



SEDE	GRADO	TIEMPO ESTIMADO	ÁREA	EJE TEMÁTICO	No INTEGRANTES PARA EL TRABAJO
Principal	7°	4 horas	Ciencias Naturales	Tabla periódica y propiedades	1
OBJETIVO:	Reconocer la tabla periódica como instrumento fundamental para la comprensión de las propiedades y formación de compuestos a partir de elementos químicos.				
COMPETENCIAS	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

TEORIA ATOMICA

- Numero atómico:** De los descubrimientos del protón y el neutrón, se definió el número atómico, como el número de protones que tiene el núcleo de un átomo, y se representó desde entonces con la letra Z. Ya que el átomo no tiene carga se entendía que el número de protones reflejaría el número de electrones, así por ejemplo para el hidrógeno que tiene un protón el número atómico Z es igual a 1 y por lo tanto tendría también un electrón. Cada elemento tiene un número atómico característico, así que todos los átomos de un mismo elemento tendrán el mismo número atómico. Todos los elementos tienen entonces números atómicos diferentes. El numero atómico de un elemento se puede colocar en la parte inferior izquierda del símbolo químico cuando se van a analizar los isotopos de un mismo elemento.

Elemento	Símbolo	Cantidad de protones	Numero Atómico	Como se representa el isotopo
Hierro	Fe	26	26	${}_{26}Fe$
Cobre	Cu	29	29	${}_{29}Cu$
Azufre	S	16	16	${}_{16}S$
Yodo	I	53	53	${}_{53}I$

- Masa atómica:** la masa atómica o número de masa, es la suma de número de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo y se representa por la letra A.

$$A = Z + n^{\circ}$$

$$Z = P^{+}$$

P⁺=cantidad de protones

Z=Numero atómico

A= Numero masico

n[°]= cantidad de neutrones

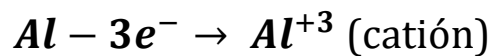
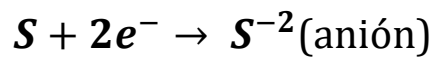
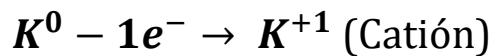
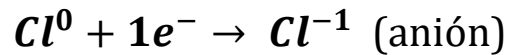
El numero masico se puede colocar en la parte superior izquierda del símbolo químico del isotopo. Si se conoce el número atómico y el numero masico, se pueden calcular la cantidad de neutrones. Recuerde que también se puede calcular la cantidad de electrones de un átomo neutro, pues en este caso la cantidad de protones debe ser igual a la cantidad de electrones.

Isotopo	Z	Cantidad de P ⁺	Cantidad de n [°]	Cantidad de e ⁻
${}_{26}^{56}Fe$	26	26	30	26
${}_{29}^{63}Cu$	29	29	34	29
${}_{16}^{32}S$	16	16	16	16
${}_{53}^{127}I$	53	53	74	53

- Los **isótopos** son átomos del mismo elemento que presentan igual número atómico, pero diferente masa atómica, debido a que tienen diferente cantidad de neutrones. Si no existe un buen balance entre el número de protones y neutrones la falta de estabilidad nuclear hace que el isótopo sea radioactivo. En el siguiente cuadro se muestran los isotopos de algunos elementos.

Isotopo	Z	Cantidad de P ⁺	Cantidad de n ^o	Cantidad de e ⁻
${}^1_6\text{C}$	6	6	6	6
${}^{13}_6\text{C}$	6	6	7	6
${}^{14}_6\text{C}$	6	6	8	6
${}^1_1\text{H}$	1	1	0	1
${}^2_1\text{H}$	1	1	1	1
${}^3_1\text{H}$	1	1	2	1

4. **Iones:** Cuando un átomo pierde o gana electrones (e⁻), obtiene carga eléctrica. Los **cationes** son átomos que pierden electrones, y por lo tanto quedan con **carga positiva**. Los **aniones** son átomos que ganan electrones, y por lo tanto quedan con **carga negativa**. La carga de un ion se indica en la parte superior derecha del símbolo químico del elemento. Cuando el símbolo de un elemento no tiene ningún número en la parte superior derecha, o presenta un cero (0), eso indica que el átomo se encuentra en estado neutro.



Átomo	Numero P ⁺	Numero n ^o	Numero e ⁻
${}^{11}_5\text{Si}^{-3}$	5	6	8
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$	20	20	18
${}^{36}_{17}\text{Cl}^{+7}$	17	19	10
${}^{59}_{28}\text{Ni}^0$	28	31	28
${}^{80}_{35}\text{Br}^{-5}$	35	45	40

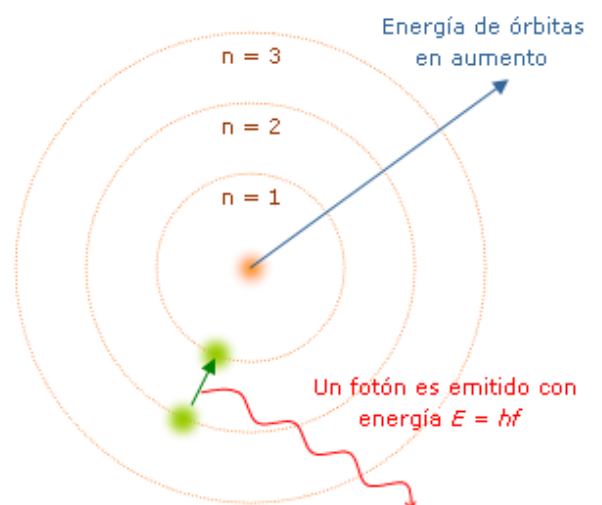
TEORIA MODERNA SOBRE LA MATERIA.

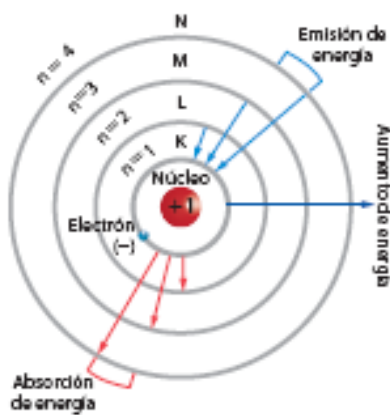
El modelo de Rutherford es uno de los más explicativos para describir la confirmación del átomo, pero a pesar de sus grandes contribuciones, genera algunas preguntas; ¿por qué los electrones no caen o se aproximan al núcleo? es decir cómo se explica que las cargas negativas no son atraídas por las positivas que se encuentran en el núcleo, sí según la teoría electromagnética clásica propuesta por Maxwell, se esperaría que el electrón al girar alrededor del núcleo terminaría cayendo sobre este. Otro cuestionamiento que surgió con el modelo de Rutherford fue porque los protones no se repelen entre sí, aunque todos son positivos.

El físico alemán Max Planck provocó cambios muy significativos en la física con sus investigaciones. Propuso que los electrones emitían o absorbían energía discontinuamente en formas de paquetes de energía, que denominó "cuantos" del latín *Quantum*, que significa cantidad elemental actualmente son más conocidos como fotones. En 1905 Albert Einstein colaboró en los estudios de Planck y basándose en ellos, demostró que los paquetes de energía o cuantos, emitidos o absorbidos por una partícula cargada, son proporcionales a la frecuencia de la luz o radiación, con estas investigaciones explicó el efecto fotoeléctrico.

Modelo atómico de Bohr

El físico danés Niels Bohr estableció un modelo basándose en lo descubierto por Rutherford, propuso que "El átomo es un pequeño





sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en orbitas bien definidas." Las orbitas están cuantizadas (los e- pueden estar solo en ciertas orbitas). Cada orbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía. Los electrones no irradian energía (luz) mientras permanezcan en orbitas estables. Los electrones pueden saltar de una a otra orbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada orbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

El danés Bohr, propone el modelo atómico que contiene órbitas esféricas concéntricas por donde viajan los electrones, y éstos, dependiendo de su posición, tienen distinto contenido energético. A los niveles se les da los nombres de K, L, M, N, O, P, Q o 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

La capacidad electrónica por nivel se calcula con la fórmula $2n^2$ donde n es el nivel de energía (para los primeros cuatro niveles y los cuatro restantes se repiten en forma inversa), es decir el nivel K (1) $n=1$ por lo que $2n^2 [2(1)^2]=2$; en L $n=2$ $2n^2 [2(2)^2]=8$, etc. De tal manera que la capacidad electrónica por nivel es:

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

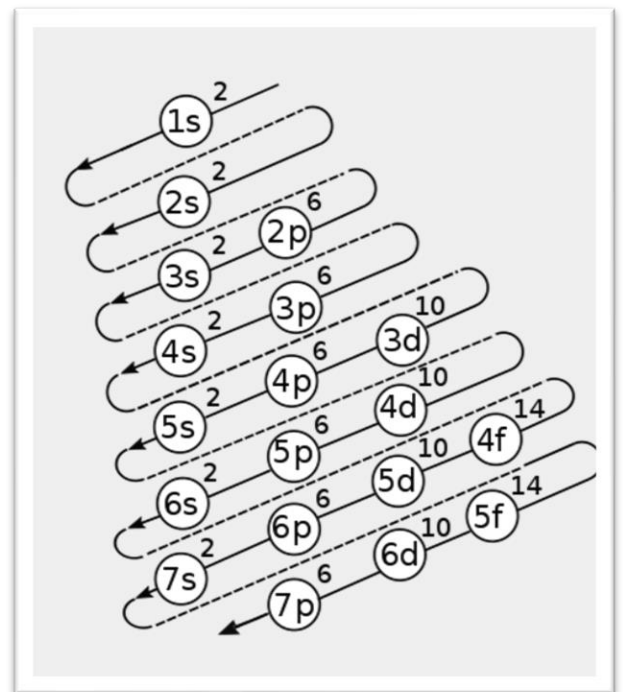
El espectro de emisión atómica de un elemento es un conjunto de frecuencias de las ondas electromagnéticas emitidas por átomos de ese elemento, en estado gaseoso, cuando se le comunica energía (por medio de calentamiento).

"Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética. Absorbe un cuanto y pasa a una órbita mayor. Por medio de calentamiento desprende un cuanto de energía y pasa a una órbita menor. Esto lo percibimos a través de luz de color determinado para el cobre es verde"

Principios Auxiliares

También ayudan los siguientes principios para la definición del modelo atómico actual.

- **Principio de exclusión de Pauli:** En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. En un orbital no puede haber más de dos electrones y estos deben tener spines opuestos o antiparalelos ($+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$) ya que los dos electrones ocupan el orbital tienen iguales los números cuánticos n, l y m.
- **Regla de Hund,** Es una regla empírica obtenida en el estudio de los espectros atómicos que dice: Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p, los cinco d, o los siete f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus spines paralelos, es decir, separados. El átomo es más estable, tiene menor energía, cuando tiene electrones desapareados (spines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (spines opuestos o antiparalelos).



CONFIGURACION ELECTRONICA

la configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas, en el cual las funciones de ondas del sistema se expresan como un producto de orbitales anti simetrizado. La configuración electrónica es importante, ya que determina las propiedades totales de combinación química de los átomos y por lo tanto su posición en la tabla periódica de los elementos. Para encontrar la distribución electrónica se escriben las notaciones en forma diagonal desde arriba hacia abajo y de derecha a izquierda.

1s	2s	2p 3s	3p 4s	3d 4p 5s	4d 5p 6s	4f 5d 6p 7s	5f 6d 7p
----	----	-------	-------	----------	----------	-------------	----------

El orbital:

S admite 2 electrones

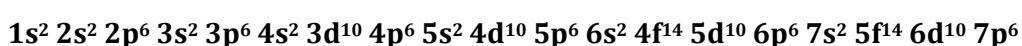
P admite 6 electrones

d admite 10 electrones

f admite 14 electrones

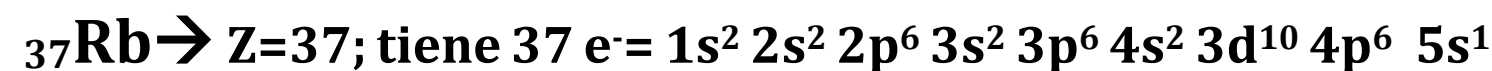
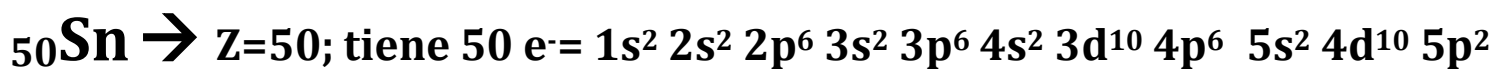
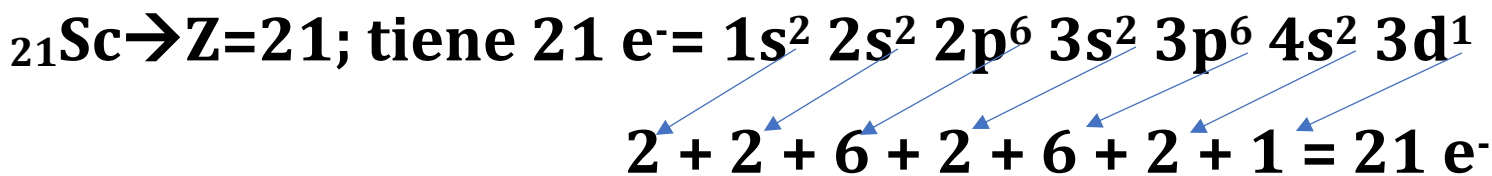
$1s^2$	$2s^2$	$2p^6 3s^2$	$3p^6 4s^2$	$3d^{10} 4p^6 5s^2$	$4d^{10} 5p^6 6s^2$	$4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$	$5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
--------	--------	-------------	-------------	---------------------	---------------------	-----------------------------	------------------------

Finalmente, la configuración queda de la siguiente manera:



A continuación, se plantean algunos ejemplos de configuración electrónica. Se debe alcanzar con los números superiores la cantidad de electrones que presenta el átomo del elemento.

Sc= Escandio; Ga= Galio; Sn= Estaño; Rb= Rubidio



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. Complete el siguiente cuadro y los espacios vacíos del símbolo del elemento con la información que allí se presenta

Átomo	Z	A	Numero P ⁺	Numero n ⁰	Numero e ⁻	Ion
${}^7_3\text{Li}^{+1}$	3	7	3	4	2	Catión
${}^{23}_{11}\text{Na}^{+2}$						
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{+3}$						
Ti^0			22	25		
Cr^{+6}	24	53				
${}^7_3\text{Li}^{+1}$						
${}^{19}_9\text{F}$						
${}^{35}_{35}\text{Br}^{-5}$				45		
Sb^{-3}		122	51			
Se^{-4}	34	79				
			16	16	18	
	27	59			24	

2. Realice un dibujo del modelo atómico de Bohr. Explique como un átomo puede emitir o absorber energía según este modelo.
3. Realiza las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

Rb, Sc, Ga, Cu, K, S, P, Pb, Ga, Al, Br.

4. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas son correctas y a que elemento pertenecen?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^6 5d^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^6 5d^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

5. Lea el siguiente enunciado, y en una frase, usando sus palabras explique que entiende con lo allí expuesto.

“Para que un átomo sea estable debe tener todos sus orbitales llenos (cada orbital con dos electrones, uno de espín $+1/2$ y otro de espín $-1/2$) Por ejemplo, el oxígeno, que tiene configuración electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^4$, debe llegar a la configuración $1s^2, 2s^2, 2p^6$ con la cual los niveles 1 y 2 estarían llenos. Recordemos que la Regla del octeto, justamente establece que el nivel electrónico se completa con 8 electrones, excepto el hidrógeno, que se completa con 2 electrones. Entonces el oxígeno tendrá la tendencia a ganar los 2 electrones que le faltan, por esto se combina con 2 átomos de hidrógeno (en el caso del agua, por ejemplo), que cada uno necesita 1 electrón (el cual recibe del oxígeno) y otorga a dicho átomo 1 electrón cada uno. De este modo, cada hidrógeno completó el nivel 1 y el oxígeno completó el nivel 2.”

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.

1. ¿Qué es el número atómico? Plantee 5 ejemplos de número atómico con su respectivo elemento
2. ¿Qué es el número másico? Plantee 5 ejemplos de número másico con su respectivo elemento
3. Realiza las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

K, S, P, Pb, Ga

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. Dibujo del punto 2.
3. Configuraciones electrónicas punto 3 y 4.
4. Explicación del punto 5.

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

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

<https://misuperclase.com/configuracion-electronica-de-los-elementos/>

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
- Profesora Claudia Ortiz Foglia -Jornada Mañana E-mail: claudiafoglia63@gmail.com
- Profesor Jesus Andres Pintor Alfonso- Jornada tarde E-mail: 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 n ella.			
➤ Explica en términos de energía, la propagación del sonido relacionálas con fenómenos de la vida cotidiana			

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. Se evaluará la organización, idoneidad, contextualización, jerarquización y correcta disposición-realización de los ejercicios que requieren análisis matemático.

RETROALIMENTACIÓN – (EVALUACION DEL DOCENTE DEL PRODUCTO RECIBIDO)