

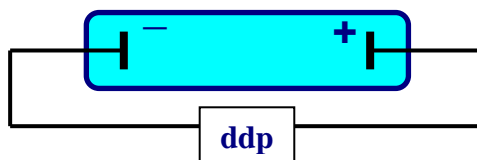


➤ Estructura del Atomo

Realizaremos un viaje, en el tiempo, en un intento de adentrarnos en la estructura íntima de la partícula que constituye a todos los materiales que existen en el Universo: el **átomo**. En este viaje nos encontraremos con los físicos y los químicos que, a través de sus estudios y descubrimientos, llevaron a la concepción actual de la **estructura interna del átomo**.

✓ Año 1879

En el año 1879, Sir William Crookes, estudió en dispositivos llamados “**Tubos de descarga en gases**”, el comportamiento de los gases cuando son sometidos a muy bajas presiones, cercanas al vacío, y a la acción de una descarga eléctrica producida al aplicar sobre los mismos un potencial elevado. El esquema de un tubo de descarga en gases es el siguiente:



Al aplicar a los gases, sometidos a muy bajas presiones, una descarga eléctrica adecuada, los gases residuales en el tubo, que a presión atmosférica no son conductores de la electricidad, en estas condiciones conducen la misma y se observa la formación de unos rayos, que “aparentemente” salen del cátodo (electrodo negativo) y “se dirigen” al ánodo (electrodo positivo), por los que se los denominó **Rayos Catódicos**.

Con independencia de la naturaleza de estos polos o de la de los gases residuales que ocupan el tubo se demostró que los rayos catódicos poseen las siguientes características:

- Se desplazan en forma rectilínea.
- Proyectan sombras cuando se interponen obstáculos en sus trayectorias.
- Producen movimientos mecánicos sobre un molinete, haciendo que el mismo gire.
- Producen fluorescencia en las paredes del tubo de descarga, cuyo color depende del material que compone al vidrio del mismo.
- Calientan hasta la incandescencia a las hojas delgadas de metales.
- Transfieren carga eléctrica negativa a los objetos que se interponen en su trayectoria.
- Son desviados por campos magnéticos y campos eléctricos, en los que se desvían hacia el polo positivo.

Más adelante se comprobó que causan la ionización de los gases, impresionan las placas fotográficas y producen Rayos X penetrantes cuando chocan contra blancos adecuados. Todas estas propiedades de los rayos catódicos sugieren que **están**



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
formados por partículas negativas dotadas de gran energía. Esto fue demostrado, posteriormente, en 1897 por Sir J. J. Thomson.

✓ Año 1896

En el año 1896, el físico francés Becquerel constató que muchas sustancias, como por ejemplo los minerales y las sales de Uranio, son capaces de emitir rayos que impresionan una placa fotográfica, aún cuando la misma esté protegida por una capa de papel negro. Este descubrimiento fue un resultado casi accidental, ya que Becquerel estaba investigando la fluorescencia (propiedad de algunos materiales de emitir radiaciones al recibir un estímulo luminoso) y su posible relación con los Rayos X.

Estudios subsiguientes demostraron que todos los compuestos de Uranio tenían la propiedad de impresionar las placas fotográficas con independencia de la fluorescencia, de la fosforescencia o del estado físico.

Poco tiempo después se comprobó que algunos compuestos del elemento Torio poseían esta propiedad.

Todas estas sustancias han sido denominadas “*radioactivas*”, debido a la propiedad de emitir espontáneamente radiaciones que presentan.

El estudio sistemático de los minerales de Uranio, realizado por María Curie, con la colaboración de su esposo Pierre Curie, indicó que alguno de ellos, como el Uranio natural o la pechblenda, emitían radiaciones de mayor intensidad, que los correspondientes al Uranio puro. Pensaron, entonces, que el mineral debía contener un material de actividad radioactiva mayor que el Uranio. De esta manera descubrieron otros dos elementos, fuertemente radioactivos, el Polonio y el Radio.

Estudios posteriores realizados por los esposos Curie y otros investigadores, pusieron de relieve la existencia de propiedades radioactivas entre todos los elementos más pesados.

Los primeros trabajos y las investigaciones vinculadas a las sustancias radioactivas, estaban fundamentalmente relacionados con la cesión espontánea de energía de las mismas y fueron realizados cuando no se conocía su relación con las estructuras atómicas. Sin embargo, el conocimiento desarrollado con esta propiedad de algunos elementos, constituyeron posteriormente los fundamentos de la actual Teoría Atómica y, a la luz de los resultados que estos investigadores obtuvieron, deben considerarse como extraordinariamente notables.

Las sustancias radioactivas producen tres tipos diferentes de radiaciones:

- **Rayos α** Son de naturaleza corpuscular, es decir, están formados por partículas que llevan dos cargas unitarias positivas y que tienen una masa relativa en la escala convencional de Masas Atómicas, de cuatro una. ***Son núcleos de átomos de Helio.*** Pueden atravesar láminas de metal muy delgadas. Como tienen una masa relativamente grande y una elevada velocidad, son pocas las partículas alfa



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
que se desvían al atravesar un material y, por lo tanto, tienen trayectorias esencialmente rectilíneas de longitud definida que depende de su velocidad inicial.

- **Rayos β** Son de naturaleza corpuscular, es decir, están formados por partículas y tienen carga negativa. *Consisten en partículas cargadas, que posteriormente se demostró, son idénticas a los electrones.* A diferencia de las partículas alfa, las beta no tienen velocidades definidas y, varían según el elemento emisor, desde valores muy pequeños a un máximo que es característico de la sustancia emisora. Pueden atravesar láminas delgadas de Aluminio, de hasta 0,2 cm de espesor.
- **Rayos γ** Son rayos sin carga eléctrica, que no se desvían por campos eléctricos ni magnéticos. Son de **naturaleza electromagnética**, de longitud de onda muy corta, generalmente comprendida entre 10^{-8} y 10^{-11} cm. En lo que respecta a sus propiedades generales, no existen casi diferencias entre los rayos gamma y los rayos X, excepto posiblemente en sus energías. Debido a esta semejanza con los rayos X, pueden penetrar considerables distancias, aún de materiales muy densos. Son muy penetrantes y, la exposición de organismos vivos a ellos, puede provocar daños importantes, si es prolongada.

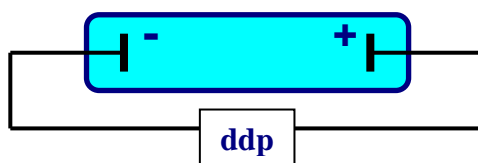
Posteriormente, los rayos α fueron utilizados en el estudio de la estructura del átomo.

✓ Año 1897

Inmediatamente antes del final del siglo XIX, el físico británico J. J. Thomson estudió el efecto que se produce en los gases que están a bajas presiones, cercanas al vacío, cuando se aplica en los mismos altos voltajes, continuando, de esta manera, las investigaciones realizadas en el año 1879 por Sir William Crookes.

A través de los experimentos realizados por Thomson con gases a baja presión sometidos a descargas eléctricas, se descubrió que el átomo no es “*indivisible*” como sostenía Dalton, sino que puede “*dividirse*” en partículas más sencillas.

El resultado más importante de los trabajos realizados por Thomson fue el descubrimiento del **electrón**, que es una **partícula** que compone a todos los **átomos** de los distintos elementos y que posee **carga eléctrica negativa**. Los electrones componen a los rayos, denominados “*rayos catódicos*”, que este científico obtuvo, como Crookes, en tubos de vidrio, que contenían a los gases y en los que se aplicaba la descarga eléctrica, llamados “*tubos de descarga en gases*”.





Cuando se aplica una descarga eléctrica a través de un gas a baja presión, del orden de 0,1 mm Hg o menos, se observan varios fenómenos que, a través de diversas experimentaciones, permiten determinar las propiedades de los rayos catódicos. Los mismos pueden resumirse de la siguiente manera:

- Al aplicar la descarga eléctrica, se observa, cerca del ánodo, en las paredes del tubo, una fluorescencia azul – verdosa, que se atribuye al estímulo que recibe el material de “ciertos rayos” que aparentemente “proviene” o “salen” del cátodo (electrodo negativo) y se “dirigen” al ánodo (electrodo positivo). Por esta razón, como ya hemos visto, se denominan “*rayos catódicos*”.
- Proyectan sombras cuando se interpone un cuerpo opaco en su trayectoria, y se proyecta la sombra nítida de este cuerpo en la pared opuesta al cátodo.
- Se propagan en trayectorias rectilíneas perpendiculares al cátodo.
- Producen movimientos mecánicos sobre un molinete, haciendo que el mismo gire. Esta experiencia demuestra que los rayos catódicos están constituidos por partículas materiales.
- Producen fluorescencia en las paredes del tubo de descarga, cuyo color **depende** del material que compone al vidrio del mismo.
- Calientan hasta la incandescencia a las hojas delgadas de metales.
- Transfieren carga eléctrica negativa a los objetos que se interponen en su trayectoria.
- Son desviados por campos magnéticos y campos eléctricos, en los que se desvían hacia el polo positivo. Esto permite demostrar que las partículas que componen a los rayos catódicos tienen carga eléctrica negativa.

En resumen: **los rayos catódicos son un haz de partículas negativas que se mueven a gran velocidad, se desplazan con trayectorias rectilíneas y producen fluorescencia.**

Thomson llegó a determinar **la carga específica** de las partículas que componen a los rayos catódicos, que es la relación e / m , donde **e** es la **carga** y **m** es la **masa** de esta partícula. Estudió la desviación que los rayos catódicos experimentan en campos magnéticos y en campos eléctricos.

De esta manera se obtenía un delgado haz de los mismos. Al impactar en la pared del tubo, detrás del ánodo, se produce una mancha luminosa, en un punto que denominamos F. Por medio de un electroimán, ubicado en la parte externa del tubo de descarga, se aplica al haz de rayos catódicos un campo magnético que lo desvía de su trayectoria original. Si se indica con H la intensidad del campo magnético, con ϵ la carga transportada por cada partícula del rayo catódico y con v la velocidad, la fuerza



ejercida sobre la partícula será $H \cdot e \cdot v$. Bajo la influencia de esta fuerza constante, el haz describirá una trayectoria circular de radio r de modo que la fuerza centrífuga es: $m \cdot v^2 / r$. En la real señalada por la línea punteada en la figura anterior, la fuerza magnética y la fuerza centrífuga se equilibran. De modo que puede escribirse:

$$H e v = m v^2 / r \Rightarrow e / m = v / H r \quad (1)$$

Luego se aplica al haz desviado un campo eléctrico y se varía la intensidad del mismo hasta que el haz de rayos catódicos vuelva a su dirección original, hecho que puede observarse por la posición de la mancha luminosa. La intensidad E del campo eléctrico, que actúa perpendicularmente al campo magnético iguala a la que ejerce el campo magnético, es decir:

$$E e = H e v \Rightarrow v = E / H \quad (2)$$

A partir de las expresiones (1) y (2) resulta:

$$e / m = E / H r^2$$

Entonces, trabajando con las relaciones matemáticas que pueden establecerse para el campo eléctrico y el magnético, es posible calcular, de la manera descripta, la carga específica de las partículas negativas que componen a los rayos catódicos.

Como resultado de numerosas experimentaciones, utilizando distintos gases en el interior de los tubos de descarga, variando los materiales que componen a los electrodos se obtuvo, dentro de los errores del método experimental, que la relación e / m es siempre la misma.

Por lo tanto, como los rayos catódicos producidos en distintas condiciones y provenientes de diversas fuentes tienen siempre, independientemente de la naturaleza del gas, el mismo valor de carga específica, podemos afirmar que las **partículas negativas** que los componen **son un constituyente definido y universal de los materiales** y, por lo tanto, del **átomo**. A estas partículas se las denominó **electrones**.

La **carga específica** del **electrón** determinada por Thomson es: $1,7589 \times 10^7$ **unidades electromagnéticas (uem)** o $5,2731 \times 10^{17}$ **unidades electrostáticas (ues) por gramo**. Para convertir las uem en ues es necesario multiplicar por la velocidad de la luz: $2,998 \cdot 10^{10}$ cm / seg.

La consecuencia tecnológica del descubrimiento de Thomson fue la invención del **"Tubo de Rayos Catódicos"** que se usa en el televisor. Cada vez que el usuario ve un programa por televisión, contempla una versión del experimento de Thomson.



Modelo Atómico de Thomson

Los materiales, desde el punto de vista eléctrico, no son, en general, ni atraídos ni repelidos por electrodos cargados. Esto pone de manifiesto que los **átomos** no tienen una carga eléctrica neta, es decir, que son **eléctricamente neutros**.

Sin embargo, a través del experimento realizado por Thomson se demostró que todos los átomos contienen electrones que, como hemos indicado, están cargados negativamente. En consecuencia, los átomos deben contener en su estructura una carga positiva suficiente, para contrarrestar y neutralizar, de esta forma, las cargas negativas de los electrones.

Thomson sugirió que los electrones están dispersos en un **material cargado positivamente**, parecido a una **gelatina** que constituye al **átomo**, que imaginó como una **esfera compacta**, con **densidad de carga** y de **masa homogéneas**.

Año 1910

Algunos años después de los trabajos de Thomson, otros investigadores, especialmente el norteamericano Robert Millikan, diseñaron diversos experimentos para medir la masa y la carga del electrón por separado.

Como se conoce la relación e / m de carga a masa del electrón, es posible calcular su masa si se determina la carga del mismo.

El método empleado por Millikan para la determinación de la carga transportada por un electrón, se basa en el hecho de que si se forman gotas muy pequeñas de un líquido, que puede ser agua o aceite, en un espacio que contiene partículas cargadas, las mismas tienden a “adosearse o pegarse” a las pequeñas gotas, transfiriéndoles, entonces, su carga.

La carga que transporta la gota será positiva o negativa, de acuerdo a la partícula que se adose a ella. Sin embargo, la magnitud de la carga debe ser un múltiplo entero de la carga electrónica unitaria. En la mayoría de los casos, cada gota de líquido transporta una carga unidad, pero algunas pueden transportar dos o más de tales cargas.

En algunas de las primeras experiencias, se obtenía, por expansión brusca de aire saturado con vapor de agua, una niebla que consistía en pequeñas gotas de agua cargadas eléctricamente. Una niebla de esta especie cae con velocidad constante bajo la influencia de la gravedad. Se obtienen resultados más exactos siguiendo el comportamiento de una sola gota en lugar de hacerlo con toda la nube.

Millikan, para evitar errores por la evaporación del agua, introdujo en su lugar, el uso de aceite.

Si u_1 es la velocidad de descenso de una sola gota que cae en el aire, w es la masa de la gota y g es la aceleración de la gravedad, u_1 será proporcional a $w \cdot g$. Supongamos que le aplicamos un campo eléctrico de intensidad E que produce la variación de la



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

velocidad de descenso de la gota, la fuerza que actúa ahora sobre la misma, es $E_{\varepsilon} = \pm w \cdot g$, donde ε es la magnitud de la unidad de carga, el signo + indica que el campo ayuda a la gravedad y el signo – que se opone a la misma.

La velocidad uniforme de caída u_2 de la gota, en estas condiciones, es de esta manera, proporcional a $E_{\varepsilon} \pm w \cdot g$ y, por lo tanto, resulta que:

$$\frac{u_1}{u_2} = \frac{w \cdot g}{E_{\varepsilon} \pm w \cdot g}$$

Los valores de u_1 y u_2 pueden determinarse por observación de la gota, la fuerza del campo E es conocida, al igual que g , por lo tanto, la determinación de la carga electrónica a partir de la ecuación anterior sólo requiere el conocimiento de la masa w de la gota.

Para determinar la masa de la gota se aplica la **Ley de Stokes**, de acuerdo a la cual la velocidad uniforme u de una gota esférica de radio r y de densidad d , que cae bajo la influencia de la gravedad a través de un gas de viscosidad η , está dada por la siguiente ecuación:

$$u = \frac{2 g \cdot r^2 \cdot d}{9 \cdot \eta}$$

En este caso el valor u de la expresión matemática anterior, es el mismo que el u_1 , es decir, la velocidad de descenso de la gota bajo la acción de la gravedad solamente. Si la viscosidad del aire y la densidad de la gota son conocidas, puede determinarse el radio de la gota. Al suponer que las gotas son esféricas, el volumen de cada una es $4/3 \cdot \pi \cdot r^3$ y, de esta manera, la masa de la gota w , es igual al producto de este volumen por la densidad del líquido que compone la gota:

$$w = 4/3 \cdot \pi \cdot r^3 \cdot d$$

De esta manera se dispone de todos los datos necesarios para determinar la carga electrónica.

En un recipiente **A**, sumergido en un termostato para mantener constante la temperatura, que contiene aire a una presión constante regulada por una bomba. Mediante un atomizador **B** se puede introducir una fina lluvia de gotas de aceite.

La placa **C** está perforada por un cierto número de pequeños orificios, similares al indicado como **E**, se conecta a los terminales de una batería de alto voltaje. La placa **D** se conecta a tierra.

Cuando una gota de aceite entra al espacio comprendido entre las placas **C** y **D**, al pasar a través de uno de los orificios, se ionizaba el aire a través de su exposición a los rayos X que entran en el aparato por **W₁**.



Al unirse a un ion gaseoso, la gota de aceite se carga y se la puede mover hacia arriba o hacia abajo, de acuerdo con el signo de la carga y el sentido del campo eléctrico, el cual puede invertirse de acuerdo a la voluntad del experimentador. Los resultados más seguros se obtuvieron cuando la gota se mueve hacia arriba.

La velocidad de ascenso o descenso de la gota se mide por observación con un microscopio, cuya iluminación se logra mediante un poderoso haz de luz que pasa a través de la ventana W_2 . Desconectando la batería se puede determinar la velocidad de descenso bajo la sola acción de la gravedad.

En el desarrollo de los experimentos con la gota de aceite, pudo determinarse que si bien la velocidad de caída de la gota bajo la influencia de la gravedad es siempre constante, la velocidad de ascenso al aplicar el campo eléctrico, no era necesariamente la misma en todos ellos. Pudo explicarse esta observación en el hecho de que la gota no siempre transporta la misma carga. Sin embargo, cuando se calculan los valores de las cargas resulta que los mismos son siempre un múltiplo entero exacto de una cantidad definida, que se tomó como la carga de un electrón (carga electrónica unitaria).

La **carga eléctrica del electrón**, determinada de esta manera, es $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, donde C es la abreviatura de la unidad de carga del **Sistema Internacional (SI)**, es decir, el **culombio**. Podemos considerar que este valor numérico es la "unidad de Carga" del electrón. Entonces nos referiremos a una unidad de carga negativa. Conocido el valor de la **carga específica** y de la carga del electrón es posible determinar la masa del mismo. Aproximadamente, hacia el año 1910, se sabía que la **masa del electrón** es de sólo $9,11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$.

El procedimiento más exacto para la determinación de la carga del electrón depende de un principio enteramente diferente, que implica el conocimiento de dos constantes: el **faraday** (2,8929 ues). También es 96.496 coulomb, que se expresa en ues multiplicando por $2,998 \cdot 10^9$, que se puede considerar como la carga total de todas las moléculas de 1 mol, si cada una transporta una unidad de carga, y el **Número de Avogadro** ($6,0232 \cdot 10^{23}$), que es el número de moléculas que hay en 1 mol.

Resulta entonces que, la carga del electrón es igual al valor del faraday F dividido por el Número de Avogadro N_A , por lo tanto:

$$\varepsilon = \frac{F}{N_A} = \frac{2,8928 \cdot 10^{14}}{6,0232 \cdot 10^{23}} = 4,8029 \cdot 10^{-10} \text{ ues}$$

Este es el valor que se acepta generalmente en la actualidad.

✓ Año 1911

El modelo atómico de Thomson quedó superado, cuando se conocieron los resultados propuestos por el científico neozelandés Ernest Rutherford.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

A Rutherford le interesaba el hecho de que algunos elementos, como el Radio, emiten radiaciones en forma espontánea. Entre ellos hay elementos que emiten rayos α . Estudió el comportamiento de los mismos, en presencia de placas cargadas eléctricamente y con imanes, e identificó las partículas que los constituyen: son átomos de Helio que han perdido todos sus electrones.

Encargó a dos de sus discípulos, Hans Geiger y Ernest Marsden, que realizaran un experimento por él diseñado, con el objeto de que Marsden se familiarizase con un componente de un aparato.

Geiger y Marsden dispararon partículas α para que atravesasen una placa muy delgada de Oro (Au), casi del espesor de un hoja delgada de papel, de manera que en el mismo sólo hay unos pocos átomos de este elemento. También trabajaron con láminas de Platino (Pt), Plata (Ag) y Cobre (Cu). Observaron detenidamente las posiciones de los destellos producidos en los puntos de la pantalla de sulfuro de Zinc (ZnS) en los que habían chocado las partículas. Puesto que creían que los átomos, de acuerdo al modelo de Thomson, eran esferas formadas por una masa gelatinosa positiva en la que estaban los electrones, ambos esperaban que los rayos α siguiesen una trayectoria recta a través de la lámina, ya que al encontrarse con una densidad de carga positiva homogénea, la interacción con los mencionados rayos, en cada instante, debía compensarse. Como resultado de esto, era de esperar, que las partículas α no experimentarían desviaciones en su trayectoria.

Lo que pudieron observar, después de realizar la experiencia propuesta por Rutherford, los dejó totalmente sorprendidos. Aunque la mayoría de las partículas α sólo presentaban una ligera desviación en su trayectoria, aproximadamente 1 de cada 20.000 presentó más de 90° de desviación. Una proporción, bastante más baja que la anterior, se desviaron 180° , es decir, cambiaron de sentido y retrocedieron hacia su punto de partida. Ante estos resultados, Rutherford expresó: *“Es casi increíble. Parece como si hubieses disparado un proyectil de 15 pulgadas contra un fragmento de papel de seda y el mismo hubiese retornado al punto de origen y te hubiese alcanzado”*.

La explicación tenía, necesariamente que ser, que los átomos y las partículas que éstos componían, no eran glóbulos de gelatina, sino que son partículas duras que pueden rebotar unas contra las otras.

Rutherford sugirió una estructura denominada **“átomo nuclear”**, para explicar los resultados obtenidos en su experimento.

Propuso que toda la carga positiva, y la mayor parte de la masa del átomo, están concentrados formando una aglomeración muy pequeña, el **núcleo atómico**, y que los electrones, muy separados unos de otros, se mueven alrededor de él, a distancias relativamente grandes y en un número tal que coincidan con el número de unidades de carga positiva que lleva el núcleo, dando así un átomo eléctricamente neutro. Según el **Modelo de Rutherford**, como sucede en el sistema solar, la mayor parte del átomo está vacía y el núcleo representa el Sol y los electrones a los planetas.



La idea de Rutherford, explica los resultados obtenidos por Geiger y Marsden. Las partículas α son núcleos muy pequeños de átomos de Helio (He), que pasan a través de átomos de Oro (Au), que en la mayor parte de su volumen están vacíos, a menos que choquen directamente con el núcleo de algún átomo de Oro. Esto sucede con muy baja probabilidad y por lo tanto la mayoría de las partículas α no experimentan desviación alguna. Cuando alguna choca directamente con el núcleo del átomo de Oro, la carga positiva de la partícula es repelida fuertemente por la carga positiva del núcleo de Oro y se desvía notablemente.

La medición cuantitativa de los ángulos de desviación o deflexión aportan importantes datos sobre las cargas y los diámetros de los núcleos atómicos. Si el átomo se equiparara a una **cancha de fútbol, el núcleo sería como la punta de un alfiler situado en su centro.**

Los cálculos demuestran que el valor del radio de un núcleo atómico es de 10^{-13} a 10^{-12} cm aproximadamente. Los radios de los átomos son del orden de 10^{-8} cm, es decir, casi 100.000 veces mayores. Resulta, de este modo, evidente que el átomo debe tener una estructura relativamente “vacía”. Por otra parte, se ha comprobado que el volumen real de los electrones y núcleos que constituyen los átomos no es más que 10^{-12} de volumen total o efectivo observado para los átomos.

✓ Año 1914 a 1922

Partículas Positivas: el Protón

El descubrimiento del electrón, unidad eléctrica negativa, condujo naturalmente a la búsqueda de la correspondiente unidad de carga positiva.

Los tubos de descarga en gases, en los que se producen los rayos catódicos, también contienen **rayos positivos** que consisten en una corriente de partículas cargadas positivamente, que se mueven en sentido opuesto al de los rayos catódicos, en trayectorias rectilíneas y que, también, producen sombra y fluorescencia.

Una determinación de la relación c / m , que determina la **carga específica** de las partículas que constituyen los rayos positivos muestra que la masa de las mismas es mucho mayor que la de los electrones. En efecto, la partícula positiva más liviana que se ha descubierto de esta manera, tiene aproximadamente la misma masa que la del átomo de Hidrógeno.

Esta partícula es, probablemente, *un átomo de Hidrógeno que ha perdido su único electrón, quedando así con una carga positiva unitaria*. La misma se denomina **protón**, de acuerdo con lo propuesto por Rutherford en el año 1922.

El protón difiere fundamentalmente del electrón, por que éste último se puede considerar simplemente como una partícula material libre cargada en el sentido ordinario, mientras que el primero no: es un átomo de Hidrógeno que ha perdido su único electrón.



Protones y Número Atómico (Z):

Thomson demostró que un átomo contiene electrones. Rutherford planteó que estos electrones, en el átomo, rodean a un núcleo central cargado positivamente y muy pequeño en comparación con el tamaño del átomo. Los electrones se mueven alrededor de este núcleo y giran alrededor de su propio eje, como los planetas alrededor del Sol.

Los físicos nucleares siguieron estudiando e investigando acerca de la existencia de otras partículas componentes del átomo. De esta manera, descubrieron que los núcleos atómicos están compuestos por dos tipos de partículas, denominadas **nucleones**:

- El **protón (p)** posee una carga positiva del mismo valor que la negativa del electrón. Por lo tanto en un átomo, para que sea eléctricamente neutro, deben estar presentes igual número de protones y electrones. La masa del protón es **1856 veces mayor** que la masa del electrón.
- El **neutrón (n)** que es una partícula sin carga y que posee una masa prácticamente igual a la del protón, apenas levemente mayor. En el año 1920, Rutherford sugirió la existencia de los neutrones. Sin embargo, durante varios años no hubieron pruebas directas que confirmaran esta suposición. En el año 1932, J. Chadwick, demostró que estas partículas se formaban por la acción de los rayos α , emitidos por sustancias radioactivas, sobre ciertos elementos livianos como el Berilio (Be) y el Boro (B). En la actualidad, los neutrones se producen por diversos métodos y presentan siempre las mismas propiedades: no transportan carga eléctrica resultante y su masa es apenas más grande que la del protón. La masa del neutrón es 1,00871, mientras que la del protón es 1,00732, en la escala química de las Masas Atómicas.

El número de protones de un núcleo atómico recibe el nombre de **Número Atómico, Z**, del elemento. Henry Moseley, un joven científico británico, fue el primero en medir los números atómicos con exactitud, poco antes de morir en acción durante la Primera guerra Mundial. Él sabía que cuando se bombardeaban materiales de diferentes elementos, utilizando electrones que se desplazan acelerados, los elementos emiten "**Rayos X**". Los mismos se comportan como ondas electromagnéticas, análogas a la luz, pero de longitud de onda mucho menor. Son capaces de "atravesar" a muchas sustancias. Los rayos que constituyen la luz visible, tienen longitudes de onda comprendidas entre $4 \cdot 10^{-5}$ y $8 \cdot 10^{-5}$ cm, mientras que las longitudes de onda de los rayos X son del orden de 10^{-8} cm.

El método más conveniente para obtener rayos X, consiste en colocar una lámina metálica, denominada **anticátodo**, en la trayectoria de los rayos catódicos, en un tubo de descarga en gases. En estas condiciones, el anticátodo emite rayos X. Las longitudes de onda de los rayos así emitidos, abarcan un intervalo bastante amplio, pero existen algunas cuya intensidad es mucho mayor que las del fondo general. Los valores de las mismas dependen del metal empleado como anticátodo, siendo bien definidas para cada elemento particular. Los rayos X correspondientes a un elemento dado se han denominado **rayos X característicos** del mismo.



Se ha podido demostrar, que los rayos X característicos se agrupan en un cierto número de series o grupos que se representan por las letras *K, L, M, N, etc.* El poder de penetración o “dureza” de estos rayos y sus longitudes de onda, aumentan en este orden. Para los elementos de Masa Atómica baja, se observan solamente miembros de las series K y L. A medida que la Masa Atómica aumenta, se pueden encontrar rayos X característicos de las series M, N y de las superiores. En cada grupo existen dos o más radiaciones características que se distinguen con las letras griegas α, β, γ , etc., utilizadas como subíndices, por ejemplo, $K\alpha, K\beta, L\alpha$, etc.

Con el objeto de estudiar los rayos X característicos de diversos elementos, Moseley, en el año 1913, utilizó como red de difracción cristales de ferrocianuro de potasio para determinar las longitudes de onda de los rayos X característicos de distintos elementos. Hacía incidir los rayos que emergían del cristal, en una placa fotográfica. De esta manera, la posición de la línea registrada en la placa, se podía relacionar con la longitud de onda de los rayos X característicos del elemento particular presente en el anticátodo.

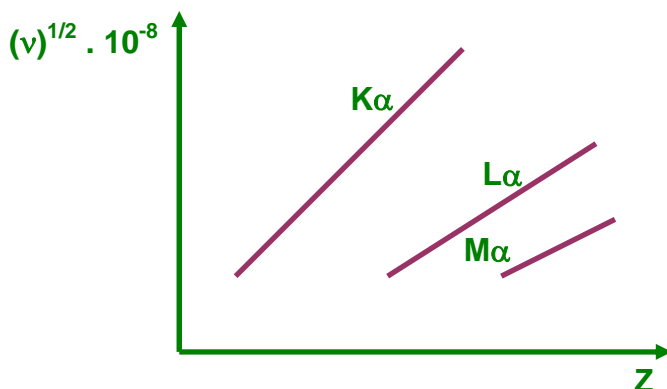
No existe una relación inmediata entre la longitud de onda o la frecuencia, o sea, la velocidad de la luz dividida la longitud de onda, y la Masa Atómica Relativa de los elementos. Sin embargo, Moseley encontró una relación sencilla entre las frecuencias de los rayos X característicos y los **números atómicos** de los elementos respectivos. El **Número Atómico** de un elemento puede ser definido como el **número de orden del elemento en la Tabla Periódica**.

Si ν es la frecuencia de la radiación característica que pertenece a cualquier serie particular y Z es el número atómico del elemento que produce la radiación, entonces:

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b)$$

Donde a es una constante de proporcionalidad y b tiene un valor definido para todas las líneas de una serie dada. Para los rayos $K\alpha$, el valor de a^2 es $\frac{3}{4} R$, donde R es el número de Rydberg en unidades de frecuencia y b es 1,0.

De acuerdo con la expresión matemática anterior, se debe obtener una línea recta cuando se representa gráficamente la raíz cuadrada de la frecuencia de los rayos X característicos de una determinada serie en función de los Números Atómicos de los elementos correspondientes. Esto se confirmó ampliamente, como puede observarse en el siguiente gráfico, cuyos valores son obtenidos experimentalmente:

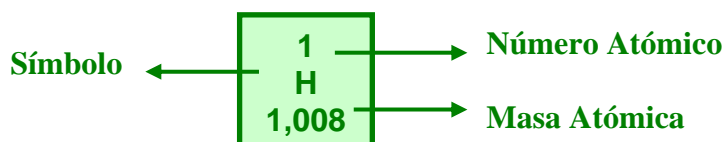


Se han observado, para ciertos elementos, algunas discrepancias que efectivamente tienen una importante interpretación teórica, pero en rasgos generales se satisface la relación dada entre la frecuencia de los rayos X característicos y el Número Atómico.

De esta manera, Moseley sugirió que el tipo de Rayos X emitidos por un determinado elemento, depende de su Número Atómico y, a partir de su experimentación con los Rayos X, determinó el valor de Z para muchos elementos.

Podemos concluir así que el Número Atómico de un elemento es **una propiedad de significado fundamental, que está directamente vinculada con las propiedades específicas de los elementos.**

En la actualidad se conoce el número atómico de todos los elementos. Se encuentran tabulados en la Tabla Periódica de los Elementos, en la parte superior del cuadro que representa a un elemento particular como se indica en la siguiente figura:



Como el átomo es eléctricamente neutro, y la carga del protón es igual en valor absoluto, pero de signo opuesto, a la del electrón, es evidente que en el átomo coincide en número de protones (Z) con el número de electrones que giran alrededor del núcleo. A veces se usa como notación, indicar el Número Atómico de un elemento como sub-índice a la izquierda del símbolo químico del mismo: ${}_1\text{H}$, ${}_{92}\text{U}$.

En la siguiente tabla se dan las **“Propiedades de las partículas subatómicas”**:

Partícula	Símbolo	Carga*	Masa, (g)
Electrón	e^-	-1	$9,109 \cdot 10^{-28}$
Protón	P	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$
Neutrón	n	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$



Los elementos, en la Tabla Periódica Moderna están ordenados según los Números Atómicos. Las propiedades de los elementos, ordenados bajo este criterio, según los Números Atómicos crecientes, se repiten periódicamente. El **carácter periódico** de los elementos, es decir, la repetición cíclica de las propiedades al aumentar Z , es una de las características más notables de los materiales.

La detección y el estudio de los isótopos:

Las medidas precisas de las Masas Atómicas condujo a descubrimientos muy importantes en “nuestro viaje a través del tiempo” para intentar “descubrir” la naturaleza íntima de los átomos.

Otro de los postulados que fundamentaban la Teoría Atómica de Dalton era que *“átomos del mismo elemento eran iguales y tienen las mismas propiedades, en particular tienen la misma masa”*. Por lo tanto para Dalton, como ya hemos establecido al estudiar su teoría, la masa del átomo era la propiedad que caracterizaba su comportamiento. En su época no se conocían métodos para medir las Masas Atómicas. Dalton intentó deducir las masas relativas mediante un conjunto de experimentos extremadamente ingeniosos basados en la masa de los elementos que se combinaban. De esta manera llegó a determinar que la masa de un átomo de Cobre es aproximadamente sesenta veces mayor que la de un átomo de Hidrógeno.

Posteriormente, se desarrolló uno de los métodos experimentales más importantes para el estudio de las masas atómicas y el descubrimiento de **isótopos**, a través del análisis de los *“rayos positivos”* también denominados *“rayos canales”*. Aunque fueron descubiertos en el año 1886 por Goldstein, como trazas luminosas detrás de las perforaciones del cátodo, en un tubo de descarga en gases, estos rayos positivos no fueron estudiados sistemáticamente hasta mucho tiempo después, cuando se comprobó que su formación era un fenómeno frecuente y que su naturaleza dependía del tipo de gas residual que quedase dentro de los tubos.

En el año 1913, Thomson ideó un método, llamado *“de la parábola”*, para determinar la carga específica (relación e/m donde e es el valor de la carga y m es la masa de la partícula) de las partículas positivas de los rayos canales.

Afirmó que las partículas de masa 22 que se encontraban en el análisis correspondía a un elemento de propiedades semejantes a las del elemento Neón, que se encontraría formando parte de muestras del mismo. Pronto se pudo demostrar que estas afirmaciones no eran correctas y que se debían interpretar en el sentido de demostrar la existencia de un **isótopo** del elemento Neón de masa 22.

Posteriormente y, en forma casi simultánea, Dempster (en el año 1918) y Aston (en el año 1919) aplicaron un método diferente al usado por Thomson, denominado **Espectrometría de Masas**, para medir las masas de los átomos de manera más precisa.

Se alimenta, con átomos o moléculas del elemento (que puede ser un material gaseoso, como por ejemplo, el gas Neón, o bien el vapor de materiales sólidos o



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

líquidos, como el Cinc y el Mercurio) la “cámara de ionización” del espectrómetro. En esta parte del dispositivo, las partículas se exponen a un haz de electrones que se mueven rápidamente. Cuando alguno de estos electrones choca con un átomo, puede provocar que se desprenda algún electrón del mismo (el más débilmente retenido por el núcleo atómico). De esta manera el átomo queda con una carga positiva y se obtiene un **ion**. Un **ion** es un átomo o un grupo de átomos con carga eléctrica, que puede ser positiva, en cuyo caso el ion se denomina **cación**, o la misma puede ser negativa y se llama **anión**.

Los iones positivos o cationes formados en la cámara de ionización, salen de la misma acelerados gracias a una alta tensión aplicada entre dos placas del espectrómetro. La velocidad alcanzada por los iones depende fundamentalmente de su masa, de manera tal, que los iones más livianos alcanzan velocidades más altas que los más pesados.

Cuando un ion pasa entre las dos placas curvadas y cargadas del espectrómetro, la desviación que sufre su trayectoria depende de la velocidad con que los mismos se desplazan y, por lo tanto, de su masa. Puede, de esta manera, calcularse la masa del ion a partir de la tensión que es necesaria aplicar para desviar la trayectoria de los iones y, así, permitir que los iones lleguen al detector, que emite una señal.

La masa del átomo es la suma de la masa del ion y la del electrón. La masa de un mol de átomos se obtiene multiplicando la masa de un átomo por el Número de Avogadro. La Masa Atómica Relativa de un elemento coincide numéricamente con la masa de un mol de átomos del mismo.

Aplicando este método se pudo demostrar que en una muestra de Neón puro, hay tres tipos de átomos, que se encuentran en distintas proporciones, y que tienen las propiedades químicas del Neón. Se los denominó **isótopos del Neón**. Podemos, a esta altura, intentar una primera definición de isótopo que es la siguiente:

“Los isótopos son átomos de un elemento que tienen el mismo número atómico pero que difieren en su Masa Atómica”

Isótopo deriva del griego y significa “mismo lugar”. Aunque los átomos de los isótopos tienen diferente masa, pertenecen a un solo elemento y ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica de los Elementos.

Si suponemos que el núcleo del átomo de un determinado elemento posee un número fijo de protones y un número variable de neutrones. Los neutrones contribuyen a la masa del átomo y no influyen en el número de electrones que el mismo posee. Por lo tanto para átomos con diferente número de neutrones, la masa variará, pero no las propiedades que caracterizan su comportamiento que están dadas por la cantidad de electrones. Finalmente, la diferencia en el número de neutrones de los átomos con igual Z es la que determina la diferencia en las masas de los isótopos, pero no modifica sus propiedades químicas.



Se define el **Número Másico (A)**, como la suma del número de neutrones más el número de protones que hay en el núcleo del átomo. Es decir que **A** coincide con el número total de nucleones contenidos en el núcleo del átomo. Como el número de protones determina el Número Atómico (**Z**) de un elemento, resulta:

$$A = Z + N^{\circ}_{\text{neutrones}}$$

El nombre de un isótopo se obtiene escribiendo su número de masa detrás de la palabra que representa el nombre del elemento. Por ejemplo: Neón – 20, Neón – 21 y Neón – 22. Su símbolo se obtiene escribiendo el Número Másico o Número de Masa a la izquierda del símbolo del elemento como superíndice. Por ejemplo: ^{20}Ne , ^{21}Ne y ^{22}Ne .

El Hidrógeno tiene tres isótopos. El más común (^1H) carece de neutrones y tiene en su núcleo un solo protón. Los otros dos isótopos están en la naturaleza en una proporción mucho menor que el anterior, pero como tienen importantes aplicaciones, les han sido otorgados nombres y símbolos especiales. Uno de estos isótopos (^2H) se denomina **Deuterio (D)**, y el otro (^3H) se denomina **Tritio (T)**.

Un átomo de Deuterio, con un núcleo constituido por un protón y un neutrón, es aproximadamente dos veces más pesado que un átomo ordinario de Hidrógeno y, combinado con el átomo del elemento Oxígeno, forma el “**agua pesada**”. La misma se usa en algunos reactores nucleares y tiene una densidad igual a $1,11 \text{ g/cm}^3$ a 20°C . Esta densidad es 11 % superior a la del agua ordinaria.

Otras partículas del átomo:

Además de los electrones, los protones y los neutrones, considerados las partículas estables del átomo, se han encontrado otras partículas constitutivas del átomo, que son inestables

Entre estas últimas podemos citar las siguientes:

- **Electrón positivo o positrón** - La contrapartida positiva del electrón fue descubierta más o menos fortuitamente en el año 1932, por Anderson, en el transcurso de los estudios de los efectos de los campos magnéticos sobre las partículas expulsadas de los núcleos atómicos, por la absorción de rayos cósmicos. En estos experimentos aparecieron trazas en la niebla, exactamente iguales a las que dan los electrones, pero que se desvían en sentido opuesto. Las partículas que dan origen a estas trazas han sido denominadas **positrones**. Se cree que se producen a expensas de la radiación cósmica por la creación de pares electrón – positrón. También se han observado en la desintegración de algunas sustancias radioactivas. Sin embargo, su existencia como partículas estables es muy poco probable en cualquier



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
circunstancia, ya que los electrones y los positrones se aniquilan mutuamente con producción de radiación gamma.

- **El neutrino y el antineutrino** – Son partículas de masa pequeña y carga cero, cuya existencia ha sido postulada para explicar las variaciones de energía durante la emisión radiactiva de electrones y positrones. Se supone que el neutrino está asociado con el electrón y comparte su energía, mientras que el antineutrino representa el mismo papel con respecto a el positrón. Aunque la existencia de estas partículas es muy probable, no existen acerca de esto pruebas concretas.
- **El mesón** – Para explicar las energías de enlaces en los núcleos, Yukawa postuló, en el año 1935, la existencia de una partícula, el mesón, de masa intermedia entre la del electrón y la del protón. Los mesones se descubrieron en un principio en los estudios de los rayos cósmicos y no existen dudas de los efectos de éstos sobre los materiales. Los mesones son de dos tipos, llamados π y μ , siendo los primeros algo más pesados que los segundos. Ambos son inestables y pueden tener carga positiva y negativa. Un interesante análisis sobre las características de los mesones fue dado por Keller en el año 1949.

✓ Año 1913 a 1923

El Modelo Atómico de Rutherford propone un átomo de **Número Atómico Z**, formado por un núcleo central, muy pequeño, compacto, con densidad de carga positiva homogéneamente distribuida, rodeado de **Z** electrones.

Rutherford esperaba poder describir el movimiento de los electrones alrededor del núcleo, usando los fundamentos de la “Mecánica Clásica”, es decir, las leyes del movimiento propuestas por Isaac Newton en el siglo XVII. Pero cuando se aplicaban estas leyes para los electrones de los átomos, las mismas fallaban.

Las Leyes de Newton fueron sustituidas, para describir el comportamiento de las partículas sub – atómicas, por las de la Mecánica Cuántica. Se produjo una conmoción intelectual que sacudió los propios fundamentos de la ciencia.

En éste, nuestro viaje a través del tiempo, en el que intentamos interpretar la naturaleza íntima del átomo, estamos en un punto en el que se entremezclan los distintos descubrimientos que permiten adentrarnos en el estudio sistemático del mismo, en una forma tan vertiginosa, como lenta fue la etapa del largo silencio, de más de veinte siglos, entre las teorías de los filósofos griegos y la Teoría atómica de Dalton. A partir de aquí podremos ver la importancia de la **estructura atómica**, es decir, la distribución de los electrones alrededor del núcleo del átomo.

Nuestro problema es, de ahora en más, poder explicar satisfactoriamente, cómo los electrones se mueven alrededor del núcleo atómico. La estructura atómica es la clave que permite comprender, interpretar y predecir las propiedades de los elementos, los compuestos que los mismos pueden formar y las reacciones químicas que experimentan.



Espectroscopía

Muchos de los conocimientos que en la actualidad se tienen sobre la estructura atómica se han obtenido a través de la **espectroscopía**, que es el análisis de la luz y de otros tipos de radiación emitidos o absorbidos por las distintas sustancias. Espectroscopía deriva del latín y significa “aparición”.

Algunos elementos son capaces de emitir luz de colores característicos o una mezcla de colores cuando se mezclan sus compuestos en una llama, o bien, cuando sus vapores se someten a la acción de una descarga eléctrica. Esto puede observarse en las figuras anteriores.

Las luces que iluminan las autopistas y las zonas urbanas de las ciudades, son producidas por átomos de Sodio (Na) que emite el color amarillo que las caracteriza. Los átomos de Potasio (K) emiten una luz de color violeta. El Rubidio (Rb) produce una llama roja (precisamente su nombre deriva del latín y significa “rojo”) y el Cesio (Cs) una llama azul.

En general, la luz emitida resulta de una mezcla de colores que pueden separarse si se emplea un prisma, de manera semejante a lo que sucede con la luz del Sol, que es separada por las gotas de agua que forman la lluvia y produce el arco iris.

Cuando se emplea un espectroscopio, los colores, una vez separados por el prisma, se registran fotográficamente y dan lugar a un “**espectro**”. Puesto que cada color da una imagen, al ser registrados los mismos, forman una serie de “**líneas espectrales**”.

La Luz:

Durante la segunda mitad del siglo XVII, Isaac Newton, utilizando un espectroscopio con un prisma de vidrio, descompuso un delgado haz de luz solar en sus colores componentes: violeta, índigo, azul, verde, amarillo, anaranjado y rojo. Comprobó, que utilizando un segundo prisma, podía obtener nuevamente, por combinación de todo el espectro, un nuevo haz de luz blanca. Por otra parte, también comprobó que si elegía uno cualquiera de los colores del espectro, ninguna acción sobre él podía cambiarlo.

Newton estudió también los colores de las pompas de jabón, así como los que aparecen en una lente ligeramente convexa en contacto con una superficie plana de vidrio (anillos de Newton).

Newton comprendió que estos colores (colores de interferencia) podían explicarse mediante la Teoría Ondulatoria de la Luz, pero el hecho por él observado de que la luz se propaga en línea recta, se explica de manera más simple si se admite que la luz está constituida por partículas o corpúsculos. Intentó, sin éxito, aclarar estos fenómenos de interferencia, atribuyendo a tales corpúsculos propiedades adecuadas.



Otros investigadores, en especial Christian Huygens (1629 – 1695), Augustin Jean Fresnel (1788 – 1827) y Thomas Young (1773 – 1829), establecieron el carácter ondulatorio de la luz sobre una base amplia y sólida.

En el año 1873, James Clerk Maxwell dedujo a partir de sus ecuaciones del campo electromagnético que el movimiento oscilatorio de una carga eléctrica puede producir ondas electromagnéticas con las propiedades de la luz. El físico alemán Heinrich Hertz (1857 – 1894) realizó en el año 1888 experimentos que lo confirmaron.

Sobre la base de lo expuesto, podemos afirmar que la luz es una **radiación electromagnética**. Se trata de una onda formada por un campo eléctrico y un campo magnético, ambos oscilantes. Un campo magnético ejerce una fuerza sobre una partícula cargada en movimiento. Un campo eléctrico, que ejerce un efecto más intenso sobre los materiales, actúa sobre cualquier partícula cargada, esté o no en movimiento. La **oscilación** del campo eléctrico de la luz es tal que su fuerza actúa inicialmente en un sentido y luego en el sentido opuesto. Llamamos **ciclo** a una evolución completa que comprende desde el campo considerado en un sentido, pasando por el opuesto y volviendo al inicial.

La naturaleza del movimiento ondulatorio está representada por la curva senoidal.

La distancia entre una cresta y la adyacente se denomina **longitud de onda**, se representa por la letra λ (letra griega lambda). La altura de la cresta se llama **amplitud** de la onda. Si las ondas se mueven con la velocidad c m / s, su frecuencia está representada por el símbolo ν (letra griega nu) y es igual a c / λ , número de ondas que pasan por un punto fijo en la unidad de tiempo (1 segundo). Las dimensiones de la longitud de onda son las de longitud; las de la frecuencia, número de ondas por segundo, en $(\text{tiempo})^{-1}$. El producto de la longitud de onda por la frecuencia tiene las dimensiones longitud / tiempo, es decir, las dimensiones correspondientes a la velocidad. Estas magnitudes están relacionadas a través de la siguiente expresión matemática:

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

En el caso de una onda luminosa, como el ejemplificado en la figura anterior, la curva senoidal se utiliza para representar la intensidad del campo eléctrico en el espacio. El campo eléctrico de una onda luminosa es perpendicular a la dirección de propagación del rayo luminoso.

La ecuación anterior permite establecer que cuanto mayor es la frecuencia más chica es la longitud de onda asociada. La alta frecuencia de la luz azul está relacionada a una longitud de onda más corta (470 nm) que la vinculada con la luz roja, de frecuencia más baja (700 nm). Es importante tener en cuenta que 1 nanómetro = 1 nm = 10^{-9} m.



Los ojos del ser humano pueden detectar radiaciones electromagnéticas con longitudes de onda comprendidas entre 700 nm (luz roja) y 400 nm (luz violeta). Las radiaciones comprendidas en este intervalo constituyen la **luz visible**. La “**luz blanca**” como la luz del Sol, constituye una mezcla de todas las longitudes de onda de la luz visible.

Las longitudes de onda del conjunto de radiaciones electromagnéticas varían desde valores menores a un picómetro, hasta valores que superan varios kilómetros, pero el ojo humano no es capaz de detectar todas las radiaciones, por dos motivos principalmente: uno porque las radiaciones de ciertas longitudes de onda son absorbidas al pasar por el cristalino del ojo y, otro, porque las moléculas que componen la retina no responde a estas radiaciones.

La **radiación ultravioleta** es una radiación de frecuencia más alta y, por lo tanto, de longitud de onda más corta, que la luz violeta. Por este motivo se denomina anteponiendo el prefijo “ultra” que deriva del latín y significa “más allá”.

La **radiación infrarroja** es percibida por las personas como calor y su frecuencia es más baja (con una mayor longitud de onda) que la de la luz roja. Por este motivo se denomina anteponiendo el prefijo “infra” que deriva del latín y significa “por debajo”.

Fotones:

La mecánica cuántica completa nuestra visión sobre la luz entendida como una onda, con una nueva perspectiva en la que la luz es descrita como una corriente de partículas denominadas “**fotones**”. Cuanto mayor es la intensidad de la luz, tanto mayor es el número de fotones que componen el rayo.

Cada fotón es un paquete o un **cuanto** de energía, entendiendo por cuanto la palabra castellanizada de **quantum**, que deriva del latín y significa “cantidad”. Las personas son capaces de percibir la energía de los fotones que componen la luz infrarroja emitida por el Sol en forma de calor asociado a la luz solar.

La energía de un único fotón es proporcional a la frecuencia de la luz, según puede entenderse claramente a través del análisis de la siguiente expresión matemática:

$$E = h \cdot \nu$$

En la expresión anterior h es la **constante de Planck**, constante de fundamental importancia, que vale $6,63 \cdot 10^{-34}$ J / Hz. Es un homenaje a Max Planck, físico alemán que propuso por primera vez que **la energía no se emite ni se absorbe en forma continua** (como pensaban los físicos clásicos), **sino que lo hace en forma de paquetes discretos de energía o “cuantos de energía”**. La Teoría Cuántica de Planck produjo una revolución en el ámbito científico cuando fue enunciada en el año 1900. Generó la escisión de la física, dividiéndola en la Física Clásica o Newtoniana, que puede explicar fenómenos físicos a nivel macroscópico, y la Física Cuántica que puede explicar el



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
comportamiento de sistemas complejos tales como los que involucran a las partículas constitutivas del átomo.

La luz azul, por ejemplo, está compuesta por una corriente de fotones. A cada uno de estos fotones les corresponde una energía que puede determinarse de la siguiente manera, teniendo en cuenta que la frecuencia de esta radiación vale $6,4 \cdot 10^{14}$ Hz:

$$E = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J/Hz}) \times (6,4 \cdot 10^{14} \text{ Hz}) = 4,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Un rayo de luz roja también está compuesto por una corriente de fotones, pero como la frecuencia de la luz roja es menor que la de la luz azul, cada uno de sus fotones tiene una energía menor ($2,8 \cdot 10^{-19}$ J).

En la siguiente tabla se resumen el color, la frecuencia, la longitud de onda y la energía de las ondas constituyentes de la luz. Los valores indicados en la misma son aproximados pero típicos:

Color	Frecuencia $\times 10^{14}$ Hz	Longitud de onda nm	Energía por fotón $\times 10^{-19}$ J
Rayos X y rayos gamma	10^3 y por encima	3 y por debajo	660 y por encima
Ultravioleta	10	300	6,6
Luz Visible			
Violeta	7,1	420	4,7
Azul	6,4	470	4,2
Verde	5,7	530	3,7
Amarillo	5,2	580	3,4
Naranja	4,8	620	3,2
Rojo	4,3	700	2,8
Infrarojo	3,0	1000	1,9
Microondas y Ondas de radio	$3 \cdot 10^{11}$ Hz y por encima	$3 \cdot 10^6$ y por debajo	$2,0 \cdot 10^{-22}$ J y por encima

Efecto Fotoeléctrico

Una de las pruebas de la relación que existe entre la frecuencia de una radiación y la energía de los fotones que la componen es el denominado **efecto fotoeléctrico**. El mismo es la emisión de electrones de la superficie de los metales cuando sobre los mismos incide luz ultravioleta.

Es posible demostrar que no se produce la emisión de electrones cuando la frecuencia de la luz incidente es inferior a cierto valor umbral característico de cada metal. Esta manera, se observó que la luz visible al incidir sobre una placa de Cinc, no produce la emisión de electrones, mientras que la luz ultravioleta de longitud de onda inferior a 350 nm provoca dicha emisión. El **umbral fotoeléctrico** corresponde a la longitud de onda máxima que resulta eficaz para producir la emisión de electrones de la superficie de un determinado elemento metálico.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Las sustancias difieren en el umbral fotoeléctrico: los metales alcalinos son especialmente buenos emisores fotoeléctricos y sus umbrales están situados en la región del visible.

Estos hechos experimentales constituyen una prueba de la existencia de paquetes energéticos, puesto que si un fotón tiene una energía demasiado baja no puede expulsar un electrón de la superficie del metal.

Estos fenómenos fueron explicados por Albert Einstein, en el año 1905, mediante su teoría del efecto fotoeléctrico. Supuso que la luz que incide sobre la placa metálica consta de *cuantos de luz o fotones*, de energía $h \cdot \nu$, y que cuando la luz es absorbida por el metal, toda la energía de un fotón se convierte en energía de un fotoelectrón. No obstante, el electrón debe utilizar parte de la energía recibida para abandonar el metal, que es la Energía de Primer Ionización del mismo. La restante es la energía cinética del fotoelectrón.

Teniendo en cuenta la Ley de Conservación de la Energía, la energía cinética del *fotoelectrón*, es decir, del electrón expulsado de la superficie del metal por su interacción con los fotones de la luz, es igual a la energía del fotón incidente menos la energía necesaria para que se produzca la expulsión del electrón, que es la Energía de Primer Ionización y es una constante que depende de cada metal:

$$E_c = h \cdot \nu - \text{una constante}$$
$$\begin{array}{l} \text{Energía Cinética} \\ \text{del electrón} \end{array} = \begin{array}{l} \text{Energía} \\ \text{del fotón} \end{array} - \begin{array}{l} \text{Energía necesaria} \\ \text{para extraer un } e^- \\ \text{del metal} \end{array}$$

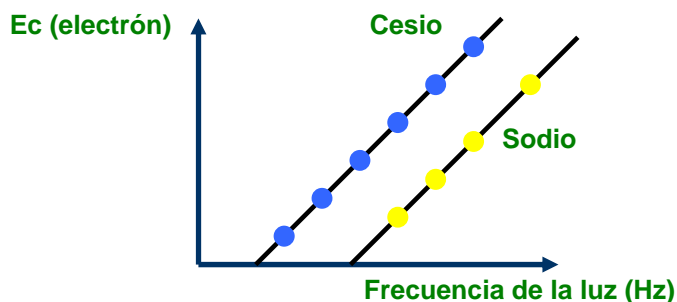
Analizando la expresión matemática anterior, resulta que la misma corresponde con la ecuación de una recta de pendiente h :

$$E_c = h \cdot \nu - \text{constante}$$

$$y = m x + b$$

Si se representa gráficamente la Energía Cinética de los electrones emitidos en función de la frecuencia de la luz incidente en la superficie de un metal, se obtendrá una recta, que es lo que en la realidad se produce. Como la pendiente de la recta es h , éste es un método experimental para la determinación de la constante de Planck.

El gráfico correspondiente es el siguiente:



“Cuando se representa gráficamente la energía cinética de los electrones emitidos de la superficie de un metal a causa del efecto fotoeléctrico, en función de la frecuencia de la radiación ultravioleta incidente, se obtiene una recta. El valor de la pendiente de la misma es la constante de Planck, h , y es importante que por debajo de una frecuencia mínima (de umbral), que depende de cada metal, la emisión de electrones no se produce. Por otra parte, como para cualquier metal, la pendiente de la recta es siempre la misma, h , las rectas obtenidas para distintos metales son paralelas”.

El espectro del átomo de Hidrógeno

El espectro del átomo de Hidrógeno (H), en la zona del visible, está compuesto por tres líneas. La más intensa, que corresponde a una longitud de onda de 656 nm, es de color rojo. Una muestra excitada brilla, precisamente, con luz roja.

Los átomos de Hidrógeno cuando son excitados energéticamente, al volver a un estado de menor energía, más estable, emiten también, además de las radiaciones en el espectro del visible, radiaciones ultravioleta e infrarroja, que pueden ser detectadas electrónicamente.

El espectro completo del átomo de Hidrógeno, se parece a un conjunto enmarañado de líneas, en realidad presenta un modelo preciso. Una parte de este modelo, fue estudiada por un maestro de origen suizo, Joseph Balmer, en el año 1885. Balmer observó que las frecuencias de la región visible y las secuencias próximas a esta región se ajustan a la fórmula:

$$\nu = \frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}$$

Siendo $n = 3, 4, \dots$. El símbolo \propto significa “es proporcional a”. En la actualidad, las líneas que pueden describirse a través de la ecuación anterior se denominan **serie de Balmer**.

En el año 1908, W Ritz generalizó la ecuación determinada por Balmer en el **Principio de Combinación**. De acuerdo a este principio, el **número de onda ν^*** , de cualquier línea de una serie espectral determinada del espectro del átomo de Hidrógeno puede estar representado por la siguiente ecuación:



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

$$\nu^* = \mathfrak{R} \times \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

En donde la constante \mathfrak{R} , denominada **constante de Rydberg** y vale $3,29 \cdot 10^{15}$ Hz.

El número de onda es el número de longitudes de onda por centímetro. Matemáticamente:

$$\nu^* = 1 / \lambda \text{ cm}^{-1},$$

como:

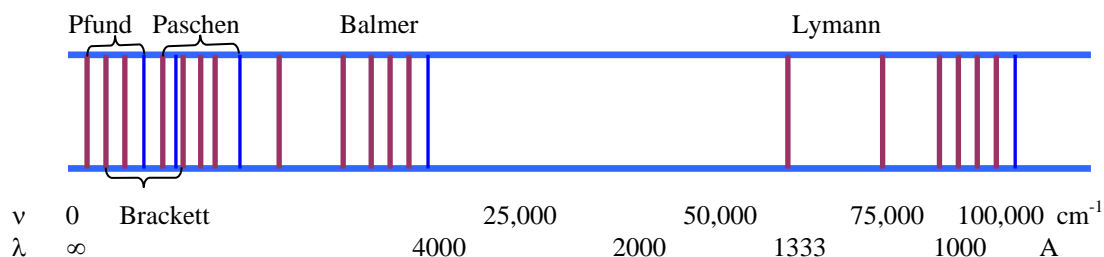
$$\nu = c / \lambda)$$

por lo tanto, podemos establecer que el número de onda, también puede expresarse con la siguiente ecuación:

$$\nu^* = \nu / c$$

Todo el conjunto del espectro del átomo de Hidrógeno fue estudiado por Johannes Rydberg, especialista sueco en espectroscopía, quien descubrió todas las líneas espectrales de este elemento, incluidas las de las regiones ultravioleta e infrarroja. Cada una de las series se obtiene haciendo $n_f = 1, 2, \dots$ y así sucesivamente, manteniendo constante el valor de n_f y variando regularmente n_i de una línea a otra. Con $n_f = 2$ se obtiene la serie de Balmer. Cada una de las líneas de una serie se obtiene haciendo $n_i = n_f + 1, n_f + 2$ y así sucesivamente. Para la serie de Balmer $n_f = 3, 4, \dots$

Expresiones semejantes, en las cuales n_f vale 1, 3, 4, 5....., representan las series de Lyman (ultravioleta) y las de Paschen, Brackett y Pfund (infrarrojo), respectivamente. En la siguiente figura se da una representación esquemática del espectro completo del átomo del elemento Hidrógeno:



Un hecho importante, vinculado al estudio de los espectros de líneas de los átomos de los distintos elementos conocidos en los **experimentos de espectroscopía**, es que cada uno de ellos es único y característico para cada elemento, como si fuera su "huella digital". Esto permitió pensar que debe existir una relación entre la estructura del átomo, dada por su distribución electrónica alrededor del núcleo, y los espectros de emisión que estos producen.



La idea clave que relaciona las frecuencias específicas de la luz emitida por cualquier tipo de átomo con su estructura, consiste en que cada fotón es emitido por un átomo y la energía que transporta cada fotón procede del átomo que lo ha emitido. Al someter una muestra cualquiera al calentamiento o a una descarga eléctrica, la misma gana energía que modifica la estructura de los átomos que la componen. Cuando esta estructura, que no es favorable por su inestabilidad al tener un mayor contenido energético, vuelve a su estado anterior, perdiendo energía al emitir el átomo un fotón de luz. Si la energía del átomo, en este proceso, disminuye en ΔE , ésta es la cantidad de energía que transporta el fotón de luz. Puesto que, de acuerdo con la Ecuación de Planck, la energía de un fotón de luz es $h \cdot \nu$, entonces la frecuencia de la luz generada por el átomo está determinada por:

Relación de frecuencia de Bohr: $\Delta E = h \cdot \nu$

El nombre de esta relación es un homenaje al científico de origen danés Niels Bohr, que fue quien la propuso.

La relación matemática dada por Bohr demuestra que si la disminución de energía es grande, se emite un fotón de luz de alta frecuencia y, por lo tanto, de baja longitud de onda. Si la disminución de energía, en cambio, es pequeña, se puede detectar luz roja o infrarroja de baja frecuencia.

En este punto de nuestro viaje, a través de la historia, para conocer, describir, justificar y predecir las propiedades del átomo, estamos en condiciones de interpretar más adecuadamente la **Teoría Cuántica** de la radiación, postulada por Max Planck, en el año 1900, y ampliada por Albert Einstein, en el año 1905, aceptando una sorprendente conclusión. Hemos visto que el espectro del átomo del elemento Hidrógeno está constituido por radiaciones de cierta frecuencia. Por otra parte, hemos analizado que cada frecuencia representa un paquete de energía que se aleja del átomo en forma de fotón. Por lo tanto, un electrón de un átomo de Hidrógeno (su único electrón, por otra parte) puede presentar solamente ciertos valores de energía, ya que si esto no fuera así, el átomo podría emitir radiaciones en todas las frecuencias.

Esta limitación se opone totalmente, como ya hemos indicado, a las predicciones de la Mecánica Clásica, según la cual la energía total asociada a un objeto, puede tener cualquier valor. Según la misma, puede darse cualquier valor de energía inicial a un péndulo, simplemente empujándolo con más o menos fuerza.

Este descubrimiento puede resumirse diciendo que la energía está **cuantizada**.

La **cuantización** de una propiedad es la restricción de dicha propiedad a ciertos valores.

Los objetos macroscópicos "parecen ser" capaces de aceptar cualquier energía. Sin embargo, cuando se realiza un análisis profundo, es posible determinar que sólo pueden aceptar energía en cantidades discretas. Cuando, por ejemplo, vertemos un líquido en un recipiente, el líquido se presenta como un fluido continuo y parece que



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química puede volcarse en el recipiente cualquier cantidad del mencionado líquido. Sin embargo, la cantidad más pequeña que puede transferirse al recipiente es una molécula del líquido. Puede considerarse que cada molécula es un “cuanto” del mismo. La cantidad de líquido que puede volcarse en el recipiente es un múltiplo entero de este “cuanto” que constituye cada molécula que compone al líquido.

En resumen, La Teoría Cuántica de Max Planck, establece que:

“Un cuerpo no puede emitir o absorber energía en forma de radiación de manera continua, la energía puede ser absorbida o emitida solamente según múltiplos enteros de una cantidad definida denominada cuanto”

La expresión matemática correspondiente a esta teoría es la siguiente:

$$E = h \cdot \nu$$

Donde h, la constante de Planck, vale $6,5252 \cdot 10^{-27}$ erg. seg.

Aplicando la expresión matemática de la Teoría Cuántica, se puede calcular la energía del cuanto en función de la frecuencia del número de onda. De esta manera:

$$E = h \cdot c \cdot \nu^* \Rightarrow \nu^* = E / h \cdot c$$

Modelo Atómico de Bohr

Bohr intentó explicar el espectro del átomo del elemento Hidrógeno (H) proponiendo el que en la actualidad se denomina **Modelo de Bohr del Atomo**. En este modelo se supone que el único electrón del átomo de Hidrógeno puede describir solamente ciertas órbitas circulares alrededor del núcleo y que la energía del átomo es la suma de las energías cinética del electrón y potencial asociada a la órbita en la que el electrón se mueve.

Mediante su modelo Bohr pudo establecer los valores permitidos de las energías asociadas a las órbitas en las que los electrones se mueven alrededor del núcleo del átomo. Estos valores permitidos se denominan **niveles de energía, n**.

Cuando el electrón está lejos del núcleo la energía es cero y la energía para el mismo es más baja (y de signo negativo) cuando el electrón forma parte del átomo. Al tener el electrón, de esta manera, menor contenido energético, adquiere estabilidad, de acuerdo al Principio de Mínima Energía.

El “**número cuántico n**” es un número entero positivo que designa las órbitas permitidas. Con **n = 1** se designa a la órbita denominada **K** de más baja energía. Con **n = 2** se designa a la órbita siguiente denominada **L**. Con **n = 3** a la tercer órbita denominada **M** y así sucesivamente. La órbita **K** del **nivel 1** de energía es la que está más cerca del núcleo del átomo y la que tiene menor contenido energético.



Cuando todos los electrones de un átomo, se encuentran en los niveles de energía más bajos posibles, se dice que el átomo está en su **estado fundamental**, es decir, en su **estado de mínima energía**.

Bohr logró desarrollar una fórmula matemática mediante la cual es posible calcular la energía de cada una de las órbitas y su trabajo final fue determinar cuantitativamente la disminución de energía cuando un electrón cae desde una órbita inicial de alta energía hasta una órbita final de menor energía.

Para explicar las frecuencias de las líneas observadas en los espectros de los átomos, Bohr sugirió como dijimos, que los electrones se mueven en órbitas estables definidas que rodean al núcleo, pudiendo ser posible cierto número de órbitas que corresponden a diferentes valores de energía.

Si suponemos que el momento angular de un electrón que se mueve en su órbita está "cuantificado", es decir, que consideramos el momento angular como un múltiplo entero exacto de una cantidad definida o cuanto. Bohr pudo obtener una expresión para la frecuencia de las líneas espectrales del átomo de Hidrógeno que concordaba casi exactamente con los valores experimentales.

Mientras el electrón permanece en un nivel de energía determinado no hay absorción ni emisión de radiación. Cuando un electrón pasa de un nivel a otro, la energía del átomo varía y se produce una línea en el espectro atómico. Si E' es la energía del nivel o estado del cual parte el electrón y E'' es la energía del nivel al cual pasa, la frecuencia de la línea espectral correspondiente estará dada por:

$$(1) \quad \bar{\nu} = \frac{E'' - E'}{h \times c} .cm^{-1}$$

Ya que $E'' - E'$ es la energía absorbida o emitida por el átomo. Cada transición particular de un nivel de energía a otro dará origen a la formación de una línea espectral con una frecuencia definida. Si el átomo gana energía, o sea cuando el electrón pasa de un nivel de energía inferior a uno superior, la línea aparecerá en el **espectro de absorción**, pero si la transición es de un nivel superior a uno inferior, de manera que se produce desprendimiento de energía, la línea aparecerá como parte de un **espectro de emisión**.

A partir de la Ecuación (1), podemos escribir:

$$(2) \quad \bar{\nu} = \frac{E''}{h.c} - \frac{E'}{h.c}$$

Comparando la ecuación (2) con la ecuación de Ritz, podemos deducir que la energía de un nivel dado se puede representar por:



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

$$(3) \quad \begin{aligned} E_n &= \text{constante} - \frac{\mathcal{R} \cdot h \cdot c}{n^2} \\ \text{constante} &= \mathcal{R} \cdot h \cdot c \\ \Rightarrow E_n &= \mathcal{R} \cdot h \cdot c \left(1 - \frac{1}{n^2}\right) \end{aligned}$$

Se eligió el signo menos para hacer que los valores de la energía aumenten con los valores crecientes de n .

Dado que \mathcal{R} , h y c pueden ser considerados como constantes, es evidente que la energía de un electrón en cualquier nivel está determinada por el valor n^2 , siendo n un número entero para el átomo de Hidrógeno o para aquellos semejantes al del Hidrógeno que contienen un solo electrón. Combinando los postulados del momento angular cuantificado con los métodos de la mecánica clásica, Bohr pudo deducir la ecuación anterior para la energía de un nivel dado y aún obtener el valor correcto de \mathcal{R} , la **constante de Rydberg** dada por la siguiente expresión matemática:

$$\mathcal{R} = \frac{2 \cdot \pi^2 \cdot \varepsilon^4 \cdot m}{h^3 \cdot c}$$

Donde ε es la carga y m es la masa del electrón.

El número n de las ecuaciones anteriores, se denomina **número cuántico** refiriéndose cada valor de dicho número a un nivel de energía particular.

La energía necesaria para alejar un mol de electrones completamente del estado fundamental de un mol de átomos, que constituyen un sistema en estado gaseoso, a fin de formar un mol de iones cargados cada uno con una carga positiva (que también constituyen un sistema en estado gaseoso) y un mol de electrones libres, se denomina **Energía de Primer Ionización** o **Potencial de Primer Ionización**, y se expresa generalmente en **electrón – volt**. Su valor para el elemento Hidrógeno puede determinarse experimentalmente de varias formas. Una de ellas a partir de la longitud de onda (o del número de onda) del límite de la serie, poniendo $n = \infty$ en la ecuación (3).

De esta manera:

$$E_{\infty} = \mathcal{R} \cdot h \cdot c \cdot \text{ergios} = \frac{109.678 \times 6,625 \cdot 10^{-27} \times 2,998 \cdot 10^{10}}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 13,60 \text{ eV}$$

Este valor es casi exacto al medido experimentalmente para el Hidrógeno.



Si un electrón adquiere más energía que la necesaria para permitir su extracción del átomo, la mayor parte de energía en exceso va con el electrón libre como energía cinética. Como la energía del cuanto de traslación es de pequeña magnitud, es continuamente variable. El espectro, más allá del límite de la serie, aparece, de esta manera, como continuo, aunque muy probablemente consiste en una serie de líneas tan juntas que resulta, hasta el momento, muy difícil de resolver.

A partir de todo este trabajo Bohr logró explicar satisfactoriamente el espectro de líneas del átomo de Hidrógeno. Calculó además el radio de cada una de las órbitas permitidas, que actualmente se denomina **radio de Bohr** y la velocidad del electrón en su órbita que es 2200 Km / s o bien 8.000.000 Km / hora.

El Modelo Atómico de Bohr, que intenta explicar las frecuencias de las líneas en los espectros de los átomos, puede resumirse en los siguientes postulados:

- Los electrones de un átomo se mueven en órbitas estables que rodean al núcleo, en estados estacionarios de energía, sin absorber ni emitir energía en forma espontánea, por eso el término “estacionario”. Puede haber un cierto número de órbitas que corresponden a diferentes valores de energía.
- La energía del electrón en un átomo no varía continuamente, sino que tiene uno u otro valor de un conjunto discreto de valores posibles. Es decir, en un átomo existe un número definido de niveles de energía y en cualquier instante la energía del electrón puede corresponder solamente a uno de estos niveles posibles.
- Mientras un electrón permanece en un nivel de energía determinado, no hay absorción o emisión de radiación, es decir, permanece en un estado estacionario de energía.
- Cuando un electrón pasa de un nivel de energía a otro en el átomo, la energía del mismo varía, y se produce un línea en el espectro atómico. Cada transición particular de un nivel de energía a otro dará origen a la formación de una línea espectral con una frecuencia definida. Si el átomo gana energía, el electrón pasa de un nivel inferior a otro superior y la línea aparecerá en el **espectro de absorción**. Si la transición, en cambio, es de un nivel superior a otro inferior de energía, de manera que hay desprendimiento de energía, la línea aparecerá como parte de un **espectro de emisión**.
- En cada nivel de energía hay un número máximo de electrones que pueden ubicarse en su correspondiente órbita. Bohr estableció que el número máximo de electrones por órbita es $2n^2$, donde n es el nivel de energía en el que se encuentra la misma. Si $n = 1$ el número máximo de electrones es **2**, si $n = 2$ es **8**, si $n = 3$ es **18** y, así, sucesivamente. Bohr, en este sentido, estableció la siguiente limitación: en el último nivel de energía del átomo no puede haber más de ocho electrones en su órbita, ni más de 18 electrones en la órbita correspondiente al penúltimo nivel de energía de un átomo particular.



De acuerdo a estos postulados, para el elemento Bromo (Br) de $Z = 35$, la **configuración electrónica**, es decir, la distribución de los electrones alrededor del núcleo del átomo, según el modelo de Bohr es la siguiente:



Es decir, que alrededor del núcleo del átomo de Bromo, sus 35 electrones, se distribuyen en cuatro niveles de energía de valores 1, 2, 3 y 4, en las correspondientes órbitas K, L, M y N, teniendo la última órbita incompleta con siete electrones.

Los cálculos efectuados por Bohr para explicar el espectro de líneas del átomo de Hidrógeno, constituyeron un éxito numérico espectacular, que permitió, en un principio, postular estructuras atómicas para los átomos de los distintos elementos, según los postulados dados por este importante científico.

La principal debilidad del Modelo Atómico de Bohr, es que fracasó en su intento, al aplicar su teoría, para átomos más complejos que el Hidrógeno. No pudo explicar los espectros de líneas de sistemas atómicos con más de un electrón. Esto hizo sospechar que la Teoría de Bohr era errónea e incompleta. Con estudios posteriores esta sospecha se confirmó.

Otro punto débil, de importancia en la teoría de Bohr, es que la misma implica un conocimiento preciso de la posición (órbita) y de la cantidad de movimiento (que permite conocer la velocidad) del electrón. Posteriormente se demostró que este conocimiento es imposible a partir del Principio de Incertidumbre.

Tampoco es verdad que la energía asociada a un electrón en un cierto nivel está definida de manera exacta, sino que puede expresarse en términos de probabilidad por medio de las ecuaciones de la mecánica ondulatoria.

Por otra parte, el átomo formado por esta distribución de electrones, alrededor del núcleo atómico, en las órbitas circulares de los distintos niveles de energía, sería un **"átomo plano"**.

Por los motivos expuestos y, al no poder explicar de manera satisfactoria, todos los hechos experimentales, es que fue necesario desechar el Modelo Atómico de Bohr y sustituirlo por otro. Sin embargo, como en los modelos anteriores, el de Bohr constituyó otro paso de fundamental importancia para el estudio de la estructura del átomo, al introducir el concepto de la cuantización de la energía del electrón cuando éste se mueve alrededor del núcleo del átomo.

✓ Año 1923 a 1935

Los cálculos de Bohr resultaron un éxito numérico espectacular. Sin embargo, los mismos fracasaron en el intento de aplicar la Teoría de Bohr para átomos de elementos con más de un electrón en su estructura. Por otra parte, la realización de nuevos experimentos vinculado al comportamiento de los materiales tampoco podían



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
ser explicados en base a este Modelo Atómico. Estos hechos determinaron que el mismo tuviese que desecharse.

Dualidad onda – partícula. Teoría de De Broglie

La **Mecánica Ondulatoria** se basa en el concepto de la *dualidad onda – partícula* de los materiales. Albert Einstein, en el año 1905, sugirió que todas las radiaciones de naturaleza electromagnética, incluyendo a la luz, de la que sabemos se propaga en forma ondulatoria, no sólo se absorben o se emiten como números enteros de cuantos de energía, sino que también se transmiten en el espacio como “*partículas*”. En el caso de la luz, estas partículas se denominan **fotones**. Cada fotón transporta un cuanto **E** de energía que se relaciona con el número de onda de la radiación según la ecuación:

$$v^* = E / h \cdot c$$

L. De Broglie, en el año 1923, sugirió que esta característica de comportamiento dual se puede aplicar también a los materiales. Pudo demostrar que una partícula de masa m , que se mueve a una velocidad v y, por lo tanto, tiene una cantidad de movimiento $m \cdot v$, debe estar asociada a una longitud de onda a través de la siguiente ecuación:

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

La propiedad de la partícula, denominada cantidad de movimiento ($m \cdot v$), en la ecuación anterior, está relacionada con la propiedad de la onda, dada por la longitud de onda (λ) a través de la Constante de Planck h .

De acuerdo a la relación dada por De Broglie, una partícula pesada, que se desplaza a una velocidad elevada tiene una longitud de onda pequeña. Una partícula pequeña que se mueve a bajas velocidades tiene asociada una longitud de onda grande.

Para los objetos comunes, no es posible detectar la onda asociada a los mismos, ya que sus longitudes asociadas son muy pequeñas. Por ejemplo, para una pelota de tenis de masa igual a 100 g que se mueve con una velocidad de 65 Km / h, la longitud de onda asociada es inferior a 10^{-30} m. Este valor es inferior al diámetro del núcleo del átomo.

De esta manera, los científicos que desarrollaron la Mecánica Clásica pudieron encontrar una perfecta relación entre la teoría y las observaciones empíricas debido a que la naturaleza de onda de los materiales, que desconocían por completo, no podía detectarse para los objetos materiales que podían observar (como pelotas y planetas). Pero para una partícula material como el electrón, que se mueve a una velocidad del orden de 2000 Km / s, la longitud de onda asociada es de 360 pm, equiparable al diámetro de un átomo (aproximadamente el doble del radio de Bohr, 106 pm). Por este motivo, cuando se intenta explicar el comportamiento de los electrones a través de los



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
postulados de la Mecánica Clásica, los mismos fracasaron, ya que debe tenerse en cuenta su carácter de onda.

Las condiciones necesarias para una demostración experimental de la Teoría de De Broglie con electrones puede desarrollarse del siguiente modo: Un electrón con carga ε acelerado a través de un potencial V adquiere una energía cinética dada por $\varepsilon \cdot V$, que puede, por supuesto, también expresarse por $\frac{1}{2} m \cdot v^2$, de manera tal que:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot V \cdot \varepsilon}{m}}$$

Si en la ecuación de De Broglie sustituimos este valor de v , tenemos la expresión matemática siguiente:

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2 \cdot V \cdot \varepsilon \cdot m}}$$

Si ahora, en la ecuación anterior, reemplazamos por los valores que conocemos: h ($6,62 \cdot 10^{-27}$ erg . seg), ε ($4,80 \cdot 10^{-10}$ ues) y m ($9,11 \cdot 10^{-28}$ g) se obtiene:

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2 \cdot V}} \times 10^{-8} \text{ cm}$$

Con el potencial V dado en ues. Como 1 ues es aproximadamente igual a 300 voltios, resulta:

$$\lambda = \sqrt{\frac{150}{V}} \times 10^{-8} \text{ cm}$$

Con V dado ahora en volt.

Es evidente, analizando la última expresión matemática, que un electrón acelerado por un potencial de 100 v estará asociado a una longitud de onda de $1,23 \cdot 10^{-8}$ cm, es decir, 1,23 Å.

Los sólidos cristalinos pueden actuar como redes de difracción para longitudes de onda de este orden de magnitud, como por ejemplo, para los rayos X. Por lo tanto, la naturaleza de onda de los electrones podría demostrarse si los mismos pudieran ser difractados mediante sólidos, como sucede para los rayos X.

Uno de los primeros experimentos que demostraron el carácter ondulatorio de los electrones fue llevado a cabo por los científicos norteamericanos Clinton Davisson



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

y Lester Germer en el año 1927. Ellos sabían que cuando cualquier tipo de onda pasa a través de una rejilla con un espacio comparable a su longitud de onda, da lugar a una **pauta de difracción** característica en cada uno de los casos. Demostraron que los electrones generan una pauta de difracción esperada si se usa un cristal como red de difracción. Las distintas capas del cristal actúan como una rejilla de difracción. Comprobaron que corresponde exactamente a la longitud de onda que cabría esperar de la relación dada por De Broglie, demostrando de esta forma la validez cuantitativa de la expresión matemática dada por este científico. En la siguiente figura, puede verse una fotografía de los anillos de difracción que se obtienen cuando un haz de electrones acelerados pasa a través de láminas delgadas de Oro (de 10^{-6} cm de espesor).

Desde el año 1927 se pudo demostrar que otras partículas materiales, además de los electrones, tienen propiedades ondulatorias. Pudieron observarse efectos de difracción con núcleos de átomos del elemento Hidrógeno, H (constituidos por 1 protón) y con núcleos del átomo del elemento Helio, He, así como también, para neutrones.

En la actualidad existen pocas dudas acerca de la naturaleza dual onda – partícula de los materiales, pero como hemos mencionado anteriormente, el análisis de la ecuación de De Broglie permite establecer que con la masa creciente, se obtienen longitudes de onda menores para una determinada velocidad, siendo entonces las mismas más difíciles de detectar. Con el microscopio electrónico ha sido posible resolver objetos de hasta 10 Å de tamaño, resultado más que satisfactorio si lo comparamos con un tamaño mínimo de 3000 Å necesario, cuando se utiliza un microscopio óptico común.

Principio de Incertidumbre de Heisenberg

Un análisis acerca del mecanismo de producción de los anillos de difracción de los electrones, tiene importantes conclusiones desde el punto de vista teórico.

Los anillos completos fueron producidos sobre una placa fotográfica, luego de varias horas, por la acción de un intenso haz de electrones que atravesaba una lámina delgada de metal y que eran difractados por la misma.

Si consideráramos un solo electrón, el mismo chocará con la placa fotográfica en algún punto que pertenecerá a uno de los anillos: pero **no podemos predecir exactamente en qué punto lo hará**. Es decir, que aún conociendo exactamente la cantidad de movimiento del electrón (que implica conocer exactamente su velocidad de movimiento) a través del potencial aplicado, es **incierto la posición** del mismo en los anillos de difracción.

Si reemplazáramos la placa por una pantalla de centelleo de sulfuro de cinc, sería posible definir con exactitud la posición del electrón incidente, pero simultáneamente **su cantidad de movimiento se tornaría incierta**, debido fundamentalmente a la transferencia de una cantidad desconocida de energía a las moléculas que componen la pantalla.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Este comportamiento se resume en el **Principio de Incertidumbre** enunciado por W. Heisenberg de la siguiente manera:

“Es imposible determinar exacta y simultáneamente la cantidad de movimiento y la posición de una partícula”

En forma cuantitativa, este principio puede enunciarse del siguiente modo:

$$\Delta p \cdot \Delta q \cong h$$

Donde Δp y Δq son las incertidumbres en la cantidad de movimiento y en la posición respectivamente, y h es la constante de **Planck**.

Supongamos que realizamos un experimento en el que se determina con una gran exactitud la cantidad de movimiento p (con lo cual la incertidumbre Δp es muy chica), entonces el valor de la posición q es incierto (Δq es muy grande), este caso constituye un experimento sobre partículas. Por otra parte, en un experimento desarrollado para ondas, se determina q con mucha precisión mientras que p carece de significación. De esta forma, partículas como los electrones, los protones u otra forma de material no pueden exhibir simultáneamente propiedades de onda y de partícula.

Como la cantidad de movimiento p es igual a $m \cdot v$, en la expresión anterior, podemos reemplazar p por $m \cdot v$ obteniendo la siguiente expresión matemática:

$$\Delta v \cdot \Delta q \cong h / m$$

Para partículas pesadas h / m es un valor muy chico y para cuerpos de tamaño macroscópico tenderá a cero. Para este tipo de cuerpos, el producto $\Delta v \cdot \Delta q$ es tan pequeño, que las incertidumbres en la velocidad y en la posición son despreciables y están muy alejadas del intervalo posible para detectarlas. En estos casos, la Mecánica Clásica, que postula la posibilidad de determinar con exactitud la posición y la velocidad de una partícula resulta aplicable. En el caso de las partículas sub – atómicas y similares a ella, la Mecánica Clásica es inadecuada y es reemplazada por la Mecánica Cuántica u Ondulatoria.

El Principio de Incertidumbre de Heisenberg involucra que la Teoría de Bohr, según la cual los electrones se mueven en órbitas y, por lo tanto, se conoce simultáneamente con exactitud la velocidad y la posición de los mismos en cada instante, no es válida.

Ecuación de Onda y Funciones de Onda:

Teniendo en cuenta el movimiento ondulatorio de los electrones, la onda asociada a los mismos, debe corresponder de alguna manera, con el movimiento del electrón alrededor del núcleo del átomo. Como la trayectoria que describe el electrón es cerrada, es razonable suponer que la longitud de onda (o su frecuencia) tiene un valor tal



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
que el camino es cubierto por un número entero de ellas. Las ondas de otras frecuencias se anularán mutuamente por interferencia.

A través de este razonamiento podemos afirmar, entonces, que el electrón puede tener sólo valores de energía que correspondan a esas frecuencias permitidas. De este modo, la Teoría Ondulatoria lleva directamente al concepto de niveles discretos de energía, tal como fue enunciado por Max Planck en el año 1900 y aplicado posteriormente por Bohr en su Modelo Atómico.

Las ondas que tienen frecuencias permitidas, que no presentan interferencia, son ondas estacionarias. Un ejemplo unidimensional de un movimiento ondulatorio como éste es el que puede observarse en el movimiento ondulatorio asociado para una cuerda fija en sus dos extremos.

Las frecuencias de los siguientes modos de vibración son múltiplos enteros de la frecuencia fundamental ν_0 , o sea,
 $\nu_n = n \cdot \nu_0$, donde $n = 1, 2, 3, \dots$, y es un **número cuántico**.

Cualquier movimiento de una onda estacionaria puede ser representado por una función de tipo sinusoidal de la forma:

$$A = \psi \cdot \text{sen } 2\pi\nu t \quad (1)$$

Donde **A** es el desplazamiento de una onda de frecuencia ν , en cualquier punto x, y, z en un tiempo t , y ψ es la amplitud de la vibración en el punto dado. ψ es una función independiente del tiempo y que sólo depende de las coordenadas x, y, z .

Combinando la ecuación de onda anterior con la ecuación de onda normal que relaciona las variaciones en el espacio y en el tiempo del desplazamiento, y generalizando los resultados obtenidos al introducir la ecuación dada por De Broglie, E. Schrödinger, en el año 1926, dedujo una expresión matemática aplicable para el comportamiento ondulatorio de partículas tales como el electrón que es la siguiente:

$$(2) \quad \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8 \cdot \pi^2 \cdot m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Donde **m** es la masa de la partícula, **E** su energía total y **V** su energía potencial. La cantidad ψ se denomina **autofunción** o **función de onda** de la partícula.

Así como la función ψ de la expresión (1) sólo tiene significado para ciertos valores definidos de frecuencia, la función de onda ψ de la ecuación (2) es una solución satisfactoria de la ecuación (2), sólo para determinados valores denominados **autovalores** de la energía total **E**. Estos valores son equivalentes para los niveles discretos de energía postulados por Bohr. El tratamiento dado por la Mecánica Ondulatoria también nos lleva al requerimiento de estados de energía definidos para los electrones del átomo. Con la resolución de la Ecuación de Schrödinger se llega a los



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

mismos resultados obtenidos por Bohr para el átomo del elemento Hidrógeno y para cationes hidrogenoides (con un solo electrón), pero evitando la aplicación de procedimientos y postulados que en la actualidad se consideran como no válidos.

En este punto es necesario realizar la siguiente aclaración: sólo hemos dado la Ecuación de Schrödinger como una información, ya que los conocimientos de matemática y física necesarios para el intento de su resolución para un átomo en particular, son mucho más avanzados que los que el usuario típico de este CD dispone. Lo importante es la interpretación y aplicación de la misma para entender el Modelo Atómico Cuántico, proceso que sí realizaremos en el tratamiento de este tema.

Significado de la Función de Onda -Orbitales

En la producción de los anillos de difracción, cuando un haz de electrones acelerados atraviesa una placa de metal de espesor mínimo, resulta evidente que en los anillos la posibilidad o probabilidad de encontrar electrones es mayor que en las zonas como las determinadas entre los mismos. Es decir, cuando un electrón se difracta la probabilidad de que llegue a uno de los anillos es elevada, mientras que la posibilidad de que llegue a las zonas entre los anillos es muy baja o nula. De esta manera, es posible afirmar que la densidad electrónica, en las regiones determinadas por los anillos, es alta y, por lo tanto, es también alta la intensidad de la onda asociada.

La intensidad de una onda luminosa o sonora es proporcional, en cualquier punto, al cuadrado de su amplitud en dicho punto. Análogamente, el cuadrado de la autofunción, ψ^2 , puede interpretarse como la probabilidad de que un electrón aparezca en cualquier punto especificado del diagrama de difracción.

Este análisis puede ser aplicado y generalizarse para los electrones de un átomo. La probabilidad de encontrar un electrón en cualquier punto x, y, z , es proporcional a ψ^2 en ese punto, donde ψ es la función de onda que corresponde a uno de los valores permitidos de energía que pueden deducirse de la Ecuación de Schrödinger. Estos valores de energía permitidos, como ya hemos mencionado, son equivalentes a los niveles de energía postulados por Bohr en los que, de acuerdo a su Modelo Atómico se ubican las órbitas en las que se mueven los electrones alrededor del núcleo atómico, las funciones de onda son los equivalentes para la Mecánica Ondulatoria de las mencionadas órbitas. Estas funciones de onda se denominan **orbitales atómicos**.

Es importante señalar que aunque las palabras **órbita** y **orbital** son parecidas, es evidente que son diferentes: difieren en una letra: la **I**. Son palabras diferentes que están asociadas, por supuesto, a conceptos diferentes. Mientras las órbitas de Bohr representan el lugar en el que el electrón se mueve alrededor del núcleo, que significa conocer la trayectoria del mismo, para lo cual es posible determinar simultáneamente su velocidad y su posición. Esto no es válido de acuerdo al principio de Incertidumbre de Heisenberg. El concepto de orbital, por otra parte, está asociado a la zona del espacio atómico, alrededor del núcleo del átomo y con un determinado contenido de energía permitido, en donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima. Resumiendo: mientras que la órbita, para una cierta cantidad de movimiento, no puede describirse con ninguna certidumbre, la expresión para el orbital puede ser escrita exactamente.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Podemos sintetizar el análisis realizado hasta el momento, a partir de la Mecánica Cuántica, para el estudio del movimiento del electrón alrededor del núcleo de un átomo, de la siguiente manera:

- Un electrón se mueve como si fuera una onda y sólo es posible hablar de la **probabilidad** de encontrarlo en un punto dado del espacio atómico.
- La ecuación de onda que resume el desplazamiento del electrón se denomina **función de onda ψ** , que admite valores grandes en algunas regiones del espacio del átomo alrededor del núcleo y es pequeña en otras, como si se tratara de una ola.
- Según la interpretación de la Ecuación de Onda, dada por Born, la probabilidad de encontrar un electrón en un punto dado es proporcional al cuadrado de ψ en ese punto.
- Las Funciones de Onda se denominan **orbitales atómicos**. Los mismos pueden visualizarse de manera tal que definen una región del espacio atómico en la cual la probabilidad de encontrar un electrón es elevada. Es posible establecer el gráfico de la función ψ^2 , con lo cual se obtiene un dibujo de los orbitales atómicos y explicar sus propiedades sin que sea necesario detenerse en detalles matemáticos complejos.
- La ecuación que debe resolverse para determinar estos orbitales fue planteada por el alemán Erwin Schrödinger quien, al resolver la misma, observó que sólo existen soluciones para determinados valores de energía. Por consiguiente, mientras Bohr tuvo que *suponer* que sólo era posible que el electrón se moviera en ciertos niveles estacionarios de energía en órbitas definidas, Schrödinger *dedujo*, a partir de su ecuación, que la energía del átomo está cuantizada.

Conceptualmente podemos pensar que el electrón es una onda que se desplaza en el espacio situado alrededor del núcleo del átomo.

Solamente determinadas longitudes de onda permiten el desplazamiento del electrón alrededor del núcleo en niveles energéticos permitidos, y cada onda lleva asociada una energía diferente.

- Por una coincidencia, que resulta sorprendente, los niveles de energía determinados a partir de la Ecuación de Schrödinger resultan ser exactamente iguales a los obtenidos por Bohr. Como los cálculos de Bohr se ajustan a los datos espectroscópicos correspondientes al átomo del elemento Hidrógeno, el Modelo Cuántico del átomo también está de acuerdo con los datos experimentales. Sin embargo, este modelo, basado en la Mecánica Cuántica, tiene fundamentos más sólidos que el Modelo de Bohr y puede ser aplicado para explicar el comportamiento de los electrones en átomos más complejos que el de Hidrógeno.



Números Cuánticos

Cada orbital atómico está, según el Modelo Atómico Cuántico, especificado por tres números que se denominan **números cuánticos**.

*“Un **número cuántico** es un número que designa el estado de un electrón y especifica el valor de una propiedad”.*

Los tres números cuánticos de Schrödinger son: el **número cuántico principal n**, el **número cuántico secundario o acimutal l** y el **número cuántico magnético m_l**.

- **Número Cuántico Principal, n:** determina la energía de un electrón que pertenece a un átomo y puede adoptar los valores 1, 2, 3, ... hasta infinito. Para el átomo del elemento Hidrógeno, pero no para los átomos de más de un electrón, todos los orbitales con $n = 2$ tienen la misma energía y lo mismo es válido para los orbitales de $n = 3$ y para los valores superiores de n . Todos los orbitales de igual valor de n forman un nivel de energía del átomo. De esta manera, todos los orbitales con $n = 3$ (nueve en total, ya que el número total de orbitales correspondientes a un número cuántico n son n^2) forman el tercer nivel de energía de un átomo. Cuanto mayor es el valor de n , tanto mayor es la distancia media entre el nivel de energía y el núcleo del átomo. Un electrón con $n = 1$ está más cerca del núcleo que un electrón con $n = 2$, por ejemplo.
- **Número Cuántico Secundario o acimutal l:** Los orbitales que pertenecen a un determinado nivel de energía están, a su vez, agrupados en “subniveles de energía” dentro del correspondiente nivel. Este número cuántico puede adoptar los valores 0, 1, 2 ... hasta $n-1$; es decir, **l** puede adoptar **n** valores. Esto quiere decir, que en el nivel 1 de energía sólo hay un subnivel energético (con $l = 0$). Para el nivel de $n = 2$ hay dos subniveles de energía (uno con $l = 0$ y otro con $l = 1$) y, así sucesivamente. Corrientemente los subniveles de energía se denominan con letras en lugar de números. La correspondencia aceptada es la siguiente:

l = 0 ⇒ **subnivel s**

l = 1 ⇒ **subnivel p**

l = 2 ⇒ **subnivel d**

l = 3 ⇒ **subnivel f**

Por lo tanto, en el tercer nivel de energía hay tres subniveles denominados s, p, d.

Los distintos subniveles de energía corresponden a las diferentes velocidades con las que un electrón puede desplazarse alrededor del núcleo del átomo. Si un electrón está en un subnivel s no circula ($l = 0$). Si se encuentra en el subnivel p circula a una velocidad determinada. En el caso de estar en el subnivel d circula con



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

mayor velocidad y, así, sucesivamente. Para el átomo del elemento **Hidrógeno**, pero no para los átomos con más de un electrón, la energía del electrón (que es la suma de sus energías cinética y potencial) es la misma independientemente del subnivel que ocupe en un determinado nivel de energía.

- **Número Cuántico Magnético, m_l** : En cada subnivel de energía hay $2l + 1$ orbitales individuales, que están designados por el número cuántico magnético m_l , que para un determinado subnivel de energía dado por el número cuántico l puede adoptar $2l + 1$ valores posibles. Estos valores son: **l, l-1, l-2**, hasta **-l**. Por ejemplo: si estamos analizando el subnivel p de cualquier nivel de energía, le corresponde un valor $l = 1$, en cada subnivel p hay tres orbitales, que presentan números cuánticos magnéticos +1, 0, -1. Estos orbitales se denominan **p_x , p_y , p_z** . Estos subíndices especifican de un modo más directo las formas y direcciones de los orbitales, como veremos más adelante.

Podemos resumir el análisis expuesto en las siguientes Tablas:

Números Cuánticos

Nombre	Símbolo	Valores	Significado
Principal	n	1, 2, 3,	Especifica el nivel de energía del electrón.
Secundario o Acimutal	l	0, 1,, n-1	Designa el subnivel de energía en el que se ubican los orbitales dentro de un determinado nivel de energía.
Magnético	m_l	L, l-1, l-2, ..., -l	Designa los orbitales que están dentro de cada subnivel de energía.
Magnético de espín	m_s	+1/2, -1/2	Designa el estado del espín del electrón.

Orbitales de los cuatro primeros niveles de energía:

Nivel de Energía, n	Subnivel de Energía, l	Tipo de Orbital	Número de Orbitales: $2l + 1$	Energía*
1	0	1s	1	-1
2	0	2s	1	-1 / 4
	1	2p	3	
3	0	3s	1	-1 / 9
	1	3p	3	
	2	3d	5	
4	0	4s	1	-1 / 16



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

* La energía tomada como múltiplo de $h \cdot \mathcal{R}$.

Orbitales Atómicos:

Orbitales s:

El orbital de mínima energía del átomo del elemento Hidrógeno es el **orbital 1s**, caracterizado por los números cuánticos: $n = 1$, $l = 0$ y $m_l = 0$. Es el único orbital permitido cuando $n = 1$. Un electrón que se encuentre en la región del espacio atómico caracterizada por el orbital 1s "ocupa" el orbital 1s y es "un electrón 1s".

La **representación gráfica** de la **función orbital** es lo que denominamos **forma del orbital** y constituye la zona del espacio atómico alrededor del núcleo del átomo, dentro de un determinado nivel y subnivel de energía, donde la **probabilidad de encontrar un electrón**, caracterizado por los números cuánticos que determinan el nivel y el subnivel de energía, es **máxima**. La **forma del orbital representa**, entonces, **las regiones atómicas en las que la densidad electrónica es mayor**.

En la Figura anterior se utiliza el sombreado para indicar la probabilidad de encontrar un electrón en cualquier punto que rodea al núcleo. El sombreado es más intenso cerca del núcleo, puesto que la probabilidad de encontrar un electrón en esta zona es mayor. El sombreado se hace menos intenso al aumentar la distancia al núcleo. Esto significa, que al aumentar la distancia respecto del núcleo, disminuye la probabilidad de encontrar el electrón. La región sombreada suele llamarse **nube de carga** del electrón.

Todos los orbitales s, en cualquier nivel de energía, tienen simetría esférica, es decir, que la probabilidad de encontrar un electrón a una cierta distancia del núcleo, en este tipo de orbitales, es igual en cualquier dirección. Los **orbitales s** son **adireccionales**. Teniendo en cuenta esto, también suele representarse a los orbitales s con una esfera denominada **superficie límite**, que delimita una región dentro de la cual la probabilidad de encontrar un electrón es del orden de 90 %. Para un átomo del elemento Hidrógeno el radio de la superficie límite es de 140 pm.

Orbitales p:

Cuando $n > 1$ pueden existir tres orbitales con número cuántico $l = 1$, llamados **orbitales p**, que presentan la forma y las orientaciones en el espacio que se indican en la siguiente Figura:

Los tres orbitales tienen la misma forma, pero están orientados en direcciones diferentes del espacio: cada uno se extiende a lo largo de un eje distinto perpendicular a los demás, es decir, que el ángulo entre los orbitales p es de 90° . Los mismos se



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química designan, para indicar su orientación espacial, con los nombres de los ejes de coordenadas cartesianas: p_x , p_y , p_z respectivamente. Es más probable encontrar un electrón p_x cerca del eje x que en otros puntos del espacio.

Un orbital p posee un **plano nodal**, es decir, un plano en que la probabilidad de encontrar un electrón p es nula. Este plano se extiende a través del núcleo del átomo.

El ángulo que separa a los orbitales p (90°) permite que la separación entre estas “nubes de carga” sea máxima, de manera tal que, las fuerzas de repulsión que se establece entre zonas en las que se mueven partículas del mismo signo de carga (electrones), sea mínima. De esta manera la distribución de los electrones contribuye a la estabilidad del átomo.

Orbitales d y f:

Para los niveles de energía con $n > 2$, puede haber cinco orbitales con $l = 2$, denominados **orbitales d**. La forma de designar a estos orbitales y sus superficies límites se indican en la siguiente Figura:

Cuatro de los orbitales d tienen forma lobular, mientras que el orbital d_{z^2} es el que presenta una forma diferente a la de los demás.

Cuando $n > 3$, aparecen los **orbitales f**. Hay en total siete orbitales para cada valor de $n > 3$, pero, teniendo en cuenta la elevada complejidad de sus formas, no las representaremos.

Spín del Electrón

Un estudio detallado del espectro del átomo del elemento Hidrógeno indica que las líneas que lo componen no presentan exactamente las frecuencias determinadas por los cálculos de Schrödinger. En el año 1925, los físicos americanos de origen holandés, Samuel Goudsmit y George Uhlenbeck, pudieron explicar estas pequeñas diferencias. Propusieron que el electrón se comporta, de alguna manera, como una esfera que gira sobre su eje, similar a la rotación de la Tierra. Esta propiedad se denomina **spín del electrón**.

Un electrón presenta solamente dos estados posibles de spín, que se representan con flechas verticales orientadas en sentido opuesto: \uparrow y \downarrow . Podemos establecer la siguiente comparación: un electrón gira alrededor de su eje a velocidad constante, o bien en el sentido de movimiento de las agujas de un reloj (estado \uparrow), o en el sentido opuesto al movimiento de las mismas (estado \downarrow). Los dos estados del spín de un electrón están caracterizados por un cuarto número cuántico, **el número cuántico magnético del spín, m_s** , que solamente puede adoptar dos valores posibles: $+ \frac{1}{2}$ y $- \frac{1}{2}$, para un electrón \uparrow y para un electrón \downarrow , respectivamente.

El descubrimiento de que sólo es posible para un electrón dos estados de spín., permitió explicar el experimento que en el año 1920 habían realizado Otto Stern y Walter Gerlach. Estos científicos hicieron pasar un haz de átomos del elemento Plata



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

entre dos polos de un potente imán que generaba un campo no homogéneo (es decir, cuya intensidad varía de un lugar a otro). Observaron que el haz se dividía en dos. Podemos explicar este hecho del siguiente modo: un átomo de Plata tiene un número impar de electrones ($Z = 47$) y en este experimento se comporta como si fuera un átomo de Hidrógeno con su único electrón. Como resultado del spín del electrón impar, el átomo se comporta como un pequeño imán y al recorrer su trayectoria es desviado por el imán del laboratorio. El haz se divide en dos porque los átomos con un electrón impar \uparrow sufrieron un empuje en una dirección y los átomos con un electrón impar \downarrow experimentaron un empuje en la dirección opuesta.

Resumen Estructura del Atomo del Elemento Hidrógeno según el Modelo Atómico Cuántico:

El único electrón que compone al átomo del elemento Hidrógeno puede ocupar cualquiera de los orbitales que hemos descripto. Cuando se encuentra en su **estado de mínima energía**, que es el estado **más estable**, se dice que el átomo se encuentra en su **estado fundamental**. En estas condiciones, el electrón ocupa el orbital 1s y está determinado por sus cuatro números cuánticos que adoptan los siguientes valores:

$$n = 1 \quad l = 0 \quad m_l = 0 \quad m_s = +\frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}$$

El electrón puede encontrarse en uno u otro estado de spín. Si se entrega al electrón suficiente energía como para alcanzar el $n = 2$, el electrón podría ubicarse en cualquiera de los cuatro orbitales presentes en este nivel (el orbital 2s o cualquiera de los tres orbitales p). Si se suministra más energía al electrón, puede alcanzar el nivel $n = 3$, y ocupar cualquiera de los nueve orbitales presentes en el mismo (el 3s, los tres orbitales 3p y los cinco orbitales 3d).

El electrón es expulsado del átomo cuando recibe una energía suficiente que le permita vencer la fuerza de atracción que ejerce el núcleo del átomo. En estas condiciones, al perder un electrón el átomo, se dice que el mismo se ha **ionizado**.

La energía necesaria para ionizar un átomo de Hidrógeno, que se encuentra en su estado fundamental, es la cantidad de energía que debe entregarse al mismo para llevarlo desde el orbital con $n = 1$ hasta un nivel con energía nula (que es la energía que corresponde a una gran separación entre el electrón y el protón). Esta energía está dada por el producto $h \cdot \mathfrak{R}$ y vale $2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. Por lo tanto, para ionizar un mol de átomos del elemento Hidrógeno, que constituyan un sistema en estado gaseoso, es necesaria una cantidad de energía $6,02 \cdot 10^{23}$ veces mayor, es decir, una energía de 1,31 MJ.

Estructuras de los Atomos Multieletrónicos – Energías de los Orbitales:

En estado neutro, todos los átomos de los distintos elementos conocidos, diferentes al Hidrógeno, tienen más de un electrón. El átomo de Helio ($Z = 2$) posee dos electrones, el átomo de Litio ($Z = 3$) tres electrones y, en general un átomo de un elemento de Número atómico Z posee Z electrones. Todos estos son ejemplos de *átomos multieletrónicos*.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

En un átomo de estas características, los electrones ocupan orbitales parecidos a los del átomo de Hidrógeno, pero que difieren en las energías. El núcleo, al tener un mayor número de protones atrae a los electrones con mayor intensidad y, como resultado de este efecto, la energía asociada a cada orbital disminuye. Por otra parte, entre los electrones hay fuerzas de repulsión, aumentando, de esta manera, la energía de estos electrones.

Carga Nuclear Efectiva:

Para el átomo de Hidrógeno, como hay un solo electrón, no existen fuerzas de repulsión entre electrones de un mismo átomo. Esto determina que la energía de los orbitales de un mismo nivel de energía tenga el mismo contenido energético. En los átomos multielectrónicos, las repulsiones establecidas entre electrón y electrón determinan que un orbital s tenga menor energía que uno p del mismo nivel y, a su vez, que la energía asociada a los orbitales p sea menor que la de los orbitales d perteneciente al mismo nivel de energía. Sin embargo, los electrones de un determinado subnivel de energía en el que se encuentran los orbitales atómicos, tienen la misma energía, como por ejemplo para cada uno de los orbitales 2p.

La ordenación de los orbitales en los distintos niveles de energía, según su contenido energético con referencia al núcleo del átomo y, la distribución de los electrones en cada uno de ellos es lo que determina la **configuración electrónica cuántica del elemento** y su representación en función de la energía asociada constituye el denominado **Gráfico de Energía del Atomo**:

Las diferencias, que pueden observarse en la energía de los orbitales, dentro de un mismo nivel de energía, pueden atribuirse principalmente a dos factores:

- Un electrón s puede encontrarse muy cerca del núcleo del átomo, mientras que lo mismo no es posible para los electrones p. Por lo tanto, es posible establecer que un electrón s **penetra** más cerca del núcleo que un electrón p.
- Cada electrón presenta fuerzas de repulsión con los demás electrones del átomo. Esto determina que el mismo esté menos atraído por el núcleo que en los casos, como el del Hidrógeno, en el que no están presentes otros electrones. Se dice que en estos casos el electrón está **apantallado** de la fuerza atractiva del núcleo por los demás electrones que componen al átomo. De esta forma, la **carga nuclear efectiva** es menor que la carga real del núcleo.

Estos dos factores, finalmente, se relacionan entre sí ya que como un electrón s penetra más cerca del núcleo que un electrón p, dentro de un mismo nivel de energía del átomo, está menos apantallado de la atracción que el núcleo ejerce sobre los otros electrones del átomo. De esta forma, los electrones s son atraídos por una carga nuclear efectiva más fuerte que los electrones p estando, por consiguiente, más atraído por el núcleo. En base a lo expuesto, es posible afirmar que:

Un electrón s tiene una energía algo menor (más negativa) que la de un electrón p dentro de un mismo nivel de energía.



Un razonamiento similar al expuesto, puede realizarse para analizar la diferencia en el contenido de energía de los subniveles p y d. Diferencias en cuanto a penetración y apantallamiento aparecen entre estos orbitales, que determinan que, en término medio, los electrones d estén más alejados del núcleo que los electrones p.

Los efectos de apantallamiento y de penetración pueden ser considerables: un orbital 4s tiene una energía bastante más baja que la de los orbitales 4p y 4d, de manera tal que puede presentar un contenido energético inferior al de los orbitales 3d del mismo átomo. Que este efecto ocurra o no en un átomo determinado, depende de su número de electrones. En algunos átomos, el orbital 4s presenta un contenido de energía menos que el de un orbital 3d, pero en otros su energía es más alta. Esto es posible de observar en las estructuras electrónicas de algunos metales de transición.

Principio de Exclusión de Pauli

El nivel mínimo de energía correspondiente a un átomo, no corresponde a la configuración en la cual todos los electrones ocupan el orbital 1s. Esto fue establecido por el austríaco Wolfgang Pauli en el año 1925, en el Principio de Exclusión que puede enunciarse del modo siguiente:

“Solamente dos electrones como máximo pueden ocupar un mismo orbital y sus spines son opuesto, es decir, los electrones están apareados”

Los spines de dos electrones están *apareados* cuando un electrón es \uparrow (el spin vale $+ \frac{1}{2}$) y el otro es \downarrow (el spin vale $- \frac{1}{2}$). Dos electrones apareados se designan de la siguiente forma: $\uparrow\downarrow$. Por lo tanto, cuando se establece el *diagrama de energía* correspondiente a la *configuración electrónica* de un átomo, en cada recinto, que representa un orbital del mismo, puede haber como máximo dos electrones con spines opuestos, es decir, dos electrones apareados.

Otra forma de enunciar el Principio de Exclusión de Pauli es la siguiente:

“En un átomo, no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos idénticos, deben diferir al menos en uno de ellos”

Es decir, que si dos electrones están en el orbital 1s y tienen ambos $n = 1$, $l = 0$ y $m_l = 0$, deben diferir entonces en el valor de m_s , que podrá ser \uparrow (spin $+ 1/2$) o \downarrow (spin $- 1/2$).

Principio de Construcción:

Para predecir la configuración electrónica de mínima energía para un determinado átomo de un elemento, se aplica un procedimiento llamado **Principio de Construcción**.



Aplicando este principio es posible determinar la configuración de mínima energía total para el átomo, teniendo en cuenta la energía cinética de los electrones, la fuerza de atracción que sobre los mismos ejerce el núcleo del átomo y la repulsión de los electrones entre sí. El Principio del orden de llenado de los orbitales a medida que se agregan los electrones uno a uno, hasta que están presentes Z electrones del átomo del elemento de Número Atómico Z .

La figura que indica el gráfico de energía de un elemento es un primer indicio del orden de llenado de los orbitales, según el contenido de energía respecto del núcleo, que es el siguiente:



para los valores de Z comprendidos entre 1 y 20. Por otra parte, para los valores de Z entre 21 y 38, el orden de llenado de los orbitales, según el contenido de energía respecto del núcleo, que es el siguiente:



No es necesario memorizar el orden de llenado de los electrones en los orbitales de un determinado átomo, ya que se obtiene la misma configuración cuando se añaden electrones en el orden indicado en la Figura anterior que corresponde a la estructura de la Tabla Periódica Moderna de los Elementos.

Para asignar la configuración electrónica y el correspondiente gráfico de energía de un átomo de un elemento de Número Atómico Z se procede del modo siguiente:

- 1- Se añaden Z electrones, uno a uno, en los distintos orbitales de cada nivel de energía, ubicados en el correspondiente subnivel energético, según el orden indicado en la Figura anterior. De acuerdo al Principio de Exclusión de Pauli, en cada orbital no pueden existir más de dos electrones con espín opuesto.
- 2- Si en un subnivel de energía hay más de un orbital con el mismo contenido energético (como en el caso de los orbitales p , d o f), antes de aparearse, los electrones ocupan primero todos los orbitales posibles del mencionado subnivel con espines paralelos entre sí.

La segunda regla indicada se llama **Regla de Hund**, en honor al físico alemán especialista en espectroscopía **Fritz Hund**, que fue quien la propuso. Los electrones poseen espines paralelos (que se indica del modo siguiente: $\uparrow\uparrow$) cuando giran en torno a su eje en la misma dirección.

La explicación de la Regla de Hund se basa en la repulsión que se produce entre los electrones de un átomo. Al ocupar los electrones, dentro de un mismo subnivel de energía, distintos orbitales atómicos, están más alejados entre sí que si se ubicaran en el mismo orbital. De esta manera la repulsión entre los mismos es mínima, se repelen



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química
menos entre sí, la energía del átomo es más baja y, por lo tanto, la configuración electrónica del mismo, es más estable.

Del Hidrógeno (H) al Sodio (Na):

Para ejemplificar la aplicación del Principio de Construcción, podemos determinar la configuración electrónica y el correspondiente gráfico de energía de los elementos de $Z=1$ (Hidrógeno, H) hasta el elemento de $Z=11$ (Sodio, Na).

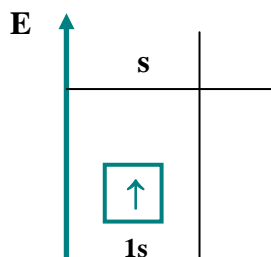
Elemento Hidrógeno (H) – $Z=1$:

Configuración Electrónica:



Donde 1 representa el nivel de energía, s representa el subnivel de energía y el correspondiente orbital y el superíndice 1 indica el número de electrones ubicados en el mismo.

Gráfico de Energía:

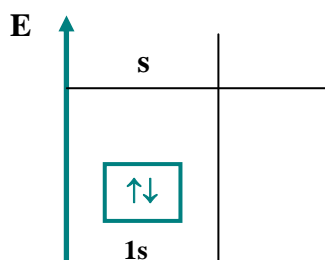


Elemento Helio (He) – $Z=2$:

Configuración Electrónica:



Gráfico de Energía:





Elemento Litio (Li) – Z=3:

Configuración Electrónica:

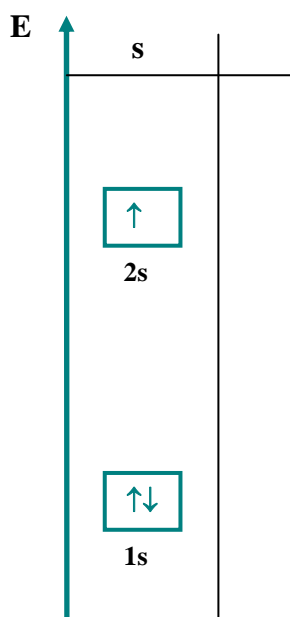


Puesto que el átomo del elemento Litio está formado por un solo electrón 2s en su nivel de energía externo, y su nivel de energía interno tiene la configuración electrónica del Helio, suele simplificarse la configuración electrónica de la siguiente manera:



Resulta útil pensar la configuración electrónica de un átomo de los elementos de $Z > 2$ como si el mismo estuviera formado por una parte interna de igual configuración que el elemento inerte anterior y rodeada de los electrones ubicados en el nivel de energía externo.

Gráfico de Energía:



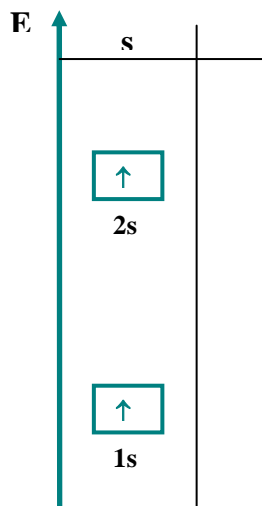
Elemento Berilio (Be) – Z=4:

Configuración Electrónica:





Gráfico de Energía:

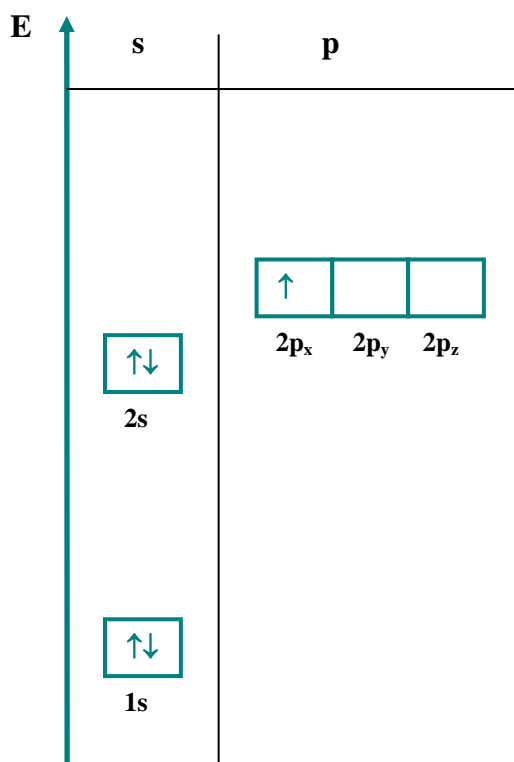


Elemento Boro (B) – Z=5:

Configuración Electrónica:



Gráfico de Energía:





Elemento Carbono (C) – Z=6:

Configuración Electrónica:

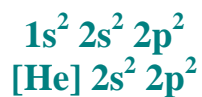
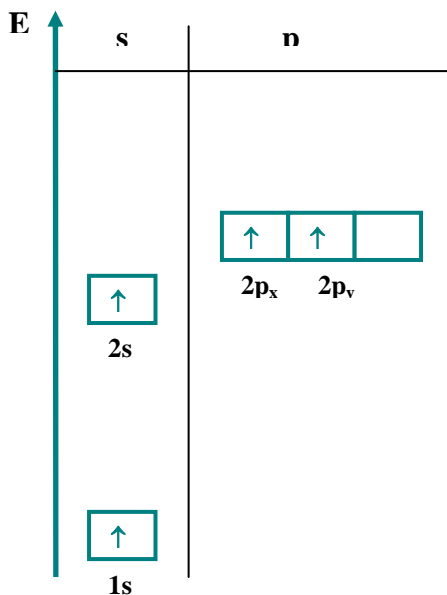


Gráfico de Energía:



Elemento Nitrógeno (N) – Z=7:

Configuración Electrónica:

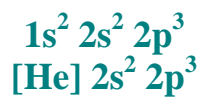
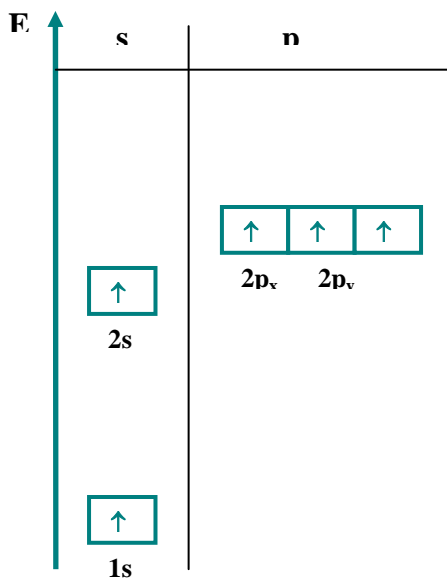


Gráfico de Energía:





Elemento Oxígeno (O) – Z=8:

Configuración Electrónica:

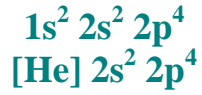
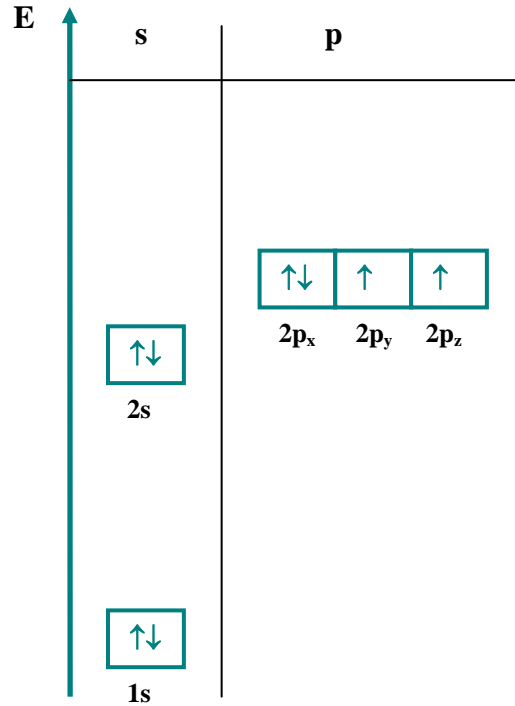


Gráfico de Energía:



Elemento Flúor (F) – Z=9:

Configuración Electrónica:

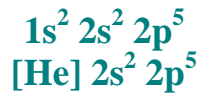
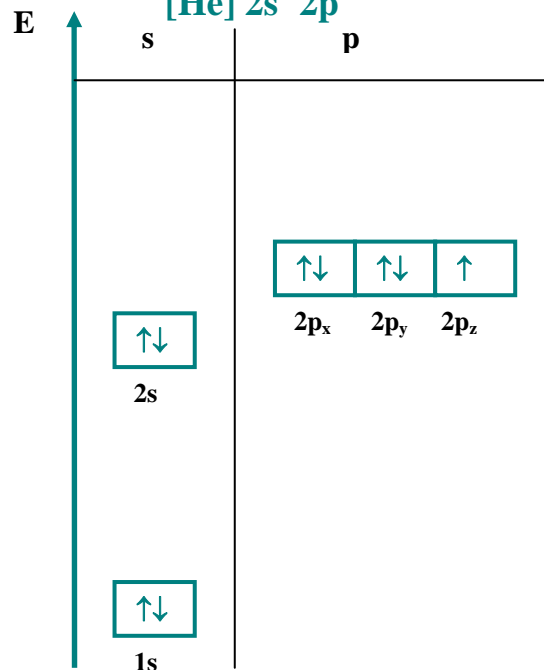


Gráfico de Energía:





Elemento Neón (Ne) – Z=10:

Configuración Electrónica:

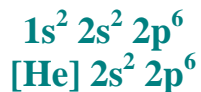
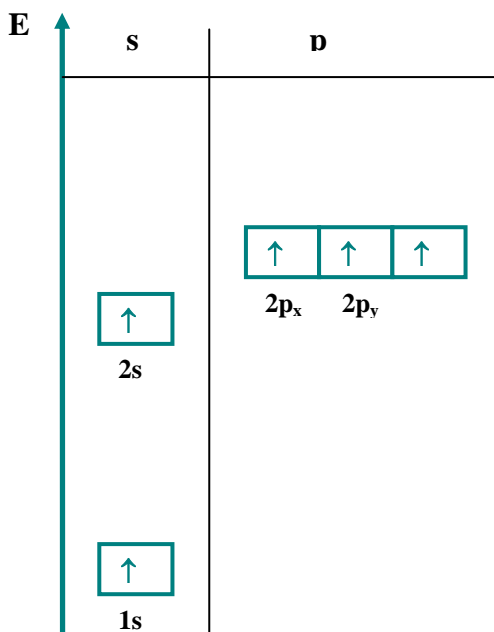


Gráfico de Energía:



Elemento Sodio (Na) – Z=11:

Configuración Electrónica:

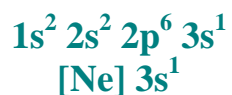
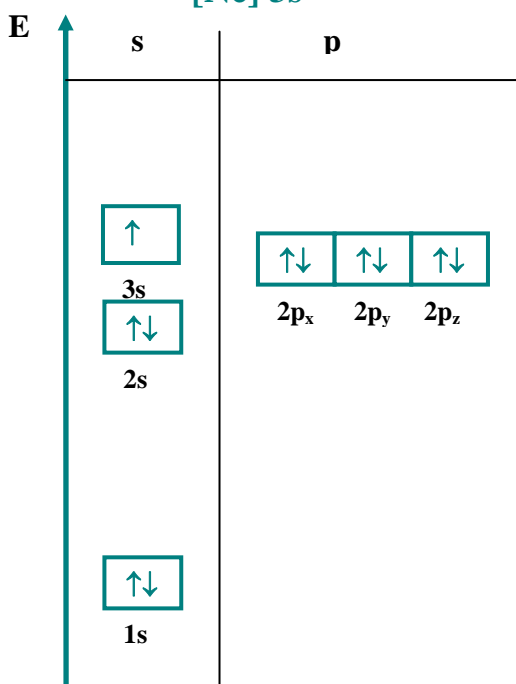


Gráfico de Energía:





Para los elementos inértidos, como todos sus niveles de energía están completos, con respecto al número máximo de electrones permitidos en cada uno, se dice que para los mismos la configuración electrónica constituye un **nivel cerrado**. La configuración electrónica externa del elemento Litio (Li), que es un metal fuertemente activo desde el punto de vista de la reactividad química, tiene un único electrón en un orbital 2s. Para el elemento Sodio (Na), que también es un metal activo, también tiene un solo electrón en su nivel de energía externo, en el orbital 3s. Resulta evidente, que con algunos conceptos sobre la estructura del átomo, es posible comenzar a explicar el carácter periódico de los elementos: aplicando el Principio de Construcción se llega de manera periódica a configuraciones electrónicas externas similares y, por lo tanto, a comportamientos químicos también parecidos.

Llenado de Orbitales d:

La configuración electrónica del Argón (Ar) es la siguiente:



Los tres primeros niveles de energía están completos. El Argón es un elemento inértido, que compone la sustancia simple monoatómica del mismo nombre, que es un gas inerte, incoloro e inodoro, parecido al gas Neón. Como resultado de la penetración y del apantallamiento, los orbitales 4s tienen un contenido energético más bajo que los 3d y, por lo tanto, se llenan antes. De esta manera, las dos configuraciones electrónicas siguientes son $[\text{Ar}] 4s^1$ y $[\text{Ar}] 4s^2$, que corresponden a los elementos Potasio (K) y Calcio (Ca) respectivamente. A partir de este elemento, el Calcio, se ocupan los orbitales 3d y se produce un cambio en el ritmo de llenado de los orbitales en los elementos de la Tabla Periódica.

Los 10 electrones siguientes están destinados a los elementos comprendidos entre el Escandio (Sc) de $Z=21$ y el Cinc (Zn) de $Z=30$, que ocupan los cinco orbitales 3d del tercer nivel de energía. De esta forma, la configuración electrónica del Escandio es $[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$, y la de su vecino, el Titanio (Ti) es $[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$. Es importante notar que en la configuración electrónica se escriben los electrones 4s después de los electrones 3d. Esto pone de manifiesto el cambio en el orden de energía de los orbitales, que comienza en el escandio, y que determina que los orbitales 3d tienen menos energía que los 4s. El Principio de Construcción permite obtener la configuración global correcta, aún cuando el orden en el que se agregan los electrones según este principio no coincide exactamente con el orden real de energías del átomo.

No podemos, entonces, obtener de forma tan directa como antes, la configuración electrónica de un átomo, ya que la configuración del subnivel semicompleto d^5 y la del completo d^{10} , son más estables de lo que sugiere la teoría simplificada. En algunos casos, el átomo neutro tiene una energía total más baja si el subnivel 3d está semicompleto con cinco electrones con spín paralelo, o completo con 10 electrones, por transferencia de un electrón desde el subnivel 4s. Por ejemplo, la configuración del Cromo (Cr) es $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ y la del Cobre (Cu) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Una vez completo el subnivel 3d, a partir del Galio (Ga) se llenan los orbitales 4p. Por ejemplo, la configuración del átomo del elemento Arsénico (As) de $Z=33$, que pertenece al grupo 15 de la Clasificación Moderna de los Elementos, es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

El cuarto período de la Tabla Periódica de los Elementos está compuesto por 18 elementos, puesto que los orbitales 4s y 4p pueden contener un total de 8 electrones y los orbitales 3d un total de 10 electrones más. Se trata del primer “período largo” de la Clasificación de los Elementos.

A continuación se ocupa el orbital 5s y después se llenan los orbitales 4d. Como sucede en el cuarto período, la energía de los orbitales 4d es menor que la del 5s, una vez que éste ha sido ocupado con dos electrones. Un cambio similar ocurre en el sexto período, pero se ocupan los orbitales 4f. El Cerio, por ejemplo, presenta la configuración electrónica $[\text{Xe}] 4f^2 6s^2$. Luego los electrones continúan ocupando los siete orbitales 4f. El Iterbio presenta los siete orbitales 4f completos y su configuración es $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2$. Luego se ocupan los orbitales 5d y finalmente los 6p. Por ejemplo, la configuración electrónica del Bismuto (Bi), de $Z=83$, es $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$.

Configuraciones Electrónicas de los Iones:

Un **catión** es un **ion positivo**, que puede estar constituido por uno o más átomos del mismo o distintos elementos. En el caso de los cationes formados por un átomo de un elemento particular, se obtienen cuando el mismo cede uno o más electrones más débilmente retenido/s. Si el número cuántico principal del último nivel de energía es n , los electrones pueden ser extraídos en el siguiente orden: primero los electrones np , luego los electrones ns y finalmente los electrones $(n-1)d$. Si por ejemplo analizamos la siguiente reacción de oxidación:



Teniendo en cuenta que, la configuración electrónica del átomo de Hierro (Fe) es $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ y que cuando el mismo se transforma en el catión Hierro (III) (antes denominado catión férrico), Fe^{3+} , el proceso requiere la cesión de tres electrones, la configuración electrónica del catión será: $[\text{Ar}] 3d^5$. Como no tiene el átomo de Hierro electrones p , se ceden primero los electrones 4s y luego un electrón 3d.

Un **anión** es un **ion negativo**, que puede estar constituido por uno o más átomos, del mismo o distintos elementos. En el caso de los aniones formados por un átomo de un elemento particular, se obtienen cuando el mismo gana uno o más electrones. Los aniones, al formarse, ganan electrones que se ubican en orbitales vacíos o con un solo electrón en el último nivel de energía y tiende a adquirir la configuración electrónica externa del elemento inerte más cercano. En el caso del átomo del elemento Nitrógeno (N), cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$, vemos que para adquirir la configuración electrónica del inerte más cercano (el Neón, Ne), necesita ganar 3 electrones. Por consiguiente la configuración electrónica del anión nitruro, N^{3-} es: $1s^2 2s^2 2p^6$, que es la configuración electrónica correspondiente al elemento Neón.



...De esta manera hemos llegado al final, de por lo menos las etapas más importantes de nuestro viaje, a través del tiempo y de la historia de la ciencia. En este viaje seguramente hemos comenzado a interpretar el comportamiento y algunas propiedades de esta partícula, que como ya hemos dicho, es común a todo material que existe en el Universo, a las formas animadas e inanimadas y es, sin duda alguna, el origen de la vida, cuando a partir de sus combinaciones químicas, forma diferentes materiales. Pero tengan presente, es sólo una primera etapa para develar a esta misteriosa, fascinante partícula que es el átomo. Este viaje continúa, sin pausa aún en nuestros días y seguramente, no tendrá fin...

Actividades

✓ Ejercicio de Aplicación 1

El número de átomos de Cobre en una masa de 3,0 g es $2,8 \cdot 10^{22}$. ¿Cuántos electrones contiene la muestra? Determine la masa y el número de moles que representan este conjunto de electrones.

Puede utilizar los datos de la Tabla Periódica de los Elementos que necesite.

Resolución:

Como el $Z_{\text{Cu}} = 29$, resulta que un átomo del elemento Cobre tiene 29 electrones. Por lo tanto el número total de electrones presentes en la muestra de 3,0 g de Cobre que contienen $2,8 \cdot 10^{22}$ átomos de cobre será:

$$29 \text{ electrones / átomo} \times 2,8 \cdot 10^{22} \text{ átomos} = \mathbf{8,1 \cdot 10^{23} \text{ electrones}}$$

Como sabemos, la masa de un electrón es $9,11 \cdot 10^{-28}$ g, por lo tanto, la masa total de los electrones presentes en la muestra es:

$$9,11 \cdot 10^{-28} \text{ g / electrón} \times 8,1 \cdot 10^{23} \text{ electrones} = \mathbf{7,4 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,74 \text{ mg}}$$

Es decir, que en una masa de 3,0 g de una muestra de la sustancia simple compuesta por el elemento Cobre, la masa total de los electrones presentes es de sólo 0,74 mg. En este ejercicio, **comprobamos, que efectivamente la masa de cada átomo está concentrada en su núcleo y que el aporte en masa de los electrones es prácticamente despreciable.**

Finalmente, el número de moles de electrones presentes es:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ electrones} \text{ ----- } 1 \text{ mol de electrones}$$

$$8,1 \cdot 10^{23} \text{ electrones} \text{ ----- } \times = \mathbf{1,345 \text{ moles de electrones}}$$



✓ Ejercicio de Aplicación 2

Calcular el número de protones, electrones y neutrones presentes en cada uno de estos átomos o iones, determinar la configuración electrónica de los mismos según el Modelo Atómico de Bohr y según el Modelo Cuántico, si el Z de cada elemento es conocido:

- a) Carbono – 12.
- b) Uranio – 235.
- c) Cation sodio ($^{23}\text{Na}^+$).
- a) Anión Cloruro ($^{37}\text{Cl}^-$).

Resolución:

Sabemos que: $Z(\text{C}) = 6$

$$Z(\text{U}) = 92$$

$$Z(\text{Na}) = 11$$

$$Z(\text{Cl}) = 17$$

Entonces:

- a) En el elemento Carbono (C) como $Z = 6$ y $A = 12$, entonces:

En un átomo de Carbono hay: **6 protones, 6 electrones y 6 neutrones.**

La Configuración Electrónica según Borh es: **$\text{K}^2 \text{L}^4$**

La configuración electrónica cuántica es: **$1s^2 2s^2 2p^2$**

- b) En el elemento Uranio (U) como $Z = 92$ y $A = 235$, entonces:

En un átomo de Uranio hay: **92 protones, 92 electrones y 143 neutrones.**

La Configuración Electrónica es: **$\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^{18} \text{N}^{32} \text{O}^{22} \text{P}^8 \text{Q}^2$**

La configuración electrónica cuántica es: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$**

- c) En el elemento Sodio (Na) como $Z = 11$ y $A = 23$, entonces:

En un átomo de Sodio hay: 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

El catión sodio (Na^+) se forma cuando un átomo de sodio cede 1 electrón. Por lo tanto:



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

En un catión sodio hay: **11 protones, 10 electrones y 12 neutrones.**

La Configuración Electrónica es: **$K^2 L^8$**

La configuración electrónica cuántica es: **$1s^2 2s^2 2p^6$**

d) En el elemento Cloro (Cl) como $Z = 17$ y $A = 37$, entonces:

En un átomo de Cloro hay: 17 protones, 17 electrones y 20 neutrones.

El anión cloruro (Cl⁻) se forma cuando un átomo de cloro gana 1 electrón. Por lo tanto:

En un anión cloruro hay: **17 protones, 18 electrones y 20 neutrones.**

La Configuración Electrónica es: **$K^2 L^8 M^8$**

La configuración electrónica cuántica es: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$**

✓ Ejercicio de Aplicación 3

Calcular la masa total de:

- a) Los neutrones.
- b) Los protones
- c) Los electrones

Contenidos en 2,00 g de Hierro – 57. Finalmente d) si suponemos que un automóvil está formado por Hierro – 57 puro, ¿qué fracción de su masa es debida a los neutrones?.

El $Z_{Fe} = 26$

Resolución:

Para el Hierro – 57, sabemos que: $A = 57$ y $Z = 26$. Por lo tanto en un átomo de Hierro hay:

26 electrones

26 protones

$A - Z = 57 - 26 = 31$ neutrones

Por otra parte sabemos, a partir de uso de la Tabla Periódica de los Elementos que $A(Fe) = 56$ uma. Por lo tanto, podemos calcular los moles de hierro presentes en una muestra de 2,00 g de Hierro:



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

56 g de Fe ----- 1 mol de átomos de Fe

2,00 g de Fe ----- $x = 0,036$ moles de átomos de Fe

Entonces:

1 mol átomos de Fe ----- $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe

0,036 moles de átomos de Fe ----- $x = 2,16 \cdot 10^{22}$ átomos de Hierro

Por lo tanto:

1 átomo de Fe ----- 26 electrones

$2,16 \cdot 10^{22}$ átomos de Hierro ----- $x = 5,616 \cdot 10^{23}$ electrones

Como el número de protones y de electrones es igual, entonces hay $5,616 \cdot 10^{23}$ protones.

1 átomo de Fe ----- 31 neutrones

$2,16 \cdot 10^{22}$ átomos de Hierro ----- $x = 6,696 \cdot 10^{23}$ neutrones

Sabemos que la masa de un electrón, de un protón y de un neutrón, son respectivamente: $9,109 \cdot 10^{-28}$ g; $1,673 \cdot 10^{-24}$ g y $1,675 \cdot 10^{-24}$ g. Podemos entonces calcular la masa total de neutrones, protones y electrones presentes en una muestra de 2,00 g de Hierro – 57, del siguiente modo:

a)

1 neutrón ----- $1,675 \cdot 10^{-24}$ g

$6,696 \cdot 10^{23}$ neutrones ----- $x = \mathbf{1,121 \text{ g de neutrones} = 1121 \text{ mg de neutrones}}$

b)

1 protón ----- $1,673 \cdot 10^{-24}$ g

$5,616 \cdot 10^{23}$ protones ----- $x = \mathbf{9,39 \cdot 10^{-1} \text{ g de protones} = 939 \text{ mg de protones}}$

c)

1 electrón ----- $9,109 \cdot 10^{-28}$ g

$5,616 \cdot 10^{23}$ electrones ----- $x = \mathbf{5,116 \cdot 10^{-4} \text{ g de electrones} = 0,5116 \text{ mg de electrones}}$



Nuevamente comprobamos que el aporte de los electrones a la masa de un átomo de un determinado elemento y, por lo tanto, a cualquier masa formada por un conjunto de átomos de ese elemento, es despreciable frente a la masa que aportan los protones y los neutrones concentrados en el núcleo de cada átomo.

d)

La $A(\text{Fe}) = 56$ uma. Podemos calcular la masa de 1 átomo de hierro:

$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe ----- 56 g de Fe

1 átomo de Fe ----- $x = 9,302 \cdot 10^{-23}$ g de Fe

En 1 átomo de Hierro hay 31 neutrones. La masa de un neutrón es $1,675 \cdot 10^{-24}$ g. Por lo tanto la masa total de neutrones en un átomo de Hierro es:

1 neutrón ----- $1,675 \cdot 10^{-24}$ g

31 neutrones ----- $x = 5,1925 \cdot 10^{-23}$ g de neutrones.

Por lo tanto la fracción en masa de neutrones por átomo de Hierro es la siguiente:

$$\frac{\text{Masa de neutrones}}{\text{Masa de un átomo de Fe}} = \frac{5,1925 \cdot 10^{-23} \text{ g de neutrones}}{9,302 \cdot 10^{-23} \text{ g de Fe}} = \mathbf{0,558}$$

Por lo tanto hay un **55,8 %** en masa de neutrones por átomo de Hierro. Independientemente de la masa de un automóvil, si está compuesto totalmente por Hierro – 57, tendrá un **55,8 % en masa, de neutrones**.

✓ Ejercitación Propuesta

Los siguientes ejercicios, que no están resueltos en el CD, son una propuesta para que el docente los utilice, según su criterio y planificación, de acuerdo con las características de su curso de química y del grupo de alumnos con los que trabaja.

- 1- Calcule la longitud de onda y la energía asociada expresada en Joule a las mismas para las siguientes radiaciones:
 - a- Las ondas UHF de televisión de frecuencia 700 MHz.
 - b- La luz violeta de frecuencia $7,1 \cdot 10^{14}$ Hz.
 - c- Las ondas de 1420 MHz utilizadas por los radioastrónomos que estudian las nubes interestelares de átomos de Hidrógeno.

- 2- Calcule la frecuencia y la energía asociada de las siguientes radiaciones:
 - a- Radiación infrarroja de 1200 nm.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

- b- Ondas de radar de 3 cm.
- c- Radiación gamma de 86 pm emitida cuando los protones y los neutrones contenidos en el núcleo de un átomo de Hierro – 57 ajustan sus posiciones.
- 3- La velocidad del sonido en el agua a 20°C es de 1482 m / s. La longitud de onda del sonido en el agua, ¿Tiene un valor más alto o más bajo que en el aire?. Calcule la longitud de onda de las ondas sonoras de 262 Hz en el agua.
- 4- Las mezclas que sirven para producir fuegos artificiales contienen en muchos casos Magnesio cuya combustión da óxido de magnesio. En este caso el calor desprendido determina que el óxido se vuelva incandescente y desprenda una luz de color blanco brillante. El color de esta luz puede cambiar añadiendo a la mezcla nitratos y cloruros de elementos que tengan espectros en la región visible. El nitrato de bario se añade con frecuencia para producir un color verde amarillento. Los iones excitados de Bario general luz de 487 nm, 514 nm, 543 nm, 553 nm y 578 nm. Calcular el cambio que experimenta la energía del átomo en cada uno de los casos y el cambio de energía por mol de átomos.
- 5- Cuando una superficie de metal Rubidio se ilumina con una luz ultravioleta de 300 nm, expulsa electrones por efecto fotoeléctrico. Se midió la energía cinética de cada electrón y se observó que era $3,3 \cdot 10^{-19}$ J. ¿Cuál es la longitud de onda máxima de la luz que puede extraer un electrón de una muestra de Rubidio?. ¿Cuál será la energía cinética del electrón en caso de usar luz de 250 nm?.
- 6- Calcule las longitudes de onda, en nanómetros, de las tres primeras líneas de la Serie de Balmer y de la cuarta línea de la Serie de Lyman y del cuarta línea de la Serie de Paschen del Hidrógeno atómico.
- 7- Los números de onda de las líneas espectrales de los iones hidrogenoides están relacionados con los del Hidrógeno por la siguiente expresión matemática:
 $\nu^* = \nu^*_H \cdot Z^2$ donde Z es la carga nuclear. Calcular para el catión He⁺a) la longitud de onda de la primera línea de la serie con $n_2 = 1$ y b) el potencial de ionización para el proceso $\text{He}^+ \rightarrow \text{He}^{++} + e$
- 8- Determine la configuración electrónica, según el Modelo Atómico de Bohr y el Modelo Cuántico, de los elementos de Z: 5, 18, 27, 39 y 56. Ubíquelos en la Tabla Periódica de los Elementos y, a partir de los datos en ella consignados, indique símbolo, Masa Atómica Relativa, número de electrones del último nivel de energía, Radio Atómico, Energía de Ionización, Afinidad Electrónica y Electronegatividad. De no tener en su Tabla estos datos búsquelos en la bibliografía pertinente.



Bibliografía

- Atkins P., Jones L. (2006) – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- Cotton y Wilkinson (1990) – “Química Inorgánica Básica” – Editorial Limusa.
- Cotton y Wilkinson – (1990) “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa.
- Glastone S. y Lewis – “Elementos de Físico – Química” – Editorial Médico – Quirúrgica.
- Pauling, L (1960) – “Química General – 5^{ta}. Edición” – Editorial Aguilar.
- Shriver, D.F. (2005) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” - Tomos I y II – Editorial Reverté S.A.
- Shriver, D.F. (2008) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” -- Editorial Reverté S.A.