

Ciencia, Humanismo y Sociedad

Seminarios sobre Ciencia

Historias del quantum. La nueva Física

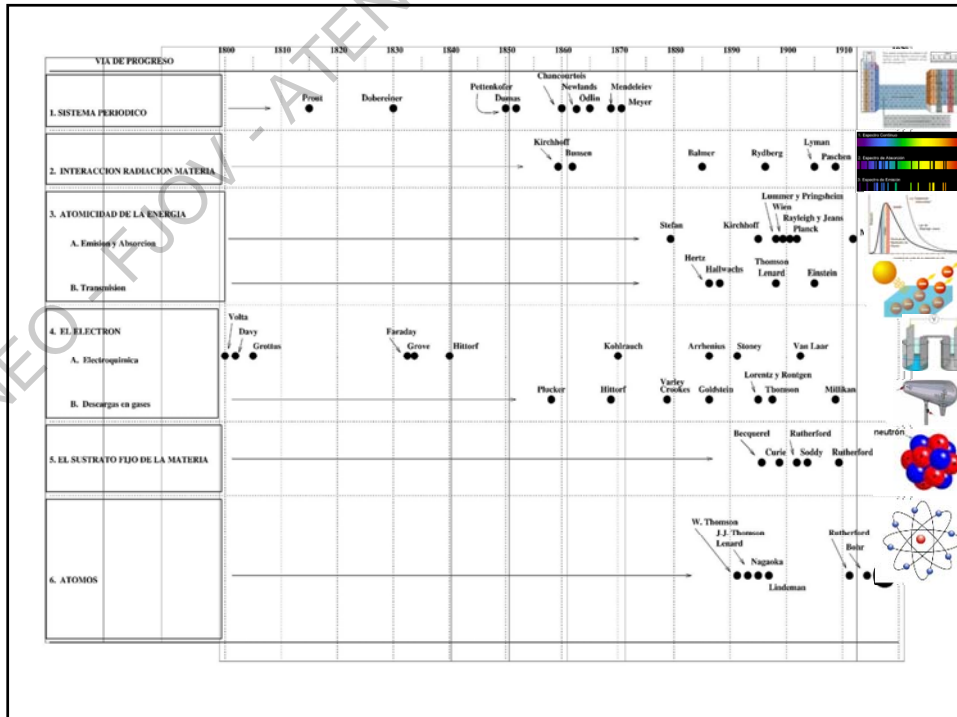
Entender la Física Cuántica (1) – Vías de progreso

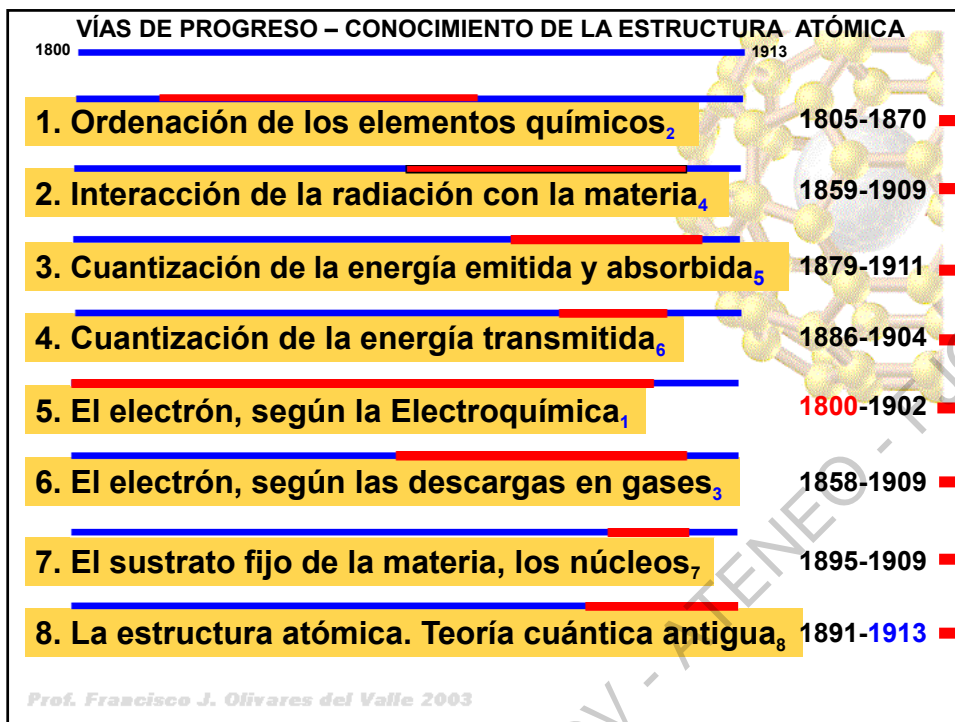
ATENEO de Badajoz

Francisco J. Olivares del Valle


Jueves, 11 de octubre de 2024

19:30 h







El electrón, según la Electroquímica




1800 Volta (1745-1827)




1802 Davy (1778-1829)




1805 Grotthuss (1785-1822)




1832 Faraday (1791-1867)



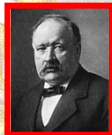
1833 Grove (1811-1896)




1839 Hittorf (1824-1914)




1869 Kohlrausch (1840-1910)



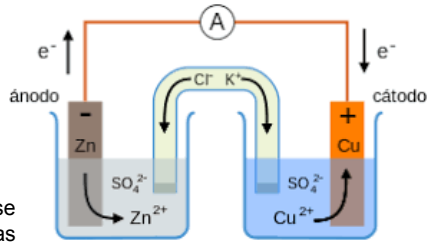
1885 Arrhenius (1859-1927)



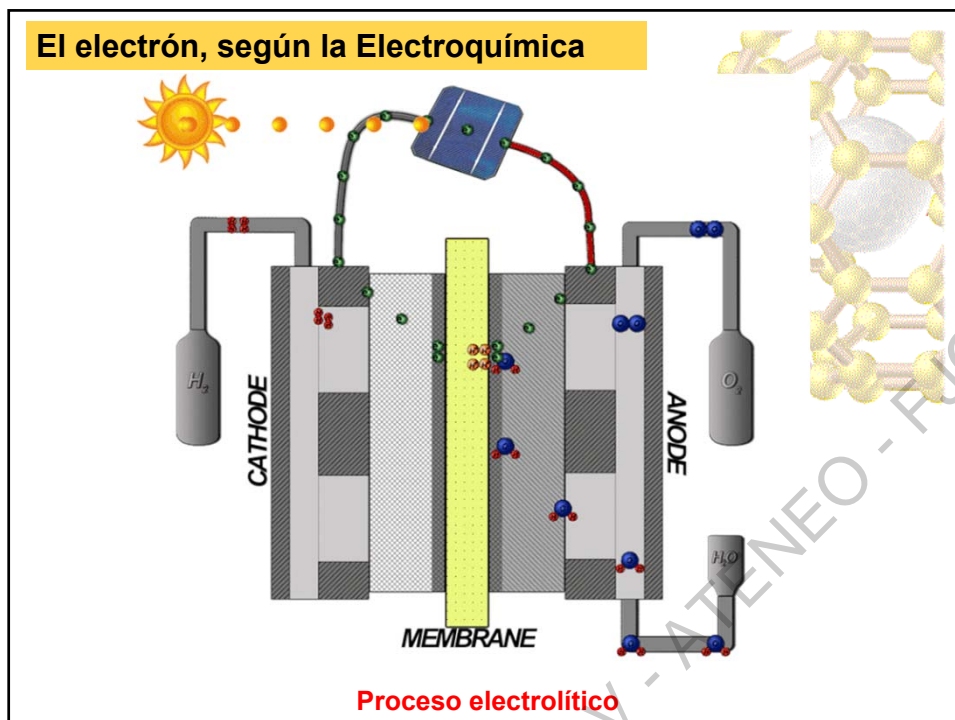
1891 Stoney (1826-1911)



1903 van Laar (1860-1938)



La electroquímica es la rama de la química que se ocupa de la **relación** entre la **electricidad** y las **reacciones químicas**.
"Trasiego" de electrones en disolución, por medio de corrientes eléctricas.



El electrón, según la Electroquímica

En esta disciplina se abordó el **comportamiento de los electrones** en los sistemas químicos, la **conversión de la energía química en energía eléctrica** y viceversa, la **termodinámica de las pilas electroquímicas** y el comportamiento de los **potenciales de electrodo** y las **reacciones de oxidación reducción**.

Además, se descubrió el **proceso de la electrólisis** y se establecieron de las **leyes de Faraday**, así como el funcionamiento de las **celdas de concentración** y la **ecuación de Nernst**, que son conceptos esenciales para comprender y predecir el comportamiento de los sistemas electroquímicos.

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

El electrón, según la Electroquímica

A lo largo de todo este trayecto investigador podría decirse que **la conclusión más importante** fue que *todos los fenómenos implicados en las disoluciones, el transporte de corriente eléctrica en las mismas y los procesos electroquímicos que tienen lugar*, son debidos a la **intervención de unas entidades elementales**, enormemente importantes en la naturaleza, *que poseen masa, carga y movilidad*: **los electrones**.

Y que estos **forman parte indudable de los átomos**.

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003



Ordenación de los elementos químicos



1815 Prout
(1785-1850)



1830 Döbereiner
(1780-1849)



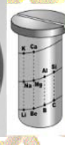
1849 Pettenkofer
(1818-1901)



1851 Dumas
(1800-1884)



1862 Chancourtois
(1820-1886)



1863 Newlands
(1837-1898)
Octavas



1865 Odling
(1829-1921)



1869 Mendeléev
(1834-1907)



1870 Lothar Meyer
(1830-1895)

Número atómico

Peso atómico

Energía de ionización

Afinidad electrónica

Electronegatividad

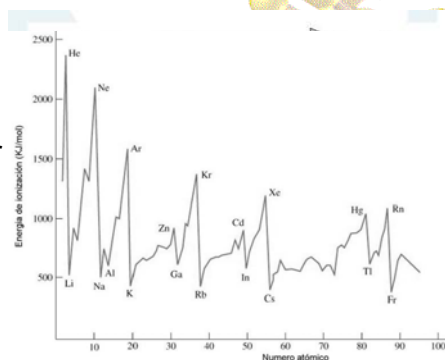
Volumen atómico

Radio atómico

Radio iónico

Carácter metálico

Olivares del Valle 2003



Ordenación de los elementos químicos

Uno de los más rotundos éxitos alcanzados por los químicos en el siglo XIX fue la **clasificación periódica de los elementos**.

Después de enormes controversias y **meticuloso** trabajo, desde la hipótesis premonitoria de **Prout** en **1815** hasta la clasificación periódica de **Mendeleiev** y **Meyer** en **1870**, podría afirmarse categóricamente que **los elementos son una realidad** (en cuanto que existe una agrupación elemental de materia con propiedades singulares, diferenciadas y permanentes) y que, aunque la diversidad que se aprecia en el universo que nos rodea parece infinita, **existe un número limitado de elementos constituyentes**.

Estos elementos pueden ordenarse en atención a una serie de **propiedades periódicas** (**número atómico**, **peso atómico**, **energía de ionización**, **afinidad electrónica**, **electronegatividad**, **volumen atómico**, etc.), permitiendo la predicción de otros aún no conocidos y el **cálculo de sus propiedades**.

Ordenación de los elementos químicos

Quedaba claro, igualmente, que los llamados elementos **no eran tan elementales**, en tanto que podía entreverse la existencia de un **componente común**, componente determinante, origen y portador (en atención a su cualidad y cantidad) **de las propiedades químicas más características: los electrones**.

Las preguntas que aún no habían encontrado total respuesta eran las siguientes:


Estos elementos, átomos divisibles, **¿Se encuentran constituidos por otras entidades elementales comunes que determinan sus características y propiedades? ¿En qué forma y con qué número? ¿Qué son y cómo son estas entidades elementales? ¿Cuáles son sus propiedades?**

Una cosa que sí estaba clara era que, además de **entidades con masa**, debían ser **entidades con carga**, sensibles a los **campos eléctricos y magnéticos**.

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

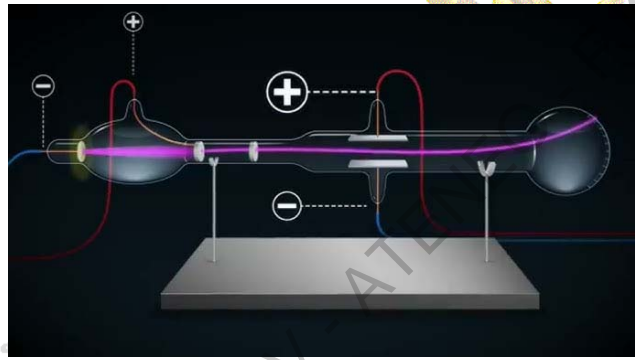


El electrón, según las descargas en gases



1858 Plücker (1801-1868) 1871 Varley (1828-1883) 1879 Hittorf (1824-1914) 1879 Crookes (1832-1919) 1886 Goldstein (1850-1930) 1894 Lorentz (1853-1928) 1894 Röntgen (1845-1923)

1896 Thomson (1856-1940) 1909 Millikan (1868-1953)

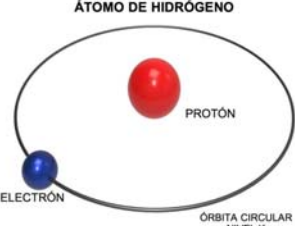


Prof. Francisco J. Olivares d.


El electrón, según las descargas en gases

Lorentz (1894) puso de manifiesto, finalmente, que los rayos catódicos eran **electrones** (los mismos que los identificados por **Stoney** en sus estudios electroquímicos), Röntgen (1894) descubrió los **rayos X** y Thomson (1896) determinó el **valor numérico de la relación e/m** para el **electrón**.


La nueva partícula, **constituyente** de los átomos, tomó carta de naturaleza y su valor elemental de carga, **e**, fue, finalmente, determinada por Millikan en **1909**, **cuatro años antes** de que Bohr propusiera su **modelo de átomo**.




Prof. Francisco J. Olivares d.




Interacción de la radiación con la materia




1859 Kirchhoff
(1824-1887)




1861 Bunsen
(1811-1899)




1885 Balmer
(1825-1898)



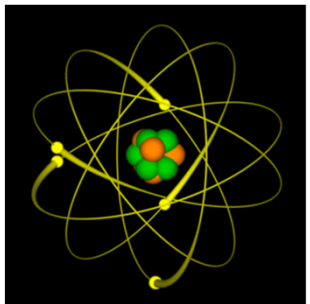
1896 Rydberg
(1854-1919)




1905 Lyman
(1874-1954)



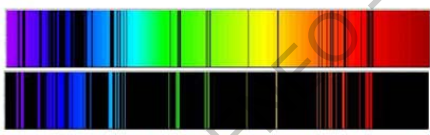
1908 Paschen
(1865-1947)



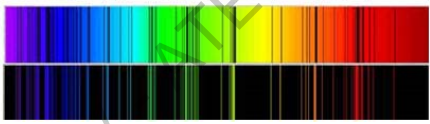
Hidrógeno



Sodio



Calcio



Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

Interacción de la radiación con la materia


El estudio de los espectros (desde **Kirchhoff** en 1859, que registró el espectro característico de algunos elementos, hasta **Balmer** (1885) y **Rydberg** (1897) que dieron *forma analítica* al comportamiento observado) puso en evidencia que **los átomos presentaban unas propiedades internas** (en cuanto a su composición, organización y estructura) tales que *la radiación electromagnética sólo era absorbida o emitida para determinados valores de la frecuencia* (energía).

Esto significaba que **las propiedades** (cualitativas, cuantitativas y dinámicas) **de las cargas constitutivas de la materia** (únicas entidades susceptibles de ser afectadas por el campo electromagnético) **no podían ser cualesquiera**, sino que debían adquirir sólo determinados (y precisos) valores.

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

Interacción de la radiación con la materia

¿Qué componente de los átomos era capaz de absorber y emitir la radiación electromagnética sólo para determinados valores? ¿Cuál era la razón para que así ocurriera? ¿Cuál era el mecanismo por el que tenía lugar el fenómeno?

Precisamente esta circunstancia era la que hacía incompatible el modelo de Rutherford con los resultados experimentales: los **electrones** en el **átomo planetario** no podían estar a *cualquier distancia* (contenido energético, ya que este aparece como dependiente de r) y cuando se encontraran a las distancias permitidas deberían **conservarlas** (salvo interacción externa) *de forma estable*. Además, debería quedar justificado que cada elemento, cada tipo de átomo, **siempre presenta el mismo conjunto de distancias** (estructura electrónica) *permitidas*, en acuerdo con los espectros experimentales. 

Cuantización de la energía emitida y absorbida



1862 Kirchhoff
(1824-1887)



1879 Stefan
(1835-1893)



1896 Lummer
(1860-1925)



1897 Pringsheim
(1859-1917)



1898 Wien
(1864-1928)



1898 Lord Rayleigh
(1842-1919)



1899 James Jeans
(1877-1946)



1900 Planck
(1858-1947)

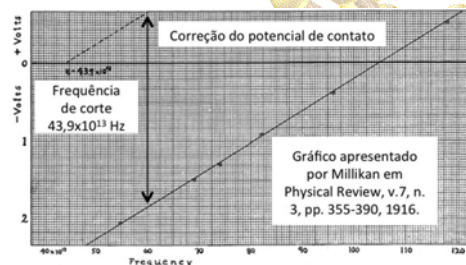


1912 Millikan
(1868-1953)

Ecuación para el efecto fotoeléctrico:

$$qV = hf - \Phi_u$$

h es la pendiente en la representación gráfica. Francisco J. Olivares del Valle 2003



Energía total promedio clásica (P. equipartición): $\alpha = \frac{1}{kT}$

$$\bar{\varepsilon} = -\frac{d}{d\alpha} \ln \int_0^{\infty} e^{-\alpha\varepsilon} d\varepsilon = kT$$

Se transforma en

$$\bar{\varepsilon} = -\frac{d}{d\alpha} \ln \sum_{n=0}^{\infty} e^{-\alpha \cdot nh\nu} = \frac{h\nu}{e^{h\nu/kT} - 1}$$

Se llega a una ecuación equivalente a la de **Rayleigh-Jeans** para $\rho_T(\lambda)$,

$$\rho_T(\lambda) = \frac{1}{\lambda^5} \cdot 8\pi\lambda \cdot kT$$

que en el caso de Planck toma la siguiente forma

$$\rho_T(\lambda) = \frac{1}{\lambda^5} \cdot 8\pi\lambda \cdot \frac{h\nu}{e^{h\nu/kT} - 1}$$

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

Fórmula de Wien

$$u(\omega, T) = C \omega^3 e^{-\lambda\omega/T}$$

Fórmula de Rayleigh - Jeans

$$\rho_T(\lambda) = \frac{1}{\lambda^5} \cdot 8\pi\lambda \cdot kT$$

$\hbar = 1.0545716 \times 10^{-34} J s$

$\varepsilon = \hbar\omega$


Fórmula de Planck

$$\rho_T(\lambda) = \frac{1}{\lambda^5} \cdot 8\pi\lambda \cdot \frac{h\nu}{e^{h\nu/kT} - 1}$$


➔

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003


Cuantización de la energía transmitida



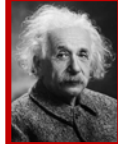
1886 Hertz
(1857-1894)



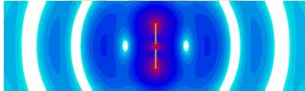
1898 Thomson
(1856-1940)

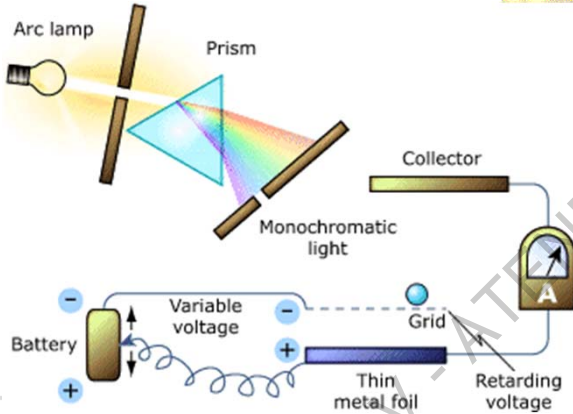


1898 Lenard
(1862-1947)



1905 Einstein
(1879-1955)






Prof. Francisco J.

Cuantización de la energía transmitida

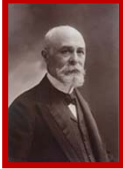



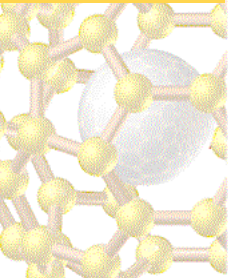
La cuestión que quedaba pendiente era la forma en la que podía incorporarse el descubrimiento de Planck al naciente concepto de átomo. **¿Existe algún movimiento interno en las entidades constitutivas de los átomos que pueda ser relacionado con h ? ¿ ν de la radiación absorbida o emitida? ¿el carácter discreto de la absorción o emisión de energía por los átomos, es debido al carácter discreto de la materia?**

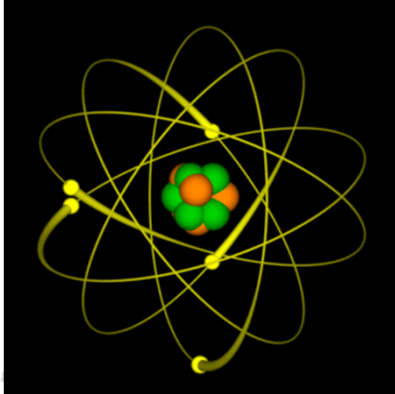
En efecto, la presencia del cuanto de acción h en la interacción entre la luz y la materia conduce a la necesidad de explicar el átomo con h o, viceversa, explicar h con el átomo.



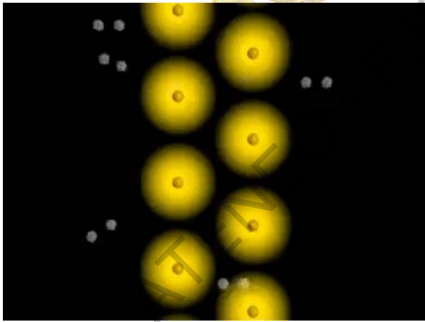
Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

El sustrato fijo de la materia, los núcleos

				
1895 Becquerel (1852-1908)	1898 Curie (1867-1934)	1902 Rutherford (1871-1937)	1904 Soddy (1877-1956)	



Prof. Fra



El sustrato fijo de la materia, los núcleos

Esta otra vía de progreso se inició en época mucho más tardía. Sólo en 1896 aparecen (como consecuencia de una casualidad y sólo debido a la circunstancia favorable de que ya eran conocidas las películas fotográficas) evidencias de la radiactividad (Becquerel).

El primer elemento radiactivo es descubierto por Marie Curie en **1898** y en **1902** Rutherford y Soddy confirman la transmutación de los átomos en el curso de los procesos radiactivos, en los que el sustrato fijo de la materia, los núcleos (las otras entidades con carga total positiva, constituyentes de la materia), se transforma emitiendo a absorbiendo partículas y energía con gran intensidad.

Los átomos, están formados por cargas positivas (distribuidas o concentradas) y electrones moviéndose a gran velocidad.



La estructura atómica. Teoría cuántica antigua,



1892 Lord Kelvin
(1824-1907)



1898 Thomson
(1856-1940)



1898 Lenard
(1862-1947)



1896 Nagaoka
(1865-1950)

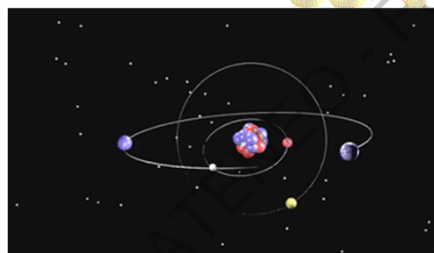
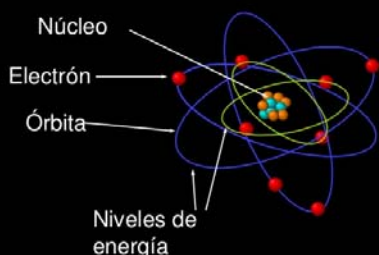


1913 Bohr
(1885-1962)



1915 Sommerfeld
(1868-1951)

Modelo de Bohr



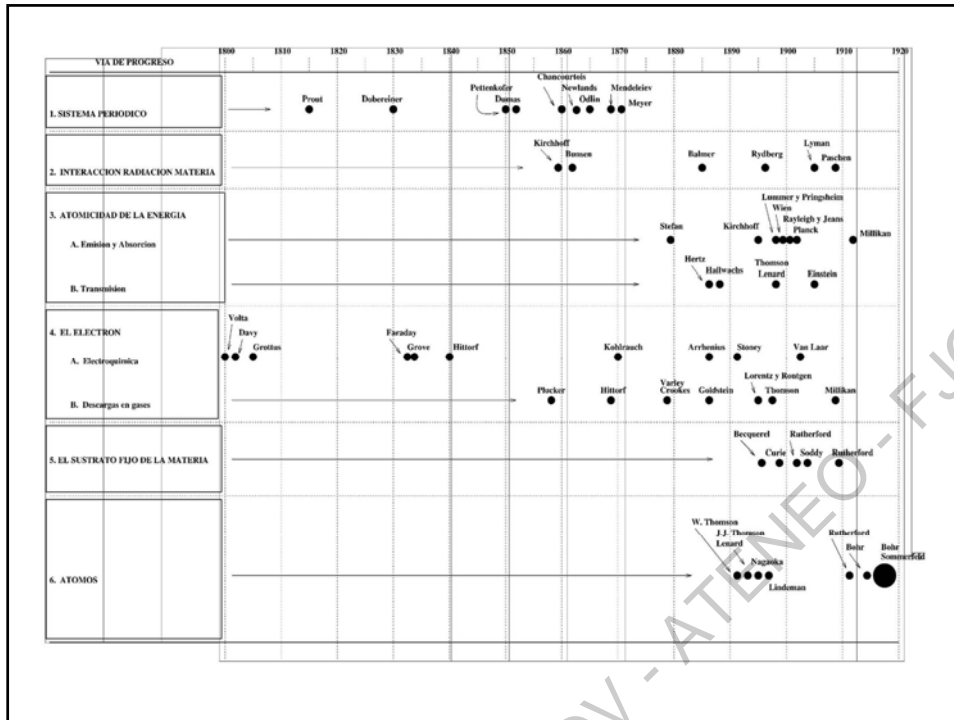
La estructura atómica. Teoría cuántica antigua,

Aunque era posible conocer el tamaño de la órbita (su radio) y la energía de ligadura para cada electrón (usando la mecánica y la teoría electromagnética clásicas) no estaba claro cómo y qué condiciones había que imponer para que ésta estructura planetaria respondiera exactamente a las evidencias experimentales.

Dos principalmente: en primer lugar, los electrones sólo pueden orbitar a *determinadas distancias* (criterio espectral) y, en segundo lugar, los electrones, *a pesar de ser cargas aceleradas, en ausencia de campos externos, no deben emitir radiación electromagnética cuando se encuentren en las mencionadas situaciones permitidas* (estados estacionarios)

¿Cómo podrían compatibilizarse el modelo planetario clásico (continuo, geométrica y energéticamente) y los espectros atómicos? ¿Cuál es el mecanismo de absorción y emisión de energía por los electrones en los átomos? ¿Qué obliga a los electrones a mantenerse en determinados estados (estacionarios) a distancias fijas del núcleo?

Prof. Francisco J. Ojeda **Conclusión: el átomo de Bohr.**



1. **Los átomos (como entes ontológicos) existen**
2. **Están formados por núcleos (+) y electrones (-)**
3. **Los átomos son sistemas estables en ausencia de campos EM**
4. **Los núcleos parecen ser entidades compuestas**
5. **Los electrones parecen ser entidades elementales**
6. **Para explicar los aspectos dinámicos de los electrones hay que introducir restricciones cuánticas: estados estacionarios (niveles)**
7. **Los electrones, en un átomo, pueden encontrarse en una gran diversidad de estados estacionarios: espectros (absorción y emisión)**
8. **Cada átomo está caracterizado por sus estados estacionarios propios (huella)**

Prof. Francisco J. Olivares del Valle 2003

El modelo atómico de Bohr (1913)

Conclusiones:

Tamaño de las órbitas:

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m_e e^2} \frac{n^2}{Z} = a_0 \frac{n^2}{Z}$$

r = radio de la órbita estacionaria

a_0 = radio de Bohr = 0,53 Å

m_e = masa del electrón

e = carga del electrón

ϵ_0 = permitividad del vacío

Velocidad en las órbitas:

$$v_n = \frac{1}{\epsilon_0} \frac{Ze^2}{2nh}$$

La energía total

$$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{2r} = -\frac{m_e e^4 Z^2}{8h^2 \epsilon_0^2 n^2}$$

Diferencia de energía entre estados:

$$E_2 - E_1 = h\nu = \frac{m_e e^4 Z^2}{8h^2 \epsilon_0^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Frecuencia de la radiación emitida o absorbida:

$$\nu = \frac{m_e e^4 Z^2}{8h^3 \epsilon_0^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Velocidad máxima si $n=1$ y $Z=1$

$$v_1 = 2200 \text{ km/s}$$

Constante de Rydberg (s^{-1}): $R = \frac{m_e e^4}{8h^3 \epsilon_0^2}$

Prof. F. J. Valle 2003

El modelo atómico de Bohr (1913)

Tamaño del átomo

Diámetro nuclear típico: 6×10^{-15} metros

Diámetro del protón: 8×10^{-16} metros

Diámetro de un átomo típico (5 a 10 e⁻): 6×10^{-10} metros

Volumen del protón: 2.1×10^{-45} m³

Volumen del núcleo: 1.1×10^{-43} m³

Volumen del átomo: 1.1×10^{-28} m³

Volumen que ocupa el protón en un núcleo típico: 1.9 %

Volumen que ocupa el núcleo en un átomo típico: 0.000000000000001 %
(1×10^{-13} %)

VELOCIDAD DEL ELECTRÓN EN EL ESTADO FUNDAMENTAL:

$$2.2 \times 10^3 \text{ km/s} = 2.2 \times 10^{16} \text{ A/s}$$

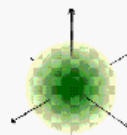
LONGITUD DE LA ÓRBITA:

$$L = 2\pi r = 2 \times \pi \times 0.529 = 3.324 \text{ Å}$$

NÚMERO DE VUELTAS EN 1 segundo:

$$6.62 \times 10^{15}$$

(6620 BILLONES de VUELTAS en 1 seg.)



Prof. F

