

ESTRUCTURA ATÓMICA

John Dalton

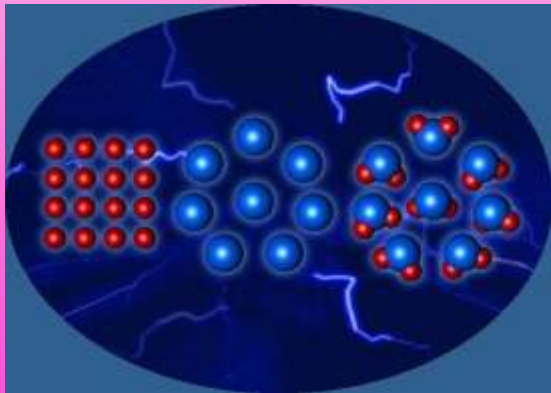
Para él tenía que cumplirse, ante todo, que los átomos de un mismo elemento debían tener la misma masa.



Con esta idea, Dalton publicó en 1808 su Teoría Atómica que podemos resumir:

La materia está formada por partículas muy pequeñas, llamadas átomos, que son indivisibles e indestructibles.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa atómica.



Los átomos se combinan entre si en relaciones sencillas para formar compuestos.

Los cuerpos compuestos están formados por átomos diferentes. Las propiedades del compuesto dependen del número y de la clase de átomos que tenga.

Joseph John Thomson (1856-1940)

Físico Británico estudió las propiedades eléctricas de la materia, especialmente la de los gases.



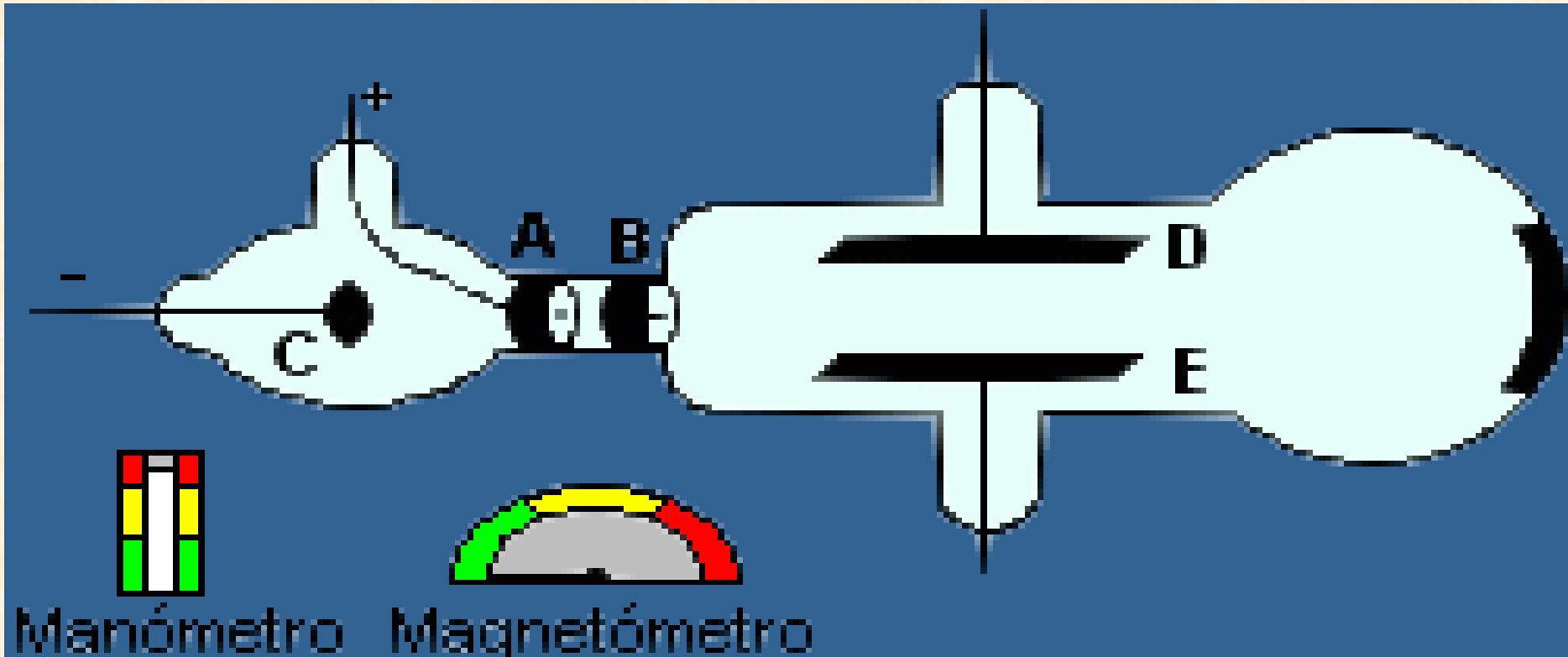
Descubrió que los rayos catódicos estaban formados por partículas cargadas negativamente (hoy en día llamadas electrones), de las que determinó la relación entre su carga y masa. En 1906 le fue concedido el premio Nóbel por sus trabajos.

Millikan calculó experimentalmente el valor de la carga eléctrica negativa de un electrón mediante su experimento con gotas de aceite entre placas de un condensador. Dió como valor de dicha carga $e = 1,6 * 10^{-19}$ **culombios**.

La medida directa del cociente carga-masa, e/m , de los electrones por J.J.Thomson en 1897 puede considerarse justamente como el principio para la comprensión actual de la estructura atómica.

El clásico experimento de Thomson se desarrolló a partir del estudio de las descargas eléctricas en gases.

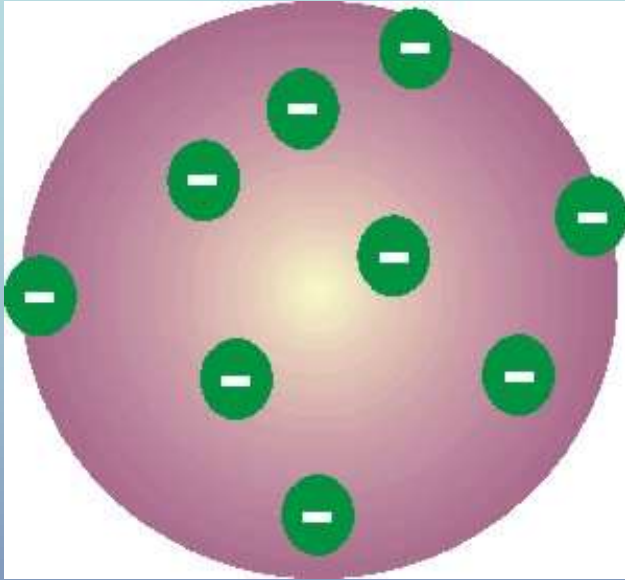
Tubo de rayos catódicos utilizado por Thomson



Manómetro Magnetómetro

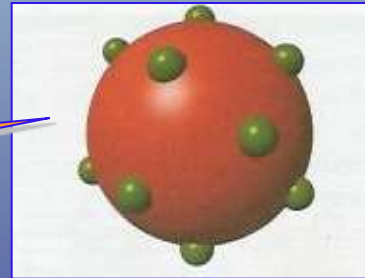
Cuando se sitúan unas aberturas en A y B, el brillo se limita a un punto bien definido sobre el vidrio, este punto puede desviarse mediante campos eléctricos o magnéticos.

Thomson define así su modelo de átomo :



Considera el átomo como una gran esfera con carga eléctrica positiva, en la cual se distribuyen los electrones como pequeños granitos (de forma si-milar a las semillas en una sandía)

Modelo atómico de Thomson



Concebía el átomo como una esfera de carga positiva uniforme en la cual están incrustados los electrones.

Ernest Rutherford, (1871-1937)

Físico Inglés, nació en Nueva Zelanda, profesor en Manchester y director del laboratorio Cavendish de la universidad de Cambridge. Premio Nobel de Química en 1908. Sus brillantes investigaciones sobre la estructura atómica y sobre la radioactividad iniciaron el camino a los descubrimientos más notables del siglo. Estudió experimentalmente la naturaleza de las radiaciones emitidas por los elementos radiactivos.

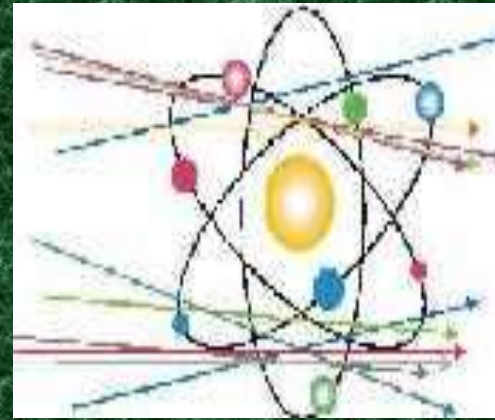
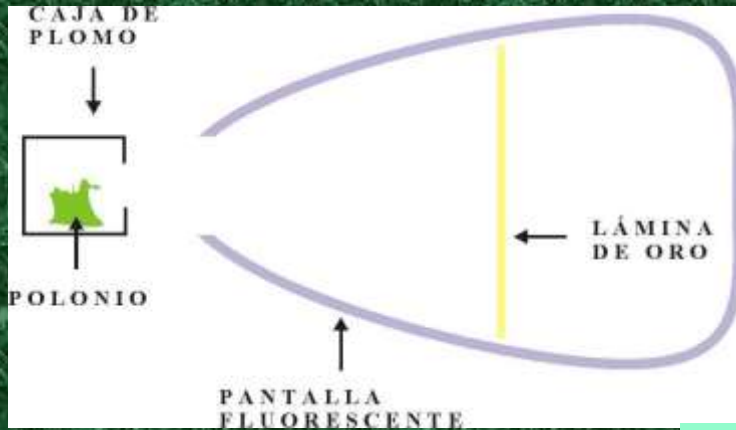


Tras las investigaciones de [Geiger](#) y [Mardsen](#) sobre la dispersión de partículas alfa al incidir sobre láminas metálicas, se hizo necesario la revisión del modelo atómico de Thomson, que realizó Rutherford entre 1909-1911.

Puesto que las partículas alfa y beta atraviesan el átomo, un estudio riguroso de la naturaleza de la desviación debe proporcionar cierta luz sobre la constitución de átomo, capaz de producir los efectos observados.

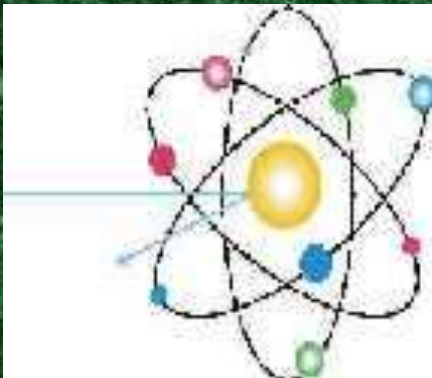
Las investigaciones se produjeron tras el descubrimiento de la radioactividad y la identificación de las partículas emitidas en un proceso radiactivo.

Experimento para determinar la constitución del átomo



La mayoría de los rayos alfa atravesaba la lámina sin desviarse, porque la mayor parte del espacio de un átomo es espacio vacío.

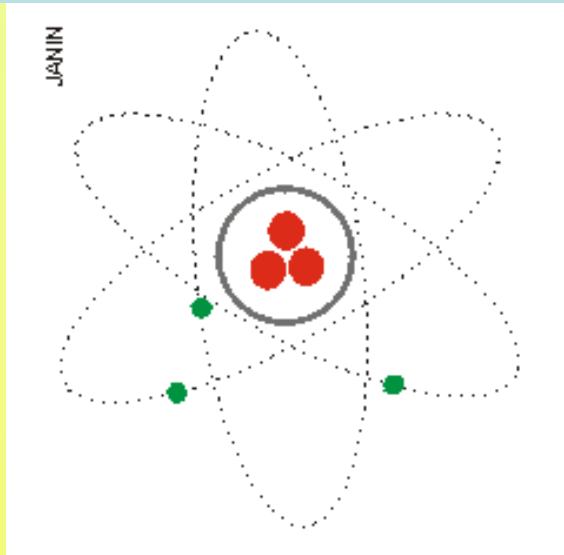
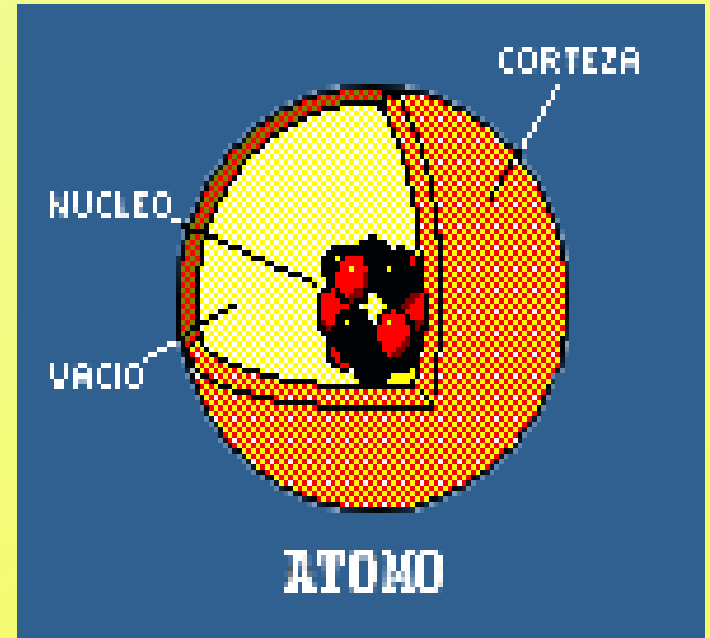
Algunos rayos se desviaban, porque pasan muy cerca de centros con carga eléctrica del mismo tipo que los rayos alfa (CARGA POSITIVA).



Muy pocos rebotan, porque chocan frontalmente contra esos centros de carga positiva.

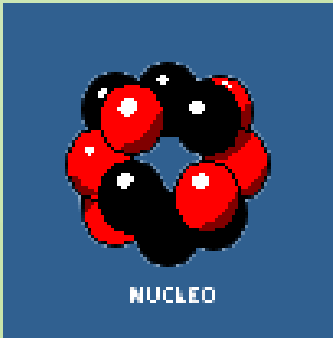
El Modelo Atómico de Rutherford quedó así:

- Todo átomo está formado por un núcleo y corteza.
- El núcleo, muy pesado, y de muy pequeño tamaño, formado por un número de protones igual al **NÚMERO ATÓMICO**, donde se concentra toda la masa atómica.
- Existiendo un gran espacio vacío entre el núcleo y la corteza donde se mueven los electrones.



El modelo del átomo de RUTHERFORD: con los protones en el núcleo y los electrones girando alrededor.

NÚMERO ATÓMICO= número de protones del núcleo que coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.



En 1932 el inglés Chadwick al bombardear átomos con partículas observó que se emitía una nueva partícula sin carga y de masa similar al protón, acababa de descubrir el NEUTRÓN

En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones.

- Puesto que la materia es neutra el núcleo deberá tener un número de cargas positivas protones (número atómico= Z) igual al de electrones corticales. En el núcleo es donde están también los neutrones

- Girando alrededor en órbitas circulares, un número de electrones igual a de protones.

- Los electrones giran a grandes distancias del núcleo de modo que su fuerza centrífuga es igual a la atracción electrostática, pero de sentido contrario. Al compensar con la fuerza electrostática la atracción del núcleo evita caer contra él y se mantiene girando alrededor.



PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

| Partícula | Carga | Masa |
|----------------------------|---|---|
| PROTÓN p ⁺ | +1 unidad electrostática de carga = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C | 1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg |
| NEUTRON n | 0 no tiene carga eléctrica, es neutro | 1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg |
| ELECTRÓN e ⁻ | -1 unidad electrostática de carga = $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C | Muy pequeña y por tanto despreciable comparada con la de p ⁺ y n |



NÚCLEO = Zona central del átomo donde se encuentran protones y neutrones

CORTEZA = Zona que envuelve al núcleo donde se encuentran moviéndose los electrones

Los protones y neutrones determinan la masa de los átomos y los electrones son los responsables de las propiedades químicas.

NÚMERO ATÓMICO (Z) al número de protones que tiene un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo está neutro. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, por lo tanto, tienen el mismo número atómico.

NÚMERO MÁSIKO (A) a la suma de los protones y los neutrones que tiene un átomo.

ISÓTOPOS a átomos de un mismo elemento que se diferencian en el número de neutrones. Tienen por tanto el mismo número atómico(Z) pero diferente número másico(A).

Un átomo se representa por:

- Su símbolo = una letra mayúscula o dos letras, la primera mayúscula que derivan de su nombre. Ca , H , Li, S, He....
- Su número atómico (Z) que se escribe abajo a la izquierda.

Su número másico (A) que se escribe arriba a la izquierda.



IONES a átomos o grupos de átomos que poseen carga eléctrica porque han ganado o perdido electrones. Pueden ser:

CATIONES si poseen carga positiva y, por tanto, se han perdido electrones.

ANIONES si poseen carga negativa y, por tanto, se han ganado electrones.

Crítica del modelo de Rutherford:

Fue fundamental la demostración de la discontinuidad de la materia y de los grandes vacíos del átomo. Por lo demás, presenta deficiencias y puntos poco claros:

- Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constante y por tanto, perder energía.

Esto debe hacer que disminuya el radio de su órbita y el electrón terminaría por caer en el núcleo; el átomo sería inestable. Por lo tanto, no se puede simplificar el problema planteando, para un electrón, que la fuerza electrostática es igual a la centrífuga debe haber algo más

- Era conocida en el momento de diseñar su teoría la hipótesis de Planck que no tuvo en cuenta.
- Tampoco es coherente con los resultados de los espectros atómicos.

Los experimentos de Rutherford eran definitivos, pero el planteamiento era incompleto y lógicamente, también los cálculos.

LA RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA.

- Una onda electromagnética consiste en la oscilación de un campo eléctrico y otro magnético en direcciones perpendiculares, entre sí, y a su vez, perpendiculares ambos a la dirección de propagación.
- Viene determinada por su **frecuencia** “ ν ” o por su **longitud de onda** “ λ ”, relacionadas entre sí por:

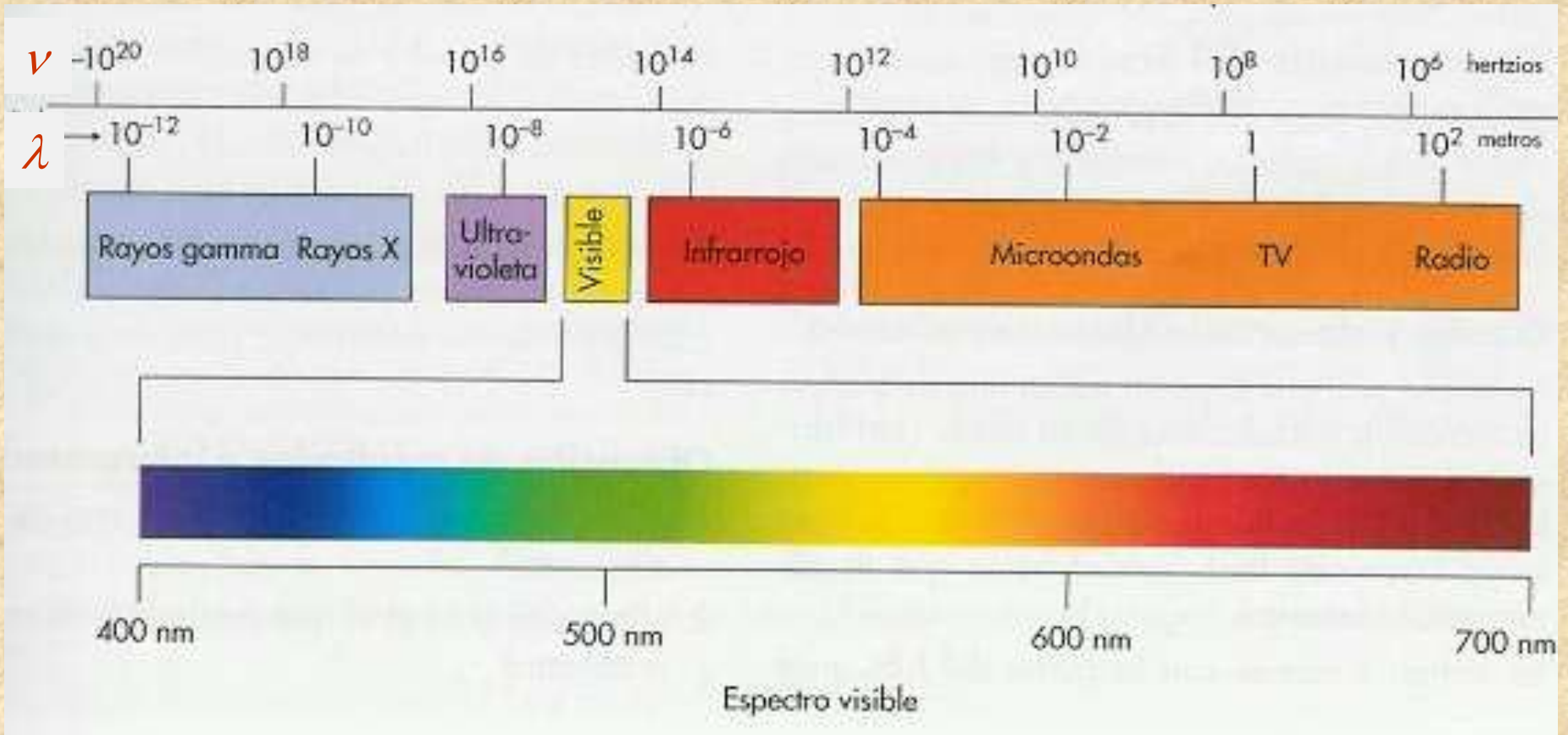
$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

C= velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO: Es el conjunto de todas las radiaciones electro-magnéticas desde muy bajas longitudes de ondas (rayos γ 10^{-12} m) hasta kilómetros (ondas de radio)

Espectro continuo de la luz es la descomposición de la luz en todas sus longitudes de onda mediante un prisma óptico.

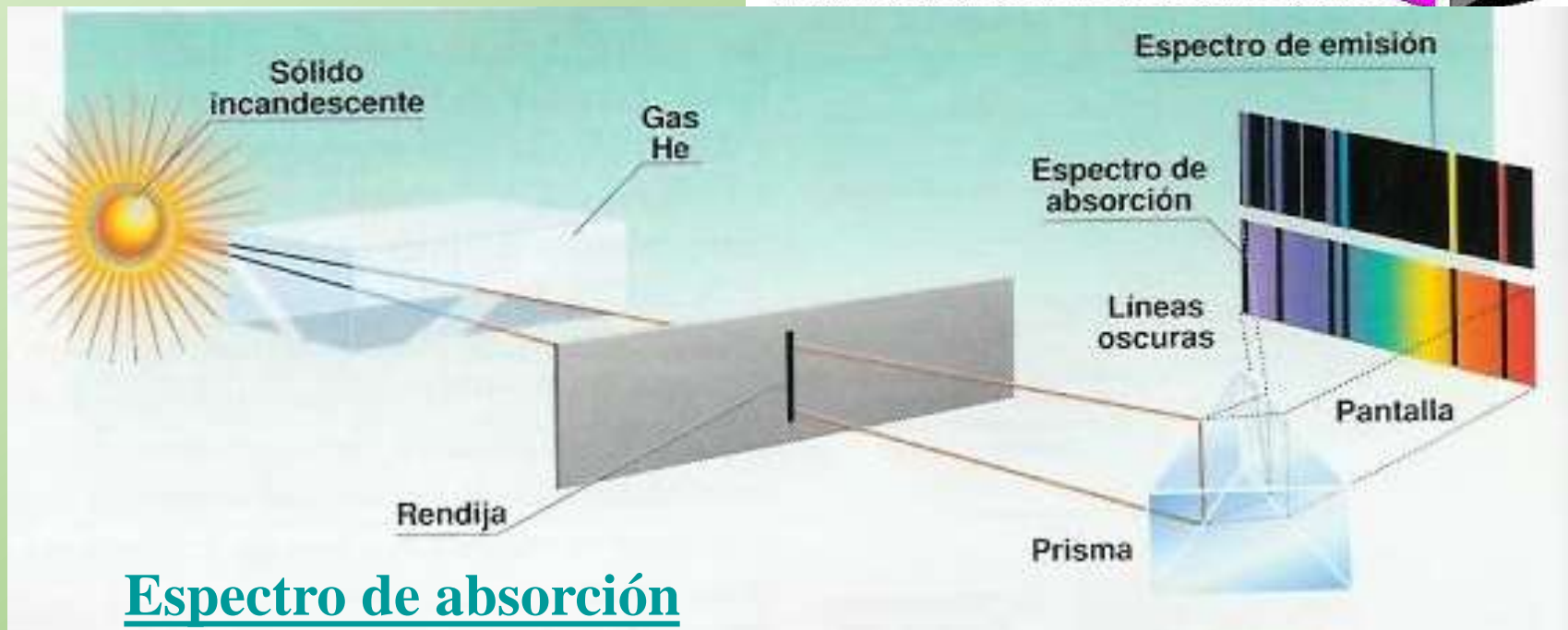
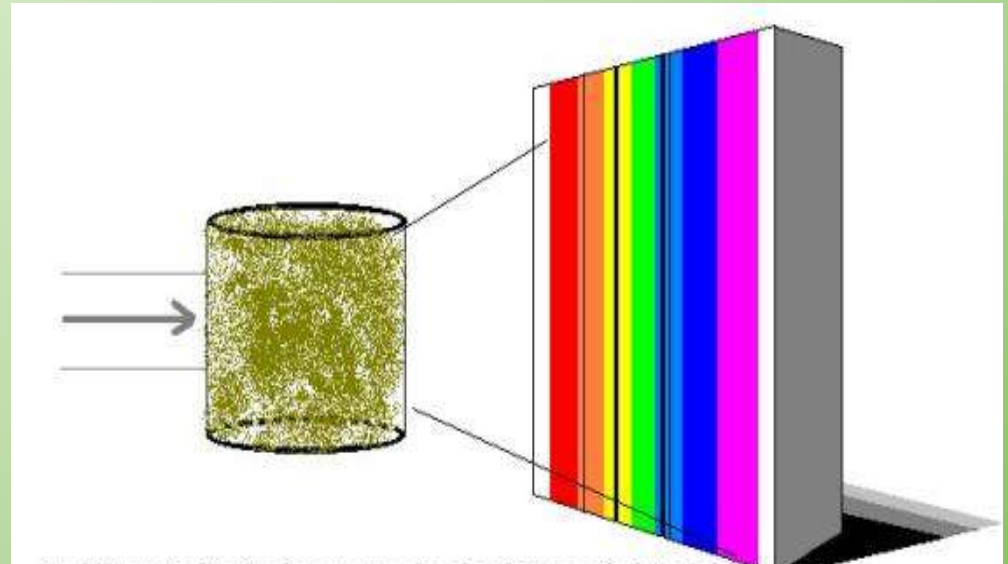
Espectro electromagnético.



Espectro atómico de absorción

Cuando la radiación atraviesa un gas, este absorbe una parte, el resultado es el espectro continuo pero con rayas negras donde falta la radiación absorbida.

ESPECTRO DE ABSORCIÓN

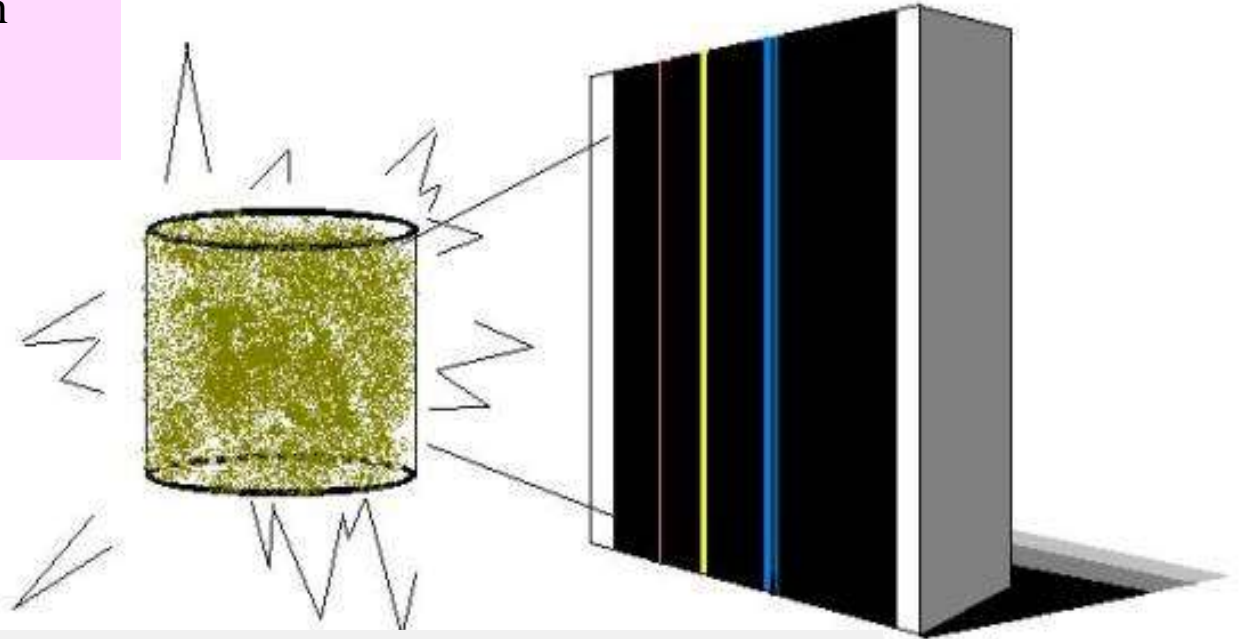


Espectro de absorción

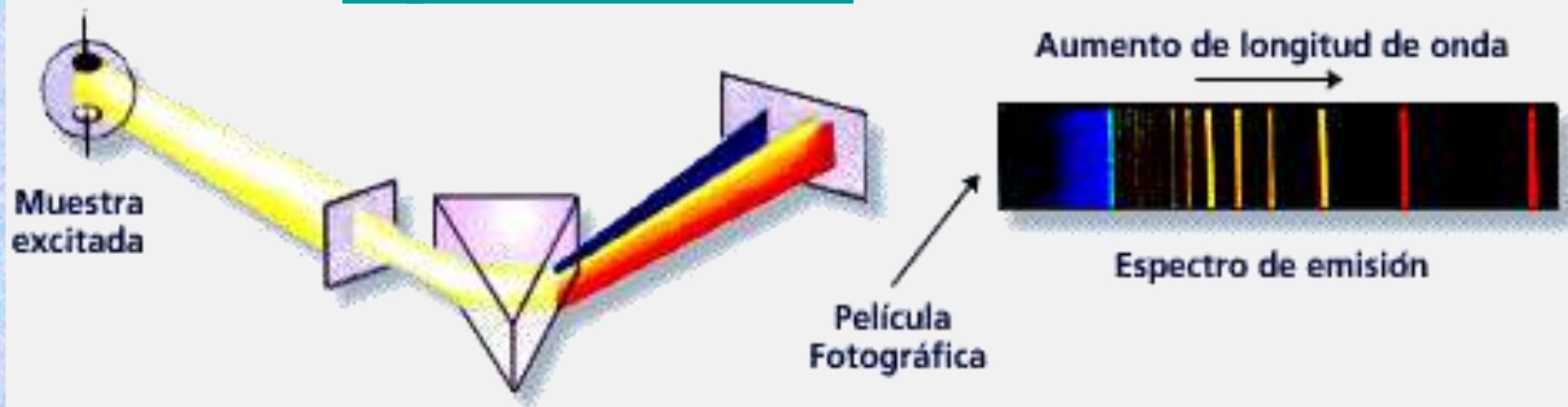
ESPECTRO DE EMISIÓN

Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento...) éstos emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.

Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como **espectro de emisión**

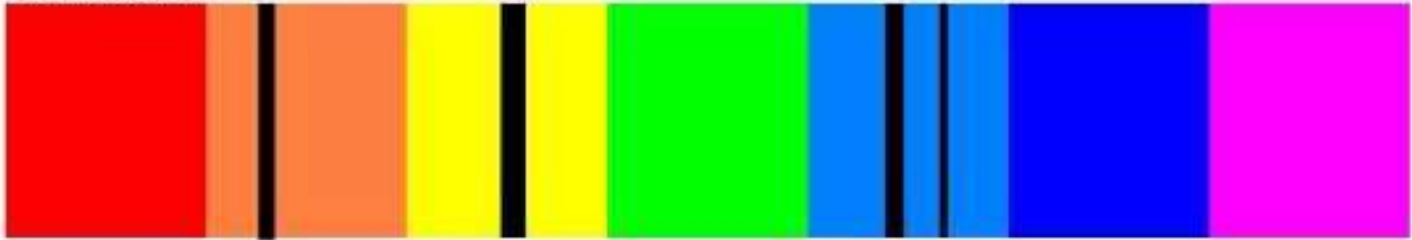


Espectro de emisión



Espectro de emisión y de absorción de un mismo elemento

Absorción:

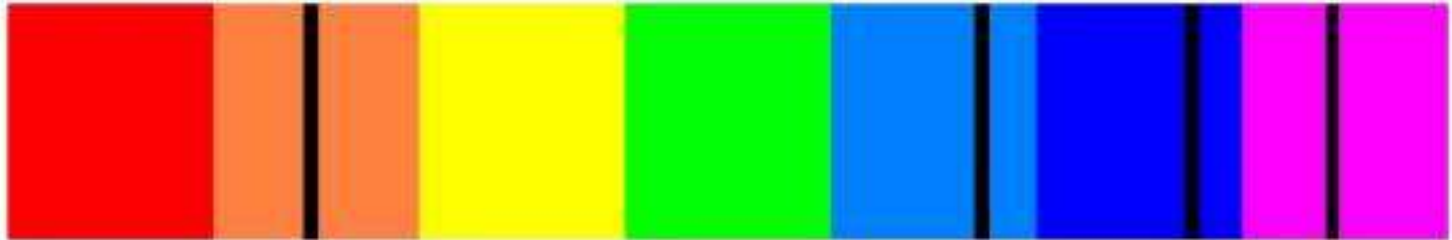


Emisión:



Cada elemento tiene un espectro característico; por tanto, un modelo atómico debería ser capaz de justificar el espectro de cada elemento.

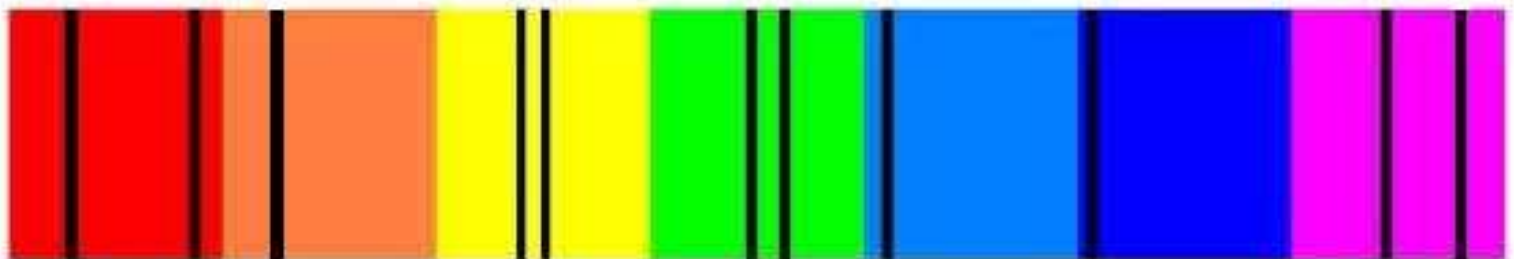
Espectro de absorción del Hidrógeno:



Espectro de emisión del Hidrógeno:



El Espectro Solar:

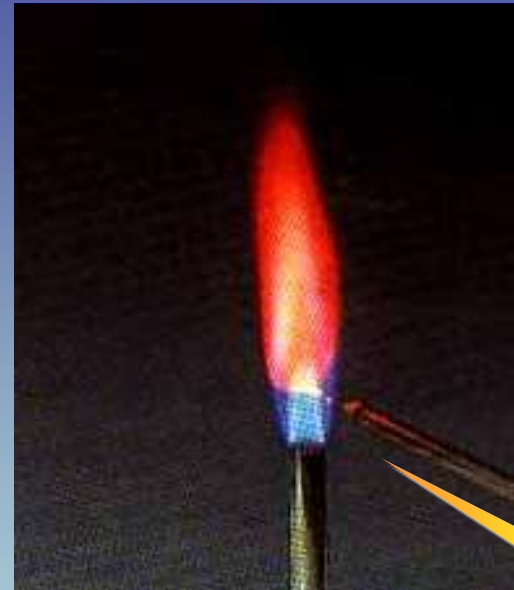


| TIPO DE RADIACION | Intervalos de las longitudes de onda |
|-----------------------------|--|
| Rayos Gamma | inferiores a 10^{-2} nanómetros |
| Rayos X | entre 10^{-2} nanómetros y 15 nanómetros |
| Ultravioleta | entre 15 nanómetros y $4 \cdot 10^2$ nanómetros |
| ESPECTRO VISIBLE | entre $4 \cdot 10^2$ nanómetros y $7,8 \cdot 10^2$ nanómetros (4000 Angstroms y 7800 Angstroms) |
| Infrarrojo | entre $7,8 \cdot 10^2$ nanómetros y 10^6 nanómetros |
| Región de Microondas | entre 10^6 nanómetros y $3 \cdot 10^8$ nanómetros |
| Ondas de Radio | mayores de $3 \cdot 10^8$ nanómetros |

ALGUNOS ESPECTROS DE EMISIÓN (ensayo a la llama)



cobre



cobalto

Cada elemento presenta un espectro de emisión diferente identificable a simple vista mediante el ensayo a la llama.

TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK



La teoría cuántica se refiere a la energía:

Cuando una sustancia absorbe o emite energía, no puede absorberse o emitirse cualquier cantidad de energía, sino que definimos una unidad mínima de energía, llamada cuanto (que será el equivalente en energía a lo que es el átomo para la materia).

O sea cualquier cantidad de energía que se emita o se absorba deberá ser un número entero de cuantos.

Cuando la energía está en forma de radiación electromagnética (es decir, de una radiación similar a la luz), se denomina energía radiante y su unidad mínima recibe el nombre de **fotón**. La energía de un fotón viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

h: constante de Planck = $6.62 \cdot 10^{-34}$ Joule · segundo
ν: frecuencia de la radiación

MODELO ATÓMICO DE BÖHR. (En qué se basó)



El modelo atómico de Rutherford llevaba a unas conclusiones que se contradecían claramente con los datos experimentales.

La teoría de Maxwell echaba por tierra el sencillo planteamiento matemático del modelo de Rutherford.

El estudio de las rayas de **los espectros atómicos** permitió relacionar la emisión de radiaciones de determinada " λ " (longitud de onda) con cambios energéticos asociados a saltos entre niveles electrónicos.

La teoría de Planck le hizo ver que la energía no era algo continuo sino que estaba cuantizada en cantidades $h\nu$.

MODELO ATÓMICO DE BÖHR

Primer postulado

El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares **sin emitir energía radiante**.

Así, el Segundo Postulado nos indica que el electrón no puede estar a cualquier distancia del núcleo, sino que sólo hay unas pocas órbitas posibles, las cuales vienen definidas por los valores permitidos para un parámetro que se denomina **número cuántico principal n** .

Tercer Postulado

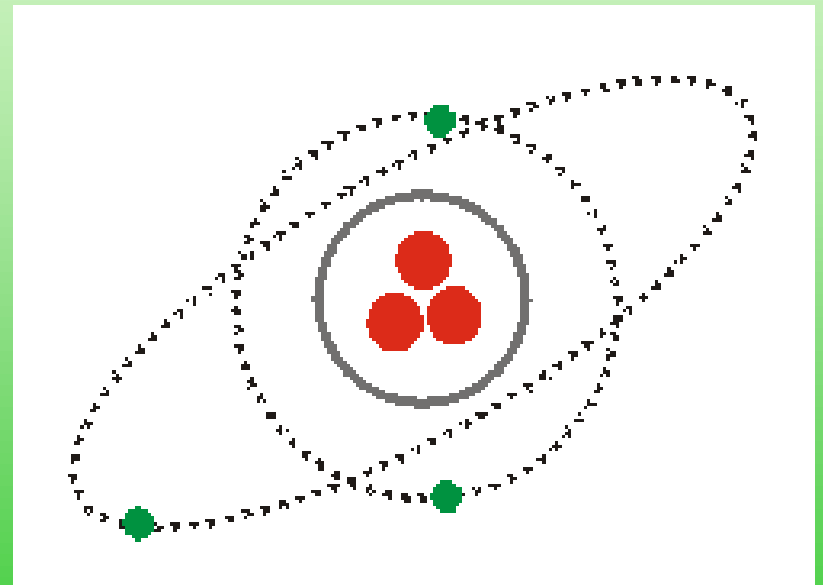
La energía liberada al caer el electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón, cuya frecuencia viene dada por la **ecuación de Planck**:

$$E_a - E_b = h \cdot \nu$$

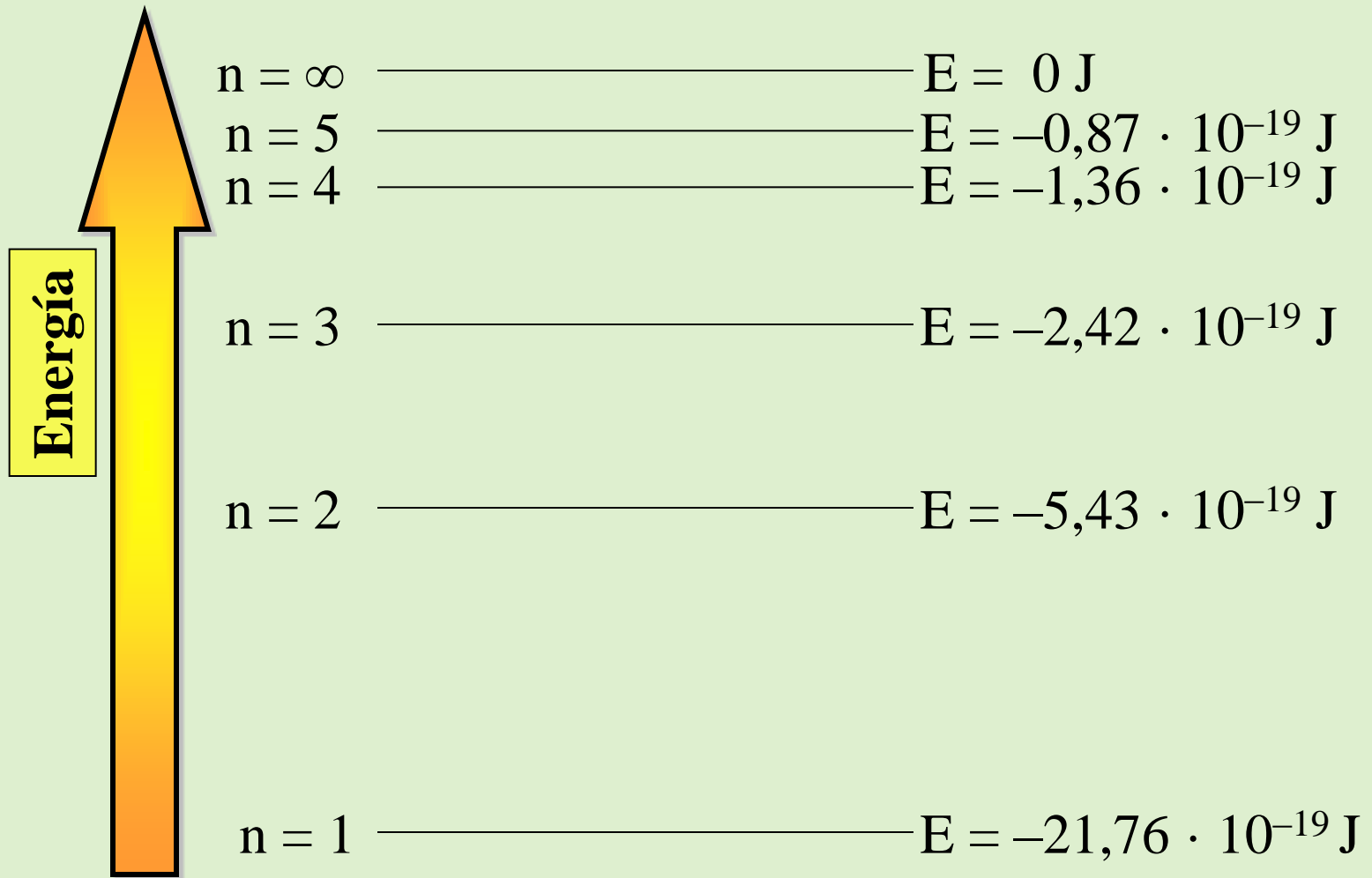
Así, cuando el átomo absorbe (o emite) una radiación, el electrón pasa a una órbita de mayor (o menor) energía, y la diferencia entre ambas órbitas se corresponderá con una línea del espectro atómico de absorción (o de emisión).

Segundo postulado

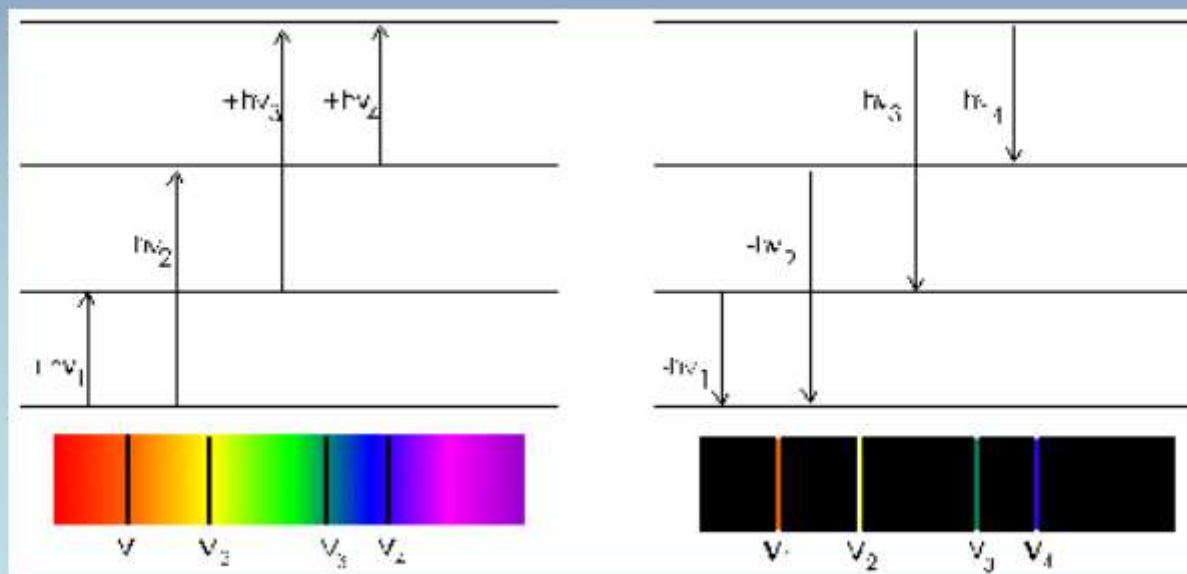
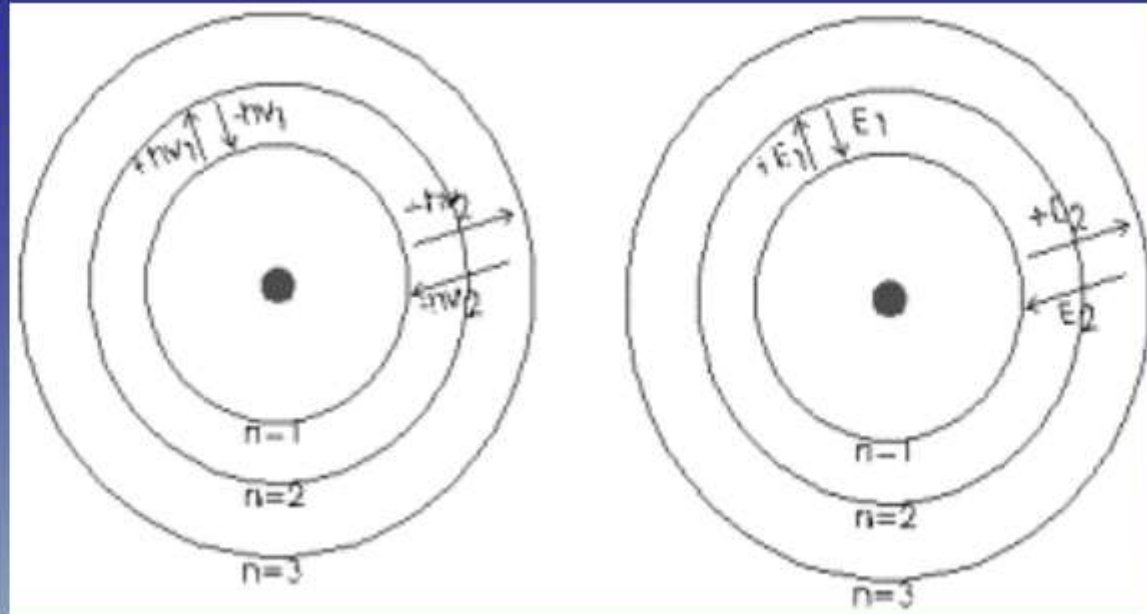
Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de $h / (2 \cdot \pi)$
ÓRBITAS ESTACIONARIAS



Niveles permitidos según el modelo de Bohr (para el átomo de hidrógeno)



Analysis energy spectroscopy

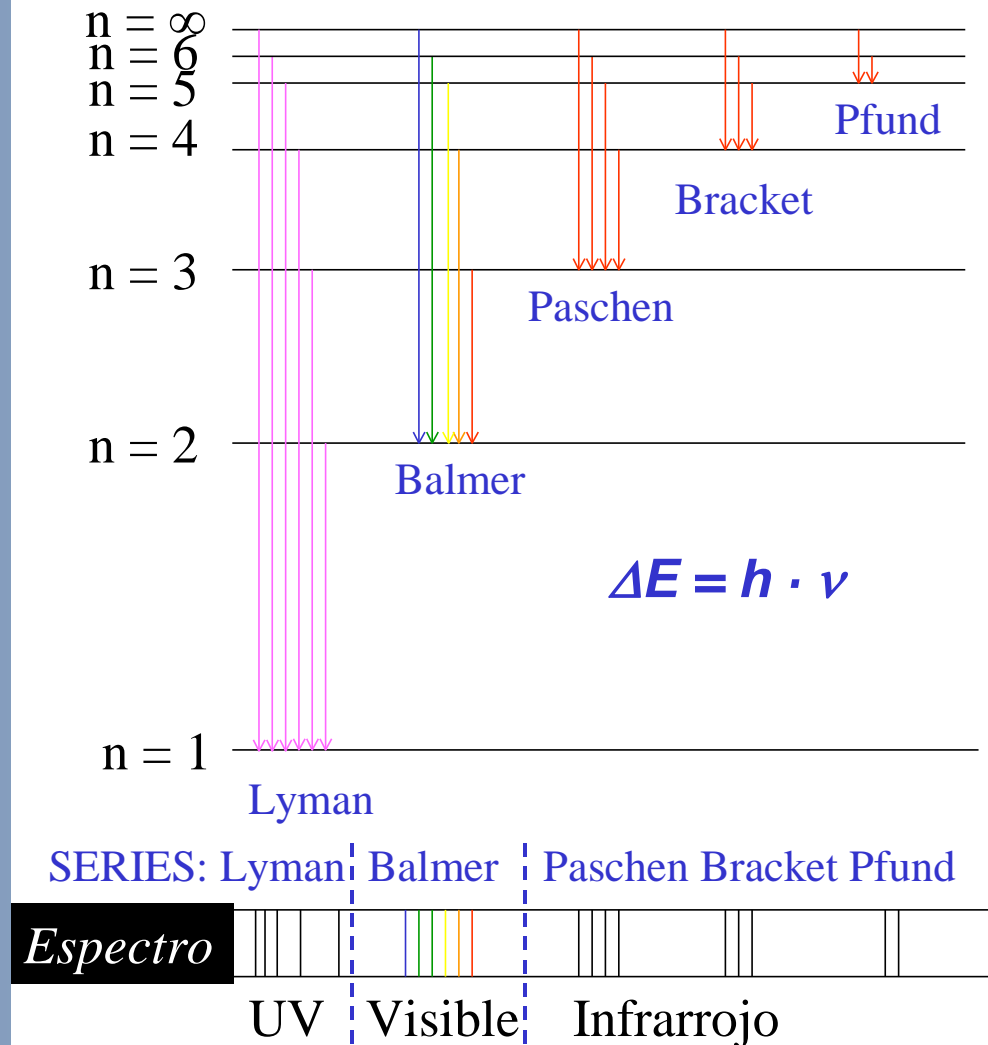


SERIES ESPECTRALES: y su explicación con el modelo de Bohr

Los espectroscopistas habían calculado y estudiado a fondo las rayas del espectro atómico más sencillo, el del átomo de hidrógeno. Cada uno estudió un grupo de rayas del espectro:

- **Serie Balmer:** *aparece en la zona visible del espectro.*
 - **Serie Lyman:** *aparece en la zona ultravioleta del espectro.*
 - **Serie Paschen**
 - **Serie Bracket**
 - **Serie Pfund**
- Aparecen en la zona infrarroja del espectro*

Series espectrales



CORRECCIONES AL MODELO DE BÖHR: NÚMEROS CUÁNTICOS.

En el modelo original de Bohr, se precisa un único parámetro (el número cuántico principal, n), que se relaciona con el radio de la órbita circular que el electrón realiza alrededor del núcleo, y también con la energía total del electrón. n indica los diferentes niveles electrónicos (órbitas estacionarias en el modelo de Bohr).

Los valores que puede tomar este número cuántico principal son los enteros positivos: 1, 2, 3...

Sin embargo, pronto fue necesario modificar el modelo para adaptarlo a los nuevos datos experimentales, aparición de nuevas rayas espectrales con lo que se introdujeron otros tres números cuánticos para caracterizar al electrón:

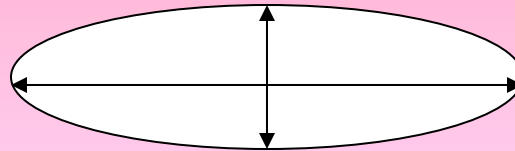
- número cuántico secundario o azimutal (l)
- número cuántico magnético (m)
- número cuántico de espín (s)

Número cuántico secundario o azimutal (L): corrección de Sommerfeld

El desdoblamiento de algunas rayas espectrales observado con las mejoras técnicas de algunos espectroscopios llevó a la necesidad de justificar estas nuevas rayas y por tanto de corregir el modelo de Bohr.

En 1916, **Sommerfeld** modificó el modelo de Böhrr considerando que las órbitas del electrón no eran necesariamente circulares, sino que también eran posibles **órbitas elípticas**; esta modificación exige disponer de dos parámetros para caracterizar al electrón.

Una elipse viene definida por dos parámetros, que son los valores de sus semiejes mayor y menor. En el caso de que ambos semiejes sean iguales, la elipse se convierte en una circunferencia.



Así, introducimos el número cuántico secundario o azimutal (l), cuyos valores permitidos son: $L = 0, 1, 2, \dots, n - 1$

Por ejemplo, si $n = 3$, los valores que puede tomar L serán: $0, 1, 2$

Número cuántico magnético (m).

El efecto Zeemann se debe a que cualquier carga eléctrica en movimiento crea un campo magnético; por lo tanto, también el electrón lo crea, así que deberá sufrir la influencia de cualquier campo magnético externo que se le aplique. Aplicando un campo magnético a los espectros atómicos las rayas se desdoblán lo que indica que deben existir diferentes orientaciones posibles .

Indica las posibles orientaciones en el espacio que puede adoptar la órbita del electrón cuando éste es sometido a un campo magnético externo (efecto Zeemann). Valores permitidos: **- L, ..., 0, ..., + L**

Por ejemplo, si el número cuántico secundario vale **L= 2**, los valores permitidos para **m** serán: **-2, -1, 0, 1, 2**

Número cuántico de espín (s).

Indica el sentido de giro del electrón en torno a su propio eje. Puede tomar sólo dos valores para el electrón: +1/2, -1/2.

Números cuánticos.

- ♦ Cada electrón viene determinado por 4 números cuánticos: n , L , m y s (los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “ s ” sirve para diferenciar a cada uno de los dos e^- que componen el mismo).
- ♦ Los valores de éstos son los siguientes:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

(nº de capa o nivel)

$$l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$$

(forma del orbital o subnivel)

$$m = -l, \dots, 0, \dots, l$$

(orientación orbital o orbital)

$$s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$$

(spín rotación del electrón)

| | <i>n</i> | <i>l</i> | <i>m</i> | <i>s</i> |
|-----------|----------|----------|-------------------|-----------|
| <i>1s</i> | 1 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| <i>2s</i> | 2 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| <i>2p</i> | 2 | 1 | -1,0,1 | $\pm 1/2$ |
| <i>3s</i> | 3 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| <i>3p</i> | 3 | 1 | -1,0,1 | $\pm 1/2$ |
| <i>3d</i> | 3 | 2 | -2, -1,0,1,2 | $\pm 1/2$ |
| <i>4s</i> | 4 | 0 | 0 | $\pm 1/2$ |
| <i>4p</i> | 4 | 1 | -1,0,1 | $\pm 1/2$ |
| <i>4d</i> | 4 | 2 | -2, -1,0,1,2 | $\pm 1/2$ |
| <i>4f</i> | 4 | 3 | -3,-2, -1,0,1,2,3 | $\pm 1/2$ |

MODELO ACTUAL

El átomo está formado por un núcleo donde se encuentran los neutrones y los protones y los electrones giran alrededor en diferentes orbitales.

ORBITAL: ZONA DEL ESPACIO EN TORNO AL NÚCLEO DONDE LA POSIBILIDAD DE ENCONTRAR AL ELECTRÓN ES MÁXIMA

Los electrones se sitúan en orbitales, los cuales tienen capacidad para situar dos de ellos:

- 1ª capa: 1 orb. "s" (2 e⁻)
- 2ª capa: 1 orb. "s" (2 e⁻) + 3 orb. "p" (6 e⁻)
- 3ª capa: 1 orb. "s" (2 e⁻) + 3 orb. "p" (6 e⁻)
5 orb. "d" (10 e⁻)
- 4ª capa: 1 orb. "s" (2 e⁻) + 3 orb. "p" (6 e⁻)
5 orb. "d" (10 e⁻) + 7 orb. "f" (14 e⁻)
- Y así sucesivamente...

s²

p⁶

d¹⁰

f¹⁴

Primero se indica el nivel que es el número cuántico principal n

Los valores del número cuántico L (subnivel) indican la letra del orbital que corresponde: (L=0 es s ; L=1 es p ; L=2 es d ; L=3 es f)

Los valores de m indican los diferentes orbitales que caben en cada subnivel.

En cada orbital solo caben dos electrones uno girando de un lado y otro del otro +1/2 y -1/2 número de spin

Ejemplo:

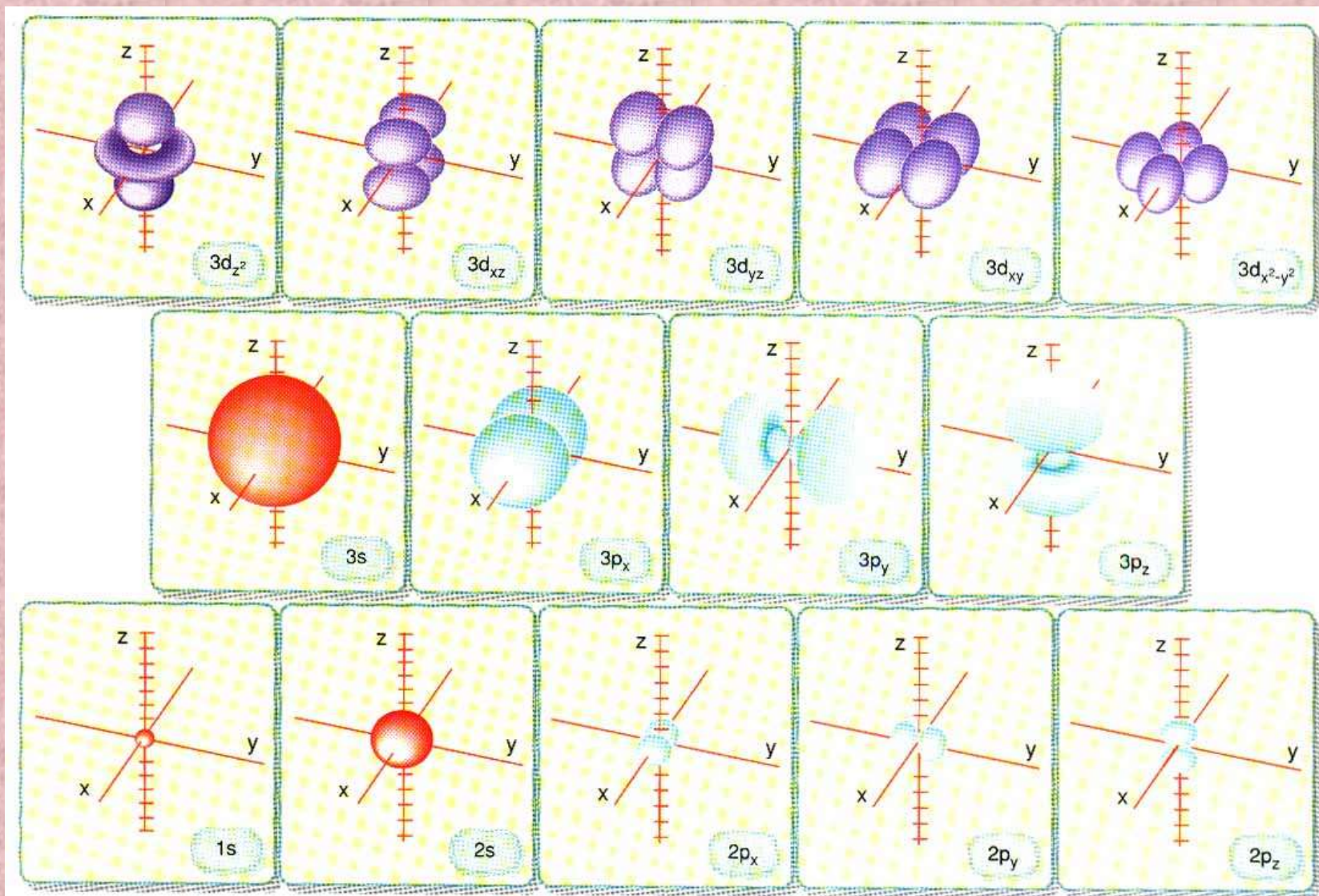
a) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón;

b) diga en que tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles

| ◆ <u>Series</u> | <u>n</u> | <u>l</u> | <u>m</u> | <u>s</u> |
|-----------------|----------|----------|----------|----------|
| ◆ I | 0 | 0 | 0 | +1/2 |
| ◆ II | 1 | 1 | 0 | +1/2 |
| ◆ III | 1 | 0 | 0 | -1/2 |
| ◆ IV | 2 | 1 | -2 | +1/2 |
| ◆ V | 2 | 1 | -1 | +1/2 |

- Imposible. ($n < 1$)
- Imposible. ($l = n$)
- Posible. Orbital "1 s"
- Imposible ($m \neq -1, 0, 1$)
- Posible. Orbital "2 p"

FORMA DE LOS ORBITALES



COLOCACIÓN DE LOS ELECTRONES EN UN DIAGRAMA DE ENERGÍA

Se siguen los siguientes principios:

- **Principio de mínima energía (aufbau)**
- **Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)**
- Una vez colocados se cumple el **principio de exclusión de Pauli**.

Principio de mínima energía (aufbau)

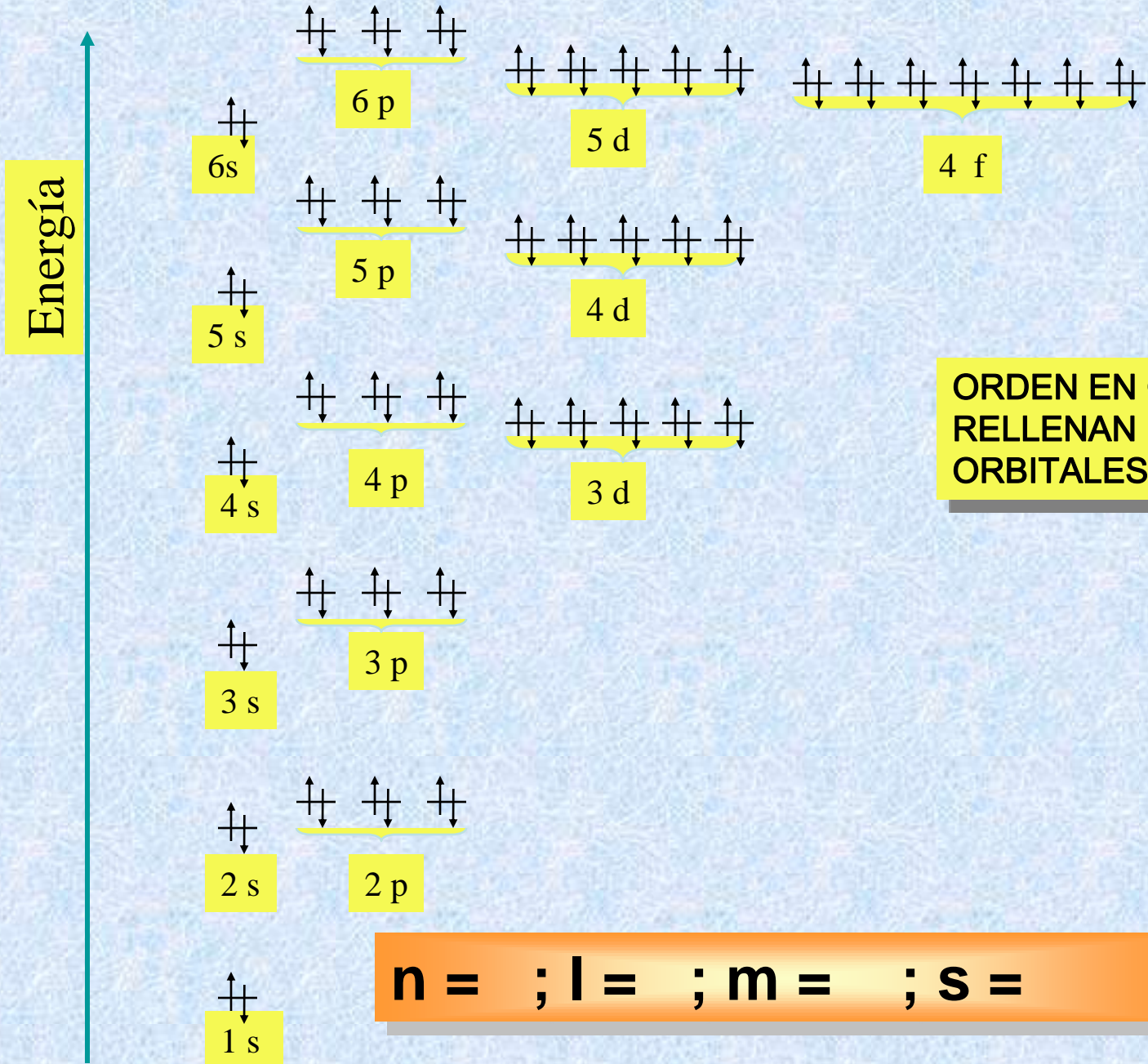
- Se rellenan primero los niveles con menor energía.
- No se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores.

Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)

- Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando lo más **desapareados** posible en ese nivel electrónico.
- No se coloca un segundo electrón en uno de dichos orbitales hasta que todos los orbitales de dicho nivel de igual energía están semiocupados (desapareados).

Principio de exclusión de Pauli.

“No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales en un mismo átomo”



$n =$; $l =$; $m =$; $s =$

Se llama **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de un átomo a la **distribución de sus electrones en los diferentes orbitales**, teniendo en cuenta que se van llenando en orden creciente de energía y situando 2 electrones como máximo en cada orbital.

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4d 4p 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s 7p

LA TABLA PERIÓDICA SE ORDENA SEGÚN EL NÚMERO ATÓMICO, como es el número de protones pero coincide con el de electrones cuando el átomo es neutro, la tabla periódica queda ordenada según las configuraciones electrónicas de los diferentes elementos.