



SECRETARÍA DE EDUCACIÓN MUNICIPAL DE PALMIRA
"INSTITUCIÓN EDUCATIVA "DE ROZO"
Aprobada por Resolución N° 0835 del 20 de FEBRERO de 2.017



GUÍA DE APRENDIZAJE No. 3

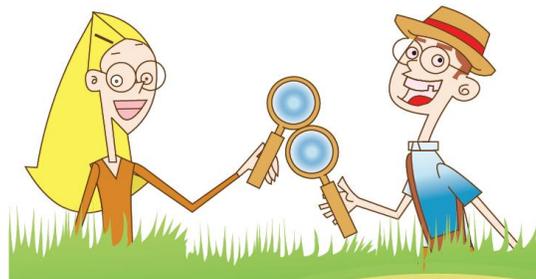
Docente	Jaime Gálvez
Correo electrónico:	jgalvez@iederozo.edu.co
Grado:	7-1, 7-2, 7-3, 7-4
Área o asignatura:	Ciencias Naturales - Química
Fecha de recibido:	Septiembre 2020
Fecha de entrega:	Septiembre del 2020
Nombre del estudiante:	
Objetivo de aprendizaje y/o DBA:	Explicar el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos (Estándares básicos de competencias.7)

INTRODUCCIÓN



Con esta guía vas a usar tus conocimientos de los modelos atómicos, para aprender cómo están distribuidos los electrones, protones y neutrones, dentro de la estructura del átomo. Esto te permitirá explicar cómo están conformados los materiales que te rodean.

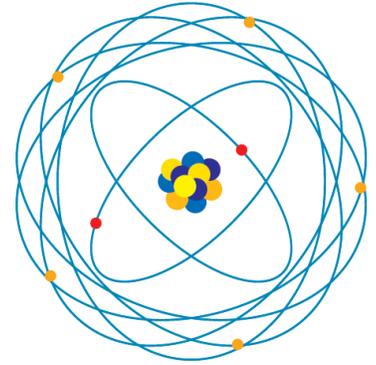
Esta es la segunda guía de química, léela por completo y sigue las instrucciones, realizando cada una de las actividades que están enumeradas, tal como te indico a continuación.



¿Qué voy a aprender?

1. Copia en tu cuaderno el título: "MODELO ATÓMICO ACTUAL Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA"
2. Observa la imagen y responde en tu cuaderno de acuerdo a lo que sabes:

- ¿Qué representa?
- ¿Qué partes tiene el gráfico? ¿Cómo se relaciona el gráfico con los materiales que conforman el Universo?
- ¿Se puede evidenciar lo que representa el gráfico en la cotidianidad? ¿Cómo?

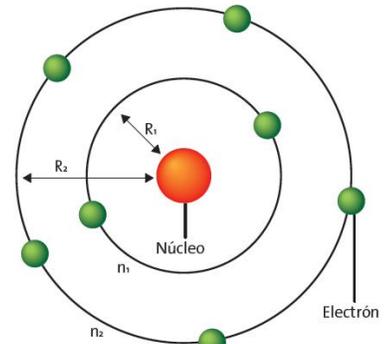


- Analiza y realiza un resumen del siguiente texto en tu cuaderno y responde:

Modelo atómico de Niels Bohr

El físico Danés Niels Bohr fue discípulo de Rutherford. Bohr afirmó que los electrones no caían sobre el núcleo, porque tenían suficiente energía para mantenerse en movimiento alrededor del núcleo. En 1913 propuso que el núcleo tiene carga positiva y alrededor giran los electrones, con carga negativa, similar a los planetas que giran en torno al sol. El modelo atómico de Bohr se explica así:

- Los electrones giran alrededor del núcleo, siguiendo órbitas circulares bien definidas.
- Las órbitas circulares tienen un valor característico de energía llamado **nivel de energía**, que se puede representar con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. En la gráfica se representan como $n_1, n_2, n_3, \dots, n_7$.
- Los electrones que están en los niveles más cercanos al núcleo tienen menor energía que los electrones de los niveles más externos.
- Cuando un electrón pasa de un nivel de energía a otro superior debe absorber en forma de luz o calor la energía necesaria para hacer la transición. Así mismo, si el electrón desciende a un nivel de energía inferior debe liberar la cantidad de energía que absorbió.



- ¿Cómo crees que se puede medir la energía en los niveles? ¿Con que instrumentos se podrá medir dicha energía?
- ¿Cuántos niveles de energía tiene un átomo?
- ¿Cuándo se libera energía un electrón al aumentar o al reducir el nivel de energía?

Lo que estoy aprendiendo



- Copia en tu cuaderno:

Número atómico y Numero masa

El **número atómico (Z)**, es el número de protones que posee un átomo en su núcleo. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico y cada elemento tiene un número atómico que lo diferencia de los demás. El **número masa (A)**, corresponde a la suma de protones y neutrones que un átomo posee en su núcleo. Cada átomo tiene un símbolo atómico, el cual se representa como se ilustra en la imagen siguiente:

A Número masa = protones + neutrones

12 **C** Símbolo Atómico

Z Número atómico = número de protones

$N = A - Z$

Número de neutrones = Número masa - Número atómico

A partir del símbolo atómico se deduce:

$Z = 6$, lo cual significa que el átomo de Carbono posee 6 protones en su núcleo.

$A = 12$, lo cual significa que la suma de protones más neutrones para el átomo de Carbono es 12.

$N = A - Z = 12 - 6 = 6$ lo cual significa que el átomo de Carbono tiene 6 neutrones en su núcleo.

Sabemos que el número de protones es igual al número de electrones para que el átomo sea eléctricamente neutro, entonces, el átomo de Carbono posee 6 electrones. De esta manera fue como se consolidó la tabla periódica:

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18

Período 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Número atómico: 8, 15,9

Masa atómica

Símbolo químico: O

Nombre: Oxígeno

Legend:

- Gases nobles
- Halógenos
- No metales
- Metaloides
- Otros metales
- Metales de transición
- Alcalinotérreos
- Metales alcalinos
- Lantánidos
- Actinidos

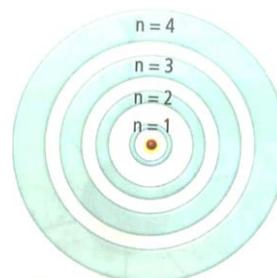
MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO

En 1916 las observaciones de Sommerfeld permitieron plantear un modelo del átomo con estados de energía intermedios (subniveles ubicados entre los niveles de Bohr). En 1926 Heisenberg enunció el **principio de incertidumbre** que dice que no se puede conocer la ubicación exacta de un electrón, sino la probabilidad de que este en cierto espacio. Schrödinger encontró que, por la naturaleza del electrón, no se puede conocer su ubicación real, solo se puede saber la región del átomo donde es más probable encontrar un electrón o la región donde el electrón pasa más del 90% del tiempo, esta región se llama **orbital**.

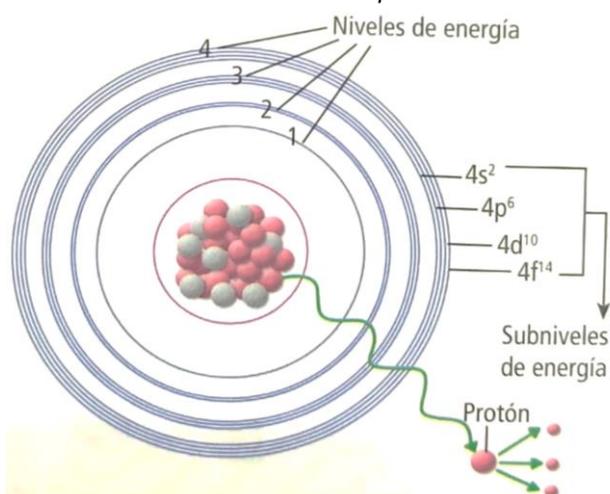
LOS NÚMEROS CUANTICOS

Son parámetros que se utilizan para describir los orbitales atómicos y el comportamiento del electrón. El primer número cuántico referencia el nivel de energía y fue utilizado por Bohr en su modelo cuando aseguro que a los niveles de energía se les podía asignar letras o números para identificarlos. Los números cuánticos son cuatro, los otros tres fueron planteados por Schrödinger.

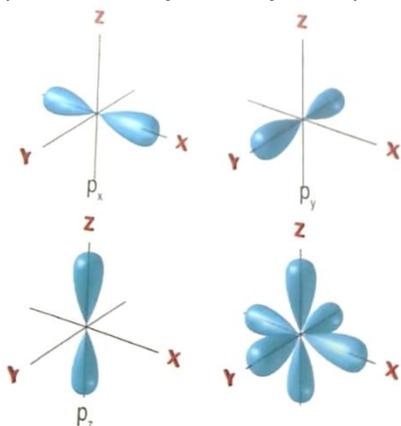
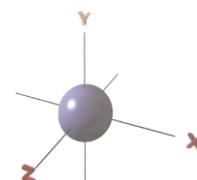
Número cuántico principal (n): identifica los niveles de energía, se utilizan números 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7 para representarlo. Por ejemplo, si un electrón se ubica en el cuarto nivel de energía: $n=4$. Así el primer nivel de energía es $n=1$ y es el más cercano al núcleo, mientras que el más alejado del núcleo es el mayor nivel de energía denotado con el número 7.



Número cuántico secundario (l): Este parámetro permite identificar los subniveles de energía que tiene el átomo en cada nivel y depende del número cuántico principal. Así, en el segundo nivel de energía hay dos subniveles. Este número cuántico se representa con las letras: s, p, d, f, g y h.



Número cuántico magnético (m_l): indica la forma espacial que puede adoptar el orbital y su distribución en un plano sobre los ejes X, Y y Z. Por ejemplo, el orbital s presenta una forma esférica que se distribuye al rededor del núcleo del átomo.



Por su parte, el orbital p se orienta de tres formas diferentes en el espacio. Dichas formas se conocen como: p_x , p_y y p_z . Observa la ilustración de cada una de ellas y además cómo se ven de manera simultánea.

Número cuántico de spin (m_s): este parámetro indica en qué sentido gira el electrón en su propio eje. Si gira hacia la izquierda se identifica como $-1/2$, pero si gira hacia la derecha se identifica como $+1/2$.



Práctico lo que aprendí

5. Analiza los planteamientos y contesta:

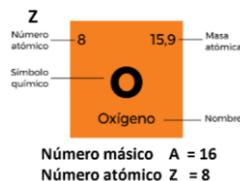
Cada nivel de energía de un átomo sólo es capaz de mantener cierto número de electrones a la vez. El número máximo de electrones o población electrónica máxima por nivel de energía se calcula según la fórmula $2n^2$. En la cual n es igual al número del nivel de energía que se está llenando, como se muestra en la siguiente tabla, completa las poblaciones electrónicas que faltan:

Nivel de energía	$(2n^2)$	Población electrónica máxima (Máximo número de electrones en el nivel)
1	(2×1^2)	2
2	(2×2^2)	¿?
3	(2×3^2)	18
4	(2×4^2)	¿?



6. Tomando como ejemplo el átomo de oxígeno identifica el número atómico y número másico de los siguientes elementos:

- Litio
- Flúor
- Azufre
- Magnesio
- Potasio
- Hierro



7. Lee para fortalecer lo aprendido y aclarar dudas:

Recuerda que:

Nivel de energía: órbitas circulares tienen un valor característico de energía l unos productos nuevos.

Orbital: región del átomo donde es más probable encontrar un electrón, región donde el electrón pasa más del 90% del tiempo.

Número cuántico: parámetros que se utilizan para describir los orbitales atómicos y el comportamiento del electrón.

Número cuántico principal (n): identifica los niveles de energía de 1, 2, 3, 4, 5, 6 a 7.

Número cuántico secundario (l): identifica los subniveles de energía que tiene el átomo en cada nivel, se designa por las letras: s, p, d, f, g y h .

Número cuántico magnético (m_l): indica la forma espacial que puede adoptar el orbital y su distribución en un plano sobre los ejes X, Y y Z .

Número cuántico de spin (m_s): indica en qué sentido gira el electrón en su propio eje, puede ser $-1/2$ o $+1/2$.





¿Cómo sé que aprendí?

8. Observa la tabla y ubica el número atómico (Z), número másico (A) y masa promedio. Completa en tu cuaderno, la siguiente tabla con ayuda de la tabla periódica:
- 9.

Sustancia	Masa promedio (g)	Número atómico (Z)	Número másico (A)
Oxígeno	15,9	8	16
Azufre	32,6		32
Carbono		6	
Calcio			40
Sodio		11	
Nitrógeno	14		
Neón			20
Silicio	22,9		



¿Qué aprendí?



10. Te invito a reflexionar respecto a cómo te sentiste y qué tanto aprendiste en el desarrollo de esta guía. Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas, con mucha sinceridad:
- Con tus palabras escribe qué aprendiste
 - ¿Qué aprendiste que sea nuevo para ti?
 - Plantea sugerencias para mejorar en el desarrollo de las guías

Referencias

Ministerio de Educación Nacional (2010). Postprimaria. Ciencias Naturales y educación ambiental 6. ISBN libro: 978-958-691-423-9. ISBN obra: 978-958-691-411-6