

1. ¿Cuáles son las unidades de la constante de Planck?

3. Explica qué significa el efecto fotoeléctrico y cómo lo explica la teoría cuántica.

4. ¿Qué son los fotones? ¿Qué es un cuanto o quantum?

5. Escribe un par de ejemplos de la vida diaria que ejemplifiquen el concepto de cuantización.

6. Escribe la ecuación que representa la relación entre la velocidad, la longitud de onda y la frecuencia de la luz. ¿Qué cantidad es constante en la ecuación?

7. Escribe la ecuación de Planck y menciona cuál es la constante en ella.

8. ¿Cuándo se emite un cuanto? ¿Cuándo se absorbe un cuanto?

Actividad 2.7 (a) Modelo de Bohr. El átomo de hidrógeno y la Teoría cuántica.

Al concluir la explicación de los temas por parte del maestro, contesta en forma individual las siguientes preguntas.

I. Completa los siguientes enunciados:

1. _____ describe al átomo con un núcleo central muy pequeño, con carga positiva, girando alrededor de él los electrones en orbitas circulares definidas.

2. El _____ posee energía cinética de movimiento y energía potencial debido a que está sujeto a la órbita.

3. La distancia entre el electrón y el núcleo depende de la _____ del electrón.

4. Bohr supuso que la energía del electrón estaba _____.

5. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón del átomo de hidrógeno se llaman _____.

6. Los átomos que se encuentran en el nivel de energía cuantizada más bajo permisible se llaman átomos en estado _____ o _____.

7. Cuando un electrón gana la cantidad apropiada de energía, brinca desde el nivel de energía más _____ a un nivel energético más _____.

8. Cuando el electrón brinca a un nivel más alto se dice que está _____, y el átomo se llama _____.

9. Mientras los electrones se mantienen en un determinado nivel de energía, no _____ ni _____ energía.

10. Los electrones pueden saltar a un nivel de mayor energía cuando el átomo la _____ y a uno de menor energía cuando el átomo la _____ en forma de fotones.

II. Contesta brevemente las siguientes preguntas:

1. Según Bohr ¿qué representan las líneas del espectro del hidrógeno?

2. Describe el modelo atómico de Bohr.

3. ¿Cuáles son las limitaciones del modelo de Bohr?

4. ¿Cuáles son los postulados de la teoría atómica de Bohr?

5. Según Bohr, ¿qué tipo de movimiento tienen los electrones en el átomo y qué ocurre al aplicarle energía?

6. De acuerdo a la teoría de Bohr sobre la estructura del átomo, ¿por qué los electrones no caen en el núcleo, a pesar de describir un movimiento espiral?

7. ¿Cómo se explica que los niveles más alejados del núcleo tienen mayor energía que los más cercanos?

8. ¿Qué es un nivel de energía? Explica la diferencia entre estado fundamental y estado excitado.

Actividad 2.7 (b) Representación del Modelo Atómico de Bohr para el Neón.

Realiza esta actividad en equipo. Investiga el número atómico del neón para determinar el número de electrones que presenta este elemento y el valor de la carga positiva del núcleo.

I. Representa el modelo de Bohr utilizando cualquier tipo de material. ¡Usa tú imaginación!

II. Busca en la bibliografía sugerida por un maestro lo siguiente:

1. ¿Cuáles son las limitaciones de la teoría de Bohr?

2. Enuncia el Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

3. ¿Qué se obtiene de la solución de la Ecuación de Schrödinger?

4. Escribe la definición de orbital atómico ¿En qué difiere un orbital atómico de una órbita?

102111487

5. Describe las características de un orbital

Tabla de relación de los números cuánticos

Orbital	Número
s	0
p	1
d	2
f	3

individual el siguiente ejercicio

I. Completa los siguientes enunciados

1. Científico que propuso que la luz tiene propiedades onduladas y de partícula.

2. La _____ ocurre cuando la luz choca con una superficie.

3. Al igual que la luz, los _____ también tienen propiedades onduladas y de partículas.

4. La mecánica _____ describe el comportamiento de los objetos visibles que viajan a velocidades ordinarias. La mecánica _____ describe el comportamiento de las partículas extremadamente pequeñas, que viajan a velocidades cercanas a la luz.

5. Para describir completamente un electrón, es necesario conocer _____ y _____.

II. Define y explica con tus propias palabras los siguientes conceptos.

1. Principio dual de la materia

2. Mecánica clásica y mecánica cuántica.

3. ¿Cuáles son las propiedades de una onda?

4. Relaciona las siguientes columnas:

a) $E = mc^2$ () Ecuación de Planck

b) $E = h\nu$ () Ecuación de Broglie

c) $\lambda = h/mv$ () Ecuación de Einstein

Actividad 2.8 (b) Representación del Principio de Heisenberg y Modelo de Schrödinger.

Heisenberg y Schrödinger llegaron a la conclusión de que no se puede saber exactamente la posición del electrón de un átomo en un tiempo determinado. Su modelo lo representaron con un núcleo y una nube de carga alrededor de él.

I. Forma equipos de 4 a 6 personas y elabora el modelo de Schrödinger utilizando cualquier tipo de material. ¡Sean creativos!

II. Investiga lo siguiente:

1. Explica que significa "La materia y la radiación tienen naturaleza dual".

2. ¿Cómo es que la hipótesis de Luis de Broglie explica el hecho que las energías de un electrón en el átomo de hidrógeno están cuantizadas?

3. ¿Por qué la ecuación de Planck sólo se aplica a las partículas submicroscópicas tales como electrones y átomos y no para objetos macroscópicos como una pelota de golf, una bola de billar, etc.?

4. ¿Una pelota de beisbol posee propiedades de onda? Si es así, ¿por qué no se pueden determinar sus propiedades ondulatorias.

5. ¿Cómo se confirmó la teoría de Luis de Broglie experimentalmente? Explícala en función de la naturaleza de los electrones.

6. ¿Cómo afecta el principio de incertidumbre a las órbitas del modelo de Bohr?

7. ¿Cuál fue la contribución de Schrödinger a la Teoría Cuántica?

Actividad 2.9 Números Cuánticos

Al término de la explicación del maestro contesta este ejercicio en forma individual.

I. Relaciona las siguientes columnas.

- a) Número cuántico que describe el nivel energético. () Magnético
- b) Número cuántico que describe los subniveles. () Spin
- c) Número cuántico que describe la orientación espacial del orbital. () Secundario
- d) Número cuántico que describe el giro del electrón. () Principal

II. Escribe el número máximo de electrones que pueden acomodarse en el nivel o subnivel que se indica:

- a) orbital atómico _____ e) K _____
- b) órbita _____ f) L _____
- c) subnivel *p* _____ g) M _____
- d) subnivel *f* _____ h) N _____

III. Completa las siguientes tablas.

1. Tabla de valores permitidos para los números cuánticos y su relación entre ellos con las características de un orbital.

Número Cuántico	Nombre	Valores Permitidos	Relación entre los números	Indica
n				
m				
s				

2. Tabla de relación de los niveles de energía con los subniveles, número de orbitales y número máximo de electrones.

Nivel de energía	Número de Subniveles	Número de orbitales	Número máximo de electrones
1			
2			
3			
4			

3. Tabla de relación de los subniveles con los orbitales y electrones.

Subnivel	Número de orbitales	Número de electrones
s		
p		
d		
f		

4. Aplicando la expresión $2n^2$, calcula cuántos electrones se pueden acomodar en los siguientes niveles:

Nivel	$2n^2$	Número de electrones
K = 1		
L = 2		
M = 3		
N = 4		

5. Los valores del número cuántico secundario () se representan por letras, indicando cada una un subnivel. Completa el cuadro siguiente:

Valores de " "	letra del subnivel
0	
1	
2	
3	

!V. Investiga en la bibliografía lo siguiente:

1. Distingue entre nivel principal de energía, subnivel de energía y orbital atómico.

2. Describe los cuatro números cuánticos usados para caracterizar un electrón en un átomo.

3. ¿Cuál número cuántico define una capa o nivel de energía? y ¿cuál número cuántico define una subcapa o subnivel de energía?

4. Un electrón en cierto átomo se encuentra en el nivel cuántico $n = 2$. Escribe los posibles valores de " " y "n" que puede tener.

5. Menciona los valores de los números cuánticos en los siguientes orbitales:

a) 2p

b) 3s

c) 5d

6. Analiza las similitudes y diferencias entre un orbital "1s" y un orbital "2s".

7. ¿Cuál es la diferencia entre un orbital $2p_x$ y un orbital $2p_y$?

8. Escribe todos los subniveles y orbitales asociados con el número cuántico principal $n = 6$.

9. Determina el número total de electrones que pueden ocupar:

a) 1 orbital s _____

c) 5 orbitales d _____

b) 3 orbitales p _____

d) 7 orbitales f _____

10. ¿Cuál es el máximo número de electrones que se pueden encontrar en cada uno de los siguientes subniveles de energía?

- a) 3s _____ c) 4p _____ e) 5f _____
b) 3d _____ d) 4f _____ f) 1s _____

11. Para los siguientes subniveles proporciona los valores de los números cuánticos (n, l, m_l) y el número de orbitales en cada subnivel.

- a) 4p _____ c) 3s _____
b) 3d _____ d) 5f _____

12. ¿Por qué los orbitales 3s, 3p, 3d, tienen la misma energía en el átomo de hidrógeno, pero tienen energías diferentes en átomos de los demás elementos?

Actividad 2.10 Principios de Aufbau y de Exclusión de Pauli. Regla de Hund.

Al término de la explicación del maestro, intégrate a un equipo de trabajo y responde a lo siguiente:

I. Explica claramente lo que se pregunta y ejemplifica para dos átomos:

1. Principio de Exclusión de Pauli.

2. Principio de Aufbau o edificación electrónica progresiva:

3. Regla de Hund.

4. Para cumplir con el principio de Aufbau se utiliza el diagrama de la Regla Diagonal. Dibuja este diagrama para mostrar el orden de acomodo de los electrones en los orbitales de los diferentes subniveles.

5. ¿Por qué se acomodan los electrones primero que en el subnivel 4s que en el subnivel 3d?

6. Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos cobre y cromo, compáralas con las reales y explica las diferencias.

II. Resuelve los siguientes problemas.

1. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos especificando el llenado de orbitales en cada subnivel para los últimos 5 elementos:

- a) 7N
b) 16S
c) 33As
d) 25Mn
e) 27Co
f) 48Cd
g) 80Hg
h) 92U
i) 8O
j) 14Si
k) 17Cl
l) 28Ni
m) 36Kr

2. Completa la siguiente tabla anotando los valores de los números cuánticos principal (n) y secundario (l). Determina cuántos electrones hay en cada uno de los ejemplos.

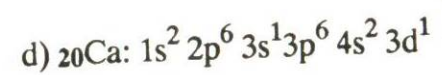
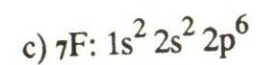
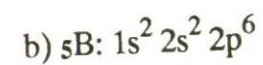
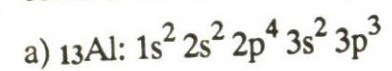
Expresión	n	l	No. de electrones
$4s^2$			
$5p^3$			
$3d^4$			
$4f^3$			

3. ¿Cómo representas la configuración electrónica para $n = 5$ y $l = 0$ y sabiendo que dos electrones están presentes.

4. Utilizando los valores de los cuatro números cuánticos, para la expresión $2s^2$, identifica cual es el correcto, en cada uno de los siguientes conjuntos de número cuánticos.

n	l	m	s
2	3	0	1/2
2	0	0	1/2
2	1	2	1/2

5. Las configuraciones que se muestran a continuación son incorrectas. Explica los errores cometidos en cada una y escribe la configuración correcta.



6. Determina la configuración electrónica para el estado basal de los siguientes elementos. Consulta el valor de los números atómicos en un libro o en un Tabla Periódica.

B

V

Ni

As

I

Au

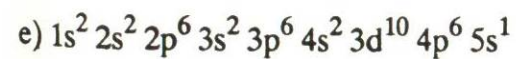
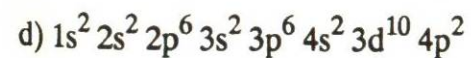
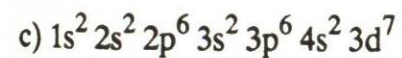
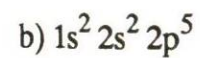
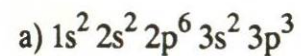
Ge

Fe

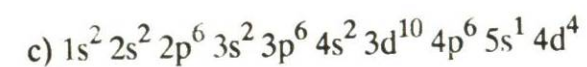
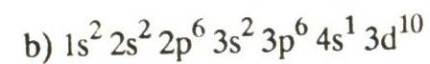
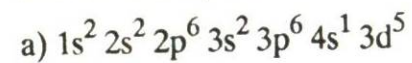
Zn

W

7. Dibuja los diagramas de orbitales para átomos con las siguientes configuraciones electrónicas e identifica a que elementos pertenecen por el número de electrones.



8. A continuación se proporcionan algunas configuraciones de átomos excitados. Identifica estos átomos y escribe la configuración electrónica de su estado basal.



9. Menciona con qué característica del orbital se relaciona cada uno de los números cuánticos.

10. ¿Qué relación existe entre el número cuántico principal y el número máximo posible de orbitales para ese nivel de energía? ¿Cuántos orbitales son teóricamente posibles para $n = 5$?

11. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede aceptar un orbital?

12. ¿Cuántos electrones admite el nivel 3? ¿Cómo se determina el número de orbitales que le corresponden? Explica.

13. Explica el orden (Regla de Hund) con el que cuatro electrones se acomodan en el subnivel p .

14. Escribe con tus propias palabras lo que entiendes por el Principio de Aufbau.

15. ¿Por qué tiene mayor energía el orbital 4f que el orbital 6s?

16. Completa el cuadro siguiente:

valor de "n"	valor de "l"	orbital
4	1	
		3d
3	0	
		6s

IV. Resuelve el siguiente ejercicio.

1. Determina la configuración electrónica y representa los diagramas de máxima multiplicidad para los siguientes elementos:

a) 3Li

b) 38Sr

c) 46Pd

d) 27Co

e) 13Al

f) 50Sn

g) 15P

V. Completa los siguientes enunciados.

- Sólo dos electrones pueden ocupar un orbital determinado dentro de un átomo y para estar en el mismo orbital es preciso que tengan _____ opuestos.
- Un elemento con orbitales *d* parcialmente llenos se llama _____.
- En la teoría atómica moderna un _____ representa una región del espacio en la cual hay mayor probabilidad de encontrar un electrón.
- La energía de un nivel de energía principal _____ al aumentar el número cuántico principal "n".
- Según el principio de exclusión de Pauli un orbital dado nunca puede contener más de _____ electrones.
- El número de subniveles de energía de un nivel principal _____ al aumentar el número cuántico principal "n".

Actividad 2.11 Comparación de los diferentes modelos atómicos.

I. La historia del desarrollo de la teoría atómica es fascinante. Para tratar de visualizar los átomos de la forma en que Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr, y Schrodinger lo hicieron realiza una comparación entre cada uno de sus modelos y teorías atómicas, buscando las semejanzas y diferencias entre ellos.

1.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Dalton		
Thomson		

2.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Dalton		
Rutherford		

3.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Rutherford		
Bohr		

4.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Rutherford		
Schrödinger		

5.

Modelo	Semejanzas	Diferencias
Bohr		
Schrödinger		

II. En base a los diagramas de comparación anteriores, donde se compara el modelo del átomo de la mecánica cuántica con los modelos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr describe lo relevante en un pequeño resumen.

Actividad 2.12 Tipos y Características de la Radiactividad.

Al término de la explicación de tu maestro, contesta el siguiente ejercicio y discútelo en forma grupal.

I. Completa las siguientes cuestiones.

1. Henry Becquerel descubrió la _____.
2. Los esposos Curie descubrieron los elementos _____ y _____.
3. _____ es un proceso de desintegración atómica.
4. Los elementos radiactivos emiten espontáneamente rayos _____, _____ a partir de sus núcleos.
5. Cada átomo consiste de un núcleo rodeado por _____.
6. La desintegración radiactiva es _____, o sea, no puede controlarse.
7. La ecuación _____ indica que en ciertas condiciones, la masa y la energía pueden interconvertirse.
8. Los núclidos radiactivos naturales emiten tres tipos de radiación, _____ (núcleo de helio), _____ (electrones) _____ (cuantos de energía).
9. Cada _____ radiactivo emite una radiación característica. Por esta razón, los _____ radiactivos son de gran utilidad en el laboratorio y en la industria.
10. La _____ de una sustancia radiactiva es el tiempo que tarda la mitad de los átomos de una muestra de la sustancia en desintegrarse.
11. La transformación de un elemento en otro se llama _____.
12. Toda radiación tiene un efecto en los organismos vivos. Nuestro ambiente, el alimento, el agua que consumimos emiten pequeñas cantidades de radiación _____.
13. La vida media de una sustancia se utiliza para determinar _____ de ciertos objetos.
14. Los núclidos radiactivos se utilizan como _____.
15. Existen dos tipos de radiaciones las _____ y las _____.

II. Describe las diferencias entre las partículas subatómicas (electrón, protón y neutrón) y las partículas radiactivas (alfa, beta y gama).

III. Elabora un esquema que muestre los isótopos usados en la medicina, la biología, la química, la física y otras ciencias mencionando los beneficios y los riesgos de sus aplicaciones.

III

TABLA PERIODICA. ORGANIZACION SISTEMATICA DE LOS ELEMENTOS

GUIA DE UNIDAD

Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos
1 Día - 2 Hrs.	<p>1. ORIGEN DE LA TABLA PERIODICA Primeros intentos</p> <p>Tablas de Mendeleev y Meyer Ley Periódica de Moseley</p>	<p>Dem 3.1: Clasificando alim- mentos Act 3.1:</p> <p>Act 3.2:</p> <p>Act 3.3 LE 3.1: Tabla Periódica Actual LE 3.2: Plata contra Cobre</p>	<p>9.1, 9.2, 9.3; Pag. 161-166</p> <p>Gufa: Pag. 125 Gufa: Pag. 126</p>
1.5 Días - 3 Hrs	<p>2. TABLA PERIODICA ACTUAL</p> <p>Descripción de Grupos y Períodos</p> <p>Clasificación de los Elementos de acuerdo a:</p> <p><i>Configuración Electrónica</i></p> <p><i>Propiedades Físicas y Químicas</i></p> <p>Número de Oxidación</p>	<p>Dem 3.2: Propiedades y Configuraciones Act 3.4: Dem 3.3: Tipos de elemen- tos</p> <p>Act 3.5: Dem 3.4: Grupos o Familias Act 3.6: Dem 3.5 Metales y No me- tales Act 3.7</p> <p>Dem 3.6: Números de oxi- dación Act 3.8: LE 3.3: Tan fácil como Un-, Bi-, Tri-</p>	<p>9.4, 9.5, 9.6; Pag. 166-171</p> <p>9.8; Pag. 171-173</p> <p>9.9; Pag. 173-174</p> <p>10.3; Pag. 185-187</p> <p>Gufa: Pag.127</p>

UNIDAD III

Tabla Periódica. Organización sistemática de los elementos

OBJETIVO

Establecer la relación entre las propiedades físicas y químicas de los elementos y su posición en la tabla periódica explicando la variación de las propiedades dentro de la tabla.

Identificar las principales fuentes de obtención de los elementos reconociendo la importancia de éstos en los recursos naturales de nuestro país.



III		TABLA PERIODICA. ORGANIZACION SISTEMATICA DE LOS ELEMENTOS		
GUIA DE UNIDAD				
Dosificación de Temas	Temas y Subtemas	Experimentos y Actividades	Recursos Didácticos	
1.5 Días - 3 Hrs.	3. PROPIEDADES PERIODICAS Concepto y Tendencia Periódica de: <i>Radio Atómico</i> <i>Energía de Ionización</i> <i>Afinidad Electrónica</i> <i>Electronegatividad</i>	Act 3.9: LE 3.4: Tercer Elemento Líquido	10.1, 10.2, 10.4, 10.5, 10.6 Pag 180-192 Guía: Pag. 127 12.1; Pag. 219-220	
1 Día - 2 Hrs	4. RECURSOS NATURALES Abundancia de los Elementos Estado Natural Distribución Geográfica de los principales elementos en el Mundo y en México. Principales Recursos Naturales en Nuevo León.	LC 3.1: Abundancia de los elementos Act 3.10: LC 3.2: Estado Natural de los elementos LC 3.3: Elementos importantes para México Act 3.11 Act 3.12 LE 3.5: Los elementos y la vida LE 3.6: Los elementos Contaminantes	Texto Pag. 212 Guía: Pag. 97 Guía: Pag. 98 Guía: Pag. 101 Texto Pag. 210 Guía: Pag. 128 Guía: Pag. 131	
1 Día - 2 Hrs	5. PRACTICAS DE LABORATORIO	Lab 3.1: Metales y No metales	Guía: Pag.	