

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA ESPERANZA	
	PLAN DE MEJORAMIENTO INDIVIDUAL	
	SECCIÓN: Bachillerato	
	NODO: Científico	ÁREA: Ciencias Naturales. ASIGNATURA: Química
	DOCENTE: Yuly Rentería Cuesta	
GRADO: 8_ GRUPOS_ 8-2, 8-3, 8-4		
NOMBRE DEL ESTUDIANTE:		

Competencia:

-Comprende que en una reacción química se recombinan los átomos de las moléculas de los reactivos para generar productos nuevos, y que dichos productos se forman a partir de fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos y covalentes)

-Explica como las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos se encuentran agrupados en el sistema periódico

Descripción de la Actividad:

1. **Antes de iniciar a responder las actividades leer todo el contenido de la guía y seguir las instrucciones.**
2. Desarrollar el **taller** escribiendo pregunta y respuesta con lapicero tinta negra, hojas de block tamaño carta sin rayas, letra clara y legible. (utilizar las márgenes).
3. Las actividades deben de estar completas y bien organizadas. (responder todas las preguntas)
4. Seguir la secuencia de las preguntas. (Escribir el número y las letras según cada caso)
5. Las actividades se realizan de manera individual.
6. Para la **sustentación** los estudiantes deben de presentar una prueba oral o escrita. (Se realiza el mismo día de la entrega del taller plan de apoyo).

Presentación del cuaderno con las actividades y contenidos del periodo bien organizados dibujos pintados.

Preparar las exposiciones pendientes, maquetas, línea de tiempo, tríptico, experimentos y su correspondiente informe de laboratorio. Proyecto integrado de investigación. (tema escogido individualmente).

NOTA: La entrega del taller no garantiza la superación de las competencias. (Debe cumplir con lo anterior)

Compromisos de padres de familia y/o acudiente:

- Monitorear las actividades asignadas para dar pleno cumplimiento de ellas. - Concientizar al estudiante de su proceso académico y la importancia de la responsabilidad y la autorregulación. - Organizar horarios de estudio y trabajo con el estudiante para el desarrollo y cumplimiento del plan de mejoramiento y supervisar la elaboración de las actividades para que las realice teniendo en cuenta las instrucciones dadas

ACTIVIDADES

1. Elabore cuadro comparativo y establezca diferencia y de ejemplos entre:

- a. Órbita y orbital
- b. Periodo y grupo. Escriba 3 diferencias de cada uno

2. A partir de la observación del video <https://www.youtube.com/watch?v=hfqnVs5VCiY&t=5s>, elabore un resumen sobre el tema, además tener presente la información para la realización de los ejercicios.

3. a.- Con ayuda de la tabla periódica, ordenar los siguientes elementos según su electronegatividad de mayor a menor: Fósforo, Magnesio, azufre, Bromo, Aluminio, Hierro y Litio. (Elabore un cuadro: elemento, símbolo, EN)

3. b.- Realice la distribución electrónica por nivel, luego responda: Cuantos electrones se encuentran en el nivel energético más externo de cada uno de los siguientes elementos:

- a. Mg
- b. Al
- c. Pb
- d. Br
- e. K
- f. P
- g. Li.

b. Qué nombre reciben los electrones por estar en ese lugar y como se llama a ese espacio

3.c.- Cuantos electrones son necesarios para que los siguientes átomos cumplan la regla del octeto: Justifique

a. Mg b. O c. Hg d. S e. Br f. I g. N h. F⁻ j. Ca²⁺

4. Elabore un croquis de la tabla periódica luego señale los bloques en los que se divide según los subniveles de energía (s, p, d, f,) (utilice colores diferentes para representar cada bloque)

5.a. -Realice la distribución electrónica por subnivel del grupo IA y nivel del periodo 2. Escribe tus observaciones o análisis

5.b.- Construya un mapa conceptual sobre el tema de enlaces químicos de acuerdo a los contenidos consignados en el cuaderno. (bien explicado)

6.. Buscar en la siguiente sopa de letras los términos ubicados en la parte derecha, Luego defina, los que tienen el asterisco dar ejemplos (Utilice colores diferentes 😊)

G A K A Q Z N G P I E R D E E L E C T R O N E S I L W A Ñ N	ANIÓN*
A Y P C O N F I G U R A C I O N E L E C T R O N I C A U P W	Átomos*
M Ñ M E O Y L N S I N C V A B C A N I O N U X B R X E Ñ Ñ Q	Capa de valencia*
A S A C I M I U Q S A L U M R O F Ñ D A T O M O S T M G Z Q	Catión*
I G O S H Z O Y B I C O M P U E S T O S Q U I M I C O S G Q	Compartir electrones
C G Y K E L E C T R O N E G A T I V I D A D N D K T Ñ T C W	Compuestos químicos*
N S V P E T N E L A V O C E C A L N E Y V M T J W I K G M R	Configuración electrónica*
E E O B W C C N F S E L A T E M O N I D U N I D O S T Y C F	Electronegatividad*
L S N C N U Q Q Q R O R E Q G F L J V S E L E V I N B U S U	Electrones de valencia*
A T T L I I K H Y Q J O T E T C O L E D A L G E R G U Q I A	Enlace coordinado*
V Ñ O R A M R Z A I C N E L A V E D S E N O R T C E L E Ñ B	Enlace covalente*
E P L E U C I K E U N W O N I V E L E S D E E N E R G I A X	Enlace covalente no polar*
D N X I G C E U N H I U E H I D Q R E D R E P G G K J X H S	Enlace covalente polar*
A J O L U O T C Q A R O D A N I D R O O C E C A L N E T L U	Enlace químico*
P N O Z S Z B U O S R A L O P E T N E L A V O C E C A L N E	Estructura de Lewis*
A E X X C O O X R V O A D H J A O X C D K F J T W G U I W X	Formulas químicas*
C A W Ñ C Q C C J A A L N R S T X K N E G A T I V O G R O U	Gana electrones
E M P K H B H I G V D L O A Z L S E N O R T C E L E A N A G	Ganar
Q F O O M Y B K T V J E E B G B F Ñ O N Ñ A P H A H H P D B	Grupos*
I W A L S W R S S N Ñ F L N M S Ñ X E W J T O K V A P E S H	Ion*
I R Z U E I U B W M A R Z E T I R M C I A C M A H U E U B T	Metales
E S U D I C T I E A E U H Ñ W E S E N L A C E Q U I M I C O	Moléculas*
P O A T K P U I H E K T C L T I N U H T R U O X C F X H C J	Negativo
Ñ P I E H W Y L V A G L A S V N S O I K T G A Z D C D S R Y	Niveles de energía*
W U X V E W L I A O I R H L O M Y V P T W G O L L V M L N B	No metales
D R H U R N G X C S T N U M E R O D E O X I D A C I O N T E	Número de oxidación*
Ñ G L R J P J U L R E X E F O S E D E O L R P I J Q P Z Ñ E	Números cuánticos*
O B C J G F G P F X K T M P S U K M S U P A B T X S R G J S	Perder
T Y V M R O S W Y E K Q C A T I O N U Z G B R F B A C G T O	Pierde electrones
S Z N C O M P A R T I R E L E C T R O N E S Ñ U D C P P F Y	Positivo
	Regla del octeto*
	Símbolos químicos*
	Subniveles*
	Unidos

7.a. - Se tienen tres elementos con números atómicos 19, 35 y 54. Realice la distribución electrónica y determina: Nombre, símbolo, grupo y período de que se trata.

- ¿Cuál tiene el valor de afinidad electrónica más negativo? ¿Cuál tiene el menor valor para la energía de ionización?

7.b.- Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- Escribe la configuración electrónica de cada elemento. (Nombre, símbolo y Z)
- Indica qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio atómico
- Indica cuáles de los elementos son metales y cuáles no metales.

7.c. -Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: Responde con la ayuda de la tabla periódica

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^2 3d^{10} 4s^2 4p^6$

- A qué elementos corresponden. (nombres, símbolos, Z)
- Cuál será el menos electronegativo;
- Cuál tendrá mayor Energía de ionización.

7.d. Complete la información de la siguiente tabla (Ver ejemplo.)

NOMBRE	SÍMBOLO Z	CONFIGURACION ELECTRONICA	Capa de valencia	e- de valencia	GRUPO	PERIODO Nivel de E.
Nitrógeno	N 7	$1s^2-2s^2 - 2p^3$	$2s^2- 2p^3$	5	VA	2
Potasio						
Cromo						
Plata						
zinc						
Neón						
Bismuto						
Calcio						
Yodo						
Plata						
Bromo						
rubidio						
Litio						
Fosforo						
		Escribe el elemento de investigación				

8. Explicar en qué consiste y dar ejemplos de las reglas de:

- Principio de exclusión de Pauli
- Principio o Regla de Hund
- Principio de Aufbau o de la menor energía
- Regla de Diagonales -Diagrama de Moëller

9. Dibuja por medio de **cajas y flechas** las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones, siguiendo el ejemplo.

Átomo	Símbolo	Z	Configuración electrónica del cloro								
Cloro	Cl	17	1s ²	2s ²	2p ⁶			3s ²	3p ⁵		
Cajas flechas			↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Ampliar cuadros para responder

Átomo	Z	#e-	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales
Hidrogeno				
Berilio				
Boro				
Carbono				
Nitrógeno				
Oxígeno				
Flúor				
Neón				
O ⁻²				
Cl ⁻				
Li ⁺				
Mg ²⁺				
Ba ²⁺				
Na ⁺				

10.a. Complete los espacios en blanco

1. ¿Cuál de los de orbitales tiene forma esférica? _____
2. ¿Cuál es la cantidad máxima permitida de electrones en el subnivel 3d? _____
3. Número cuántico que nos indica en que subnivel se encuentra el electrón, toma valores desde 0 hasta (n - 1) _____
4. Conocido como numero cuántico principal sus valores son números enteros positivos de 1 al 7 _____
5. Cuando su valor es igual a uno, corresponde a un orbital tipo p donde caben de uno hasta seis electrones _____
6. Nos da la idea física de la orientación magnética de un orbital _____
7. Fue introducido por Niels Bohr, representa el nivel de energía en que se encuentra el electrón. _____
8. Cuáles son los números cuánticos principales y su correspondiente símbolo _____
9. ¿Cuál número cuántico define el nivel de energía en que se encuentra un electrón? _____
10. Los átomos que pierden e- reciben el nombre de _____ y los que ganan e- se les llama _____
11. Un enlace coordinado es aquel que _____
12. Los enlaces tipo metálicos se forman _____
13. La regla del octeto establece que _____
14. La configuración electrónica nos indica _____
15. Si la molécula de flúor está formada por dos átomos, están unidos por un enlace covalente, ¿cuántos electrones tendrá cada átomo de la molécula de flúor en su órbita de valencia? _____ Justifique
16. La química se encarga de estudiar _____

10.b.- En la tabla periódica, el arsénico 33As, tiene como vecinos más próximos a los elementos cuyos números atómicos son: 15,32,34,51. ¿Cuáles de estos elementos presentan propiedades similares a las del arsénico? Justifica tu respuesta.

10.c.- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas. Responder las siguientes preguntas:

- A. $1s^2 2s^2 2p^1$
 - B. $1s^2 2s^2 2p^4$
 - C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
 - D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 - E. $1s^2 3s^2 2p^6 2s^2 3p^6 4s^2$
- a. Qué configuraciones electrónicas corresponde a un metal
 - b. Qué configuraciones electrónicas corresponde a un no metal
 - c. Qué configuraciones electrónicas corresponde a un metal de transición
 - d. Qué configuraciones electrónicas corresponde a un metal alcalinotérreos
 - e. Qué configuraciones electrónicas no son correcta. justifique

11. Dibujar la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace y número de electrones ganados y perdidos por los átomos-

Fórmula	Estructura de Lewis	Tipo de enlace	Gana	Pierde
MgO				
Ca ₂				
H ₂				
KI				
CaO				
N ₂				
KCl				
NaCl				

11.a En nuestra vida diaria podemos encontrar muchos ejemplos de enlace covalentes como el agua (H₂O) y el dióxido de carbono (CO₂) y enlaces iónicos como el cloruro de sodio. (NaCl).

Escriba algunos ejemplos de enlaces químicos en la vida cotidiana, Explica su uso y composición. Puedes observar este video u otros <https://www.youtube.com/watch?v=Jx86HsYZIBY>

11.b. -El oxígeno que respiramos está constituido por moléculas formadas por dos átomos de este elemento. Dibuje la molécula de oxígeno, indicando el número de electrones

11.c. - ¿Por qué debemos mirar el número atómico y no la masa atómica a la hora de realizar la configuración electrónica de un elemento?

11.c.-Dibuja la forma de los orbitales s, p d y f

NOTA. Los estudiantes con necesidades especiales presentarse con el taller (fotocopia) donde la profesora, para recibir las instrucciones correspondientes.

RECURSOS SUGERIDOS

- Explicaciones de la temática, dirigida dentro del aula de clase
- Aclaración de dudas que surjan en la elaboración de las actividades
- Cuaderno de notas, textos, internet, ayuda del acudiente o personas responsables.

“Para adquirir conocimiento, debemos estudiar; pero para adquirir sabiduría, debemos observar” Marilyn Vos Savant

