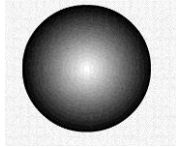
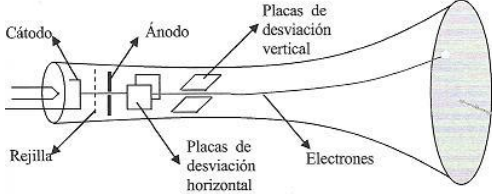
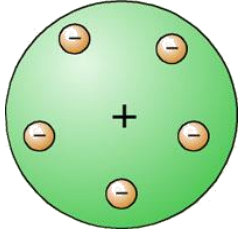
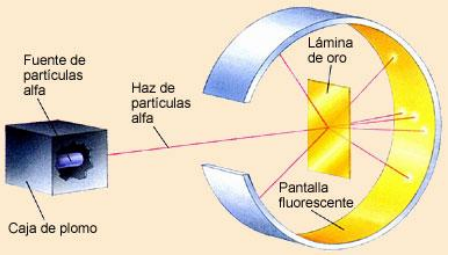
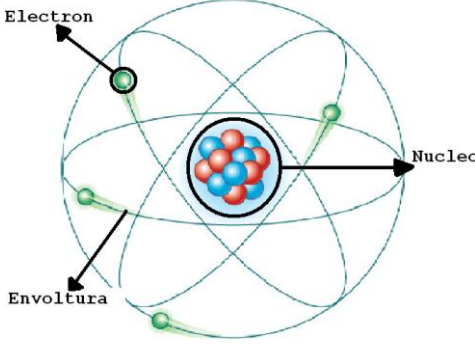
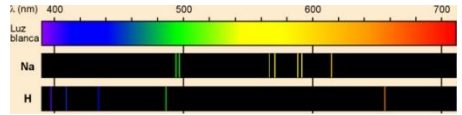
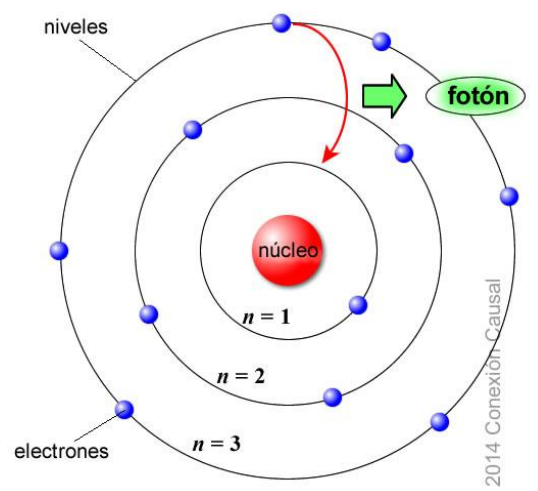
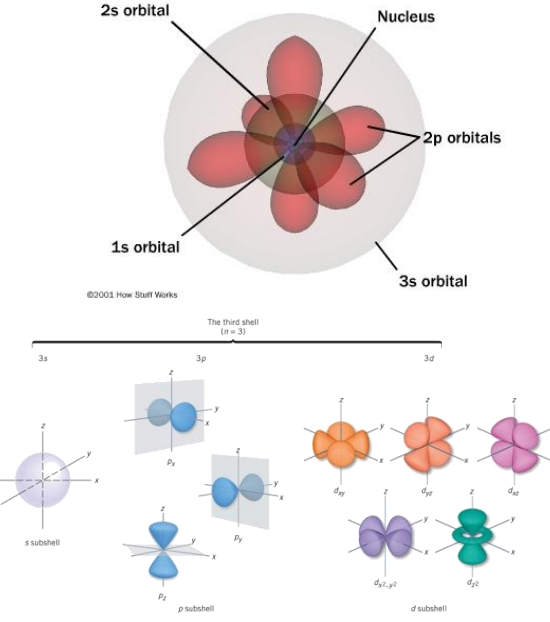


Modelo Atómico	Experimento que lo sustenta	Principales postulados	Principales aportes al modelo actual	Dificultades o fallas del modelo	Esquema o representación
<p>Modelo de Dalton</p> <p>1808</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Ley de la conservación de la materia • Ley de las proporciones definidas 	<ul style="list-style-type: none"> • Un elemento está compuesto de partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos • Todos los átomos de un elemento dado tienen propiedades idénticas, las cuales difieren de las de átomos de otros elementos • Los átomos de un elemento no pueden crearse, destruirse o transformarse en átomos de otros elementos • Los números relativos y tipos de átomos son constantes en un compuesto dado. 	<ul style="list-style-type: none"> • La materia está constituida por átomos • Los compuestos se forman cuando átomos de elementos diferentes se combinan entre sí en una proporción fija. 	<ul style="list-style-type: none"> • Que todos los átomos de un elemento son iguales en masa, el descubrimiento de los isótopos refuta este postulado. • Que el átomo es indivisible 	
<p>Modelo de Thomson</p> <p>(Modelo del pudín de ciruelas)</p> <p>1897</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Experimentos con tubos de rayos catódicos, que permitió el descubrimiento del electrón. 	<ul style="list-style-type: none"> • De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. • según el cual los electrones eran como 'ciruelas' negativas incrustadas en un 'pudín' de materia positiva. 	<ul style="list-style-type: none"> • Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones. 	<ul style="list-style-type: none"> • No considero la distribución de la carga positiva • El átomo es macizo 	
<p>Modelo de Rutherford</p> <p>(modelo atómico nuclear)</p> <p>1911</p>	<ul style="list-style-type: none"> • El descubrimiento del protón en 1886, por Eugen Goldstein. • bombardearon una fina lámina de oro con <i>partículas alfa</i> (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas. La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños • Demostró que la dispersión era causada por un pequeño núcleo cargado positivamente, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío, lo que explicaba por qué la mayoría de las partículas que bombardeaban la lámina de oro, pasaban a través de ella sin desviarse. 	<ul style="list-style-type: none"> • Dedujo que el átomo debía estar formado por una <i>corteza</i> con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. 	<ul style="list-style-type: none"> • Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo. • La mayor parte del átomo es espacio vacío. • Que los electrones se encuentran fuera del núcleo atómico en la corteza 	<ul style="list-style-type: none"> • No considero la distribución de los electrones alrededor del núcleo. • Este modelo no podía explicar las emisiones discretas de radiación por los átomos "los espectros" • Además presentaba el inconveniente de ser inestable: según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría. 	

<p>Modelo atómico de Bohr</p> <p>1913</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Postulados de la teoría de los cuantos de M. Planck (estudio de la luz). • Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. <p>En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El espectro que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm (1 nm -nanómetro- = 10^{-9} m). En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un espectro discontinuo que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm.</p> 	<ul style="list-style-type: none"> • Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. • Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética (<i>fonones</i> de luz) 	<ul style="list-style-type: none"> • Los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en niveles de energía definidos 	<ul style="list-style-type: none"> • Solo es aplicable para el átomo de hidrógeno • No explica los espectros de átomos más complejos. La idea de que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas tuvo que ser desechada. Las nuevas ideas sobre el átomo están basadas en la mecánica cuántica, que el propio Bohr contribuyó a desarrollar. 																	
<p>Modelo de la Mecánica Cuántica</p> <p>Década de 1920</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Naturaleza de la Luz • Espectros de emisión atómica • Efecto fotoeléctrico. Albert Einstein. 1905 • Naturaleza Ondulatoria del electrón. Louis de Broglie. 1925 • Principio de incertidumbre de Heisemberg. 1927 • Ecuación de Onda de Schodinger (números cuánticos) 	<ul style="list-style-type: none"> • Los electrones atómicos pueden considerarse como ondas más que como partículas compactas • Es imposible determinar con exactitud la trayectoria (velocidad) que siguen los electrones y la posición de una manera simultánea. Heisemberg • Se habla de la probabilidad de encontrar un electrón en una región determinada del espacio, orbitales atómicos. • Los átomos y moléculas solo pueden existir en determinados estados de energía. • Los átomos o moléculas emiten o absorben radiación (luz) cuando sus energías cambian. • Los estados de energía permitidos para los átomos y moléculas pueden describirse mediante conjunto de números conocidos como números cuánticos. 	<ul style="list-style-type: none"> • Los números cuánticos: <p>Niveles de Energía (n) Subniveles de Energía (l) Orbitales de Energía (m) Espín</p> <ul style="list-style-type: none"> • Que se resume en la configuración electrónica: <table border="1" data-bbox="1320 1104 1769 1364"> <thead> <tr> <th>Niveles</th> <th>electrones</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>2</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>8</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>18</td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>32</td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>32</td> </tr> <tr> <td>6</td> <td>32</td> </tr> <tr> <td>7</td> <td>32</td> </tr> </tbody> </table> <p>iquimicas.com</p>	Niveles	electrones	1	2	2	8	3	18	4	32	5	32	6	32	7	32	<ul style="list-style-type: none"> • El estudio de los átomos y las moléculas según la mecánica cuántica es de tipo matemático. • Se basa en la probabilidad 	
Niveles	electrones																				
1	2																				
2	8																				
3	18																				
4	32																				
5	32																				
6	32																				
7	32																				