

TEMA 2.- Estructura atómica. Sistema periódico. Propiedades periódicas

ÍNDICE GENERAL

1.- *Introducción.*

2.- *Orígenes de la teoría cuántica.*

2.1.- *Hipótesis de Planck.*

2.2.- *Efecto fotoeléctrico.*

2.3.- *Espectros atómicos.*

3.- *Modelo atómico de Bohr.*

3.1.- *Postulados.*

3.2.- *Radio y energía de las órbitas.*

3.3.- *Limitaciones del modelo de Bohr: correcciones (cuánticas) de Sommerfeld y Zeeman.
Números cuánticos.*

4.- *Introducción a la teoría atómica moderna: Mecánica Cuántica.*

4.1.- *Bases de la Mecánica Cuántica.*

4.1.1.- *Hipótesis de De Broglie: dualidad onda-corpúsculo.*

4.1.2.- *Principio de incertidumbre o indeterminación de Heisenberg.*

4.1.3.- *Función de onda. Interpretación probabilística.*

4.2.- *Orbitales atómicos: tipos, forma y tamaño.*

4.3.- *Configuración electrónica de un átomo.*

4.3.1.- *Conceptos previos: niveles y subniveles de energía; estado fundamental y estados excitados del electrón.*

4.3.2.- *Reglas para obtener configuraciones electrónicas.*

4.3.2.1.- *Principio de exclusión de Pauli.*

4.3.2.2.- *Orden energético creciente: principio de construcción o de aufbau.*

4.3.2.3.- *Regla de máxima multiplicidad de Hund.*

5.- *Clasificación periódica de los elementos.*

5.1.- *Introducción histórica.*

5.2.- *Tabla periódica de Meyer y Mendeleiev.*

5.3.- *Ley de Moseley: sistema periódico actual.*

5.4.- *Configuración electrónica externa y sistema periódico.*

5.5.- *Propiedades periódicas de los elementos.*

5.5.1.- *Radio atómico.*

5.5.2.- *Energía o potencial de ionización.*

5.5.3.- *Afinidad electrónica o electroafinidad.*

5.5.4.- *Electronegatividad.*

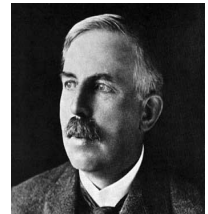
1.- INTRODUCCIÓN.

Desde el mismo origen del hombre éste ha intentado descubrir la naturaleza y estructura de la materia que lo rodeaba. Así, comenzando por los griegos (teoría de los 4 elementos – aire, agua, tierra y fuego) y pasando por Dalton (primera teoría atómica) han sido numerosos los científicos que han intentado dar una explicación de cómo estaba formada la materia. En este tema estudiaremos los modelos atómicos más modernos, todos ellos basados en una de las teorías físicas más importantes del siglo XX: la Mecánica Cuántica. Esta teoría nos mostrará que la estructura de los átomos es muy compleja. Finalmente, abordaremos el estudio de la tabla periódica y de la variación periódica de las propiedades físicas y químicas de los elementos.

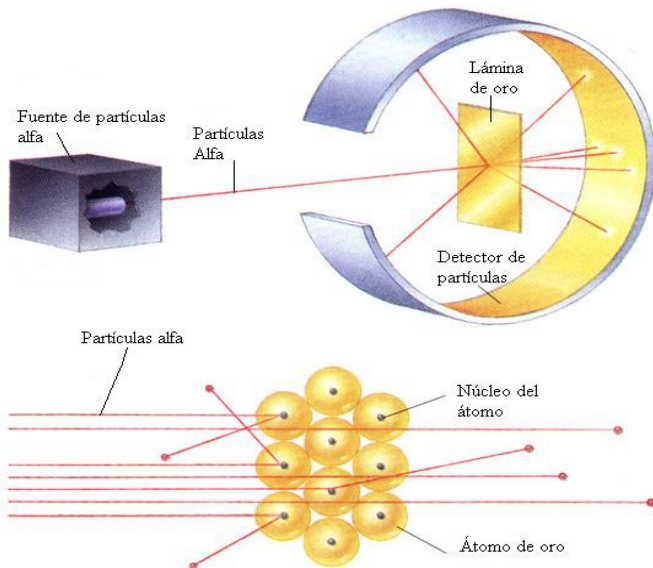
2.- ORÍGENES DE LA TEORÍA CUÁNTICA.

Antes de adentrarnos en los primeros pasos de la Física Cuántica recordaremos el modelo atómico de Rutherford y explicaremos qué es la radiación electromagnética.

- A) **Modelo atómico de Rutherford:** En 1911, el físico neozelandés **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento para comprobar si el modelo atómico de Thomson era, o no, acertado. Para ello, bombardeó una fina lámina de oro (de unos pocos de miles de átomos de espesor) con radiación α (núcleos de helio), la cual

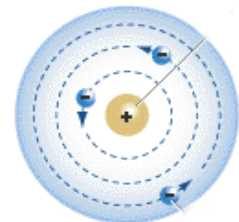


está formada por partículas con carga positiva. Observó entonces con asombro que la práctica totalidad de las partículas α atravesaban la lámina sin desviarse, algunas la atravesaban desviándose ligeramente y prácticamente ninguna rebotaba en la lámina, invirtiendo su sentido (ver figura a la izquierda). De los resultados de este experimento dedujo que **el átomo no era una esfera maciza, sino que se encontraba prácticamente hueco**. Rutherford postuló entonces que el átomo debía estar formado por 2 zonas bien diferenciadas:



- Un **núcleo o zona central**, en el que se encuentran los protones (partículas con carga positiva) muy comprimidos entre ellos (la densidad nuclear es del orden de 10^{15} veces mayor que la densidad de cualquier objeto macroscópico).

- Una **corteza o zona externa**, en la que se encuentran los electrones (partículas con carga negativa) girando alrededor del núcleo, a una gran distancia de él (10000 veces superior al tamaño del núcleo) y a una gran velocidad.



Rutherford desconocía la existencia de los neutrones, pues como no tienen carga eléctrica son muy difíciles de detectar. No fue hasta el año 1932 en que **Chadwick** (1891-1974) descubrió que los neutrones se desprendían cuando se bombardeaban átomos de Be con partículas α . Eran partículas de masa casi igual a la de los protones y se encontraban en el núcleo, ayudando a mantener la estabilidad nuclear.

Así pues, las **partículas fundamentales** del átomo son los protones, neutrones (a ambos se les llama *nucleones* por encontrarse en el núcleo) y electrones; sus propiedades son las siguientes:

PARTÍCULA FUNDAMENTAL	CARGA	MASA
Protón	+1'602· 10 ⁻¹⁹ C	1'673· 10 ⁻²⁷ kg
Neutrón	0	1'675· 10 ⁻²⁷ kg
Electrón	-1'602· 10 ⁻¹⁹ C	9'109· 10 ⁻³¹ kg

B) **Radiación electromagnética:** Una **onda** es una perturbación de cualquier tipo que avanza a través del espacio y que propaga energía. Algunas necesitan de un medio para propagarse, como el sonido, y otras pueden propagarse incluso a través del vacío, como sucede con la luz. Las magnitudes características de las ondas son las siguientes:

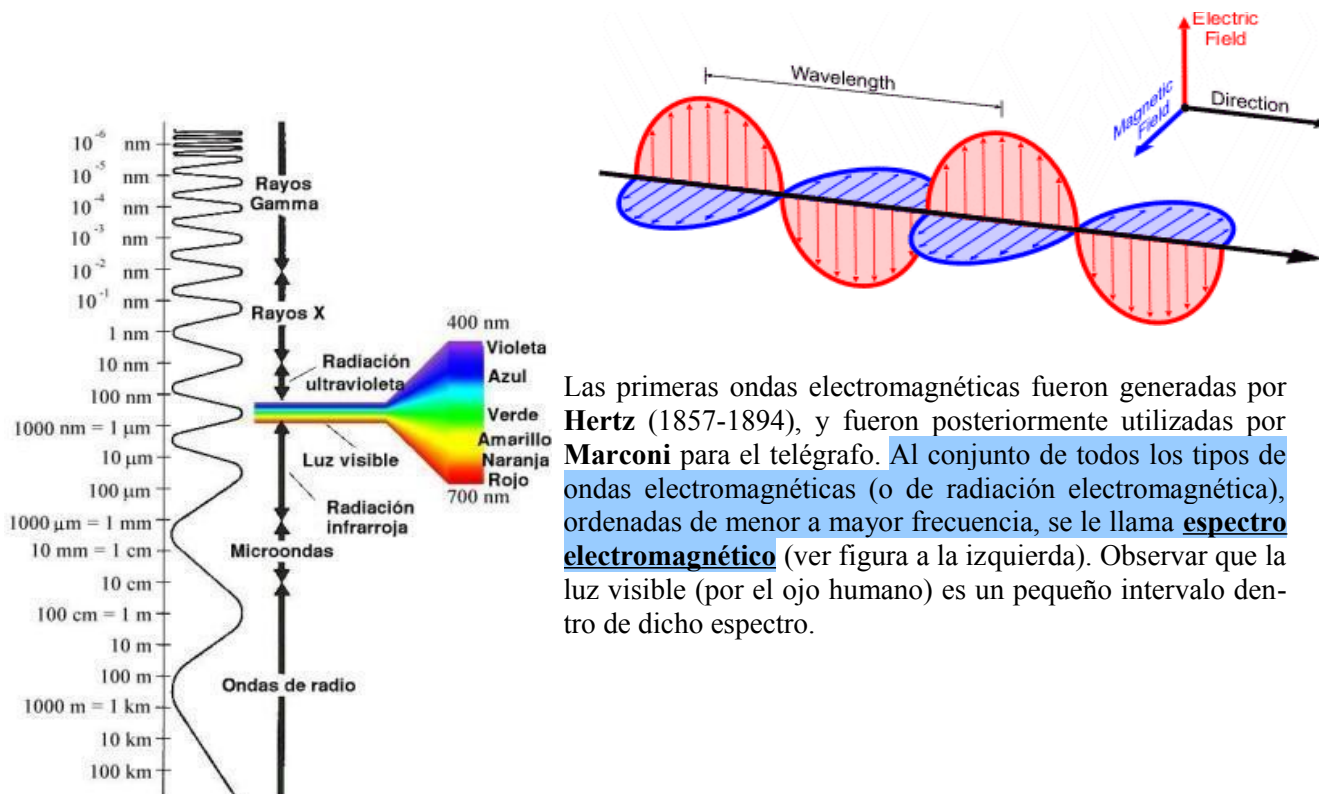
- **Longitud de onda (λ):** es la distancia entre 2 máximos o mínimos sucesivos de una onda. Se mide en m, nm, angstroms (Å), etc.
- **Periodo (T):** es el tiempo que tarda la onda en pasar por el mismo punto o estado de vibración. Se mide en s.
- **Frecuencia (f):** es el nº de oscilaciones o vibraciones que describe la onda en la unidad de tiempo. Se mide en hertzios (1 Hz = 1 s⁻¹). Se encuentra relacionada con el período de la manera siguiente:

$$f = \frac{1}{T}$$

- **Velocidad de propagación (c):** es la velocidad a la que se propaga la onda. Suele medirse en m/s. Se encuentra relacionada con el período y la frecuencia de la manera siguiente:

$$c = \frac{\lambda}{T} = \lambda f$$

La **radiación electromagnética** (u onda electromagnética, o.e.m.) es una perturbación simultánea de los campos eléctrico y magnético, y que se propaga por el espacio a la velocidad de la luz (300000 km/s):



Las primeras ondas electromagnéticas fueron generadas por **Hertz** (1857-1894), y fueron posteriormente utilizadas por **Marconi** para el telégrafo. Al conjunto de todos los tipos de ondas electromagnéticas (o de radiación electromagnética), ordenadas de menor a mayor frecuencia, se le llama **espectro electromagnético** (ver figura a la izquierda). Observar que la luz visible (por el ojo humano) es un pequeño intervalo dentro de dicho espectro.

2.1.- HIPÓTESIS DE PLANCK.

En el año 1900, el científico alemán **Max Planck** (1858-1947) postuló que los átomos absorben o emiten energía en pequeñas cantidades discretas (o “paquetes” de energía) llamados **cuantos o fotones**. La energía de cada uno de estos cuantos o fotones viene dada por la ecuación:

$$E = hf$$

donde E es la energía de cada cuanto o fotón (expresada en julios, J), f es la frecuencia de la radiación electromagnética emitida o absorbida por el átomo (expresada en Hz) y h es la constante de Planck, cuyo valor es $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

La hipótesis de Planck implica que los objetos no pueden emitir o absorber cualquier cantidad de energía, sino un cierto n° de cuantos o fotones; sin embargo, el pequeño valor de la energía de cada cuanto hace que sea inapreciable en la escala macroscópica en la que nos movemos, aunque sí es fundamental a escala atómica.

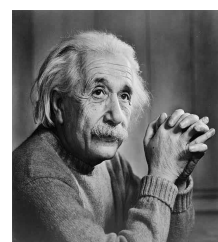
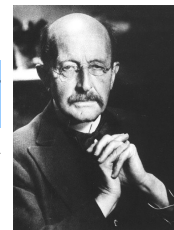
2.2.- EFECTO FOTOELÉCTRICO.

El **efecto fotoeléctrico** consiste en la emisión de electrones (o fotoelectrones) pertenecientes a las superficies de los metales cuando éstos son iluminados con luz de frecuencia adecuada. Fue observado por primera vez por Hertz en 1888, al iluminar metales con luz ultravioleta.

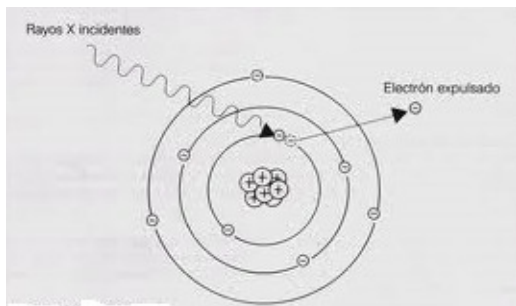
Cuando se estudió experimentalmente la velocidad con que eran despedidos los electrones y el número de éstos que se emiten bajo distintas condiciones de iluminación, se obtuvieron los siguientes resultados:

- ✓ Para cada metal, si la energía del fotón es menor que un cierto valor (llamado **función de trabajo o trabajo de extracción, W_0**), o lo que es lo mismo, si su frecuencia está por debajo de la **frecuencia umbral, f_0** , o mínima para arrancar al electrón, no se producirá el efecto fotoeléctrico.
- ✓ Si la energía del fotón es igual al trabajo de extracción, entonces su frecuencia es justamente la frecuencia umbral, f_0 , de modo que la energía cinética del electrón será nula. La frecuencia umbral es característica de cada material metálico, y depende básicamente del estado en que se encuentre la superficie del metal.
- ✓ Si la energía del fotón es mayor que el trabajo de extracción, entonces el electrón escapará del metal con una cierta velocidad, la cual depende de la frecuencia de la radiación incidente, pero no de su intensidad.
- ✓ El número de electrones emitidos es proporcional a la intensidad de la radiación luminosa recibida, sin importar el valor de la frecuencia de dicha radiación. Sin embargo, las energías cinéticas de los electrones emitidos dependen de la frecuencia de la luz.
- ✓ La emisión de electrones es prácticamente instantánea.

Todos estos resultados eran claramente incompatibles con la teoría ondulatoria de la luz, la cual predecía que la energía cinética de los fotoelectrones emitidos debía crecer con la intensidad de la onda incidente, cosa que no sucedía en la práctica. Es por ello por lo que en el año 1905, el científico germano-americano Albert Einstein propuso una teoría, basada en la hipótesis de Planck, para explicar el efecto fotoeléctrico (por la que recibió el premio Nobel de Física en 1921). Partió de la idea de que **la luz se propaga por el espacio**



transportando energía en pequeños paquetes o cuantos (teoría corpuscular de la luz) cuya energía viene dada por la ecuación de Planck. Cuando un cuanto o **fotón** incidía sobre la superficie del metal, su energía era absorbida por el electrón, el cual debería salir despedido con una determinada energía cinética siempre y cuando la energía del fotón fuera superior a un cierto valor (trabajo de extracción o función de trabajo, W_0):



$$hf = W_0 + E_c = hf_0 + \frac{1}{2} mv^2$$

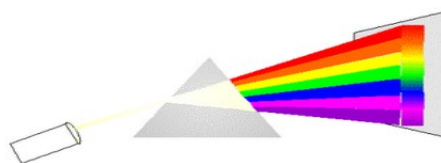
Así pues, la función de trabajo o trabajo de extracción de un metal será la energía necesaria para arrancar un electrón de la superficie de dicho metal. A la ecuación anterior se la conoce como **ecuación de Einstein del efecto fotoeléctrico**.

La teoría de Einstein explica el resultado experimental de que si aumenta la intensidad de la radiación, aumentará el número de fotones que llega a la superficie del metal y la intensidad de la corriente de fotoelectrones, aunque no cambiará su energía cinética.

AMPLIACIÓN: Las corrientes que se originan en las células fotoeléctricas son de muy baja intensidad (del orden del microamperio), por lo que para utilizarlas de forma práctica deben ser amplificadas mediante la incorporación en el circuito de un dispositivo llamado triodo; las células fotoeléctricas pueden ser entonces utilizadas para abrir o interrumpir circuitos que hagan sonar timbres de alarma, que enciendan bombillas, que abran o cierren puertas, que contabilicen las personas que entran o salen por una puerta, que accionen máquinas fotográficas o filmadoras, etc.

2.3.- ESPECTROS ATÓMICOS.

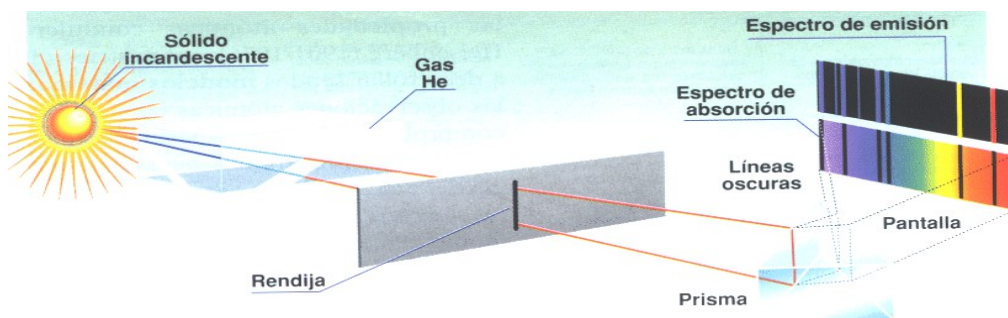
Sabemos que cuando la luz incide sobre un prisma de vidrio, se desdobra en los 7 colores del arco iris, formando lo que se conoce como el **espectro continuo de la luz natural (o blanca)**.



Sin embargo, cuando se vaporizan (se calientan a la llama) los elementos químicos éstos también emiten o absorben luz de determinadas frecuencias, formando un conjunto de líneas recogidas sobre una placa fotográfica llamado **espectro atómico** del elemento. **Los espectros atómicos de los elementos nos dan información acerca de la estructura interna de los átomos.** Pueden ser de 2 tipos:

- **Espectros de emisión:** aparecen cuando un conjunto de átomos absorben radiación (uno o varios fotones) procedente de una fuente luminosa o calorífica.
- **Espectros de absorción:** aparecen cuando un conjunto de átomos emiten o desprenden radiación (uno o varios fotones), pues tienen exceso de energía.

El **espectrómetro** es el aparato que permite obtener el espectro de emisión o de absorción de un elemento:



Cada elemento químico tiene su espectro característico, esto es, un determinado conjunto de rayas espectrales, como una especie de “huella dactilar” atómica. Es por ello por lo que los espectros atómicos son muy útiles a la hora de estudiar la estructura interna de los átomos.

3.- MODELO ATÓMICO DE BOHR.

3.1.- POSTULADOS.

En el año 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962) propuso un nuevo modelo atómico para corregir las deficiencias que contenía el modelo atómico de Rutherford, a saber:



- Según el modelo de Rutherford, los electrones giran describiendo órbitas circulares alrededor del núcleo. Ahora bien, ello supondría la pérdida de energía por parte de los electrones, con lo que acabarían estrellándose contra el núcleo.
- Por otra parte, con el modelo de Rutherford no se podían explicar las rayas que aparecían en los espectros atómicos de emisión y absorción: si la energía se emite y absorbe de forma continua, según Rutherford, los espectros correspondientes deberían ser continuos, y no discontinuos (con rayas).

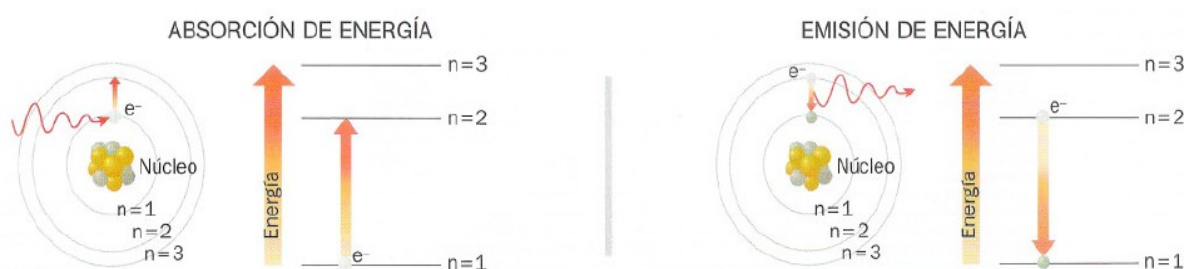
Valiéndose de la hipótesis de Planck y de los conocimientos sobre espectros, Bohr basó su modelo atómico en 3 postulados:

1. El átomo consta de un núcleo en el que se encuentran los protones (cargas positivas) y de una corteza en la que se encuentran los electrones describiendo órbitas circulares en torno a él. **En estas órbitas, el electrón ni emite ni absorbe energía; por eso se les llama órbitas estacionarias.**
2. **La energía de cada órbita está cuantizada**, es decir, tiene un valor determinado y es invariable. Es por ello por lo que a las órbitas también se les llama **niveles de energía** ($n = 1, 2, \dots$). Si $n = 1$, el electrón se encuentra en el nivel de energía fundamental; los superiores serán niveles de energía excitados. **En estas órbitas se cumple que el momento angular (L) del electrón está cuantizado**, es decir, es un múltiplo entero de $h/2\pi$:

$$L = mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (n = 1, 2, 3, \dots)$$

donde v es la velocidad orbital del electrón y r es su radio orbital (o distancia entre el núcleo y el electrón).

3. **Los electrones pueden realizar saltos o transiciones entre las órbitas o niveles de energía:**
 - a. Si un electrón absorbe energía en forma de un fotón, puede “saltar” a un nivel de energía u órbita superior.
 - b. Si un electrón “salta” a una órbita o estado de energía inferior, emite energía en forma de un fotón.



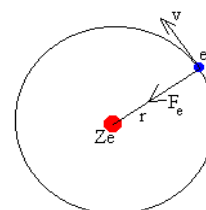
La diferencia de energía entre ambos niveles es la energía correspondiente al fotón absorbido o desprendido:

$$\Delta E = hf$$

Estos fotones emitidos o absorbidos son los que se impresionan en las películas fotográficas y dan lugar a las rayas que aparecen en los espectros atómicos de emisión y absorción. Este hecho hizo que el modelo de Bohr, que explicaba todas las propiedades espectrales del átomo de hidrógeno, tuviera un gran éxito en su época.

3.2.- RADIO Y ENERGÍA DE LAS ÓRBITAS.

AMPLIACIÓN: En la figura de la derecha observamos que para que el electrón se mantenga en su órbita la fuerza centrípeta es “ejercida” por la fuerza eléctrica atractiva entre él y el núcleo (que viene dada por la ley de Coulomb):



$$F_c = F_{el} \Rightarrow m \frac{v^2}{r} = K \frac{e \cdot e}{r^2} \Rightarrow mv^2 r = Ke^2$$

donde hemos representado con la letra “e” la carga eléctrica del núcleo (protón) y del electrón. Ahora bien, de acuerdo con el 2º postulado del modelo de Bohr sabemos que el momento angular del electrón está cuantizado:

$$L = mvr = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

Así pues, sustituyendo esta expresión de la velocidad en la ecuación anterior nos queda:

$$m \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2} r = Ke^2 \Rightarrow r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m K e^2}$$

Podemos entonces escribir el **radio permitido de las órbitas** del átomo de Bohr de la manera siguiente:

$$r = r_1 \cdot n^2$$

donde $r_1 = 5.31 \cdot 10^{-11}$ m es una constante cuyo valor es igual al radio de la primera órbita permitida (estado fundamental). Observar que, conforme aumenta el nivel de energía ($n = 1, 2, 3, \dots$) aumenta la distancia de la órbita al núcleo. Por ello se dice entonces que **el radio atómico está cuantizado**.

AMPLIACIÓN: Por último, podemos hallar la energía mecánica o total del electrón en cada órbita o nivel de energía:

$$E = E_c + E_p = \frac{1}{2} mv^2 - K \frac{e \cdot e}{r} = \frac{1}{2} m \frac{K e^2}{m r} - K \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{2} K \frac{e^2}{r}$$

donde hemos tenido en cuenta que la energía potencial eléctrica del electrón moviéndose alrededor del núcleo (protón) es:

$$E_p = -K \frac{e \cdot e}{r}$$

Sustituyendo en la expresión de la energía mecánica el valor de los radios de todas las órbitas o niveles energéticos permitidos, antes calculado, tendremos que la energía de cada uno de los niveles de energía del átomo

mo de Bohr será:

$$E = -\frac{1}{n^2} \frac{2K^2 e^4 \pi^2 m}{h^2}$$

Podemos escribir la **energía de cada nivel energético** del átomo de Bohr de la manera siguiente:

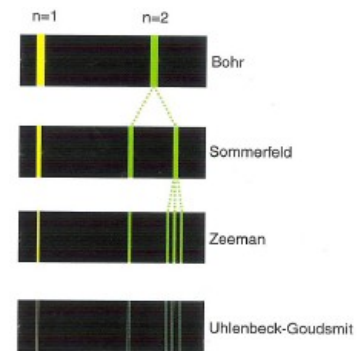
$$E = -\frac{E_1}{n^2}$$

donde $E_1 = 2.17 \cdot 10^{-18}$ J es la energía del nivel energético $n = 1$ (estado fundamental). Observar que...

- ...la energía de las órbitas permitidas aumenta conforme nos alejamos del núcleo.
- ...la energía del electrón es siempre negativa, lo cual corresponde a una órbita cerrada.
- ...la energía del electrón está cuantizada, pues su valor depende del nivel energético en que se encuentre.
- ...el valor máximo de la energía del electrón es 0 (que se corresponde con $n \rightarrow \infty$), que es alcanzado cuando haya abandonado el átomo.

3.3.- LIMITACIONES DEL MODELO DE BOHR: CORRECCIONES (CUÁNTICAS) DE SOMMERFELD Y ZEEMAN. NÚMEROS CUÁNTICOS.

La principal limitación del modelo de Bohr es que sólo puede aplicarse al átomo de hidrógeno o a aquellos átomos sencillos que tienen un solo electrón en la corteza. Así, los espectros de los átomos más complejos no podían ser explicados con las hipótesis de este modelo. Conforme iban mejorándose las técnicas espectroscópicas y la resolución de los espectroscopios, se observaba que las líneas espectrales se desdoblaban, a su vez, en otras más finas, tal y como indica la figura de la derecha. Este resultado indicaba la existencia de **subniveles energéticos casi idénticos**. Los principales resultados obtenidos por los espectroscopistas de la época son los siguientes:



→ **Arnold Sommerfeld (1868-1951)** introdujo la idea de que las órbitas de los electrones también podían ser elípticas, pues así pueden ser las trayectorias de los cuerpos sometidos a fuerzas centrales. Este tipo de órbita viene determinado por un número cuántico llamado **secundario o azimutal, l**, el cual determina varios subniveles de energía dentro de cada **nivel de energía principal (determinado por el número cuántico principal, n)**. El número de subniveles en cualquier nivel es igual al número cuántico (principal) de éste:

- En el nivel $n = 1$, hay un solo subnivel energético cuyo n° cuántico secundario es $l = 0$. A este subnivel se le denomina s.
- En el nivel $n = 2$, hay dos subniveles, $l = 0$ y $l = 1$, que se denominan s y p.
- En el nivel $n = 3$, hay tres subniveles, $l = 0$, $l = 1$ y $l = 2$, que se denominan s, p y d.
- En el nivel $n = 4$, hay cuatro subniveles, $l = 0$, $l = 1$, $l = 2$ y $l = 3$, que se denominan s, p, d y f.
- etc.

Puede observarse entonces que **los posibles valores del n° cuántico secundario o azimutal son:**

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

→ **Pieter Zeeman (1865-1943)** observó el efecto de un campo magnético sobre las rayas de los espectros, de manera que aparecía un nuevo desdoblamiento en ellas; postuló entonces que, además de elípticas, estas órbitas podían orientarse de distintas maneras en el espacio. Para explicar este hecho introdujo un tercer número cuántico llamado **nº cuántico magnético, m**, el cual determina diferentes energías para los subniveles según la orientación de la órbita en un campo magnético:



- En el subnivel $l = 0$ hay un subnivel, llamado $m = 0$.
- En el subnivel $l = 1$ hay tres subniveles, denominados $m = -1$, $m = 0$ y $m = 1$.
- En el subnivel $l = 2$ hay cinco subniveles, denominados $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = 1$ y $m = 2$.
- etc.

Puede observarse entonces que los posibles valores del nº cuántico magnético son:

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

→ Posteriormente, en el año 1925, se observó el desdoblamiento en dos de cada línea espectral, lo que llevó a la introducción de un cuarto número cuántico, llamado **nº cuántico de spin (s ó m_s)**, relacionado con el momento de giro del electrón sobre sí mismo y que determina dos nuevos estados energéticos para el electrón. Sus dos posibles valores son $\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

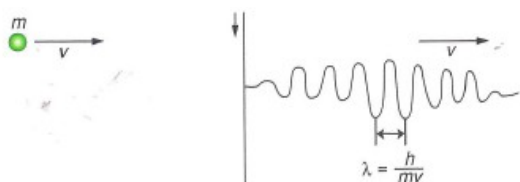
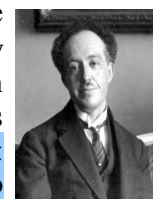
4.- INTRODUCCIÓN A LA TEORÍA ATÓMICA MODERNA: MECÁNICA CUÁNTICA.

La Mecánica Cuántica es una rama de la Física que surge en la segunda década del siglo XX para explicar el comportamiento microscópico de la materia. Es una teoría muy compleja, pues en muchas ocasiones “choca” con el sentido común, y se basa en 3 principios teóricos:

4.1.- BASES DE LA MECÁNICA CUÁNTICA.

4.1.1.- HIPÓTESIS DE DE BROGLIE: DUALIDAD ONDA-CORPÚSCULO.

Sabemos que existen fenómenos luminosos (reflexión, refracción, difracción,...) que son explicados teniendo en cuenta que la luz se comporta como una onda; sin embargo, hay fenómenos (como el efecto fotoeléctrico) que son explicados considerando la luz como un haz de partículas o corpúsculos. Para explicar este hecho, en el año 1924 el científico francés **Louis de Broglie (1892-1977)** establece que



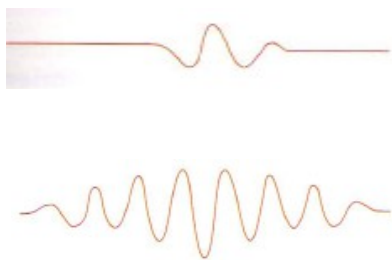
cualquier partícula tiene una doble naturaleza: ondulatoria y corpuscular. Es decir, un objeto de masa m que se desplaza a una cierta velocidad v lleva asociada una onda cuya longitud de onda, λ , se calcula mediante:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m v}$$

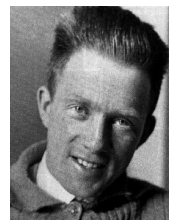
donde h es la constante de Planck.

La hipótesis de De Broglie implica que las ondas tienen propiedades típicas de las partículas, y viceversa. Esta hipótesis fue corroborada por Davisson y Germer (1927) en su experimento de difracción de electrones, en el que se observó que éstos se comportaban como ondas. Cuanto menor es el tamaño de la partícula que se mueve, mayor es su comportamiento ondulatorio, y viceversa.

4.1.2.- PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE O INDETERMINACIÓN DE HEISENBERG.



Fue establecido por el físico alemán **Werner Heisenberg** en 1927, y establece que es imposible conocer con exactitud y de manera simultánea la posición y la velocidad de una partícula. Esto es, si se conoce con exactitud la posición de una partícula, es imposible determinar con exactitud su velocidad, y viceversa. Observar en la figura superior izquierda que puede medirse con buena precisión la posición de la partícula (o paquete de ondas), aunque no su velocidad; sin embargo, en la figura inferior sí



puede determinarse con alta precisión la velocidad, aunque no su posición. Esto es consecuencia de que al medir cualquier magnitud estamos alterando el objeto que medimos; esta perturbación es despreciable en el ámbito macroscópico, no así en el microscópico. La expresión matemática de dicho principio es muy compleja; de forma simplificada, puede escribirse de la manera siguiente:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

donde h es la constante de Planck, y Δx y Δp son las indeterminaciones o incertidumbres de la posición y del momento lineal de la partícula. La principal consecuencia de este principio es que en el ámbito microscópico se trabaja con resultados estadísticos y probabilísticos.

4.1.3.- FUNCIÓN DE ONDA. INTERPRETACIÓN PROBABILÍSTICA.



Teniendo en cuenta los dos principios anteriormente descritos, el físico alemán **Erwin Schrödinger** (1887-1961) establece una ecuación que describe el comportamiento del electrón en un átomo, y en la que supone que tiene propiedades ondulatorias y que puede ser descrito por la ecuación de una onda. De acuerdo con el principio de indeterminación de Heisenberg, es imposible saber con exactitud dónde se encuentra un electrón dentro del átomo; solamente podemos hablar de la probabilidad de encontrarlo en una determinada zona del espacio: llamamos **orbital atómico** (o simplemente orbital) a la región del espacio donde es muy alta la probabilidad de encontrar un electrón (90-99 % de probabilidad). Así pues, ya no podemos hablar de órbitas, pues es imposible conocer con exactitud la posición del electrón; ello muestra que el modelo atómico de Bohr es insuficiente para explicar la estructura interna de los átomos.

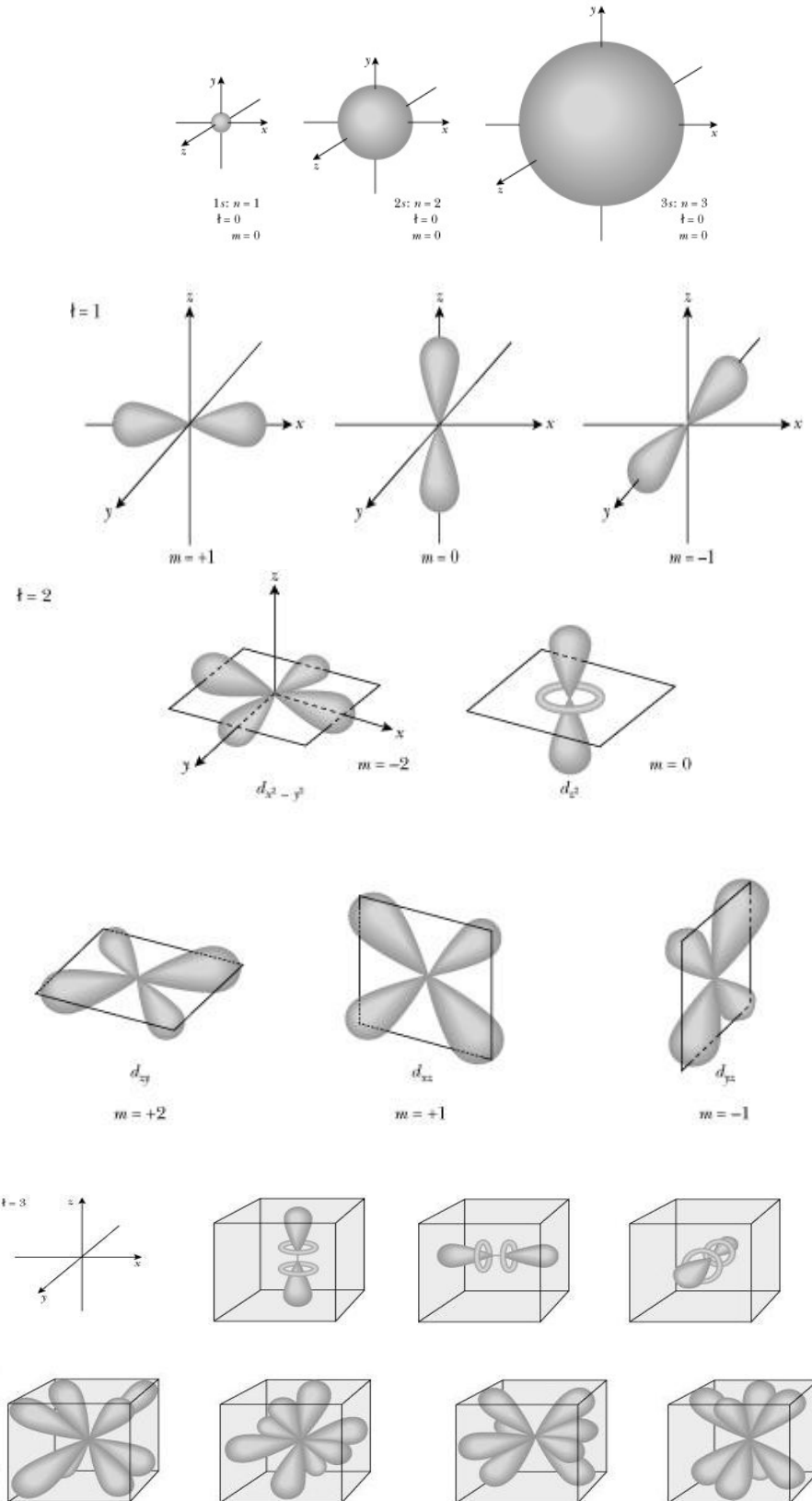
Los **números cuánticos** surgen cuando se resuelve la ecuación de Schrödinger, y sirven para describir los orbitales en los que es probable que se encuentren los electrones. Al tratarse de los mismos que mencionamos anteriormente, se simbolizan de la misma manera.

4.2.- ORBITALES ATÓMICOS: TIPOS, FORMA Y TAMAÑO.

Hemos dicho antes que el comportamiento de un electrón dentro de un átomo es ondulatorio, y que por tanto puede explicarse mediante una función de onda, Ψ . De acuerdo con la interpretación probabilística de Schrödinger, el cuadrado de dicha función, $|\Psi|^2$, representa la probabilidad de encontrar al electrón en una determinada zona del espacio. Cuando dicha probabilidad es superior al 90 %, entonces existe una zona del espacio en torno al núcleo en que es bastante probable encontrarse al electrón: el orbital atómico. Es por ello por lo que la Mecánica Cuántica considera al electrón como una **nube difusa de carga** distribuida alrededor del núcleo.

Los orbitales se describen mediante los 3 números cuánticos (n, l, m). Los electrones se describen mediante los 4 números cuánticos (n, l, m, s). Por tanto, en cada orbital pueden existir como máximo 2 electrones.

De acuerdo con lo dicho en el modelo de Bohr, existe un solo tipo de orbital s, 3 tipos de orbitales p, 5 tipos de orbitales d y 7 tipos de orbitales f. Señalamos a continuación la forma de los distintos tipos de orbitales (en el origen de coordenadas se encuentra el núcleo del átomo):



4.3.- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO.

4.3.1.- CONCEPTOS PREVIOS: NIVELES Y SUBNIVELES DE ENERGÍA; ESTADO FUNDAMENTAL Y ESTADOS EXCITADOS DEL ELECTRÓN.

Hemos visto antes cómo los números cuánticos determinan los niveles y subniveles de energía en que se encuentran los átomos; la distribución ordenada de los electrones en dichos niveles y subniveles energéticos se denomina **configuración electrónica**. Sabemos que el estado fundamental se corresponde con $n = 1$; los restantes niveles serán entonces estados excitados.

4.3.2.- REGLAS PARA OBTENER CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS.

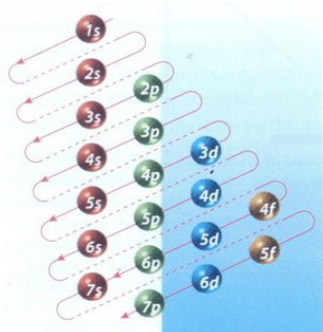
Una vez que conocemos los significados de los números cuánticos, ya podemos estudiar la estructura interna del átomo. Así, cualquier átomo estará formado por un núcleo en el que se encuentran los protones y neutrones, y alrededor de él se superponen los orbitales atómicos, en los cuales es muy probable que nos encontremos a los electrones. Ahora bien, los electrones no se “colocan” en los orbitales de manera aleatoria, sino que lo hacen de acuerdo con una serie de reglas de llenado:

4.3.2.1.- Principio de exclusión de Pauli.

Fue establecido por **Wolfgang Pauli** (1900-1958) en 1927, y establece que en un átomo no pueden existir 2 electrones con los 4 números cuánticos iguales. Esto es, en cada orbital caben como máximo 2 electrones, con espines opuestos. Este principio implica que en cada orbital s existirán como máximo 2 electrones; en los 3 orbitales p, 6; en los 5 orbitales d, 10; y en los 7 orbitales f, 14.



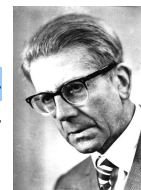
4.3.2.2.- Orden energético creciente: principio de construcción o de aufbau.



Esta regla y la siguiente constituyen el principio de construcción o de *aufbau*. Establece que los orbitales en que se pueden encontrar los electrones se van “llenando” en orden creciente de energía. El orden creciente de energía de los orbitales depende de la suma de los números cuánticos $n + l$ (cuanto mayor sea esta suma, más energético será el orbital), y viene dado por el **diagrama de Moeller** (ver figura a la izquierda).

4.3.2.3.- Regla de máxima multiplicidad de Hund.

Los electrones situados en orbitales de la misma energía (o en el mismo nivel energético) tienden a situarse lo más desapareados (o separados) que sea posible. Es decir, al ocupar orbitales con el mismo valor de l pero distinto valor de m , los electrones ocupan el mayor número de orbitales con distinto valor de m .



De las tres reglas anteriores deducimos que el número máximo de electrones en cada nivel energético es $2n^2$, siendo n el nº cuántico principal del nivel.

En las siguientes páginas web puedes consultar de forma interactiva cómo son los orbitales:
<http://orbitals.com/orb>
<http://educaplus.org/sp2002/orbita.html>

5.- CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

5.1.- INTRODUCCIÓN HISTÓRICA.

A mediados del siglo XIX se conocían, aproximadamente, unos 60 elementos químicos. Conforme iban descubriéndose nuevos elementos, iba surgiendo en los científicos la necesidad de ordenarlos de alguna manera lógica que tuviera en cuenta sus propiedades físicas y químicas. En la tabla de la derecha aparecen los elementos químicos clasificados según la época en que fueron descubiertos.

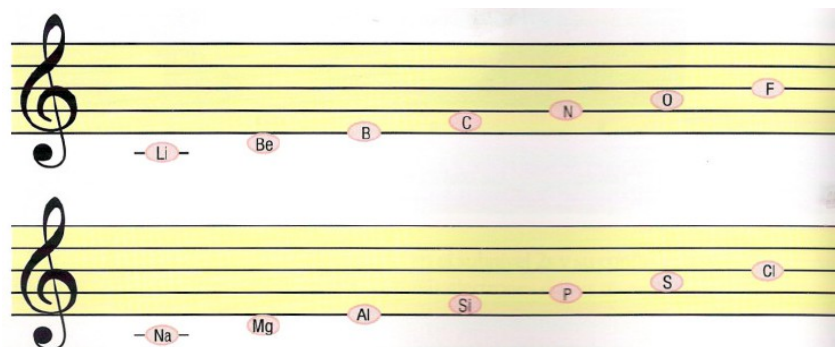
Antes de 1700			1850-1899		
Antimonio	Cobre	Mercurio	Actinio	Germanio	Praseodimio
Arsénico	Estaño	Oro	Argón	Helio	Rodio
Azufre	Fósforo	Plata	Cesio	Holmio	Rutenio
Carbono	Hierro	Plomo	Criptón	Indio	Samario
			Disprobio	Iterbio	Talio
			Escandio	Neodimio	Tulio
			Gadolinio	Neón	Xenón
			Galio	Polonio	
1700-1799			1900-1949		
Berilio	Estroncio	Nitrógeno	Americio	Lutecio	Radón
Bismuto	Flúor	Oxígeno	Astato	Neptunio	Renio
Cinc	Hidrógeno	Platino	Curio	Plutonio	Tecnecio
Circonio	Itrio	Telurio	Europio	Prometio	Terbio
Cloro	Manganeso	Titanio	Francio	Protactinio	
Cromo	Molibdeno	Uranio	Hafnio	Radio	
Cobalto	Níquel	Wolframio			
1800-1849					
Aluminio	Iridio	Rubidio			
Bario	Lantano	Selenio			
Boro	Litio	Silicio			
Bromo	Magnesio	Sodio			
Cadmio	Niobio	Tantalio			
Calcio	Osmio	Torio			
Cerio	Paladio	Vanadio			
Erbio	Potasio	Yodo			

Los primeros intentos de ordenación de los elementos químicos fueron los siguientes:

1. **Tríadas de Döbereiner** (1829): conocida la relación entre las propiedades de los elementos y sus masas atómicas, ordenó los elementos en grupos de 3, de manera que el elemento central tenía una masa casi igual a la media de los otros:

TRÍADA DE ELEMENTOS	MASAS ATÓMICAS	TRÍADA DE ELEMENTOS	MASAS ATÓMICAS	TRÍADA DE ELEMENTOS	MASAS ATÓMICAS
Litio	7	Calcio	40	Cloro	35,5
Sodio	23	Estroncio	88	Bromo	80
Potasio	39	Bario	137	Yodo	127

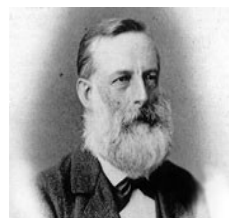
2. **Ley de las octavas de Newlands** (1864): se llama así por su parecido con la escala musical. Este científico ordenó los elementos en grupos de 7, observando que el 8º elemento tenía propiedades similares al 1º:



5.2.- TABLA PERIÓDICA DE MEYER Y MENDELEIEV.



En el año 1869 el científico alemán **Lothar Meyer** (a la derecha) y el ruso **Dimitri Mendeleiev** (a la izquierda) **ordenaron**, simultánea pero independientemente, **los elementos químicos conocidos en orden creciente de masas atómicas**, observando de esta manera que las propiedades físicas y químicas de los elementos se repetían conforme se bajaba de fila (**ley periódica**). La tabla periódica originariamente publicada por Mendeleiev constaba de 12 filas o periodos y de 8 columnas o grupos; fue la siguiente:



Fila	Grupo I R ₂ O	Grupo II RO	Grupo III R ₂ O ₃	Grupo IV RH ₄ RO ₂	Grupo V RH ₃ R ₂ O ₅	Grupo VI RH ₂ RO ₃	Grupo VII RH R ₂ O ₇	Grupo VIII RO ₂
1		H = 1						
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	A = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 58,9 Ni = 58,7
5		Cu = 63	Zn = 65	-- = 68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80 Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106
6	Ro = 85	Sr = 67	Yt = 88	Zr = 90	No = 94	Mo = 96	-- = 100	
7		Ag = 108	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128	I = 127
8	Cs = 133	Ba = 137	Di = 138	Ce = 140				
9								
10			Er = 178	La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198
11	Au = 199	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 2088			
12				Th = 231		U = 240		

Esta tabla periódica tuvo una gran aceptación, pues predecía la existencia y propiedades de elementos aún no descubiertos (dejando huecos en ella). No obstante, tenía algunas deficiencias:

- Los metales y los no metales aparecían mezclados.
- Para cuadrar el comportamiento químico de algunos elementos hubo que cambiarlos de sitio.
- No existía un lugar adecuado ni para el hidrógeno ni para los lantánidos y actínidos.
- Algunas parejas de elementos debían colocarse en orden inverso al de sus masas atómicas crecientes si se pretendía mantener la correspondencia de propiedades en su columna (por ejemplo, cobalto-níquel, telurio-yodo,...)

5.3.- LEY DE MOSELEY: SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL.

La ordenación actual de la tabla periódica se debe a los científicos **Werner** y **Paneth**, que tomaron la idea original del científico inglés **Henry Moseley** (1887-1915), quien en 1914 establece el concepto de número atómico como el n° de protones existente en el núcleo de cualquier átomo, el cual es característico de cada elemento. Así pues, **Moseley llegó a la conclusión de que la ordenación correcta de los elementos debía ser no por su masa atómica, sino por su n° atómico.**



La tabla periódica actual consta de 7 filas o periodos y de 18 columnas, grupos o familias. En ella se colocan los 114 elementos químicos conocidos y aceptados por la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry); de ellos, 89 son naturales y el resto, artificiales (descubiertos en los laboratorios).

Los elementos se ordenan en ella por orden creciente de su nº atómico, de tal manera que las propiedades fisicoquímicas van repitiéndose conforme bajamos de fila (**ley periódica**). Así, los elementos situados en el mismo grupo tendrán la misma configuración electrónica externa y, por tanto, las mismas propiedades. Por otra parte, todos los elementos situados en el mismo período tendrán el mismo nº de niveles de energía, como puede comprobarse fácilmente.

A los elementos de los grupos 1, 2 y 13 a 18 se les llama **elementos representativos** (tipo s o tipo p); a los de los grupos 3 a 12 se les llama **metales de transición** (tipo d) y a los situados en la parte inferior de la tabla, **metales de transición interna o tierras raras** (tipo f):

El diagrama muestra el sistema periódico con los siguientes tipos de elementos:

- Elementos tipo s:** Grupos 1 (Alcalinos) y 2 (Alcalinotérreos).
- Elementos tipo d:** Grupos 3 a 10 (Metales de transición).
- Elementos tipo p:** Grupos 13 a 18 (Térreos, Carbonoideos, Nitrogenoideos, Anfígenos, Halógenos, Gases nobles o inertes).
- Elementos tipo f:** Metales de transición interna (tierras raras) situados en la parte inferior.

5.4.- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EXTERNA Y SISTEMA PERIÓDICO.

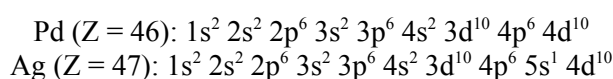
En el apartado anterior hemos dicho que los elementos del mismo grupo tienen propiedades parecidas; como estas propiedades vienen determinadas por los electrones del último nivel, deducimos entonces que todos los elementos del mismo grupo o familia tendrán la misma configuración electrónica externa. Los distintos grupos o familias y sus correspondientes configuraciones electrónicas externas son los siguientes:

GRUPO O FAMILIA	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EXTERNA
1: alcalinos	ns^1
2: alcalinotérreos	ns^2
3 a 12: metales de transición	$(n-1)d^x ns^2$ ($x = 1, \dots, 10$)
13: térreos o boroideos	$ns^2 np^1$
14: carbonoideos	$ns^2 np^2$
15: nitrogenoideos	$ns^2 np^3$
16: anfígenos	$ns^2 np^4$
17: halógenos	$ns^2 np^5$
18: gases nobles	$ns^2 np^6$
Metales de transición interna	-

Así pues, conociendo la ubicación de un elemento en el sistema periódico podremos obtener información valiosa acerca del último nivel ocupado, del orbital que rellena, del número de electrones que intervendrán en los procesos reactivos, etc.

OBSERVACIONES:

- Se llama **electrón diferenciador** al último colocado en un elemento y que, por tanto, lo diferencia del elemento anterior. En los elementos representativos, el electrón diferenciador está situado siempre en la capa más externa; en los metales de transición está situado en la penúltima y, en los de transición interna, en la antepenúltima.
- No siempre las configuraciones electrónicas siguen las reglas de llenado que hemos mencionado; hay excepciones en algunos átomos debidas generalmente a pequeñas diferencias de energía entre los orbitales más externos. Por ejemplo, las configuraciones electrónicas del paladio y de la plata son:



- La gran estabilidad que presentan los gases nobles o inertes se debe a su estructura electrónica de capa completa (ns^2 para el He ó $ns^2 np^6$ para los restantes). Los demás elementos tienen tendencia a ganar, perder o compartir electrones a fin de conseguir obtener una estructura de gas noble, que es la de mínima energía y, por tanto, la de máxima estabilidad. Otras estructuras electrónicas estables son, por este orden, aquellas que permiten que los átomos consigan...
 - ...último orbital lleno.
 - ...orbitales internos llenos.
 - ...orbitales semillenos.
 - ...último orbital semilleno.

Existen numerosas tablas periódicas interactivas en Internet; una de ellas la puedes encontrar en:
www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm

5.5.- PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS.

Hemos mencionado antes que los elementos de un mismo grupo o familia tienen propiedades físico-químicas parecidas y la misma configuración electrónica externa. Por tanto, los electrones de valencia (situados en el nivel de energía o capa más externa) serán los que determinen las propiedades de los elementos, así como la/s valencia/s o capacidad de combinación de los mismos. Las principales propiedades de los elementos (se les llama periódicas por que se repiten cada vez que bajamos en un período) y su variación en la tabla periódica son las siguientes:

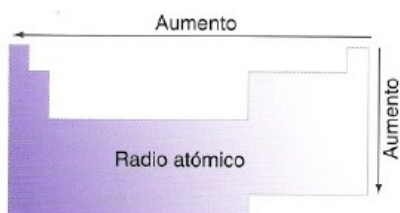
5.5.1.- RADIO ATÓMICO.

Aunque sabemos que el átomo no tiene dimensiones definidas, pues los orbitales son zonas de máxima probabilidad de encontrar al electrón, podemos considerar que el radio atómico es el radio de cualquier átomo, supuesto éste esférico. Sin embargo, el radio atómico (o tamaño de los átomos) también depende de la proximidad de los átomos vecinos (pues entre ellos existen fuerzas electrostáticas). Así, podemos distinguir varias posibilidades:

- El radio atómico de los metales es la mitad de su distancia internuclear.
- El radio atómico de los no metales es la mitad de la longitud de enlace molecular. También es llamado *radio covalente*.

- En el caso del **radio iónico** tendremos en cuenta los siguientes aspectos:
- **Los elementos que formen cationes tendrán un radio menor que el del átomo neutro**, pues habrá una contracción de la nube electrónica debida al predominio de las fuerzas nucleares sobre ella.
 - **Los elementos que formen aniones tendrán un radio mayor que el del átomo neutro**, pues habrá una expansión de la nube electrónica propiciada por la mayor repulsión entre electrones.
 - Para iones procedentes de elementos de diferentes grupos, sólo tiene sentido la comparación cuando se trate de átomos isoelectrónicos (átomos neutros o iónicos con el mismo nº de electrones). Entonces, **dentro de un mismo periodo, tanto los radios catiónicos como los aniónicos disminuyen a medida que aumenta Z**.

Su variación en la tabla periódica es de la manera siguiente:

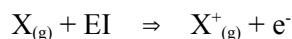


- **En un grupo, aumenta conforme bajamos**, pues aumenta el nº de capas de electrones y, con ello, el tamaño del átomo (o distancia al núcleo).
- **En un período, disminuye conforme avanzamos hacia la derecha**, pues habiendo el mismo nº de capas cada vez hay mayor nº de electrones; éstos serán atraídos cada vez más fuertemente por el núcleo, disminuyendo así su tamaño. No obstante, hay

que tener en cuenta el efecto de apantallamiento, mediante el cual los electrones intermedios disminuyen el efecto del núcleo sobre los electrones más externos (suele decirse que la *carga nuclear efectiva* es menor que la real). Este efecto da lugar a algunas anomalías.

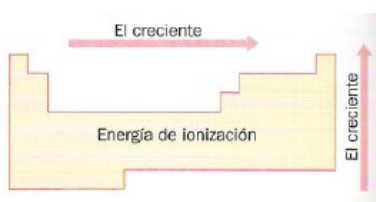
5.5.2.- ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN (EI).

Es la energía necesaria para arrancar un electrón (comenzando por el más externo) de un átomo que se encuentra en estado gaseoso en su estado fundamental:



También existen las llamadas **energías de ionización sucesivas**, que son las necesarias para ir quitando el 2º, 3º,... electrones sucesivos del átomo ya ionizado. Estas energías son cada vez mayores, puesto que a medida que desaparecen los electrones hay un exceso de carga positiva del núcleo que “tira” con más fuerza de los electrones restantes y, por ello, se necesitará más energía para arrancarlos.

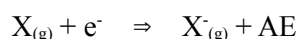
Su variación en la tabla periódica es de la manera siguiente:



- **En un grupo, disminuye conforme bajamos**, pues aumenta el tamaño del átomo, los electrones más externos se encuentran cada vez más lejos, serán atraídos con menor fuerza por el núcleo y menos energía se requerirá para extraerlos.
- **En un período, aumenta conforme avanzamos hacia la derecha**, pues aunque el nº de capas no varía, sí aumenta el nº atómico (o carga nuclear), con lo cual los electrones serán cada vez más fuertemente atraídos por el núcleo y mayor energía se requerirá para arrancarlos.

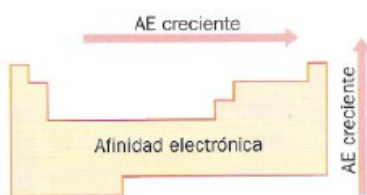
5.5.3.- AFINIDAD ELECTRÓNICA O ELECTROAFINIDAD (AE).

Es la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un electrón:



Siempre se refiere a un mol de átomos. También existen las **afinidades electrónicas sucesivas**, aunque

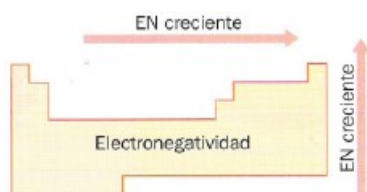
en todos los casos se requerirá un cierto aporte de energía, pues los electrones capturados ejercen un efecto de repulsión sobre los nuevos que puedan capturarse. Su variación en la tabla periódica es algo irregular, aunque en general de la manera siguiente:



- En un grupo, disminuye conforme bajamos, pues al aumentar el tamaño atómico disminuirá la fuerza con que el núcleo atrae a los electrones que capte.
- En un período, aumenta conforma avanzamos hacia la derecha, pues al aumentar Z aumenta la energía de atracción del núcleo (carga nuclear efectiva) hacia los electrones que capte.

5.5.4.- ELECTRONEGATIVIDAD.

Es la capacidad que tiene un átomo de atraer hacia sí a los pares de electrones que comparte en un enlace covalente. Cuanto más electronegativo sea, con mayor fuerza atraerá a dicho par de electrones. Está íntimamente relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica: cuando ambas aumentan, también lo hace la electronegatividad. Por tanto su variación en la tabla periódica es de la manera siguiente:



Las electronegatividades deben medirse de forma comparativa entre los elementos, es decir, deben emplearse escalas relativas. Una de ellas es la **escala de Pauling**, que relaciona la electronegatividad con las energías de enlace, y que asigna valores comprendidos entre 0 y 4 a las electronegatividades de los elementos. De esta manera, son metálicos los elementos cuya electronegatividad está comprendida entre 0 y 2. En la tabla siguiente aparecen las electronegatividades de los elementos:

En la tabla siguiente aparecen las electronegatividades de los elementos:

1																				18	
H																					
2,1	2																				
Li	Be																				
1,0	1,5																				
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12										
0,9	1,2																				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br					
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I					
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5					
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
0,7	0,9	1,0-1,2	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,2					
Fr	Ra																				
0,7	0,9																				

A partir de las propiedades anteriores podemos diferenciar los 2 grandes tipos de elementos existentes en la tabla periódica (exceptuando los gases nobles):

- Los **metales** son elementos con baja energía de ionización, baja afinidad electrónica y baja electronegatividad. Por tanto, tendrán tendencia a perder electrones, esto es, a formar cationes.
- Los **no metales** son elementos con alta energía de ionización, alta afinidad electrónica y alta electronegatividad. Por tanto, tendrán tendencia a ganar electrones, esto es, a formar aniones.

* Los elementos que muestran propiedades intermedias (y, por tanto, electronegatividades intermedias) se llaman **semimetales** (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po).

Puedes consultar todo lo relativo a las propiedades periódicas en la página web:
<http://www.educaplus.org/properiodicas>