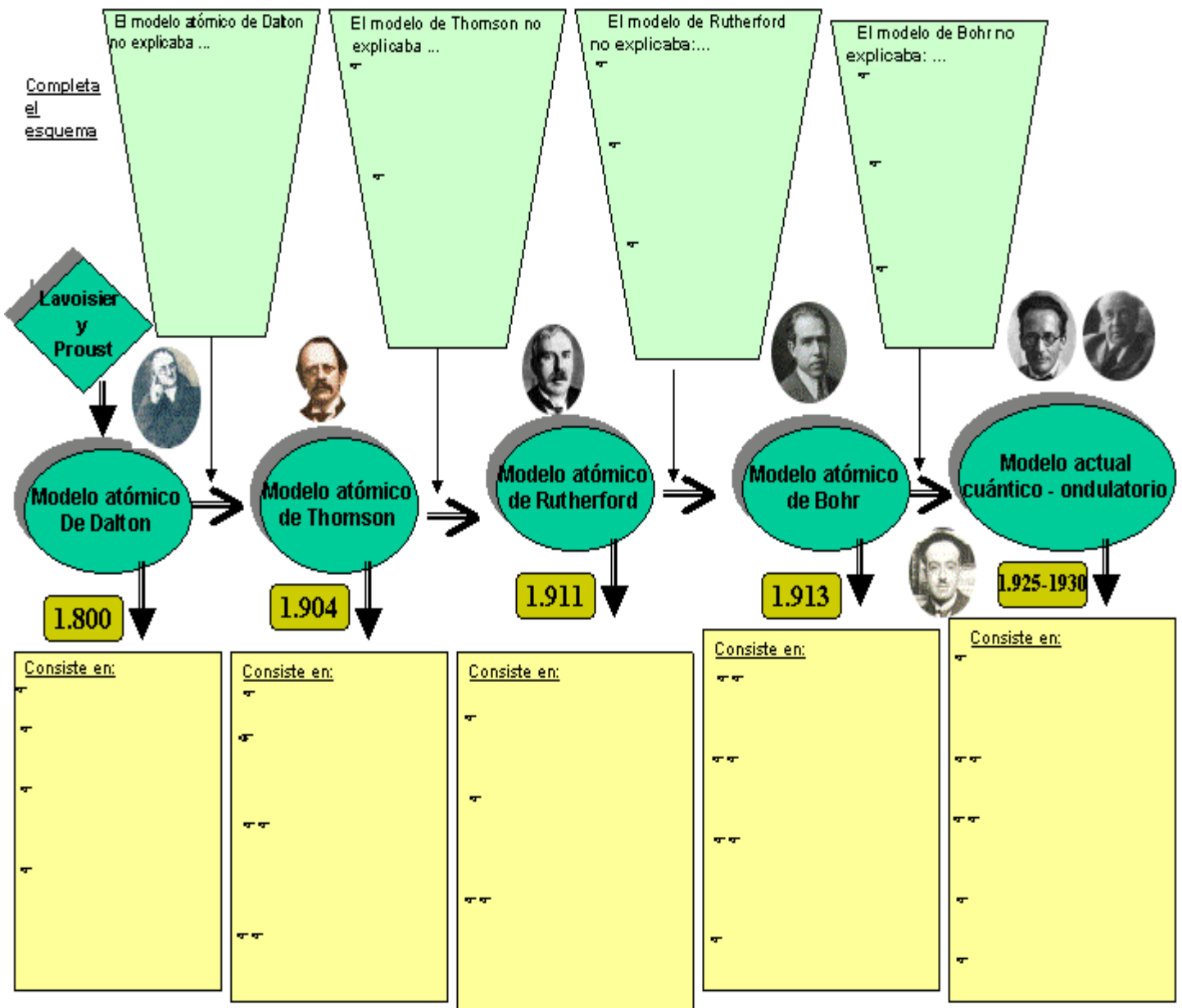


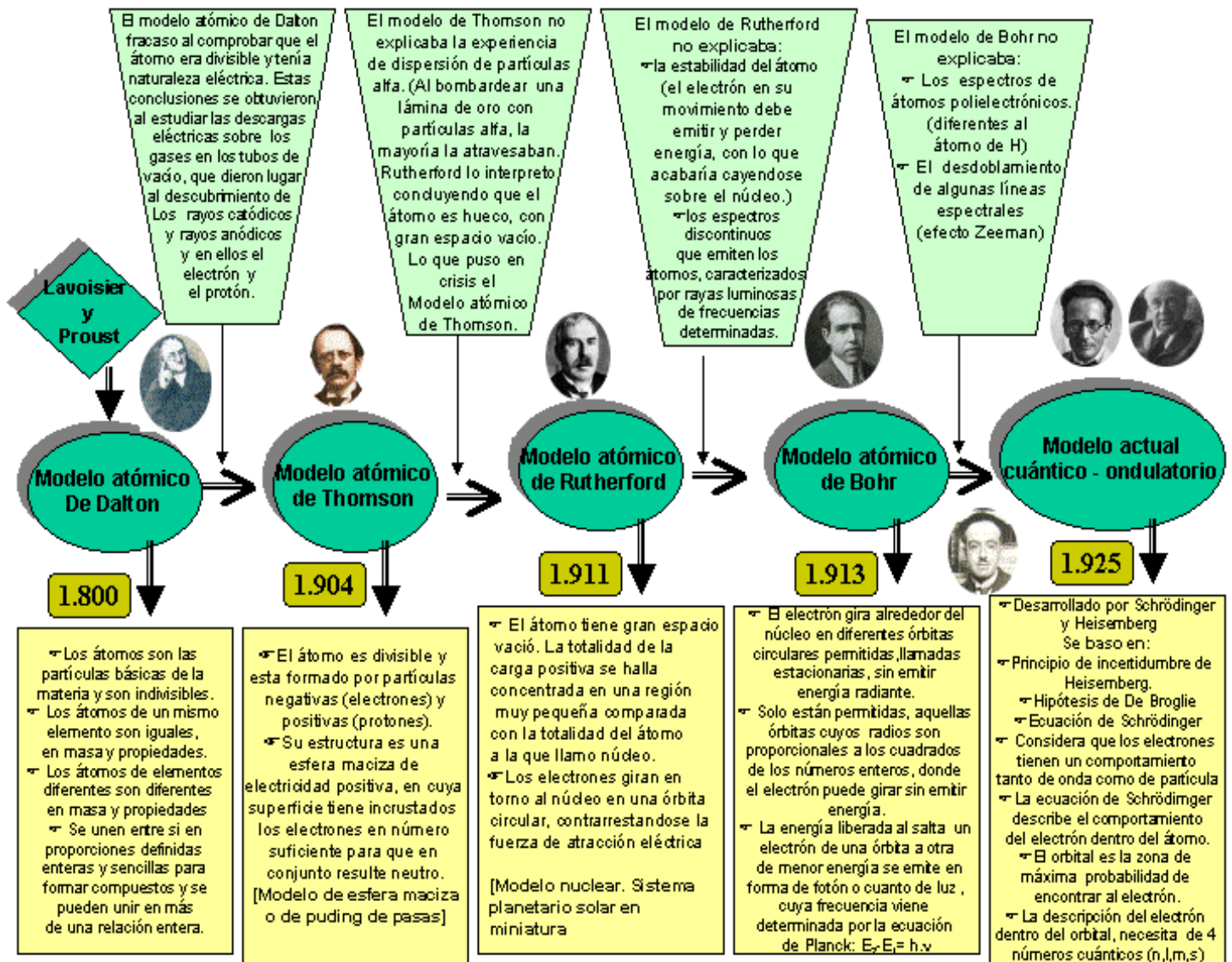
# MODELOS ATÓMICOS

**Actividad:** Busca información y completa los siguientes esquemas



# MODELOS ATÓMICOS

**ACTIVIDAD:** Compara tus cuadros con le siguiente y completa la información que te falte.



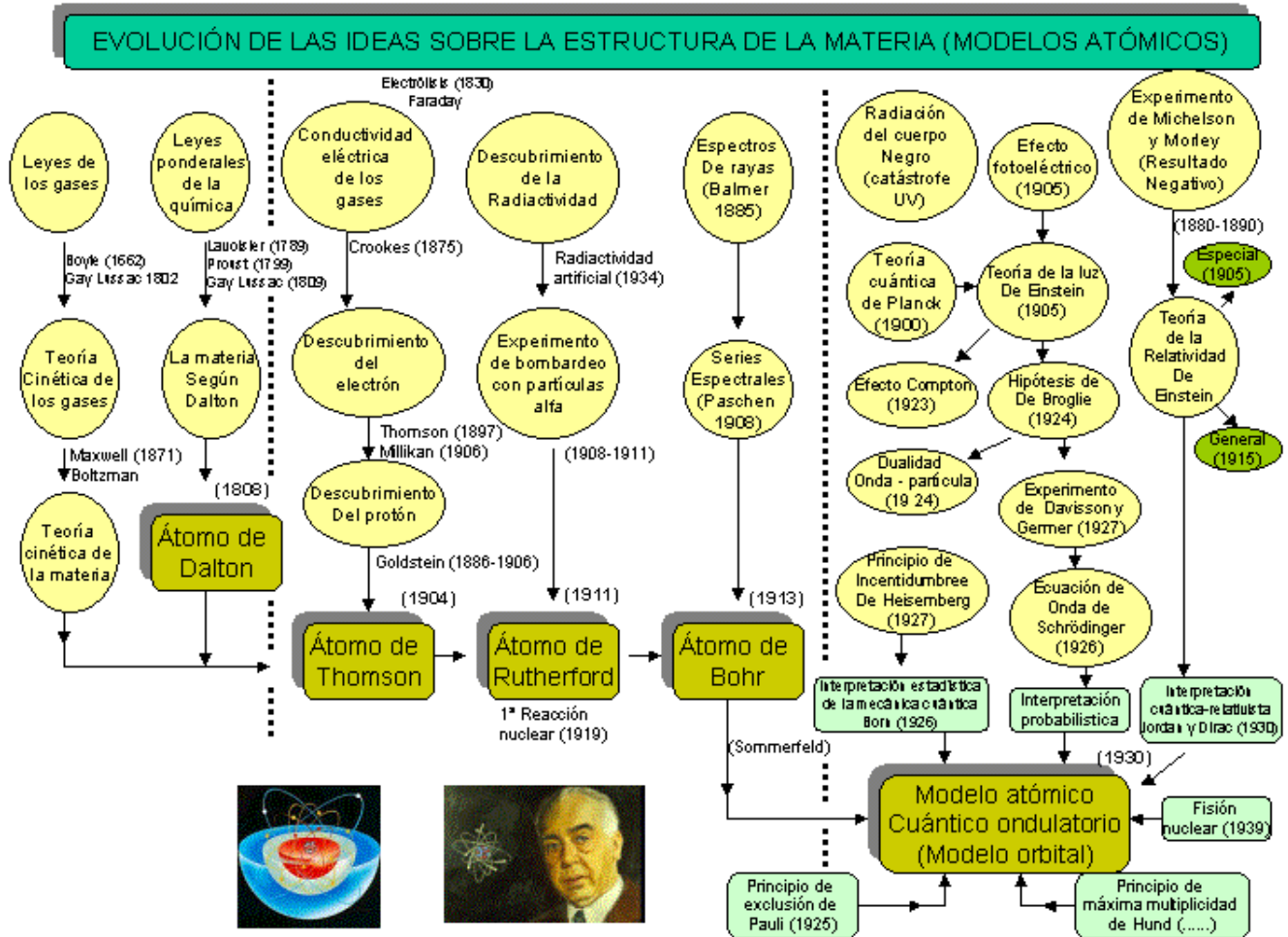
**ACTIVIDAD:** Copia y Completa la siguiente tabla sobre la evolución de los modelos atómicos

AUTOR	HECHOS EN LOS QUE SE BASÓ	MODELO ATÓMICO	LIMITACIONES
DALTON (1808)			
THOMSON (1900)			
RUTHERFORD (1911)			
BÖHR (1913)			
SCHRÖDINGER (1925)			

## EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LOS MODELOS ATÓMICOS

AUTOR	HECHOS EN LOS QUE SE BASÓ	MODELO ATÓMICO	LIMITACIONES
<b>DALTON</b> (1808)	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <b>Ley de conservación de la masa</b> -en las reacciones químicas- (Lavoisier, finales s. XVIII)</li> <li>➤ <b>Ley de las proporciones definidas.</b> (Proust, principios s. XIX) Ejemplo: siempre se combinan 2 g de Hidrógeno con 16 de Oxígeno para formar 18 g de agua.</li> <li>➤ <b>Ley de las proporciones múltiples.</b> (Dalton, principios s. XIX) Ejemplo: El oxígeno con el carbono puede dar CO<sub>2</sub> y CO.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ La materia está formada por átomos, pequeños, <b>indivisibles</b> e <b>indestructibles.</b></li> <li>▪ Los átomos de un mismo elemento químico tienen todos la misma masa y propiedades.</li> <li>▪ Los átomos de elementos distintos tienen distinta masa y distintas propiedades.</li> <li>▪ Los compuestos se forman por la combinación de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla y pueden dar lugar a distintos compuestos (CO<sub>2</sub>, CO)</li> <li>▪ Durante una reacción química, el número de átomos de cada elemento presente no cambia, se modifica su distribución.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>♣ <b>Ley de los volúmenes de combinación</b> (Gay-Lussac, 1805) Ejemplo: NO ⇒ 1 O + 1 N → 1 NO SÍ ⇒ 1 O<sub>2</sub> + 1 N<sub>2</sub> → 2 NO</li> <li>♣ <b>NOTA:</b> Avogadro (1811), justifica lo anterior al suponer, de forma correcta, que todas las <b>sustancias simples</b> gaseosas son <b>diatómicas</b> (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>,...)</li> </ul>
<b>THOMSON</b> (1900)	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <b>Electrólisis</b> (Faraday, 1833) "Al pasar corriente eléctrica por una disolución se produce una reacción química"</li> <li>➤ <b>Hipótesis de Stoney</b> (1874) "Supone la existencia del electrón como la unidad de carga eléctrica de la electrólisis"</li> <li>➤ <b>Rayos catódicos</b> (Thomson, 1897) "A baja presión, la electrólisis en gases da lugar a una mancha brillante a la que llamó rayos catódicos. Al desviarlos con un imán, demostró que estos rayos son partículas negativas"</li> <li>➤ <b>Descubrimiento de las cargas positivas</b> (Goldstein, 1886)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ El átomo es una esfera, de unos 10<sup>-10</sup> m de diámetro, con una distribución uniforme de carga (+Q), en el que se insertan los electrones (-Q), siendo el átomo eléctricamente neutro. (Recuerda a un "pudding" con pasas -las pasas serían los electrones-)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>♣ <b>Experimento de Rutherford</b> (1907) "Bombardeo de una lámina de oro con partículas α (+) - se acababan de descubrir-, en el que la mayoría de éstas atravesaban la lámina, algunas sufrían grandes desviaciones y unas pocas rebotaban"</li> </ul>
<b>RUTHERFORD</b> (1911)	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <b>Descubrimiento de la radiactividad</b> (Bequerel, 1896) "Existen sustancias que emiten radiación capaz de impresionar una placa fotográfica"</li> <li>➤ <b>Experimentos de Marie y Pierre Curie</b> (1899) "Aíslan varias sustancias radiactivas. Las radiaciones que emiten, sometidas a magnetismo, tienen propiedades diferentes. Una de ellas, las partículas α (+), las usó Rutherford para su experimento."</li> <li>➤ <b>Experimento de Rutherford</b> (1907)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ El átomo está casi vacío, con toda su masa y carga positiva concentradas en una región a la que llamó <b>núcleo</b>, cuyo radio puede ser la cienmilésima parte (10<sup>-14</sup>m) del radio total del átomo. Los electrones deberían estar en ese espacio vacío, atraídos por la carga positiva del núcleo y dando vueltas alrededor de él igual que los planetas giran continuamente en torno al Sol. A la región en la que se encuentran los electrones la llamó <b>corteza</b>. NOTA: Chadwick, en 1932, descubrió los neutrones</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>♣ Los electrones al moverse perderían energía y caerían hacia el núcleo. Esto implicaría que el átomo es inestable y no es cierto.</li> <li>♣ No explica el por qué de la discontinuidad de los espectros atómicos (ciertas radiaciones luminosas que emiten los átomos incandescentes)</li> </ul>
<b>BÖHR</b> (1913)	<ul style="list-style-type: none"> <li>➤ La inestabilidad del átomo según el modelo de Rutherford.</li> <li>➤ La discontinuidad de los espectros atómicos.</li> <li>➤ Teoría cuántica de Planck y Einstein (la energía aumenta o disminuye de forma discontinua, a "saltos" o "cuantos" de energía.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Un electrón sólo puede girar en unas órbitas determinadas (órbitas estacionarias) y mientras se encuentre en ellas no emite ni absorbe energía. La energía que corresponde a cada órbita recibe el nombre de nivel de energía del electrón o del átomo.</li> <li>▪ Si el electrón salta de una órbita estacionaria de mayor energía (más alejada del núcleo) a otra de energía menor (más cercana al núcleo), la diferencia de energía la emite en forma de radiación (espectros de emisión); en cambio si absorbe energía el salto del electrón tiene lugar en sentido contrario.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>♣ Algunos espectros no se pueden explicar con este modelo. Sommerfeld, discípulo de Böhr, completa el modelo de éste, incorporando la idea de que las órbitas pueden ser circulares o elípticas debido a los subniveles energéticos (s, p, d y f).</li> <li>♣ Estas ideas han sido sustituidas por las del <b>Modelo de nube de carga o mecánico-cuántico.</b></li> </ul>

**Actividad:** Escribe un texto que recoja las principales ideas que aparecen en le siguiente esquema.



**MODELOS ATÓMICOS**

**El modelo de Rutherford (1911)**  
representaba el átomo como un sistema solar en miniatura en el que los electrones se movían como planetas alrededor del núcleo.

**El modelo de Bohr (1913)**  
cuantizaba las órbitas para explicar la estabilidad del átomo.

**Orbitales:** los electrones con diversos valores de momento angular ocupan regiones del espacio como éstas. La intensidad del sombreado indica la probabilidad de encontrar un electrón a esa distancia.

**El modelo de Schrödinger (1925-1930)**  
abandonó la idea de órbitas precisas y las sustituyó por descripciones de las regiones del espacio (llamadas orbitales) donde es más probable que se encuentren los electrones.