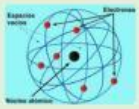
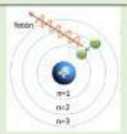
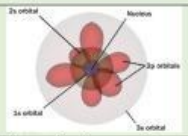
Científico / Filósofo	Año (Aprox.)	Descripción	Modelo	Base del Planteamiento	Ventajas / Aportaciones	Desventajas / Limitaciones
Demócrito	400 a.C.	Filosófico (Sin experimentos). La materia está compuesta por partículas eternas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos "sin división".	No propuso un modelo, sólo el concepto de "átomo"	Razón Filosófica. Creencia de que la materia no puede dividirse infinitamente.	Introdujo el concepto fundamental de "átomo".	Carece de base experimental y científica.
John Dalton	1803	El átomo es una esfera sólida, compacta, indivisible e indestructible. Postulado 1: toda la materia está conformada por átomos. Postulado 2: todos los átomos de un mismo elemento, son iguales. Postulado 3: los átomos se pueden unir con otros para formar moléculas. Postulado 4: los átomos se unen para formar compuestos químicos.		Evidencia Experimental Química. Leyes de las proporciones definidas y múltiples (cómo los elementos se combinan en relaciones de números enteros).	Revive el concepto atómico con base científica. Define el elemento y el compuesto.	Ignora la existencia de partículas subatómicas.
J.J. Thomson	1897	Modelo del "Pudín de Pasas". El átomo es una esfera de materia con carga positiva uniforme, con electrones (partículas negativas) incrustados en ella.		Experimento de los Rayos Catódicos. Demostró que existen partículas más pequeñas que el átomo y con carga negativa. 	Descubre el electrón. Muestra que el átomo es divisible y tiene carga neutra en su conjunto.	No explica la estabilidad de las cargas positivas y negativas.
Ernest Rutherford	1911	Modelo Nuclear o Planetario. El átomo tiene un núcleo central, pequeño y denso, que contiene toda la carga positiva. El átomo es mayormente espacio vacío.		Experimento de la Lámina de Oro. Observó que la mayoría de las partículas alfa pasaban y solo una pequeña fracción rebotaba (evidencia del núcleo). 	Descubre el protón y el núcleo atómico. Refuta el modelo de Thomson.	Según la física clásica, los electrones, al girar, deberían perder energía e colapsar sobre el núcleo.
Niels Bohr	1913	Modelo de las Órbitas Cuantizadas. Los electrones solo pueden existir en órbitas o niveles de energía fijos alrededor del núcleo. El electrón absorbe o emite energía (fotón) al saltar entre estos niveles.		Análisis del Espectro del Hidrógeno. Pudo explicar por qué el hidrógeno emitía luz solo en ciertas longitudes de onda (cuantización de la energía).	Introduce el concepto de cuantización de la energía. Resuelve el problema de colapso de Rutherford.	Solo funciona perfectamente para el átomo de Hidrógeno. No explica espectros de átomos más grandes.
Erwin Schrödinger	1926	Modelo Cuántico Ondulatorio (Actual). Los electrones se comportan como ondas y partículas. La posición del electrón no es fija (órbita), sino una probabilidad dentro de una región llamada orbital.		Ecuación de Onda. Aplicó la mecánica cuántica a los electrones, tratando su movimiento como una onda.	Es el modelo vigente. Explica la geometría de las moléculas y la formación de enlaces químicos con alta precisión.	Es un modelo matemático y abstracto; la posición y velocidad del electrón no pueden conocerse simultáneamente (Principio de Incertidumbre de Heisenberg).
James Chadwick	1932	Partícula Subatómica: Confirma la existencia del neutrón, una partícula sin carga, pero con masa similar a la del protón, ubicada en el núcleo.	No estableció un modelo, sólo confirma la existencia del neutrón.	Experimento de Bombardeo. Bombardeó Berilio con partículas alfa, observando una radiación neutra y penetrante.	Completa la estructura del núcleo, explicando la masa atómica faltante y la estabilidad nuclear (separando la repulsión protón-protón).	No es un "modelo" atómico en sí, sino el descubrimiento de una partícula clave que complementa el modelo de Rutherford/Bohr.

LIVEWORKSHEETS

LIVEWORKSHEETS