

## TEMA 1: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

1. Modelos atómicos:
    - 1.1. Teoría atómica de Dalton.
    - 1.2. Modelo de Thomson.
    - 1.3. “ “ Rutherford.
    - 1.4. Radiación electromagnética. Espectros atómicos.
    - 1.5. Modelo de Böhr. Correcciones de Sommerfeld y Zeeman.
    - 1.6. Bases de la mecánica cuántica. Función de onda. Orbital atómico.
  2. Números cuánticos. Tipos de orbitales.
  3. Principios de distribución electrónica. Configuración electrónica. Para y diamagnetismo.
  4. Resumen de la constitución del átomo
- 

### 1. - MODELOS ATÓMICOS.

A lo largo de la historia han ido surgiendo diversas teorías y modelos para explicar la constitución de la materia. Un modelo es una aproximación a la realidad física, tanto más exacto cuanto con más claridad explique los hechos experimentales.

En el siglo IV a. de C., los filósofos griegos Demócrito y Leucipo consideraron que la materia era discontinua, es decir, no se podía dividir indefinidamente conservando sus propiedades, sino que debería estar formada por unas últimas partículas a las que llamaron átomos. Esta teoría no se impuso y fue rechazada por otros filósofos, entre ellos Aristóteles, aunque tanto en un caso como en el otro no había ninguna base experimental.

#### 1.1. - TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

En 1.808 Dalton, para explicar las leyes ponderales de la reacción química, enunció su teoría atómica:

- Los elementos están formados por partículas indivisibles e inalterables llamados átomos.
- Todos los átomos de un elemento son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de elementos distintos son diferentes en masa y propiedades.
- Las moléculas de los compuestos se forman por la unión de los átomos de los elementos en una proporción numérica sencilla (1:1).
- En una reacción química el número de átomos de cada elemento es el mismo antes y después de la reacción.

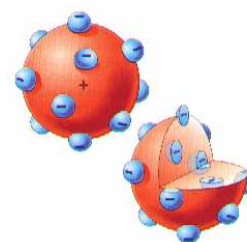
#### 1.2. - MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

Durante el siglo XIX se aceptó la idea de Dalton de la indivisibilidad del átomo, pero a finales de siglo se descubrió una partícula subatómica, el electrón, por lo que tal idea fue abandonada y así en 1898 Thomson emitió su modelo:

*“ El átomo es una esfera material cargada positivamente, dentro de la cual como pequeños gránulos se encuentran distribuidos al azar los electrones con carga negativa, en número suficiente para que la carga total del átomo sea nula “.*

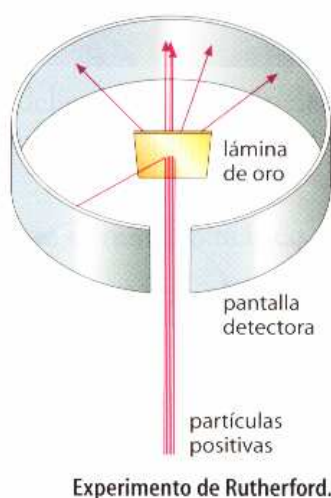
Este modelo por su apariencia se conoce con el nombre de “budin o puding de pasas”.

**Inconvenientes:** Este modelo podía explicar fenómenos eléctricos como la ionización de los gases, descarga en tubos de vacío, etc., pero no podía explicar ciertos fenómenos radiactivos.

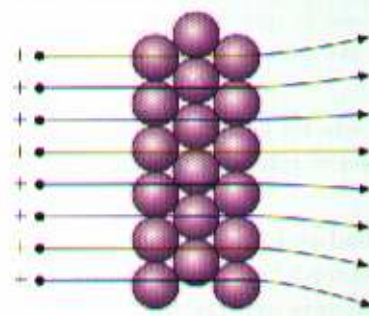


### 1.3. - MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Surge antes de descubrirse el protón como consecuencia de las experiencias realizadas por este científico en 1.911, al bombardear finas láminas metálicas (Ag, Au, etc.) con partículas alfa (núcleos de helio, cargados +). Observó que la mayoría de estas partículas atravesaban las láminas sin sufrir desviación, mientras que unas cuantas eran desviadas y tan solo unas pocas parecían como rebotadas, lo cual es inexplicable por el modelo de Thomson:



**Modelo atómico de Thomson.**  
De acuerdo con este modelo, en el cual la carga positiva de cada átomo está distribuida de modo uniforme, las partículas positivas que atraviesan la lámina no deberían ser apreciablemente desviadas de su trayectoria inicial.



Para explicar dicho fenómeno, Rutherford consideró que el átomo está prácticamente vacío:

- *El átomo está formado por núcleo y corteza o envoltura electrónica.*
- *El núcleo, situado en la parte central del átomo, está formado por los protones y neutrones (no se habían descubierto), está cargado positivamente, contiene la casi totalidad de la masa, posee una gran densidad y su tamaño es muy pequeño en relación con el tamaño total del átomo.*
- *La corteza electrónica está formada por los electrones, cargados negativamente, que se mueven alrededor del núcleo y a gran distancia del mismo, describiendo órbitas circulares.*

La fuerza centrípeta necesaria la produce la atracción electrostática:

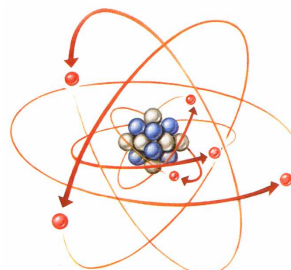
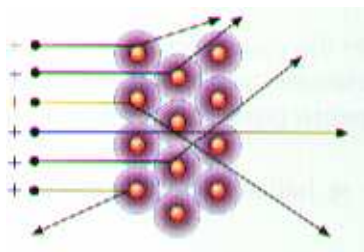
$$\frac{m \cdot v^2}{r} = K \cdot \frac{Q \cdot q}{r^2}$$

- *El número de protones es igual al número de electrones para que el átomo sea eléctricamente neutro.*

Este modelo también se llama modelo nuclear y, por su apariencia, modelo planetario.

Con estas consideraciones se puede explicar la referida experiencia:

La carga positiva está concentrada en un núcleo central, de manera que las partículas positivas que pasan muy cerca de él se desvían de su trayectoria y solo aquellas pocas que colisionan directamente con el núcleo regresan en la dirección de la que proceden.



### Inconvenientes:

- Según la física clásica, una partícula cargada (el electrón) que se mueva en órbitas circulares, emite energía en forma de radiación; esta energía la emitiría a costa de su energía cinética por lo que el electrón iría perdiendo energía, describiría órbitas cada vez más cercanas al núcleo y terminaría por caer sobre él, por lo que los átomos dejarían de existir.

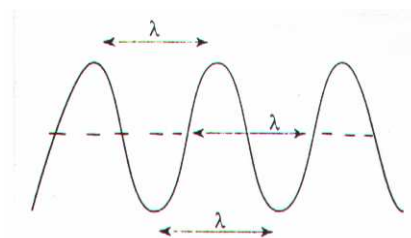
- No puede explicar por qué los espectros atómicos son discontinuos. Para él, la energía del electrón puede tomar infinitos valores y los espectros serían continuos.

## 1.4. - RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA. ESPECTROS ATÓMICOS.

La radiación electromagnética se origina como consecuencia de la vibración de cargas en movimiento y se propaga mediante ondas, comportándose cinéticamente como cualquier movimiento ondulatorio, pero a diferencia de las ondas mecánicas (sonido, etc.) no necesitan un medio material para propagarse, lo pueden hacer en el vacío.

Las ondas vienen caracterizadas por varias magnitudes:

**Longitud de onda**,  $\lambda$ , es la distancia entre dos puntos consecutivos que están en fase, es decir, tienen el mismo estado de vibración. Se mide en m.



**Periodo**,  $T$ , es el tiempo que tarda el foco emisor en dar una vibración completa, es decir, en originarse una onda completa o bien, el tiempo que tarda la onda en recorrer una distancia igual a la longitud de onda. Se mide en s.

**Frecuencia**,  $\nu$ , es el número de vibraciones completas por segundo, es decir, el número de ondas completas realizadas en un segundo, o bien, el número de longitudes de onda que hay que tomar para tener una distancia igual a la recorrida por la onda en un segundo. Se mide en hertzios (Hz) o  $s^{-1}$

$$\nu = 1 / T$$

**Número de ondas**,  $\bar{\nu}$ , es el número de longitudes de onda que es necesario tomar para tener la distancia de un metro. Se mide en  $m^{-1}$

$$\bar{\nu} = 1 / \lambda$$

- En un medio homogéneo, la radiación se propaga a velocidad constante:

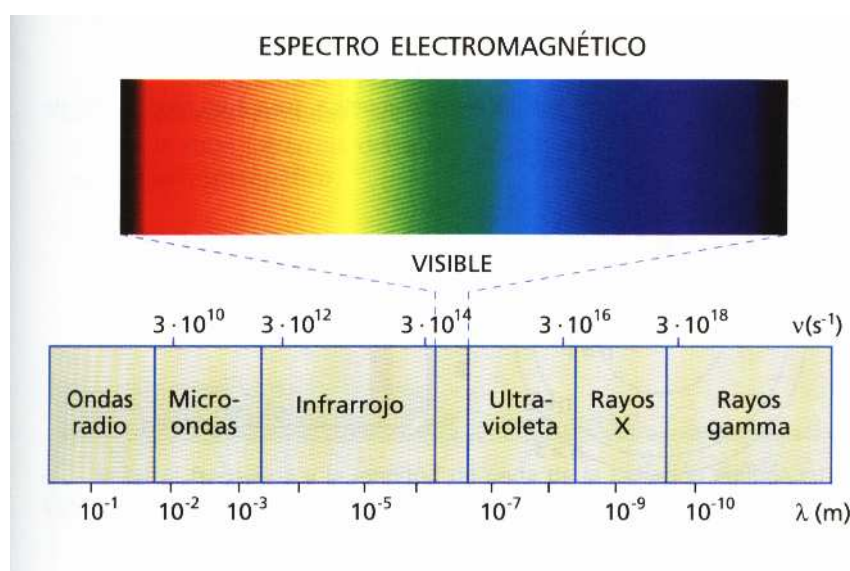
distancia =  $v \cdot t$  , por lo que:  $\lambda = v \cdot T$  y  $v = v / \lambda$

siendo  $v$  la velocidad de propagación de la radiación electromagnética.

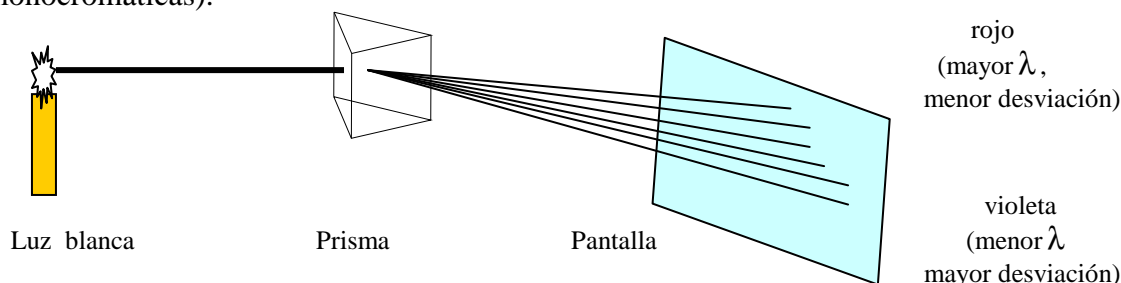
- en el vacío (aproximadamente igual en el aire):  $v = c \cong 300.000 \text{ km/s}$
- en otro medio cualquiera  $v < c$

$\lambda = c \cdot T$
$v = c / \lambda$

- Las diferentes radiaciones electromagnéticas se diferencian por las anteriores magnitudes; en el caso de la longitud de onda su valor va desde cientos de metros a  $10^{-12}$  m. Según las longitudes de onda, las radiaciones tienen unas propiedades u otras, por eso se agrupan en zonas (visible, U.V. etc.) y el conjunto de todas ellas recibe el nombre de espectro electromagnético.



- La luz visible** es una parte muy pequeña del espectro, corresponde a radiaciones con  $\lambda$  de  $3.000 \text{ \AA}$  a  $7.500 \text{ \AA}$  ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ). Se puede descomponer en las distintas radiaciones que la integran haciéndola incidir sobre un prisma de vidrio, hecho que se conoce como dispersión de la luz blanca y el resultado de la descomposición se denomina **espectro óptico visible** (7 colores del arco iris llamados radiaciones monocromáticas).



La razón de la dispersión está en la diferente velocidad de propagación de las radiaciones (radiaciones monocromáticas) en el vidrio, sin embargo, en el aire y en el vacío se propagan a la misma velocidad.

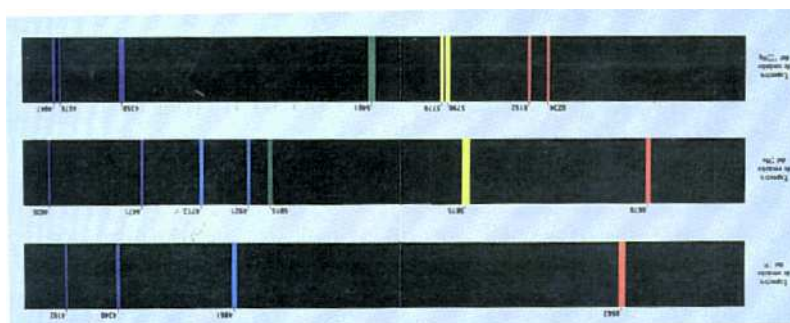
El espectro óptico visible es **continuo**, ya que contiene todas las radiaciones de longitud de onda comprendidas entre dos valores extremos.

Con técnicas distintas también se pueden descomponer en sus ondas elementales las radiaciones de otras zonas del espectro (U.V. , I.R.).

### Espectros atómicos:

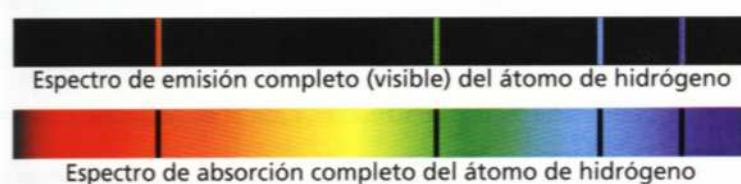
Cuando se excitan (se les da energía, se calientan) los átomos de un elemento en estado sólido o líquido, tanto si está sólo como formando sales, emiten energía en forma de radiación electromagnética, algunos de ellos de un color muy característico; por ejemplo, el hierro al calentarlo emite luz roja, el potasio emite luz violeta, el sodio emite luz amarilla, etc. Pero si se encuentran en estado gaseoso y a baja presión, y se someten a altas d.d.p., analizando la luz que emiten con un espectroscopio (básicamente un prisma óptico), no se obtiene un espectro continuo como en el caso de la luz blanca (solar), sino una serie de líneas luminosas sobre un fondo oscuro que se corresponden con la luz que emite, tan sólo de unas determinadas longitudes de onda, por eso se llaman **espectros discontinuos**.

Para un determinado elemento las rayas siempre aparecen en la misma posición y los espectros son diferentes para cada elemento, son, por tanto, como su huella dactilar y sirven para identificarlos.



Estas líneas no solo aparecen en la zona visible del espectro, sino también en el U.V. y en el I.R.

Los espectros obtenidos de esta forma se llaman **de emisión**, porque se analiza la radiación emitida por un elemento, aunque también se pueden obtener **espectros de absorción** analizando la radiación absorbida por un elemento, encontrándonos en este caso un fondo brillante con unas rayas oscuras, que se corresponden a la radiación absorbida, observándose que aparecen en la misma posición que las líneas brillantes en el correspondiente espectro de emisión. ( Son como el positivo y el negativo de una película).



- El espectro mejor estudiado es el del **Hidrógeno** y en él se aprecian una serie de rayas, tanto en el visible como en el U.V. y en el I.R., que guardan una determinada relación en su posición, constituyendo lo que se llama **series espectrales**.

Se conocen 5 series espectrales, en las que el número de ondas  $\bar{\nu}$  para cada raya se calcula por la fórmula:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo  $R = \text{cte. de Rydberg} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$   
 $n_1$  y  $n_2$  números enteros que cumplen:  $n_2 > n_1$

Las 5 series reciben el nombre de sus descubridores:

Serie	Zona espectro	Posibles valores de $n_1$ y $n_2$
Lyman	Ultravioleta	$n_1 = 1$ y $n_2 = 2, 3, 4, \dots \infty$
Balmer	Visible	$n_1 = 2$ y $n_2 = 3, 4, 5, \dots \infty$
Paschen	Infrarrojo	$n_1 = 3$ y $n_2 = 4, 5, 6, \dots \infty$
Brackett	Infrarrojo	$n_1 = 4$ y $n_2 = 5, 6, 7, \dots \infty$
Pfund	Infrarrojo	$n_1 = 5$ y $n_2 = 6, 7, 8, \dots \infty$

Para átomos polielectrónicos no ha sido posible encontrar relaciones matemáticas sencillas.

**Ejercicio 1:** Calcula la longitud de onda de la segunda línea de la serie de Paschen del espectro del Hidrógeno.

**Ejercicio 2:** Calcula las longitudes de onda mínima y máxima de la serie de Balmer.

### 1.5. - MODELO DE BOHR. CORRECCIONES DE SOMMERFELD Y ZEEMAN

La discontinuidad de los espectros atómicos no se puede justificar por el modelo de Rutherford, ya que, según éste, los electrones en su movimiento emitirían energía continuamente y podría ser de cualquier longitud de onda, dando lugar en consecuencia a un espectro continuo.

En 1913, Bohr emitió un nuevo modelo para tratar de explicarlos, tomando como referencia el modelo de Rutherford y basándose en la **hipótesis cuántica de Planck** (ampliada por Einstein) según la cuál, la energía (la radiación) no es continua, sino que la energía está cuantizada, está formada por “paquetes” de energía llamados **cuantos o fotones**; es decir, la energía no puede tomar un valor cualquiera, sino que toda cantidad de energía emitida o absorbida es un número entero de cuantos. El cuanto es la cantidad mínima de energía que puede transportar una radiación, aunque puede llevar 1, 2, 100 o 20.000 cuantos pero no 2,5 o 4,3.

La energía de un cuanto viene dada por la expresión:

$$E = h \cdot \nu$$

donde  $\nu$  es la frecuencia de la radiación.

$h$  es la constante de Planck.  $h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

La energía emitida o absorbida por una partícula es :

$$E = n \cdot E$$

siendo  $n$  el número de cuantos, que sólo puede tomar valores enteros ( 1,2,3, ...)

**Postulados del modelo de Bohr:**

1) El átomo consta de un núcleo (protones y neutrones) en el que está localizada la carga positiva y casi toda su masa, mientras que los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo.

2) El electrón no puede girar alrededor del núcleo en cualquier órbita, sólo puede hacerlo en aquellas órbitas en las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de  $h/2\pi$ .

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi \quad \text{donde } n = \text{número cuántico principal ( 1, 2, 3, 4, etc.)}$$

- Cada órbita permitida tiene su n (la más cercana al núcleo n = 1, la segunda n = 2 y así sucesivamente)

- El número máximo de electrones que caben en una órbita es  $2n^2$

3) Cuando el electrón se mueve en una órbita es estable, ni emite ni absorbe energía; tan solo si pasa de una órbita a otra se produce la absorción o emisión de energía en forma de un cuanto:

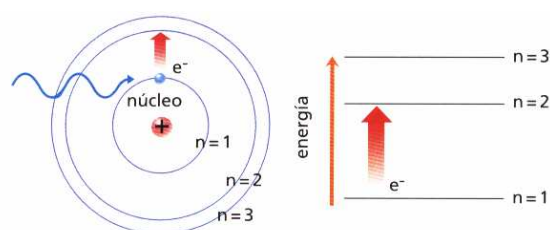
$$E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

siendo:

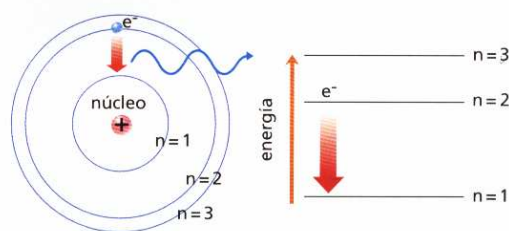
$E_2$  y  $E_1$  las energías de las correspondientes órbitas.

$h$ , la constante de Planck.

$\nu$ , la frecuencia de la radiación.



Cuando un electrón absorbe energía electromagnética, pasa a un nivel de energía mayor.



Un electrón puede caer desde un nivel a otro de menor energía emitiendo energía electromagnética.

**Consecuencias del modelo de Bohr:**

De estos postulados se deduce que los radios de las órbitas y, por tanto, las energías de los electrones están cuantizados, es decir, no pueden adquirir cualquier valor, solo pueden tomar ciertos valores.

Para el átomo de H se ha obtenido:  $r = n^2 \cdot a$  y  $E = -k/n^2$

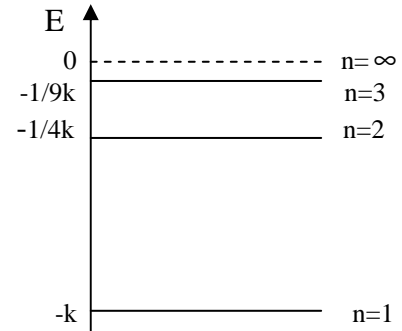
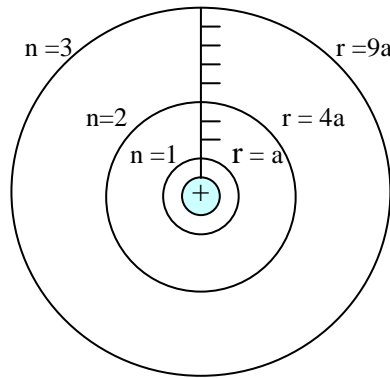
siendo n el número de la órbita,  $a = 0,529 \text{ \AA}$  y  $k = 13,6 \text{ eV}$ , constantes. Por tanto, los valores del radio y de la energía dependen del valor de n (solo valores enteros); al alejarnos del núcleo aumenta n y, en consecuencia, aumentan el radio y la energía de las órbitas.

Como cada órbita tiene una determinada energía, también se suele decir que en el átomo hay una serie de capas o niveles de energía ( K, L, M, N, O, P, Q ...). Los electrones en condiciones ordinarias de P y T, se encuentran en la capa o nivel más bajo permitido y entonces se dice que el átomo está en su estado fundamental, aunque, al darle energía al átomo, los electrones pueden pasar a otros niveles superiores y se dice que el átomo se encuentra en un estado excitado.

Para  $n = 1$  (1ª órbita):  
 $r_1 = a$  y  $E_1 = -k$

Para  $n = 2$  (2ª órbita):  
 $r_2 = 4a$  y  $E_2 = -1/4 k$

Para  $n = 3$  (3ª órbita):  
 $r_3 = 9a$  y  $E_3 = -1/9 k$



**Interpretación del espectro del Hidrógeno:**

Cada línea del espectro de emisión es consecuencia de la radiación emitida cuando un electrón pasa de una órbita o nivel de energía superior a otro inferior.

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

donde  $E_2$  y  $E_1$  son las energías de las órbitas, y  $\nu$  es la frecuencia que corresponde a dicha raya.

Como tan sólo son posibles determinados valores para las energías, solo son posibles determinados valores para la frecuencia y, por tanto, no dará lugar a un espectro continuo, sino que sólo aparecerán las líneas que se corresponden con esas frecuencias.

- En el espectro del Hidrógeno, las series espectrales son producidas por saltos electrónicos que finalizan en la misma órbita:

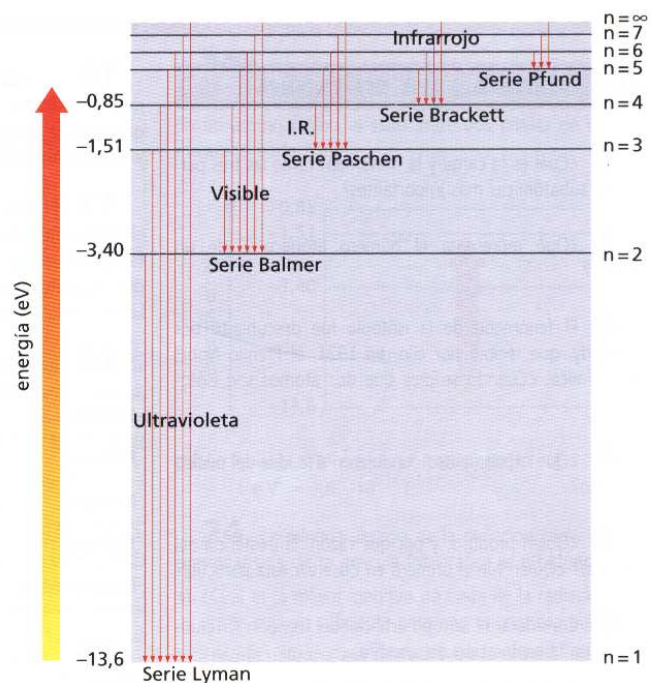
- La serie de Lyman aparece cuando el electrón salta de una órbita superior a la primera.

- La serie de Balmer aparece cuando el electrón salta de una órbita superior a la segunda .

- La serie de Paschen aparece cuando el electrón salta de una órbita superior a la tercera.

- La serie de Brackett aparece cuando el electrón salta de una órbita superior a la cuarta.

- La serie de Pfund aparece cuando el electrón salta de una órbita superior a la quinta.

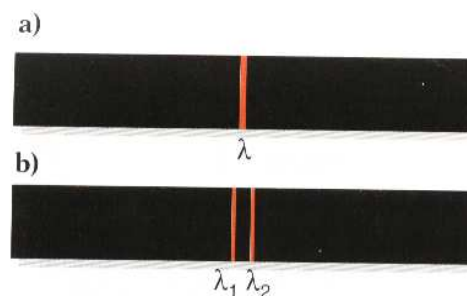


A partir de los postulados de Bhor se puede demostrar la ecuación general que permite calcular el número de ondas y la longitud de onda de las líneas espectrales.



**Correcciones de Sommerfeld y Zeeman:**

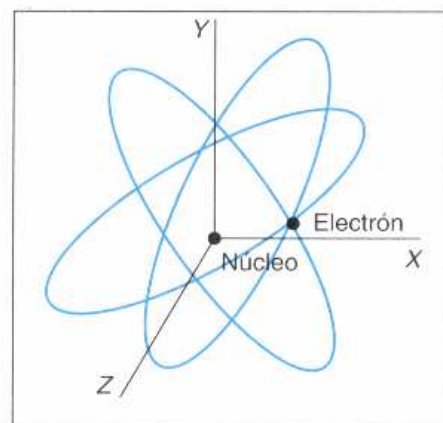
- Al estudiar el espectro del hidrógeno con espectroscopios de mayor poder de resolución se observó que algunas rayas no eran simples, sino que eran dobles o triples (**estructura fina del espectro**), lo cual era incompatible con el modelo de Bohr, ya que supone un mayor número de saltos electrónicos, por lo que deben existir más órbitas permitidas con muy poca diferencia energética entre ellas.



Para solucionar este problema, **Sommerfeld** supuso que las órbitas que describe el electrón además de circulares podían ser elípticas, con el núcleo en uno de sus focos, e introdujo otro número cuántico,  **$l$** , **número cuántico secundario o azimutal** que indica los tipos distintos de órbitas y que puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre 0 y  $n-1$ . De esta forma cada órbita viene identificada por los valores de  $n$  y  $l$ .

En términos energéticos Sommerfeld considera que cada nivel de energía (indicado por  $n$ ) se divide en varios subniveles de energía (indicados por  $l$ ).

- Cuando el espectro se obtiene en el interior de un campo magnético aparecen otros nuevos desdoblamientos (**estructura hiperfina del espectro**), lo que se denomina **efecto Zeeman**; la explicación que dio Zeeman fue la siguiente: Cuando un electrón gira en una órbita crea un campo magnético que puede interactuar con el campo magnético exterior y la intensidad de la interacción depende de la orientación espacial de la órbita, e introdujo otro número cuántico,  **$m$** , **número cuántico magnético**, que indica las posibles orientaciones espaciales de las órbitas y que puede tomar los valores enteros comprendidos entre  $-l$  y  $+l$  incluido el 0.



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

- Con posterioridad Zeeman vio que cada línea de la estructura hiperfina en realidad estaba desdoblada en otras dos (**efecto Zeeman anómalo**) y lo explicó considerando que el electrón en su órbita también puede girar sobre sí mismo y crear un campo magnético que puede interactuar con el campo exterior y fue necesario introducir otro número cuántico,  **$s$**  o  **$m_s$** , **número cuántico de espín**, que puede tomar los valores  $+1/2$  y  $-1/2$ .

**Inconvenientes del modelo de Bohr:**

- El segundo postulado lo introdujo sin ninguna base científica, tan sólo lo hizo para justificar las líneas espectrales y, además, mezclaba la mecánica clásica con la mecánica cuántica.

- Solo puede aplicarse al hidrógeno, cuando se aplica a átomos polielectrónicos, los resultados teóricos son totalmente diferentes a los experimentales.

## 1.6. - BASES DE LA MECÁNICA CUÁNTICA. FUNCIÓN DE ONDA. ORBITAL.

El modelo de la mecánica cuántica se basa en cuatro principios:

### Teoría cuántica de Planck y Einstein (1.905):

“*La energía (la radiación) está cuantizada*”. Se vio con anterioridad.

### Hipótesis de De Broglie (1.923):

“*La luz (radiación) tiene comportamiento dual onda – corpúsculo*”, es decir, unas veces se comporta como onda y produce efectos ondulatorios como la reflexión, refracción y difracción, y otras veces se comporta como corpúsculo, como partícula material, y así se puede explicar el efecto fotoeléctrico y el efecto Compton.

Con posterioridad amplió este concepto y consideró que: “*La materia también presenta dualidad onda - corpúsculo*”, de forma que toda partícula en movimiento lleva asociada una onda, cuya longitud de onda viene dada por la expresión:

$$\lambda = h / m \cdot v$$

Esta hipótesis fue confirmada experimentalmente y una aplicación práctica es el microscopio electrónico. Para el mundo macroscópico (los cuerpos ordinarios) la longitud de onda asociada a su movimiento es tan pequeña que no se puede observar el comportamiento ondulatorio, pero sí tiene repercusión en el mundo microscópico (electrones).

**Ejercicio 3:** Calcula la longitud de onda de De Broglie en los siguientes casos:

- Un neutrón que se mueve a una velocidad de 10 km/s (masa del neutrón =  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg)
- Un móvil de 20 g que se mueve a 72 km/h.
- Interpreta los resultados.

### Principio de incertidumbre de Heisenberg ( 1.927):

“ *Es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad de una partícula. Cuanto más exacta sea la determinación de una de ellas, más inexacta será la otra*”.

$$\Delta x \cdot \Delta p > h / 2\pi$$

Siendo  $\Delta x$  el error que se comete en la determinación de la posición,

$\Delta p$  “ “ “ “ del momento lineal ( $p = m \cdot v$ ).

Si  $\Delta x$  es pequeño (se conoce con precisión la posición) entonces  $\Delta p$  es grande (se conoce con mucha imprecisión  $p$  y, por tanto, la velocidad).

Símil: la fotografía de un coche a poca y a alta velocidad.

De este principio se deduce que no tiene mucho sentido hablar de trayectoria, de órbitas definidas del electrón alrededor del núcleo.

**Ecuación de Schrödinger (1.927):**

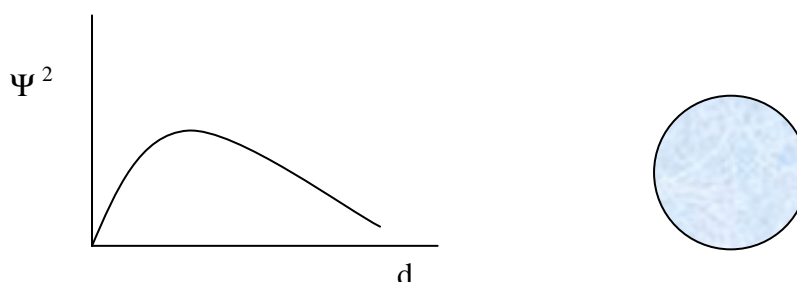
Se abandona el concepto del electrón como partícula material (con forma y tamaño propias y que describe órbitas perfectamente definidas) y se considera que el movimiento del electrón puede describirse a partir de la ecuación de una onda:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0 \quad , \quad \text{o bien} \quad \mathbf{H} \Psi = \mathbf{E} \Psi$$

siendo H un operador matemático y donde E es la energía total del electrón, V es la energía potencial y  $\Psi$  (psi) es la **función de onda** del electrón, que no tiene un significado físico concreto, no indica ni la posición ni la velocidad del electrón, tan sólo está relacionada con la amplitud de la onda; Sin embargo,  $\Psi^2$  indica la probabilidad de encontrar el electrón en una determinada región.

Las incógnitas de la ecuación son dos ( $\Psi$  y E), pero no tienen una solución única sino varias; éstas dependen de tres números enteros llamados **números cuánticos** ( $n, l, m$ ).

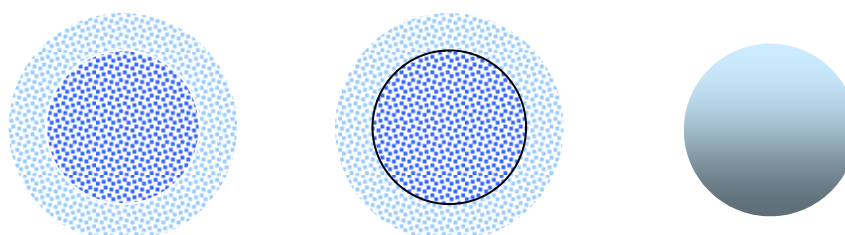
Ejemplo: Para el átomo de H una de las soluciones de  $\Psi^2$  es:



Se observa que hay una zona donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima y llevada a tres dimensiones tiene forma esférica.

Cada solución de  $\Psi^2$  se llama **orbital atómico** y se define como *la región del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima, superior al 99 %*.

$\Psi^2$  representa también la *densidad de carga electrónica* en una determinada región. Si se pudiese fotografiar el átomo muchas veces por segundo, el electrón aparecería en cada fotografía como un punto y al superponer un número elevado de fotografías, obtendríamos zonas con una gran densidad de puntos en las que el electrón ha estado muchas veces y la probabilidad de encontrarle en ellas sería grande; estas zonas de gran densidad electrónica son los orbitales.



## 2. - NÚMEROS CUÁNTICOS. TIPOS DE ORBITALES

\* Cada orbital viene definido por los valores de tres números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$ , existiendo tantos orbitales como combinaciones se puedan formar con ellos.

\* Cada electrón viene definido, además de los tres números cuánticos del orbital correspondiente, por un cuarto número cuántico  $s$  o  $m_s$ .

**n, número cuántico principal:** indica el volumen, el tamaño del orbital. A mayor  $n$  mayor volumen. Puede tomar los valores enteros del uno al  $\infty$ .  $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ .

**l, número cuántico secundario, orbital o azimutal:** indica la forma, el tipo de orbital. Puede tomar los valores enteros desde 0 hasta  $(n - 1)$ .  $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$

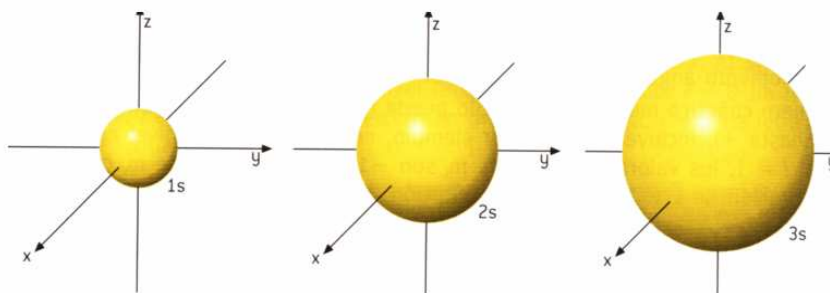
**m, número cuántico magnético:** indica la orientación espacial del orbital. Puede tomar los valores enteros comprendidos entre  $-l$  y  $+l$ , incluido el cero.  
 $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$

**s o  $m_s$  número cuántico de espín o espín:** representa las posibles orientaciones, sentido de giro, del electrón respecto a un eje tomado como referencia. Tan sólo puede tomar valores  $+1/2$  y  $-1/2$ .

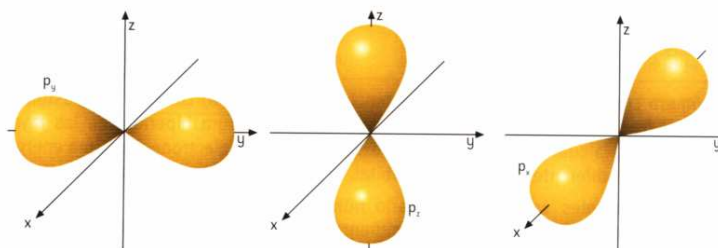
### Tipos de orbitales:

Los orbitales se representan con un número que se corresponde con el valor de  $n$  y una o dos letras que indican los valores de  $l$  y  $m$ .

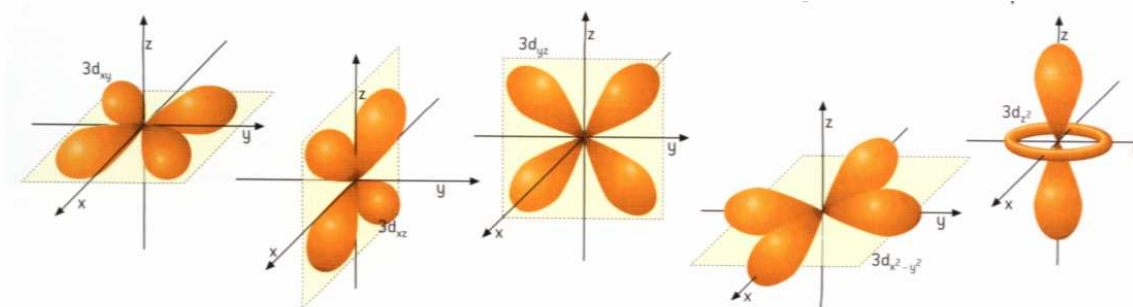
Si  $l = 0$ : Orbital s. Tiene forma esférica y aparece en todos los niveles.



Si  $l = 1$ : Orbital p. Tiene forma de doble huso con el centro en el núcleo del átomo. Aparecen a partir del segundo nivel y en grupos de tres, al tener 3 posibles orientaciones en el espacio (por los valores que puede tomar  $m$ ) que coinciden con los ejes coordenados  $X$ ,  $Y$ ,  $Z$ , y por eso se llaman  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ .



Si  $l = 2$ : Orbital d. Pueden tener varias formas y aparecen a partir del tercer nivel en grupos de cinco (por los valores de  $m$ ).



Si  $l = 3$ : Orbital f. Pueden tener varias formas complejas. Aparecen a partir del 4º nivel y en grupos de 7.

Sí  $l = 4$ : Orbital g. Pueden tener varias formas complejas. Aparecen a partir del 5º nivel y en grupos de 9.

**Ejercicio 4:** Indica los números cuánticos y el nombre de los orbitales de los tres primeros niveles energéticos.

### 3. - PRINCIPIOS DE DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

La distribución de los electrones en los orbitales de los átomos se rige por los tres principios siguientes:

#### Principio de mínima energía o de Aufbau:

*“ Los electrones ocupan en primer lugar los orbitales de menor energía que están disponibles”.*

Además de  $\psi$  la otra incógnita de la ecuación de Schrödinger es  $E$ , la energía total del electrón. No tiene una única solución, sino que su valor depende de los valores de los números cuánticos  $n$  y  $l$ .

El orden de energía de los orbitales se puede deducir de forma cualitativa:

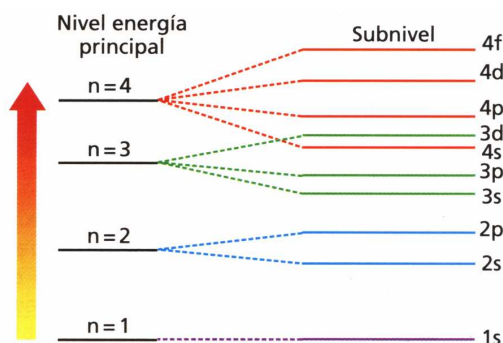
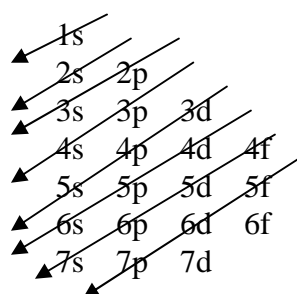
a) por la regla del  $n + l$ :

*“A mayor  $n + l$  mayor energía, y cuando la suma vale lo mismo, tiene más energía el de mayor  $n$ ”.*

De aquí se deduce que los tres orbitales p correspondientes al mismo valor de  $n$  tienen la misma energía; lo mismo ocurre con los 5d o los 7f y se dicen que son orbitales degenerados. Por tanto, se puede considerar que en el átomo hay niveles de energía (indicados por el valor de  $n$ ) desdoblados en subniveles de energía (valores de  $l$ ).

El número de orbitales en un subnivel es  $2l + 1$  (debido a los valores de  $m$ )

b) por el diagrama de Moeller:



Cuando se cumple este principio de mínima energía, se dice que el átomo está en su estado fundamental o normal, pero si se da energía al átomo, algunos electrones pueden pasar a orbitales de mayor energía y se dice que el átomo se encuentra en un estado excitado.

**Principio de exclusión de Pauli:**

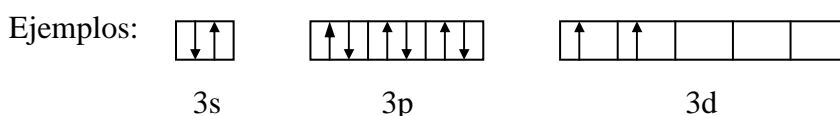
*“En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.*

De este principio se deduce:

- En un orbital sólo caben dos electrones y deben tener spines opuestos o antiparalelos, ya que tienen iguales los números  $n$ ,  $l$  y  $m$ , pero se diferencian en el espín, que solo puede valer  $+1/2$  o  $-1/2$ .

- En un nivel energético caben  $2n^2$  electrones.

Los orbitales se representan abreviadamente con un círculo o un cuadrado y los electrones con flechas en las que el sentido indica el espín:

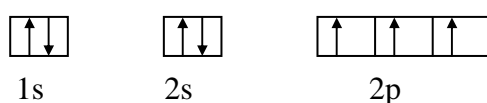


**Ejercicio 5:** Indica los números cuánticos y el número de electrones de los tres primeros niveles energéticos.

**Principio de máxima multiplicidad de Hund:**

*“ Si en un subnivel hay disponibles varios orbitales (tienen la misma energía, ej: los tres orbitales p, los cinco d, etc.), los electrones tienden a ocupar el mayor número de ellos y, además, se colocan con spines iguales, paralelos, es decir, los electrones están desapareados”.*

Ejemplo: el átomo de N tiene 7 electrones y se distribuyen así:



**Ejercicio 6:** Dibuja las distribuciones electrónicas de los átomos de los ocho primeros elementos.

## CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE ÁTOMOS E IONES

La configuración electrónica de un **átomo** indica como están distribuidos los electrones en los diferentes orbitales; para ello se utiliza una notación que consiste en poner un exponente en la letra correspondiente de los orbitales ocupados, que indica el número de electrones que hay en los mismos.

Para un átomo la suma de los exponentes es igual al número de electrones que tiene (número atómico del elemento).

Ej:  $Z(O) = 8$  ;  $[O] = 1s^2 2s^2 2p^4$

Para obtener la configuración electrónica de los **aniones** se siguen los mismos principios vistos para los átomos, mientras que para la de los **cationes** hay que tener presente que primero pierde los electrones más externos, es decir, los de mayor  $n$ , aunque sean menos energéticos. En el caso de igualdad de  $n$  pierde primero los de mayor  $l$ .

**Ejercicio 7:** Indica las configuraciones electrónicas de: Ni,  $Zn^{2+}$  y  $Cl^-$ , sabiendo que los números atómicos del Ni, Zn y Cl son respectivamente 28, 30 y 17.

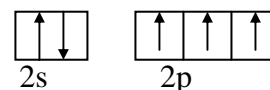
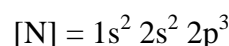
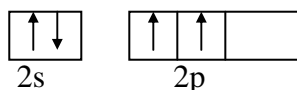
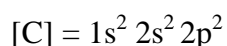
## PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

El principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund nos permiten entender, además, las propiedades magnéticas de los átomos.

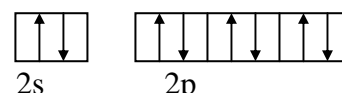
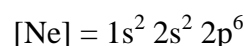
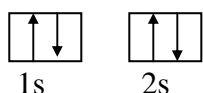
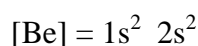
Decimos que una sustancia es **paramagnética** cuando es atraída débilmente por un imán. Por el contrario, una sustancia **diamagnética** es aquella que no es atraída por un imán (incluso es ligeramente repelida).

¿A qué es debido este comportamiento en los átomos aislados?. La razón hay que buscarla en la existencia o no de electrones desapareados, ya que si:

- Existen electrones desapareados, por tanto, con espines paralelos (regla de Hund), los campos magnéticos creados por cada electrón se refuerzan. El resultado es un campo magnético neto que interacciona con el campo magnético creado por el imán. Estamos ante una especie **paramagnética**, por ejemplo, el C y el N:



- Por el contrario, si los electrones se encuentran apareados, esto es, con espines antiparalelos (u opuestos), los efectos magnéticos se contrarrestan, por lo que no existe interacción favorable con el campo magnético del imán. Nos encontramos ante una especie **diamagnética**, como el Be y el Ne:



#### 4. - RESUMEN DE LA CONSTITUCIÓN DEL ÁTOMO

- Consta de núcleo y envoltura electrónica.

- El núcleo:

- está en el centro del átomo
- contiene la casi totalidad de la masa del átomo
- está cargado positivamente
  - contiene protones y neutrones

$$\text{protones: } q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{neutrones: } q_n = 0$$

$$m_p \cong 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cong 1 \text{ u}$$

$$m_n \cong 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cong 1 \text{ u} \cong m_p$$

- su tamaño es muy pequeño con relación al tamaño total del átomo; considerando el átomo como una esfera, el radio del átomo es  $\cong 10^{-10} \text{ m}$  y el radio del núcleo  $\cong 10^{-14} \text{ m}$  a  $10^{-15} \text{ m}$ , lo cuál indica que el radio del átomo es del orden de  $10^4$  a  $10^5$  veces superior al radio del núcleo. Símil: si el núcleo tuviera el tamaño de un garbanzo, el átomo tendría el tamaño de un estadio de fútbol.

- su densidad es enorme, del orden de  $10^5 \text{ Tm/mm}^3$ , lo cuál representa que si el núcleo tuviera el tamaño de la cabeza de un alfiler, pesaría miles de toneladas.

- La envoltura electrónica:

- no forma superficies definidas sino difusas.

- está formada por los electrones que se mueven alrededor del núcleo a velocidades del orden de  $c$ , sobre  $100.000 \text{ km/s}$ , sin seguir órbitas definidas.

- su masa es despreciable
- electrones:  $q_e = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = - q_p$   
 $m_e \cong 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cong m_p / 1840$

**Número atómico (Z):** el número de protones que tiene un átomo, y como es eléctricamente neutro es igual al número de electrones.

**Número másico (A):** el número de protones más el número de neutrones, es decir, el número de nucleones.

**Isótopos:** átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico, es decir, el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.

Se representan:  ${}^A_Z\text{X}$  siendo X el símbolo del elemento.

Ejemplo: El Hidrógeno tiene tres isótopos  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$



## CUESTIONES Y PROBLEMAS

1.- Calcula la frecuencia, el periodo y la energía de una radiación I.R., cuya longitud de onda es de 9546,6 nm.

Datos:  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s ;  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s

Sol:  $3,14 \cdot 10^{13}$  s<sup>-1</sup> ,  $3,18 \cdot 10^{-14}$  s ,  $2,1 \cdot 10^{-20}$  J

2.- La longitud de onda de una radiación amarilla es 579 nm. Calcula la energía de un mol de fotones de este tipo. (Expresa el resultado en eV y julios).

Datos:  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s ,  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  J ,  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s

Sol:  $2,067 \cdot 10^5$  J ,  $1,29 \cdot 10^{24}$  eV

3.- En el espectro del Hidrógeno encontramos una raya en el violeta de frecuencia  $7,3 \cdot 10^{14}$  Hz (s<sup>-1</sup>). ¿Cuál es la energía de los fotones que la forman?

Datos:  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s

Sol:  $4,8 \cdot 10^{-19}$  J

4.- Calcula la  $\nu$  que corresponde a la tercera línea de la serie de Balmer del espectro del H. ¿Qué  $\nu$  corresponde a la última raya de esta serie?.

Datos:  $R = 1,097 \cdot 10^7$  m<sup>-1</sup> ,  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s

Sol: a)  $6,91 \cdot 10^{14}$  Hz , b)  $8,23 \cdot 10^{14}$  Hz

5.- En la región del visible del espectro del H encontramos una línea a  $\lambda = 6560 \text{ \AA}$ . Se pide:  
a) Justifica por el modelo de Bohr a qué es debido. b) Diferencia energética entre dichas órbitas.

Datos:  $R = 1,097 \cdot 10^7$  m<sup>-1</sup> ;  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s ;  $1 \text{ \AA} = 10^{-10}$  m ,  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s

Sol: a) salto de 3ª a 2ª órbita. b)  $3,03 \cdot 10^{-19}$  J

6.- Si la energía de la 1ª órbita de Bohr es - 13,6 eV. ¿Cuál es la energía de la cuarta órbita en eV y en J ? . ¿Cuál es la  $\lambda$  de la tercera línea de la serie de Lyman?

Dato:  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  J ;  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s

Sol: -0,85 eV ,  $1,36 \cdot 10^{-19}$  J ,  $9,74 \cdot 10^{-8}$  m

7.- Si el radio de la primera órbita del átomo de H es  $0,529 \text{ \AA}$ , calcula el radio del átomo si el electrón se encontrara por excitación en la tercera órbita.

Sol:  $4,761 \text{ \AA}$

8.- Calcula la  $\lambda$  de De Broglie asociada a : a) un astronauta de 70 kg de masa que avanza en su camino hacia Marte con una  $v = 4500$  m/s. b) un haz de electrones ( $m = 9,1 \cdot 10^{-31}$  kg) que se mueve con velocidad de  $5 \cdot 10^7$  m/s.

Dato:  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  J.s

Sol: a)  $2,1 \cdot 10^{-39}$  m , b)  $1,4 \cdot 10^{-11}$  m

9.- a) ¿Tienen los orbitales 2px , 2py y 2pz la misma energía?.

b) ¿Puede haber en un orbital 3s, tres electrones?.

10.- Si  $Z(\text{F}) = 9$  y  $Z(\text{Mn}) = 25$  indica las configuraciones electrónicas de los iones  $\text{F}^-$  y  $\text{Mn}^{2+}$

11.- Razona cuáles de las siguientes series de números cuánticos son posibles y cuáles no para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	A	B	C	D	E	F	G	H	I
n	0	0	1	2	1	3	4	2	2
l	0	0	0	2	0	2	3	-1	1
m	0	0	0	-2	-1	+2	-1	0	0
s	0	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

Di en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles

12.- Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del Rb (Z = 37).

13.- Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden al N (Z = 7) . Señala si se trata de un estado fundamental, excitado o prohibido:

	1s	2s	2p	3s		1s	2s	2p	3s
a)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\ \square$	$\uparrow$	d)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\ \square$	$\square$
b)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow$	$\square$	e)	$\uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow$
c)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$\square$	f)	$\uparrow\uparrow$	$\uparrow\uparrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$\square$

14.- a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de O - 17 ? b) ¿En qué se convertiría este átomo si se añadiese un neutrón a su núcleo?. c) ¿En qué se transformaría aquel átomo si se añadiese un protón al núcleo y perdiera un electrón en la corteza?.

15.- Completa la siguiente tabla:

Elemento	Representación	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A	¿Ión?.Si/No
Azufre				16	16	32	
Platino			117	72	78		
Mercurio		80		80		201	
	$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$						

16.- Responde si es verdadero o falso: “ lo mismo que la masa molecular es la suma de las masas de los átomos que la forman, la masa atómica es la suma de las masas de las partículas que forman el átomo “.

## AUTOEVALUACIÓN

- 1.- En el núcleo de un átomo se encuentran:
- Protones y electrones.
  - Protones y neutrones.
  - Neutrones y electrones.
  - Exclusivamente neutrones.
- 2.- Considera el isótopo artificial del americio  $^{241}\text{Am}$  utilizado en los detectores de humo. De este isótopo se puede decir que:
- Pertenece a un elemento de número atómico 241.
  - Posee 241 neutrones.
  - Posee 241 electrones.
  - Su número másico es 241.
- 3.- Dos átomos que sean isótopos:
- Tienen el mismo número másico.
  - Tienen el mismo número atómico.
  - Tienen el mismo número de neutrones.
  - Pertenecen al mismo elemento químico.
- 4.- El isótopo artificial de oxígeno  $^{15}\text{O}$  se utiliza para obtener tomografías del cerebro. Dicho isótopo posee en su núcleo:
- 15 neutrones.
  - 8 neutrones.
  - 7 neutrones.
  - 7 protones.
- 5.- La radiación electromagnética puede considerarse como un chorro de partículas denominadas fotones. La energía de cada uno de esos fotones:
- Es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación.
  - Es directamente proporcional a la longitud de onda de la radiación.
  - Es independiente de la frecuencia de la radiación.
  - Es directamente proporcional al cuadrado de la frecuencia de la radiación.
- 6.- ¿Cuál de las siguientes radiaciones electromagnéticas es menos energética?:
- Radiación ultravioleta.
  - Radiación visible.
  - Radiación X.
  - Microondas.
- 7.- Las radiaciones que componen el espectro de emisión de un elemento gaseoso, como por ejemplo el hidrógeno:
- Son características de dicho elemento.
  - Tienen las mismas frecuencias que las que emite cualquier otro elemento.
  - Abarcan todas las longitudes de onda, formando un espectro continuo.
  - Forman un espectro discontinuo, es decir, no abarcan todas las longitudes de onda.
- 8.- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones están de acuerdo con el modelo atómico propuesto por N. Bohr?:
- El átomo tiene el aspecto de un puding. Los electrones se insertan en una masa esférica cargada positivamente.
  - Los electrones giran alrededor del núcleo, en órbitas circulares, sin emitir energía.
  - La energía de las órbitas puede tomar cualquier valor.
  - La energía de las órbitas sólo puede tomar ciertos valores restringidos.
- 9.- El espectro de emisión de elemento se origina:
- Cuando un electrón asciende desde un nivel permitido hasta otro de mayor energía.
  - Cuando un electrón desciende desde un nivel permitido hasta otro de menor energía.
  - Cuando un electrón gira en su órbita permitida.
  - Cuando sus átomos absorben radiación electromagnética.
- 10.- Un electrón en un átomo efectúa un salto entre dos órbitas. Si la diferencia de energía entre éstas es de 2,2 eV, ¿cuál es la frecuencia de la radiación emitida?:
- $2,2 \text{ s}^{-1}$
  - $5,3 \cdot 10^{14} \text{ s}$
  - $5,3 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
  - $5,66 \cdot 10^{-7}$

- 11.- El subnivel 3p:
- Pertenece al nivel de energía principal  $n = 3$ .
  - Pertenece al nivel de energía principal  $n = 1$ .
  - Tiene un número cuántico  $l = 3$ .
  - Tiene un número cuántico  $l = 1$ .

12.- ¿Cuáles de las siguientes designaciones para orbitales son incorrectas:

- 1p
- 2p
- 2d
- 3d

13.- ¿Cuáles de los siguientes orbitales 3s, 3p y 3d tiene menor energía:

- 3s
- 3p
- 3d
- Todos tienen la misma energía

14.- ¿Cuántos orbitales 5p hay?:

- 5
- 1
- 3
- ninguno

15.- ¿Cuáles de los siguientes orbitales tiene simetría esférica:

- 1s
- 2p
- 3d
- 3s

16.- La forma de un orbital depende del valor de:

- El número cuántico “n”
- El número cuántico “l”
- Los números cuánticos “n” y “l”
- Todos los orbitales tienen la misma forma

17.- ¿Cuáles de los siguientes valores están permitidos para los números cuánticos?:

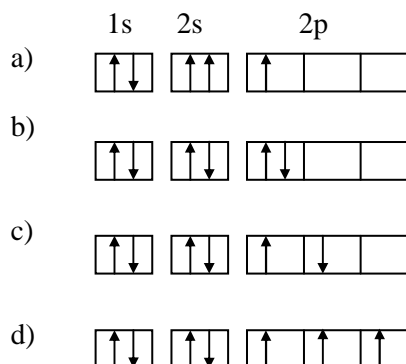
- (2, -1, 1, 1/2)
- (3, 1, 2, 1/2)
- (2, 1, -1, 1/2)
- (1, 1, 0, 1/2)

¿ En qué orbitales están situados los electrones que corresponden a los valores de los números cuánticos anteriores?

18.- La energía de los orbitales depende de los números cuánticos:

- “l”, “m” y “s”
- “n”, “l” y “m”
- “n”, “l”, “m” y “s”
- “n” y “l”

19.- ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas están de acuerdo con la regla de Hund y con el principio de exclusión de Pauli?:



20.- ¿Cuál de las siguientes configuraciones corresponde al átomo de cobalto ( $Z = 27$ )?:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 5p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^1$

21.- ¿Cuáles de las siguientes configuraciones no son posibles?:

- $1s^2 2s^3$
- $1s^2 3s^2 3p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{11} 4p^5$

22.- La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  ( $Z$  del O = 8) es:

- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^1 2s^2 2p^3 3s^4$

23.- ¿Cuáles de las siguientes partículas están compuestas por quarks?:

- Los protones
- Los neutrones
- Los electrones
- Los fotones

**PROBLEMAS COMPLEMENTARIOS**

- 1.- El espectro de emisión del sodio presenta una línea con  $\lambda = 5.889 \text{ \AA}$ . Calcula:
- La diferencia de energía entre los dos estados entre los que se produce la transición.
  - La energía que debe suministrarse a 0,23 g de sodio para que todos sus átomos se exciten desde el estado de baja al de alta energía antes citados.

Dato: Ar (Na) = 23

- 2.- Calcula la frecuencia de la segunda raya de la serie de Lyman del espectro del hidrógeno e interpreta su aparición a la vista del modelo de Bohr. ¿Qué energía le corresponde a esta raya?

- 3.- El espectro de emisión del sodio presenta una línea denominada D de longitud de onda 589 nm. a) Calcula la diferencia de energías, expresada en kJ, de los dos niveles entre los que se produce la transición. b) Explica por qué los átomos pueden emitir luz y cuál es el fenómeno que se produce.

Dato: constante de Planck =  $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Sol:

- 4.- Indica cuales de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  no están permitidos:

(2,0,0,1/2) ; (2,1,1,1/2) ; (2,2,0,-1/2) ; (2,1, -1,1/2) ; (2,1,0,-1/2) ; (2,1,2,1/2)

¿En qué orbitales están situados los electrones que corresponden a los valores de los números cuánticos anteriores?.

- 5.- ¿Cuáles son los valores de los números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p y 4d?.

- 6.- El elemento X tiene de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$ . Se pide:
- Número atómico de X .
  - Si X se presenta como mezcla de  $^{69}\text{X}$  y  $^{71}\text{X}$ , siendo las proporciones del 60% y del 40% respectivamente, calcula la masa atómica de X.

Soluciones de la autoevaluación:

- |        |         |         |           |
|--------|---------|---------|-----------|
| 1. b   | 7. a,d  | 13. a   | 19. d     |
| 2. d   | 8. b,d  | 14. c   | 20. b     |
| 3. b,d | 9. b    | 15. a,d | 21. a,c,d |
| 4. c   | 10. c   | 16. b   | 22. c     |
| 5. a   | 11. a,d | 17. c   | 23. a,b   |
| 6. d   | 12. a,c | 18. d   |           |

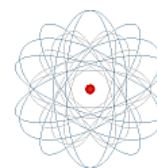
**El átomo en la Web: Direcciones que debes consultar:**

1.- [http://inicia.es/de/atomos/modelos\\_tabla.htm](http://inicia.es/de/atomos/modelos_tabla.htm)

2.- <http://personales.ya.com/casanchi/fis/espectros/espectros01.htm>

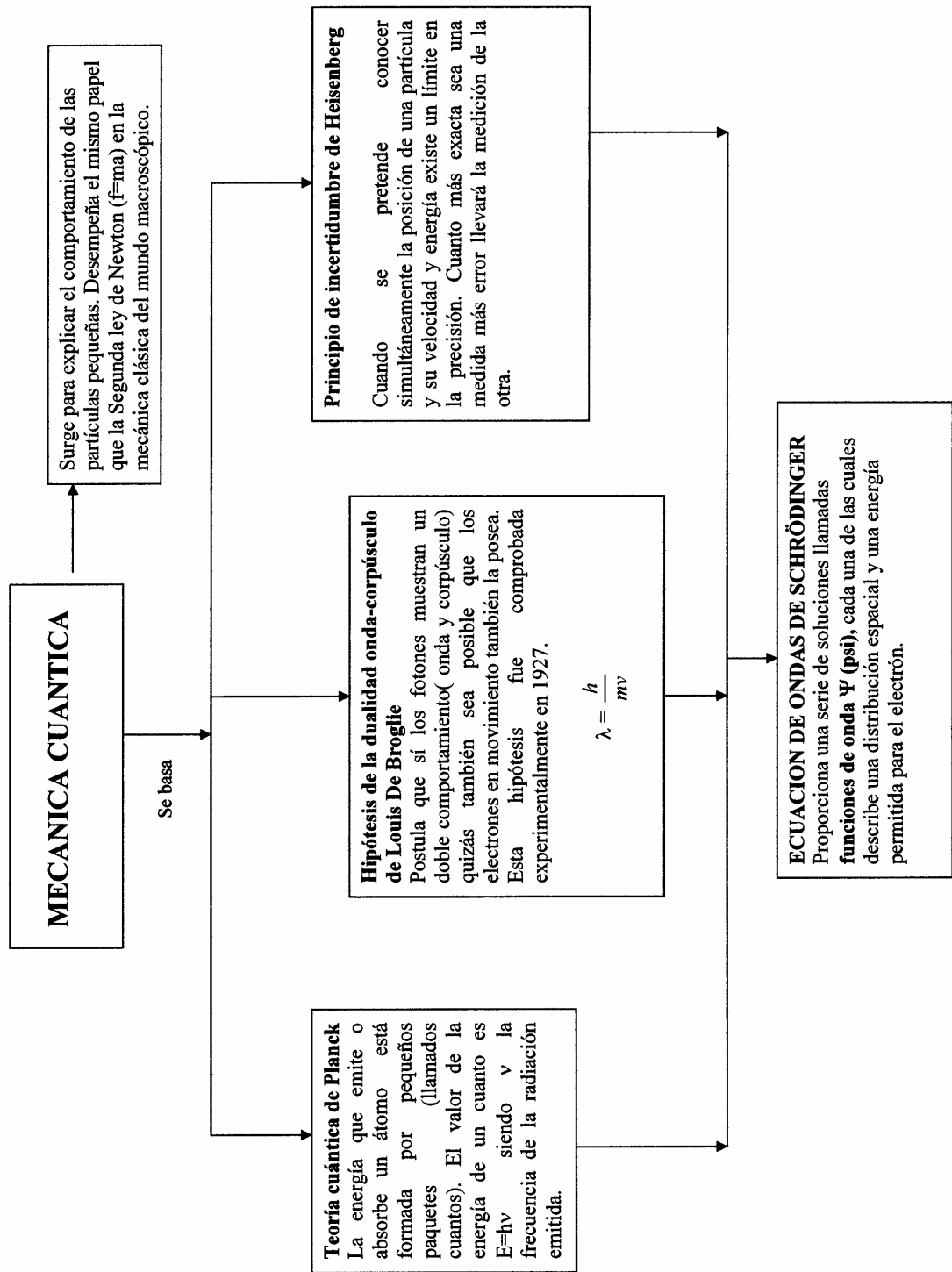
3.- <http://thales.cica.es/rd/Recursos/rd99/ed99-0280-01/ejem3-porte1.html>

4.- <http://www.fortunecity.com/campus/dawson/196/actual.htm>



**Evolución histórica de la estructura del átomo**

- Siglo IV a. de C. Demócrito y Leucipo. Discontinuidad de la materia. Átomo.
- 1808 Teoría atómica de Dalton
- 1830 Faraday. Experimentos sobre la electrolisis
- 1896 Efecto Zeeman
- 1895 Roentgen. Descubrimiento de los Rayos X
- 1896 Becquerel. Descubrimiento de la radiactividad
- 1897 Thomson. Descubrimiento del electrón
- 1898 Modelo atómico de Thomson
- 1905 Hipótesis cuántica de Planck
- 1910 Millikan encuentra el valor de la carga del electrón
- 1911 Modelo atómico de Rutherford
- 1913 Modelo atómico de Bohr
- 1916 Corrección de Sommerfeld
- 1919 Rutherford. Descubrimiento del protón
- 1923 Hipótesis de De Broglie
- 1927 Principio de incertidumbre de Heisenberg
- 1927 Ecuación de Schrödinger
- 1932 Chadwick. Descubrimiento del neutrón



## OTRAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Con el descubrimiento del electrón, protón y neutrón la materia parecía tener una estructura muy sencilla. Todos los átomos de los elementos químicos estaban formados por estas tres partículas indivisibles o «elementales».

Sin embargo, tal sencillez ha resultado ser falsa. En los años siguientes al descubrimiento del neutrón se descubrieron más partículas subatómicas inestables. Hoy la lista ha crecido hasta varios centenares.

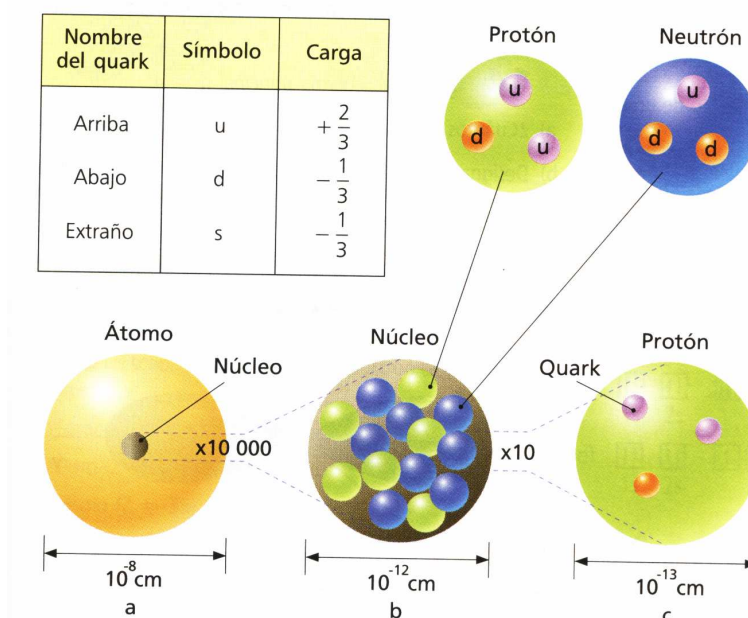
Con la idea de recuperar la sencillez en la estructura de la materia, en 1964 se propuso que el protón y el neutrón, así como la mayoría de las nuevas partículas descubiertas, no eran realmente elementales, sino que estaban compuestas por varios quarks, que pasaban a ser los nuevos ladrillos básicos de la materia.

Las partículas subatómicas hoy conocidas se dividen en dos grupos:

a) Los leptones, al que pertenece el electrón. Las partículas de este grupo se piensa que son realmente elementales.

b) Los hadrones, al que pertenecen el protón y el neutrón. Los hadrones están compuestos por 2 o 3 quarks.

Los tres primeros quarks conocidos tienen los caprichosos nombres de «arriba», «abajo» y «extraño». El protón y el neutrón se componen de quarks arriba y abajo.



Actualmente, se conocen 6 quarks: arriba (u), abajo (d), extraño (s), encantado (c), belleza (b) y verdad (t). Según los físicos, la lista está ya cerrada. ¿Son los quarks los últimos bloques de la materia?.