energía.

Recordemos que existen 7 niveles de energía: 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. Y cada uno de ellos tiene, a su vez, hasta 4 subniveles de energía denominados *s, p, d y f*. Así, el nivel 1 contiene solamente al subnivel s; el nivel 2 contiene subniveles s y p; el nivel 3 contiene subniveles s, p y d; y los niveles 4 a 7 contienen subniveles s, p, d y f.

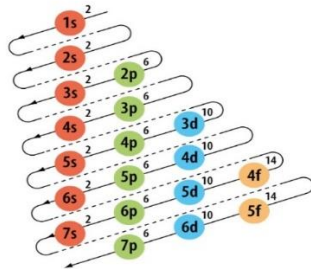
El **subnivel s** aloja un máximo de **2 electrones**.(1 orbital); El **subnivel p** aloja un máximo de **6 electrones**.(3 orbitales)

El **subnivel d** aloja un máximo de **10 electrones**.(5 orbitales); El **subnivel f** aloja un máximo de **14 electrones**.(7 orbitales)

$2n^2$ es el número máximo de electrones que puede contener una capa

PRINCIPIO DE AUFBAU

Los electrones tienden a ocupar orbitales que minimicen la energía del átomo, por lo tanto, llenarán primero los niveles y subniveles de energía mínima. Para ello nos ayudaremos de la tabla de configuración electrónica o diagrama de Moeller del llenado de orbitales que sigue:

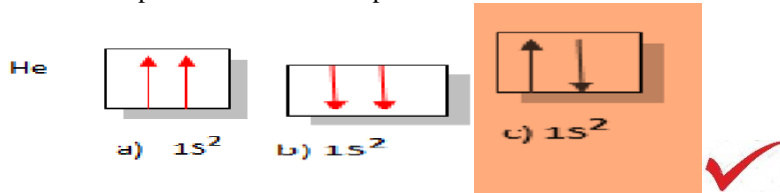


PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Dos electrones **nunca podrán tener los cuatro número cuánticos iguales**, por lo tanto como los 3 primeros números cuánticos; n, l y m_l determinan a un orbital específico, dos electrones podrán tener estos números idénticos pero el cuarto número m_s , correspondiente al sentido de giro del electrón (spin) debe de ser diferente y toma valores de $+1/2$ y $-1/2$. Cada electrón se representa mediante una flecha, la punta indica el espín del electrón.

[↑↓] (Diagrama de orbitales).

Ejemplo: cuál es la representación correcta para el átomo de helio



Por lo tanto en este ejemplo del helio ni a ni b son correctos

REGLA DE HUND

Debido a la repulsión entre electrones, estos tienden a posicionarse en posiciones lo más alejadas posibles y con spines paralelos, es decir, los electrones deben estar **tan desapareados como sea posible**. Por ejemplo, en la distribución electrónica de los elementos químicos como el nitrógeno cuyo número atómico es $Z=7$, tendremos los orbitales $2p^3$ que contendrán los 3 electrones totalmente desapareados.



-LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO SE PUEDE DESCRIBIR UTILIZANDO NOTACIÓN ELECTRÓNICA O DIAGRAMA DE ORBITALES

Para escribir la configuración electrónica de un átomo es necesario conocer el número de electrones que tiene dicho átomo, representado por el número atómico que se encuentra en la tabla periódica, siempre y cuando el átomo sea neutro. Hay que respetar la capacidad máxima de electrones para cada subnivel:

s= 2e- máximos y un orbital p= 6e- máximos y tres orbitales

d= 10 e- máximos y cinco orbitales

y f= 14 e- máximos y 7 orbitales

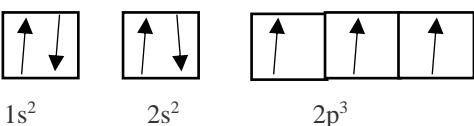
Actividad: Escribir la configuración o notación electrónica y el diagrama de orbitales de los átomos de: N, Cl y de sodio.

a. Nitrógeno= número atómico 7

Configuración electrónica

${}^7N = 1s^2 2s^2 2p^3$

Diagrama de orbitales



b. Cloro:

c. Sodio: