

Modelos atómicos.

1. Descubrimiento de las partículas subatómicas.

Descubrimiento del electrón.

En 1878 Crookes descubrió que si se aplicaba una diferencia de potencial muy elevada entre 2 electrodos colocados en el interior de un tubo en el que se ha hecho vacío sale del cátodo unos rayos que se denominaron rayos catódicos.

Con el tiempo se descubrió que esos rayos estaban formados por partículas de naturaleza negativa y que casi no tenían masa y se los denominó electrones.

$$\text{electrón (e}^{-}\text{)} \left\{ \begin{array}{l} \text{masa: } 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ u} \\ \text{masa: } 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} \\ \text{carga: } - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{array} \right.$$

Descubrimiento del protón

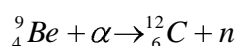
En 1886 Goldstein comprobó que si en el tubo usado por Crookes se utilizaba un cátodo perforado se observaba un haz muy fino que pasaba por el cátodo y chocaba con la pared opuesta al ánodo, a este haz de luz se le denominó rayos anódicos o rayos canales.

Con el tiempo se descubrió que estos rayos estaban formados por partículas positivas y recibieron el nombre de portones.

$$\text{Protón (H}^{+}\text{)} \left\{ \begin{array}{l} \text{masa: } 1 \text{ u} \\ \text{masa: } 1,6 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \\ \text{carga: } 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{array} \right.$$

Descubrimiento de neutrón.

En 1932 Chadwick descubrió el neutrón al bombardear berilio con partículas alfa y confirmó su existencia pero ya se había postulado anteriormente su existencia.

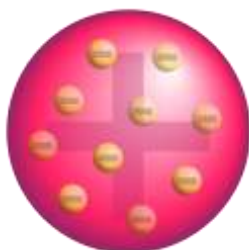


$$\text{neutrón (n)} \left\{ \begin{array}{l} \text{masa: } 1 \text{ u} \\ \text{masa: } 1,6 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \\ \text{carga: } 0 \end{array} \right.$$

2. Modelos atómicos.

Modelo de Thomson.

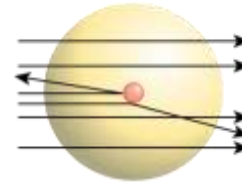
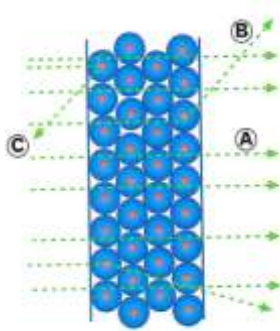
En 1904 Thomson consideró que el átomo era una esfera maciza cargada positivamente en la cual se encontraban incrustados los electrones.



Modelo del pudín de pasas

Modelo de Rutherford.

Rutherford, en 1911, bombardeó una lámina de oro con partículas alfa y observó que la mayoría de ellas atravesaban la lámina de oro sin desviarse, pero algunas se desviaban y otras retrocedían.



Modelo de Rutherford

A partir de esta experiencia propuso un modelo:

- El átomo se compone de dos partes: núcleo y corteza.
- El núcleo tiene toda la carga positiva y casi toda la masa. El tamaño es muy pequeño respecto al átomo.
- La corteza contiene electrones que giran en órbitas alrededor del núcleo. Contiene toda la carga negativa y muy poca masa. Como conclusión el átomo de Rutherford es neutro y está prácticamente vacío.

El principal inconveniente del modelo de Rutherford se debe a que al girar un electrón debe emitir energía por lo que perdería velocidad y caería sobre el núcleo. Pero esto no ocurre.

3. Núcleo atómico.

Todo núcleo está caracterizado mediante dos números:



- X:** elemento químico
A: número másico (nº de protones + nº de neutrones)
Z: número atómico (nº de protones y si el átomo es neutro es igual al nº de electrones)

Isótopos:

Son átomos del mismo elemento que tienen el mismo nº atómico (Z) y diferente nº másico (A), por tanto tienen diferente nº de neutrones.

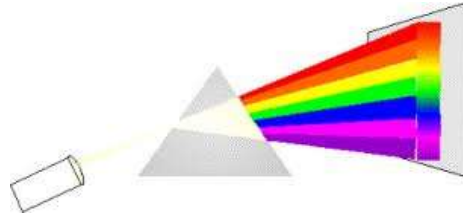
${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
0 u	1 u	2 u
Protio	Deuterio	Tritio

Debido a la presencia de los isótopos la masa de los elementos no son números enteros.
 p.ej: Cloro:

$$\left. \begin{array}{l} {}^{35}_{17}\text{Cl} \text{ ----- } 34,972 \text{ u} \quad (75,84 \%) \\ {}^{37}_{17}\text{Cl} \text{ ----- } 36,96 \text{ u} \quad (24,16 \%) \end{array} \right\} \text{Cl} = \frac{35 \cdot 75,84 + 37 \cdot 24,16}{100}$$

4. Espectros atómicos.

Cuando la luz blanca se hace incidir sobre un prisma se descompone en un haz de diferentes colores. El fenómeno se denomina dispersión de la luz y el conjunto de colores es el espectro óptico de la luz.



Cada color tiene una longitud de onda (λ) y una frecuencia (ν) pero siempre se cumple.

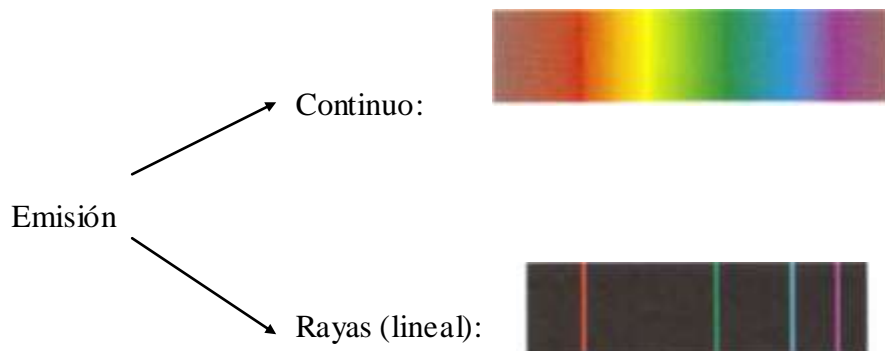
$$c = \lambda \cdot \nu$$

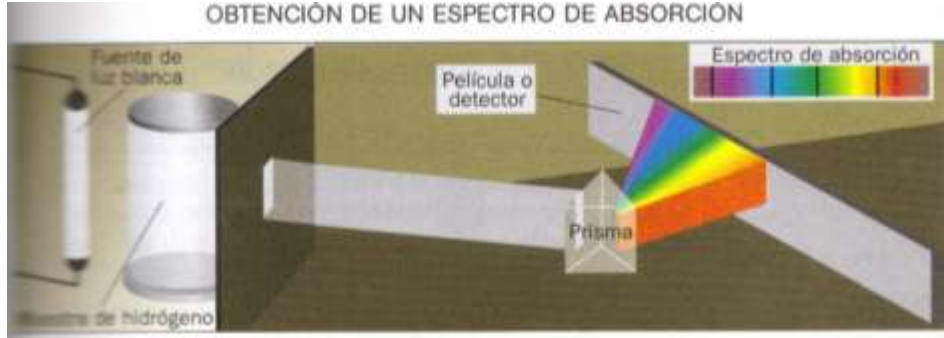
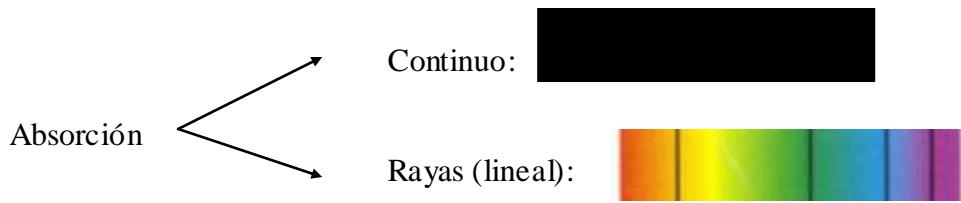
C: velocidad de la luz
 λ : longitud de onda (m)
 ν : frecuencia (Hz)

Los espectros pueden ser de 4 tipos:

Los *espectros de emisión* (continuos o discontinuos): son los espectros producidos por radiaciones por cuerpos incandescentes y serán continuos (sólidos o líquidos) o de rayas (elementos).

Los *espectros de absorción* (continuos o discontinuos): son los espectros producidos por absorción parcial de las radiaciones emitidas por en foco luminoso cuando la luz producida atraviesa una sustancia gaseosa.





Cada elemento químico tiene su propio espectro y diferente al de los demás elementos, por el que va a ser reconocido, y a cada línea se le puede asignar una longitud de onda pero, no hay ninguna ecuación que nos permita calcular salvo para el H.

El H es el elemento más sencillo y en 1885 Balmer encontró que podían calcularse mediante:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

R: cte de Rydberg: $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
n: 3, 4, 5, ...
λ: longitud de onda

La interpretación de los espectros se debe a Max Planck (1900). Planck propuso una hipótesis para explicar estos resultados experimentales:

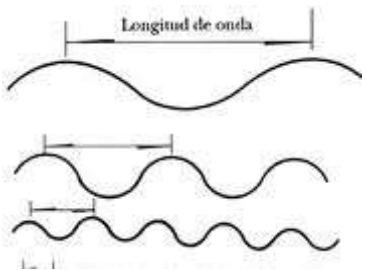
“la energía emitida o recibida en forma de radiación electromagnética no es de forma continua sino en forma discontinua, como pequeños paquetes de energía denominados cuantos de energía o fotones.”

La energía de un cuanto es:

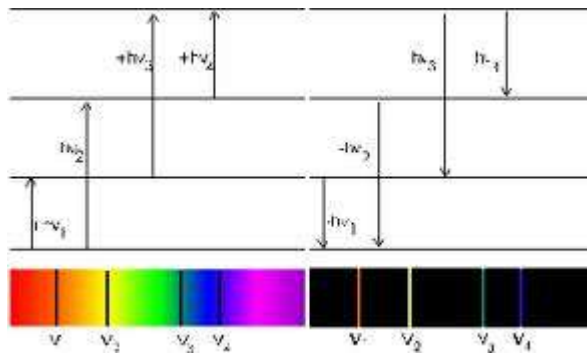
$$E = h \cdot \nu$$

E: energía de un cuanto (J)
h: cte de Planck: $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ (J.s)}$
ν: frecuencia de la radiación (Hz)

FÍSICA CUÁNTICA



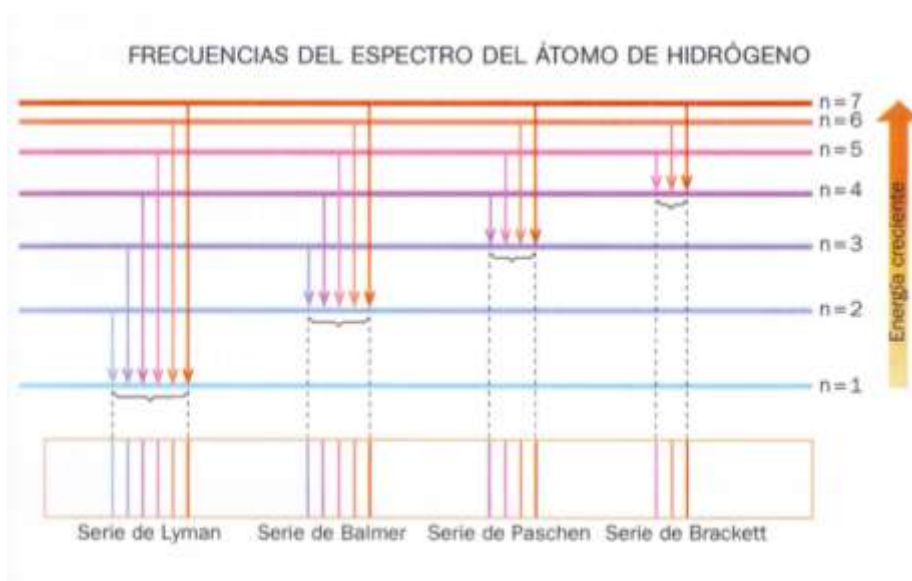
Cuando las sustancias se calientan se descomponen en moléculas y en átomos. Cuando un átomo se excita sus electrones también se excitan y absorben cuantos de energía y se desplazan hacia niveles más alejados del núcleo (estado excitado), cuando vuelven a perder la energía la emiten en forma de cuantos.



Los espectros de líneas están formados como consecuencia de la emisión de fotones cada vez que se produce un salto hacia niveles inferiores se cede energía y a cada salto le corresponde una luz.



Estudiando el espectro en zonas no visibles se encontraron otras series de líneas que impresionaban placas fotográficas y llevan el nombre de su descubridor: Lyman, Balmer, Paschen, Brackett, Pfund



5. Modelo atómico de Bohr.

En 1913 Bohr, basándose en la teoría cuántica de Plack y en los datos de los espectros, propuso un nuevo modelo para el átomo ya que el vigente de Rutherford no explicaba dos temas fundamentales:

- Porque los electrones en movimiento no emiten energía
- Los espectros atómicos (líneas)

Resumió su modelo en 3 postulados:

- El electrón solo puede moverse sin emitir energía en determinadas órbitas permitidas llamadas órbitas estacionales.
- Solo son posibles las órbitas en las que el producto del momento lineal por el radio de la órbita es múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$m \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2\pi}$$

m: masa del electrón
v: velocidad del electrón
r: radio de la órbita del electrón.
h: cte de Plack
n: n° cuántico principal.

- Cuando un electrón emite energía cae de órbita estacionaria a otra órbita estacionaria más próxima al núcleo. Si capta energía ocurrirá lo contrario.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Bohr aplicó su modelo al átomo de H y obtuvo para él el radio de las órbitas, la energía de las órbitas, la longitud de onda de las líneas de espectro.

Modelo de Bohr-Sommerfeld

En 1915 Sommerfeld amplió el modelo de Bohr, ya que su principal inconveniente es que solo es válido para el átomo de H y fallaba para átomos poliatómicos.

Cuando se empleaban espectroscopios de mejor poder de resolución se encontraba que las líneas que parecían únicas estaban formadas por 2 o más muy próximas.

Propuso que el electrón puede moverse alrededor del núcleo en órbitas circulares o elípticas, cada una de ellas con una energía diferente y formando sebniveles de energía, determinadas por el número cuántico secundario o azimutal (l).

Efecto Zeeman

Es el desdoblamiento de las líneas de espectro cuando se efectuaban los espectros en presencia de campos magnéticos muy intensos. Zeeman interpretó estos desdoblamientos como la diferente orientación de las órbitas del electrón en el espacio. Introduzco un número cuántico nuevo, n° cuántico magnético (m_l).

El electrón tiene 2 sentidos de giro y el n° cuántico que indica este giro es el n° cuántico de Spin (m_s)

Cuando se analizan con precisión los espectros obtenidos con efecto Zeeman se observaba que cada línea era doble.

6. Física cuántica.

Dualidad onda-corpúsculo

En 1924 Luis de Broglie propuso que toda partícula en movimiento tiene asociada una onda, de manera semejante a la luz. La luz tiene doble naturaleza. Se propaga como una onda pero cuando va a chocar con un cuerpo lo hace como un corpúsculo de E.

$$\left. \begin{array}{l} E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} \text{ (onda)} \\ E = m \cdot c^2 \text{ (cuerpo)} \end{array} \right\} h \cdot \frac{c}{\lambda} = m \cdot c^2$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c} \quad (\text{luz})$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad (\text{cuerpo})$$

↓
electrón

h: cte de Planck
m: masa del cuerpo

Principio de incertidumbre (HEISEMBERG)

“No es posible conocer con exactitud y al mismo tiempo la posición y la velocidad de una partícula ya que sus errores al multiplicarlos son mayores que la constante de Plack”.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

7. Modelo ondulatorio.

En 1926 Enwin Schrodinger basándose en la hipótesis de la onda corpúsculo y en la idea de las órbitas permitidas por Bohr supone que esas órbitas permitidas deberían contener un número entero de longitudes de onda, que daría lugar a una onda estacionaria.

Intenta explicar el comportamiento del electrón con una onda y no como una partícula. Para ello planteó lo ecuación de ondas. (ecuación)

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) = 0$$

Ψ : función de onda
m: masa del electrón
h: cte de Plack
E: E_{total}
V: $E_{\text{potencial}}$

Para la resolución de la ecuación se necesitaban una serie de n° , los n° cuánticos. Cada conjunto de 3 n° cuánticos nos indica un orbital (región del espacio alrededor del núcleo donde existe mayor probabilidad de encontrar el electrón), viene dado por (n, l, m_l).

Cada electrón de un átomo viene cuantificado por 4 n° cuánticos (n, l, m_l , m_s).

i) n° cuántico principal (n)

Va a indicar el nivel de energía del electrón, el tamaño y el volumen del orbital.

ii) n° cuántico secundario o azimutal (l)

Nos va a indicar la forma del orbital en el cual se encuentra el electrón. Se pueden nombrar también por letras.

l= 0 (s)

l= 1 (p)

l= 2 (d)

l= 3 (f)

$$l = 0, 1, \dots, (n-1)$$

iii) nº cuántico magnético (ml)

Nos va a indicar la orientación del orbital

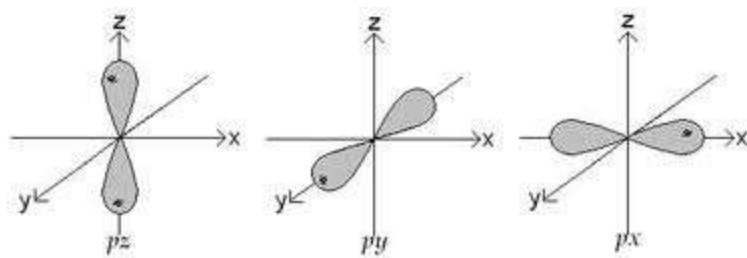
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$l = 0 \text{ -----} \rightarrow m_l = 0$$

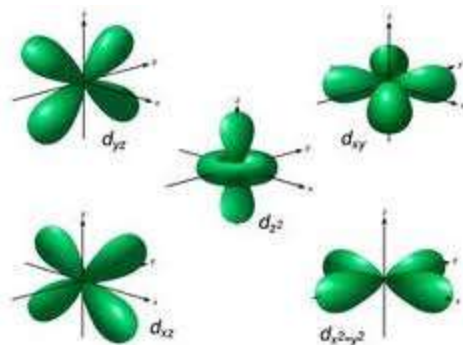
1 orientación

$$l = 1 \text{ -----} \rightarrow m_l = -1, 0, +1$$

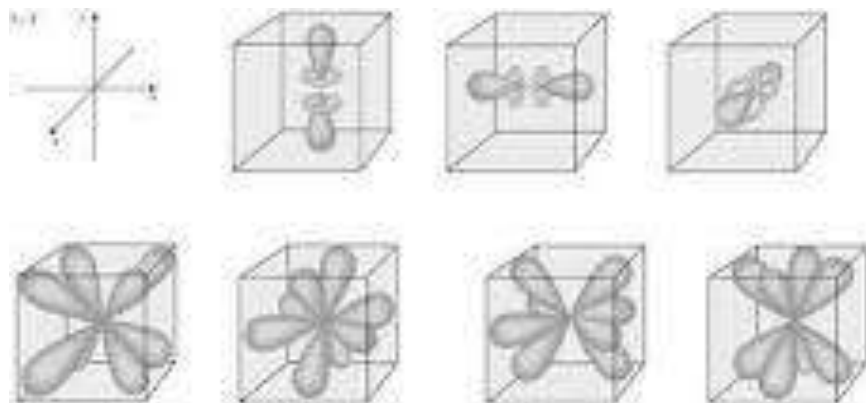
3 orientaciones



$$l = 2 \text{ -----} \rightarrow m_l = -2, -1, 0, +1, +2 \quad 5 \text{ orientaciones}$$



$$l = 3 \text{ -----} \rightarrow m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \quad 7 \text{ orientaciones}$$



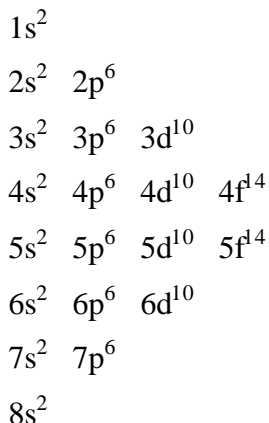
iv) nº cuántico de Spin ($m_s = \pm \frac{1}{2}$)
 Nos va a indicar el sentido del giro del electrón.

8. Configuraciones electrónicas

Es la distribución más probable de los electrones en el átomo y van a estar en estado fundamental. Van a cumplir una serie de reglas.

i) Regla de mínima energía

Los electrones entran en el átomo ocupando en primer lugar los niveles de menor energía (los de valor n+1 más pequeños).



ii) Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede haber 2 electrones con los 4 nº cuánticos iguales.

iii) Regla de máxima multiplicidad de Hund

Los electrones al ocupar un subnivel deberán distribuirse en el mayor nº de orbitales posible de forma que sus spines sean paralelos (estén desapareados).

${}_1\text{H}: 1s^1$	<input type="checkbox"/>				
${}_2\text{He}: 1s^2$	<input type="checkbox"/>				
${}_3\text{Li}: 1s^2 \quad 2s^1$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>			
${}_4\text{Be}: 1s^2 \quad 2s^2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>			
${}_5\text{B}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^1$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_6\text{C}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_7\text{N}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^3$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_8\text{O}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_9\text{F}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^5$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>