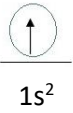
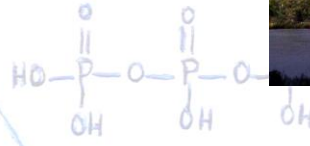
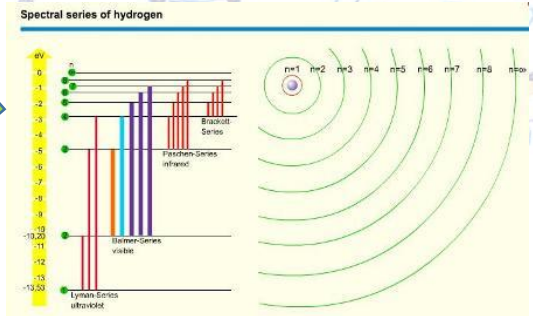


PERIFERIA NUCLEAR CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA



Configuración electrónica del hidrógeno



Hydrogen Absorption Spectrum



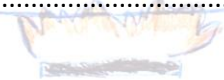
Hydrogen Emission Spectrum



Contenido

1-Introducción.....	2
2-La radiación electromagnética y Espectro electromagnético	2
2.1-Características de las ondas electromagnéticas	3
2.1.1-Espectro electromagnético.....	3
2.2-Espectros Atómicos y Niveles de Energía	4
2.2.1-Espectro discontinuo o de líneas:	4
2.2.2-Espectro de Emisión:	4
2.2.3-Espectro de Absorción:	4
2.3-Electrones absorción y emisión de energía	5
3-Modelos atómicos	6
3.1-Modelo de Dalton	6
3.2-Modelo de Joseph John Thomson-1904.....	7
3.3-Modelo atómico de Rutherford-1911	7
3.4-Modelo atómico de Bohr-1913.....	8
3.5-Modelo actual-Modelo Mecánico Cuántico -1926.....	10
3.5.1-Orbitales atómicos y números cuánticos	10
3.5.2-Subniveles o subcapas de energía	11
3.5.3-Representación de los Orbitales.....	11
3.5.4-La energía de los orbitales	13
3.6-Configuraciones electrónicas.....	13
3.6.1-Configuración Electrónica desarrollada.....	14
4-Bibliografía y Webgrafía	17

GRAFITO



ATP



1-Introducción

¿Cómo se explican estos fenómenos?

En el arcoíris la luz blanca se descompone en diferentes colores, dando lugar a este vistoso fenómeno natural.

En los juegos artificiales compuestos de diferentes

elementos químicos, al ser calentados, emiten una gama de colores (elementos como el Li y Sr producen coloración rojiza, el Na da colores amarillos y dorados, el Ba emite color verde y el Cu azul, etc.). La luz visible que pueden apreciar nuestros ojos, es radiación electromagnética. La relación de la luz y la estructura electrónica de los átomos, viene dado por el estudio del comportamiento de la luz que emiten o absorben las sustancias.

¿Cómo se explican esas coloraciones? En 1911 el químico y físico británico Ernest Rutherford llegó a un modelo atómico formado por una zona central pequeña, el núcleo y una zona que rodea a este la periferia, (un gran espacio vacío), donde se mueven los electrones. Los científicos se preguntaban **¿cómo se mueven estos electrones, alrededor del núcleo atómico?** Estudios varios proporcionaron información sobre estas partículas subatómicas, Niels Bohr dedujo que los electrones se mueven en ciertas orbitas (niveles de energía), permitidas. El trabajo de los físicos y químicos reveló que se comportan como partículas y como ondas de luz, según la física cuántica presentan comportamiento dual.



En 1900 el científico Max Planck descubrió que los átomos y moléculas emiten energía en cantidades discretas, *cuantos de energía o paquetes de energía*. Los electrones de los átomos o moléculas, pueden absorber energía y pasar a niveles energéticos mayores y luego al regresar a estado de partida (nivel de menor energía) u otros estados de menor energía, emiten fotones de luz.

La luz no es la única radiación electromagnética que emiten los átomos, hay núcleos excitados que emiten radiación gamma, y otros luego de capturar electrones (captura electrónica), mediante el re arreglo de electrones en la periferia, emiten rayos x, que corresponde a la diferencia de energía entre los dos niveles ocupados por los electrones.

La luz es una herramienta importante que nos brinda información sobre el comportamiento de los electrones en los átomos.

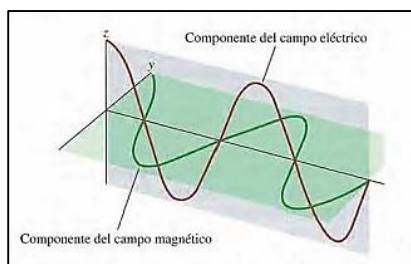
2-La radiación electromagnética y Espectro electromagnético



Algunas actividades del cotidiano como: encender la TV, calentar comida en el microondas, usar el celular, son todos ejemplos de **radiaciones electromagnéticas**.

Otros ejemplos: la luz desde el sol, el calor asociado a ésta, el calor radiante de las estufas eléctricas con filamentos al rojo, calor de las brasas de una chimenea, los rayos X de los dentistas, etc. La radiación electromagnética es la emisión y transmisión de

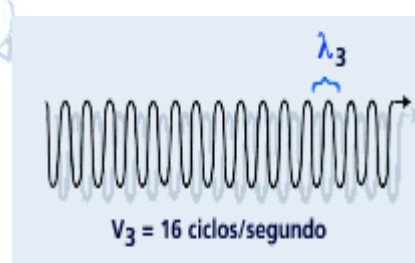
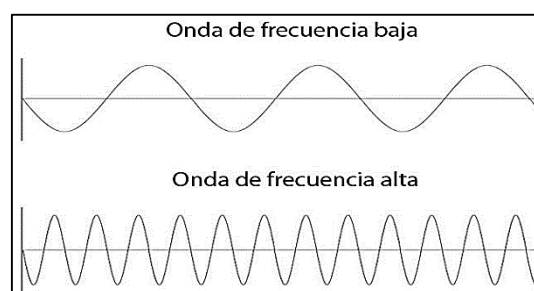
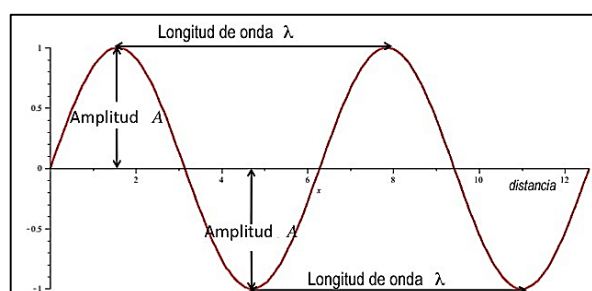
energía en forma de ondas electromagnéticas. La onda electromagnética tiene una componente de campo eléctrico y un componente de campo magnético. Ambos componentes tienen la misma longitud de onda y frecuencia y, por tanto, igual velocidad, pero viajan en planos perpendiculares entre sí.



Componentes del campo eléctrico y del campo magnético de una onda electromagnética. Ambos componentes tienen la misma longitud de onda, frecuencia y amplitud, pero vibran en dos planos perpendiculares.

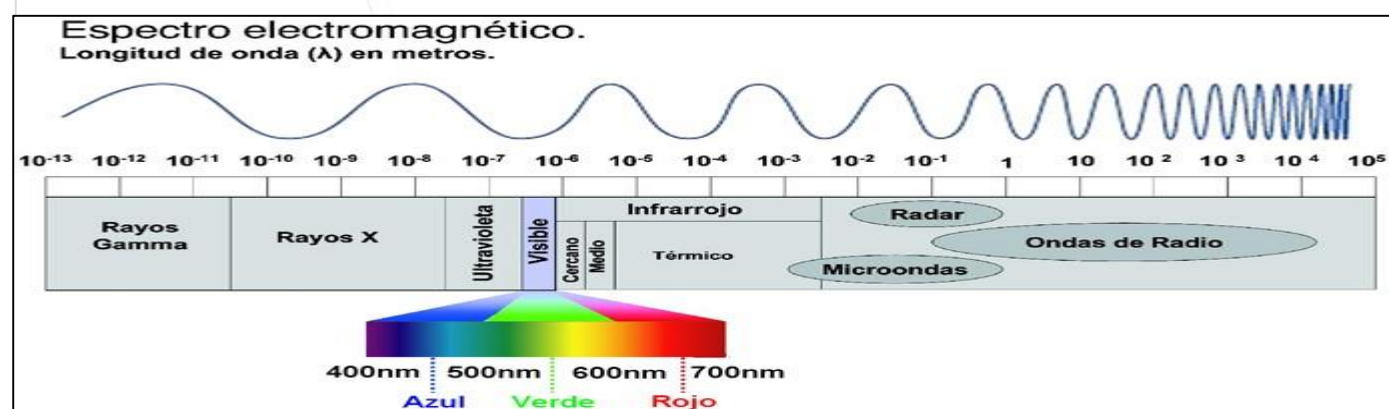
2.1-Características de las ondas electromagnéticas

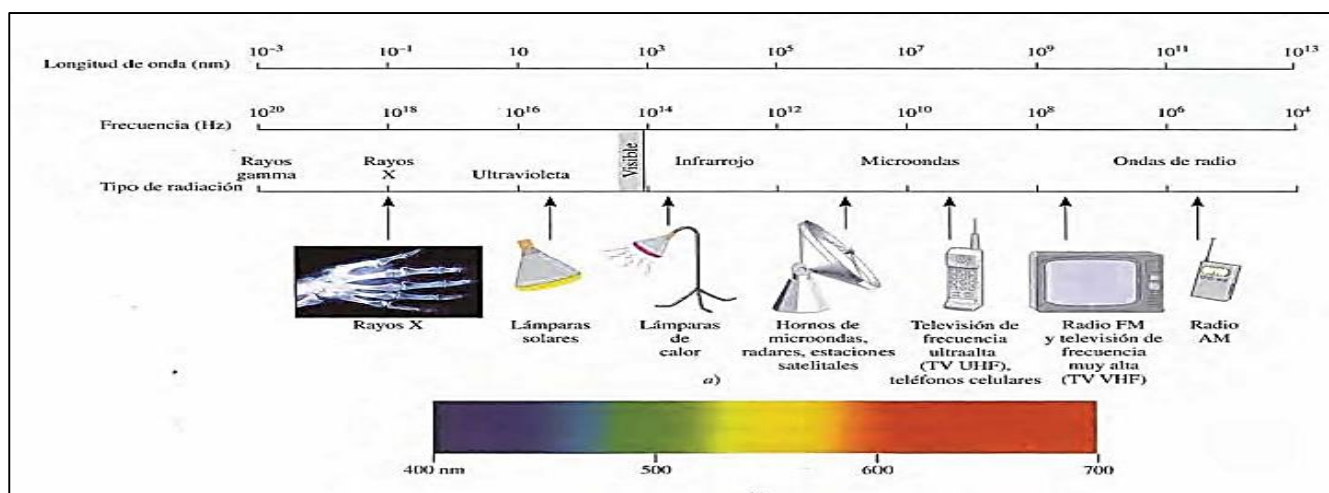
- Se propagan tanto por medios materiales, como el vacío.
- Todos los tipos de radiación electromagnética se mueven a través del vacío a una velocidad de 3.00×10^8 m/s, la **velocidad de la luz (c)**.
- La distancia entre dos crestas adyacentes (o entre dos valles adyacentes), se conoce como **longitud de onda (λ)**.
- El número de longitudes de onda completas o ciclos que pasan por un punto cada segundo se llama **frecuencia (f)**. Por ejemplo, si una onda se repite diez veces por segundo, significa que tiene una frecuencia de diez ciclos por segundo. Esto puede expresarse como una frecuencia de 10 hercios o 10 Hz.



2.1.1-Espectro electromagnético

El espectro electromagnético es un ordenamiento de las diversas formas de radiación electromagnética en orden de longitudes de onda decreciente o frecuencias crecientes. En un extremo se encuentran las ondas de radio con longitudes de ondas largas que se usan en bandas de radio AM y FM, teléfonos celulares y señales de TV. La radiación infrarroja (IR) con un λ aproximadamente de 10^{-5} m es responsable por la energía en forma de calor, que sentimos de la luz solar. Por otra parte, la luz visible con λ de 700 a 400 nm es la única que nuestros ojos pueden ver. La luz roja posee una longitud de onda (λ), más larga 700nm, mientras que la luz violeta es más corta... ¿cuál es el valor? (Turnes, S., 2018)





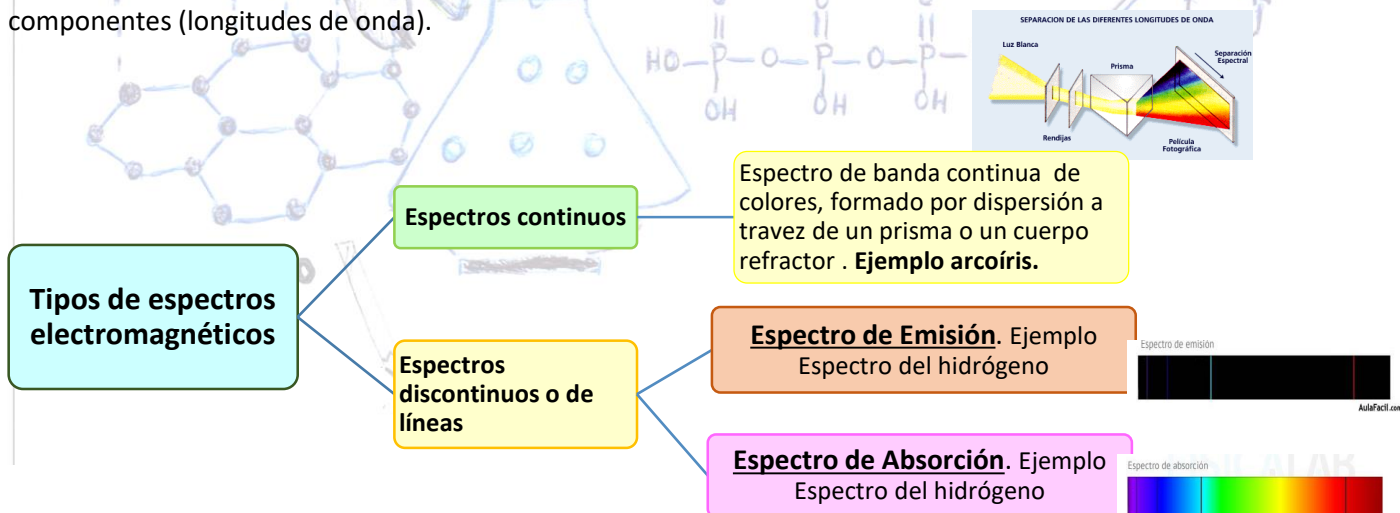
Ejercicio 1- La longitud de onda de la luz verde de un semáforo es alrededor de 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación electromagnética? (R: $5,74 \times 10^{14}$ Hz).

Ejercicio 2- cuando escuchas radio FM, es posible que hayas escuchado que el anunciador diga que transmiten con una frecuencia de 91,5 mega Hertz (corresponde a $9,15 \times 10^7$ Hz). Calcula longitud de onda de la transmisión de radio (R: 3,28m).

2.2-Espectros Atómicos y Niveles de Energía

Cuando vemos a un arcoíris, este corresponde a un espectro continuo, de bandas de colores. Cuando los átomos de los elementos se calientan producen luz, como se observan en los juegos artificiales.

Un **espectro** se produce cuando la radiación de una fuente de energía radiante, se dispersa en sus diferentes componentes (longitudes de onda).



2.2.1-Espectro discontinuo o de líneas: consiste en un espectro de ciertas longitudes de onda de luz (líneas de colores), separadas por áreas oscuras. Se obtienen por radiación emitida por gases o vapores incandescentes. **Algunos ejemplos:** lámparas de sodio (color amarillo), luces de neón (color rojo).

2.2.2-Espectro de Emisión: espectro asociado a la emisión de radiación electromagnética por átomos que resultan de transiciones electrónicas desde estados energéticos superiores a estados energéticos inferiores.

2.2.3-Espectro de Absorción: espectro asociado a la absorción de radiación electromagnética por átomos (u otras especies) que resultan de transiciones electrónicas desde estados energéticos inferiores a estados energéticos superiores. (Turnes, S., 2018).

Espectro de emisión

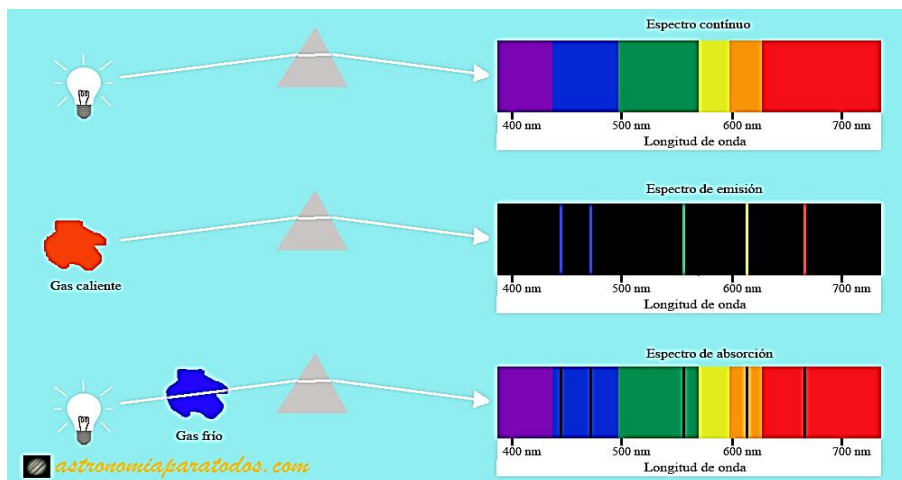


AulaFacil.com

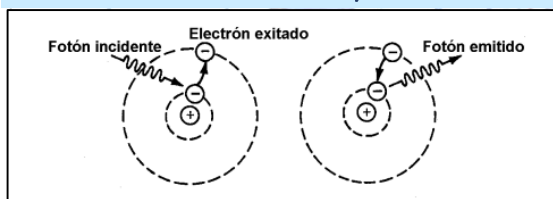
Espectro de absorción



Espectro de emisión y absorción del elemento hidrógeno.



2.3-Electrones absorción y emisión de energía



Los electrones absorben una cantidad específica de energía, (cuanto de energía o paquete de energía), para pasar a un nivel superior. Cuando los electrones vuelven a un nivel de menor energía, emiten fotones de energía (con una determinada energía, dependiente del tipo de átomo). La energía de un fotón se relaciona con la frecuencia de la luz emitida, es directamente proporcional a su frecuencia.

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{fotón}} = h \cdot f$$

h: constante de Planck (6.626×10^{-34} J.S)

f: frecuencia; **c:** velocidad de la luz; **λ :** longitud de onda.

$\Delta E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ la energía de un fotón es inversamente proporcional a la longitud de onda.

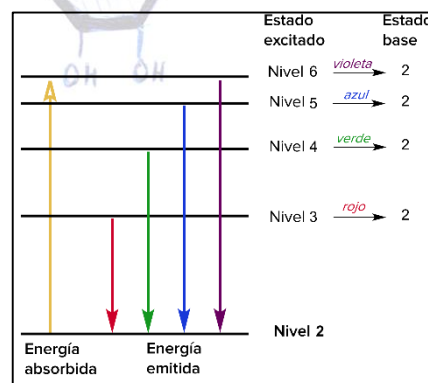
Aplicando conocimiento

Ejercicio 1-El color azul del cielo se debe a la dispersión de la luz por las moléculas del aire. La luz azul posee una frecuencia aproximada de $7,5 \times 10^{14}$ Hz. Calcule:

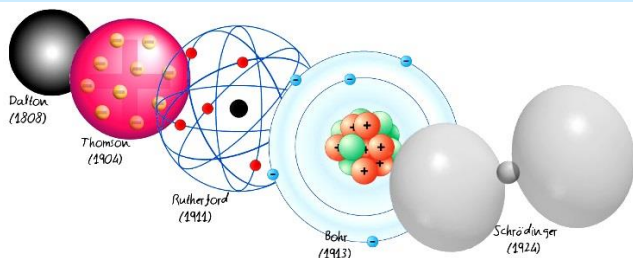
- La longitud de onda en nanómetros asociada a esta radiación.
- La energía en Joule de un fotón asociado a la frecuencia.

Ejercicio 2- calcule la energía en Joule e indique en que región del espectro electromagnético se encuentran:

- un fotón de una longitud de onda de $5,00 \times 10^4$ nm.
- Un fotón que tiene una longitud de onda de $5,00 \times 10^{-2}$ nm. Dato: $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$.



3-Modelos atómicos



En esta figura se muestran la evolución de los diferentes modelos atómicos desde Dalton hasta el modelo de Schrödinger.

3.1-Modelo de Dalton



En 1808, el químico inglés J. Dalton (1766-1844) formuló su célebre teoría atómica. En ella rompía con las ideas tradicionales y postulaba que la materia está formada por átomos. Comenzó una etapa de la química y la física repleta de asombrosas evidencias experimentales sin fundamento teórico. El concepto de átomo como partícula material indivisible e inmutable, se mantuvo casi un siglo, dado que la técnica del momento no permitía otras posibilidades. Estudios en el campo de electricidad y la electroquímica por Ampère y Faraday, sugerían una relación íntima entre la materia y las cargas eléctricas. La **radiactividad natural**, descubierta de manera casual en 1896 por el físico francés Henri A. Becquerel (1852–1908), llevó al conocimiento de tres clases de partículas: los rayos alfa, con carga positiva, los rayos beta, partículas con carga negativa, y un tercer tipo sin carga y de naturaleza inmaterial, los rayos gamma. Todo ello sugería que los átomos no debían de ser la partícula indivisible que se creía. El descubrimiento de las partículas subatómicas comenzó realmente cuando se impuso el tubo de descarga como herramienta de investigación en la naturaleza de la materia. Así, el final del siglo XIX marcó el comienzo de un período de tres décadas definido por enormes cambios que modelaron la química de nuestros días.

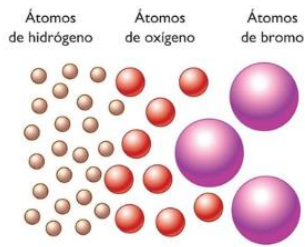
Algunas ideas de su postulado:

- La materia está formada por partículas pequeñas llamadas **átomos**.
- Dalton proponía que los átomos de un mismo elemento químico eran iguales entre sí y tenían la misma **masa e iguales propiedades**, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos.
- Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento mediante reacciones químicas; los átomos no se crean ni destruyen en reacciones químicas.
- propuso el concepto de **peso atómico relativo** (el peso de cada elemento respecto al peso del hidrógeno), comparando las masas de cada elemento con la masa del hidrógeno.
- También propuso que los átomos pueden combinarse entre sí para formar compuestos químicos.

Limitaciones de su teoría

- Afirmaba que los compuestos químicos se formaban usando la menor cantidad de átomos posible de sus elementos. Por ejemplo, la molécula de **agua**, según Dalton, sería HO y no H₂O, que es la fórmula correcta.
- Por otro lado, decía que los elementos en **estado gaseoso** siempre eran monoatómicos (compuestos por un solo átomo), lo que sabemos no es real (ejemplos: O₂, O₃, N₂, H₂, etc.)
- El átomo no es indivisible e inmutable, dado que existen átomos con núcleos inestables, que son radiactivos.
- Postulaba que los átomos de un mismo elemento son todos iguales y tienen la misma masa, esto no es así debido a la existencia de los **isótopos** (átomos de un mismo elemento con igual Z, diferente A, por lo tanto, diferente masa).

Modelo atómico de Dalton



3.2-Modelo de Joseph John Thomson-1904

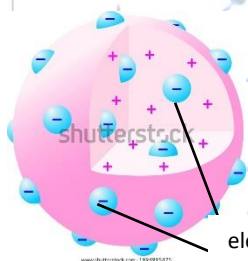
El siguiente modelo tiene sus antecedentes, descubrimiento de la radioactividad (átomos con una estructura interna), el descubrimiento del electrón (propuesto por George Johnstone Stoney año 1891-el electrón como la partícula portadora de la menor carga eléctrica posible). Luego en el año 1897 Joseph John Thomson (1856-1940) encontró evidencia experimental de la existencia de los electrones usando tubos de descarga de Crookes o “tubos de rayos catódicos”.



G.H. Stoney (1826-1911)



J.J. Thomson (1856-1940) trabajando con tubos de rayos catódicos



electrones

El modelo de J. J Thomson se conoce como el modelo de budín de pasas, el átomo está constituido por una masa positiva y en esta se encuentran incrustados los electrones negativos como “pasas en un budín, de manera que el átomo es eléctricamente neutro.

Limitaciones del modelo

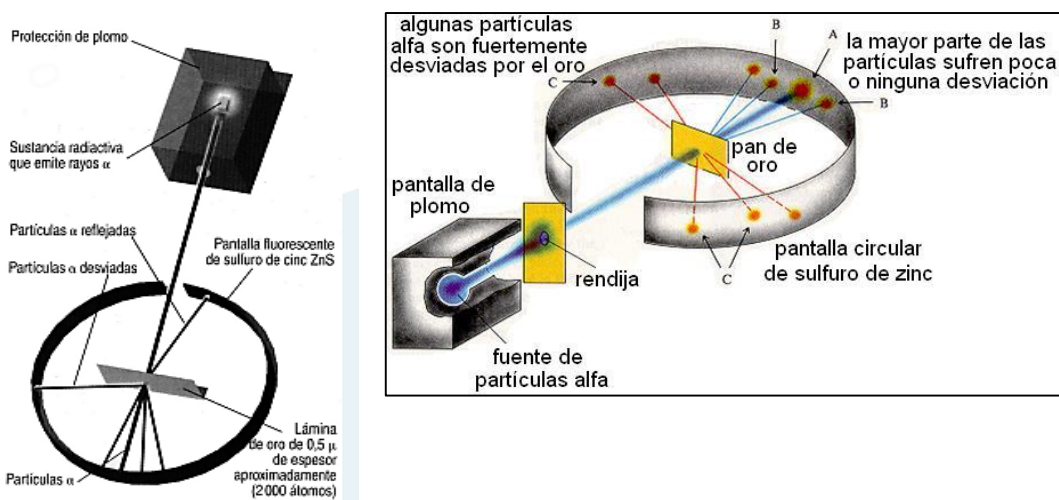
- No pudo explicar cómo se mantiene la carga en los electrones dentro del átomo.
- Tampoco pudo explicar la estabilidad de un átomo.
- La teoría no mencionó nada sobre el núcleo del átomo.

3.3-Modelo atómico de Rutherford-1911



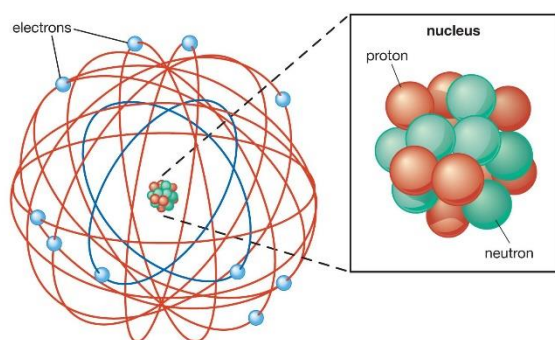
En 1911 el físico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), a partir de los estudios sobre radioactividad realizó un experimento donde empleó partículas alfa (radiación alfa) para determinar la estructura interna de la materia.

Este consistía en bombardear con partículas alfa, una delgada lámina de oro. Observó que la mayoría de las partículas alfa, atraviesan la delgada lámina sin desviarse, otras se debían o rebotan. Esta observación fue posible porque usó una pantalla de sulfuro de zinc, donde se podían observar los impactos de las partículas alfa (pantallas fluorescentes)



Según este experimento, la materia no se distribuye de forma uniforme, como postulaba J.J Thomson, sino que la mayor parte de la masa y toda la carga positiva se encuentra en una región muy reducida dentro del átomo. Esto se puede explicar porque la mayoría de las partículas alfa no se desvían, porque no se encontraron con el núcleo, (la mayoría del átomo formado por un gran espacio vacío). Las partículas que se desviaban se podría explicar porque pasaban cerca del núcleo y las que rebotaban se enfrentaban a esta pequeña zona con carga positivamente

Características del modelo atómico de Rutherford.



© 2012 Encyclopædia Britannica, Inc.

Átomo formado por dos zonas:

- **Núcleo:** zona central maciza, positiva donde se concentra la mayor parte de la masa del átomo.
- **Periferia:** zona mucho mayor y prácticamente vacía que rodea al núcleo.

En esta zona los electrones giran alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol.

El átomo es eléctricamente neutro (igual cantidad de protones, que de electrones).

Limitaciones del modelo:

- No se consideraba la pérdida de energía de los electrones (girarían y cambiarían de trayectoria, dándose contra el núcleo y destruyéndose).
- Contradice la teoría electromagnética.
- No lograba explicar ningún espectro atómico.

3.4-Modelo atómico de Bohr-1913



El modelo de Rutherford o modelo planetario, tenía una importante limitación, si los electrones fuesen acelerados hacia el núcleo, emitiendo energía en forma permanente caerían sobre este destruyéndose. Esta limitación del modelo, se puede explicar a partir del 1900 con la teoría de Planck, el cual introduce el concepto de cuantos o paquetes de energía. La energía se puede emitir o absorber en cantidades discretas. Es por ello que los electrones solo pueden absorber o emitir cierta cantidad de energía y no de forma permanente, continúa como suponía el modelo de Rutherford.

La nueva concepción de la energía y de la luz suscitó al físico danés N. Bohr (1885-1962) una explicación al fenómeno que constituye el espectro de emisión de los gases y, en concreto, el del hidrógeno, y dio lugar en 1913 a un nuevo modelo atómico que puede considerarse el verdadero precursor del modelo atómico actual.

Características del modelo de Bohr

- El electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. El espacio que rodea al núcleo está cuantizado, es decir, hay zonas permitidas, llamadas niveles, y otras que no lo son (zona entre dos niveles).
- Cuando los electrones se encuentran en sus orbitas (estado fundamental) no emiten energía. solo pueden ganar o perder energía cuando pasan de una órbita a otra.
- El electrón cuando absorbe energía pasa a un estado de mayor energía (estado excitado), cuando vuelve al estado fundamental emitirá un cuanto de energía.



En el modelo atómico de Bohr el electrón puede existir en ciertas órbitas esféricas llamadas niveles de energía que se designan con una letra: K,L,M,N...

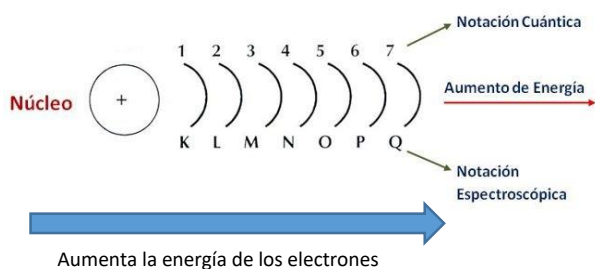
Limitaciones del modelo atómico

- Realizó cálculos matemáticos para el átomo de hidrógeno y explicó con éxito su espectro, pero para átomos con más de un electrón no pudo explicar los espectros de estos elementos.
- Mantenía la postura de Rutherford en que los electrones giraban en orbitas, lo cual el modelo actual lo resuelve.

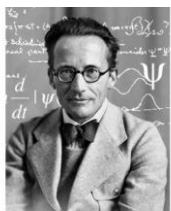
Niveles de energía de los electrones

En un átomo cada electrón posee una energía fija o específica conocida como *nivel de energía*, a los niveles de energía se le asignan valores llamados número **cuántico principal (n)**, son enteros positivos ($n=1$, $n=2$, $n=3$, etc). Los electrones que se encuentran en el nivel más bajo de energía ($n=1$), mientras que los electrones de niveles superiores tienen mayores energías.

Numero cuántico principal



3.5-Modelo actual-Modelo Mecánico Cuántico -1926



En 1926 el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) propuso una ecuación de onda (ecuación matemática), incorpora el comportamiento ondulatorio del electrón. Schrödinger trató al electrón como una onda circular estacionaria alrededor del núcleo. La resolución de la ecuación de Schrödinger da una serie de soluciones matemáticas, llamadas **funciones de onda** las cuales describen el comportamiento del electrón en el átomo. Estas funciones de onda se conocen como **orbitales**, se representan con la letra ψ (letra griega psi), la función de onda no tiene un significado físico, el cuadrado de esta función si ψ^2 ; en un punto dado del espacio, representa la probabilidad de encontrar a un electrón en dicha región. De acuerdo al principio de incertidumbre de Heisenberg que establece que es inherentemente imposible conocer de manera exacta simultánea tanto el momento exacto del electrón como su posición exacta en el espacio. Este modelo actual del átomo incorpora la estadística, la probabilidad de encontrar al electrón en una región del espacio. Por ello la ψ^2 se conoce como **densidad de probabilidad o densidad electrónica**, llamado **orbital**.

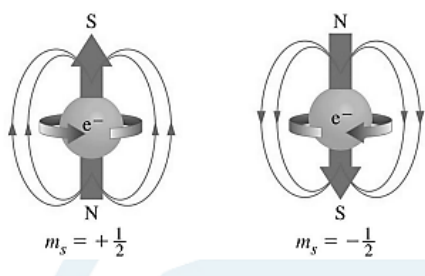
3.5.1-Orbitales atómicos y números cuánticos

El modelo de Bohr introdujo un solo número cuántico, n para describir una órbita. Para describir un orbital en el modelo atómico actual, de la resolución de la ecuación de Schrödinger surgen además del número cuántico principal n , otros dos números cuánticos l y m_l .

- 1) El **número cuántico principal (n)**, tiene valores enteros positivos del 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...al aumentar n el electrón está más alejado del núcleo y tiene mayor energía.
- 2) El **número cuántico secundario, o azimutal** (o del momento angular), l puede tener valores de 0 hasta $(n-1)$ para cada valor de n . Ejemplo: para $n=1$ el único valor de l posible es 0; para $n=2$, los valores de l son: $l=0$ y $l=1$. Este número cuántico define la forma del orbital. Se le asigna una letra según el valor de l :

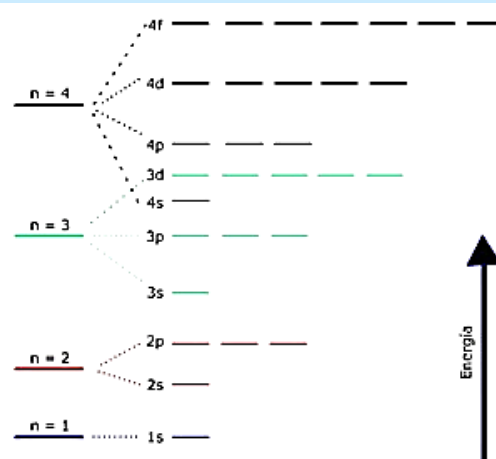
Valor de l	0	1	2	3
orbital	s	p	d	f

- 3) El **número cuántico magnético**, este número describe la orientación del orbital en el espacio. Para un valor dado de l , existen $(2l+1)$ valores permitidos de m_l que van de $-l \dots 0 \dots +l$. Para la subcapa o suborbital s ($l=0$): $(2 \cdot 0 + 1) = 1$ un posible valor de $m_l = 0$. Para cada subcapa p ($l=1$): $(2 \cdot 1 + 1) = 3$ valores posibles de m_l : -1, 0, +1. Calcula los valores para $l=2$ y $l=2$.
- 4) **Número cuántico de espín, m_s** , sólo puede tomar los valores $-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$. Está relacionado con el giro del electrón respecto a su eje, lo que genera un campo magnético con dos posibles orientaciones según el sentido del giro.



3.5.2-Subniveles o subcapas de energía

Cada nivel de energía consiste en uno o más subniveles (o subcapas), que posee electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras: s, p, d y f. El número de subniveles dentro de un nivel de energía es igual al número cuántico principal. Por ejemplo, para $n=1$ solo pose un subnivel 1s, para $n=2$ hay dos subniveles 2s, 2p, para $n=3$ hay tres subniveles: 3s, 3p y 3d..., etc.



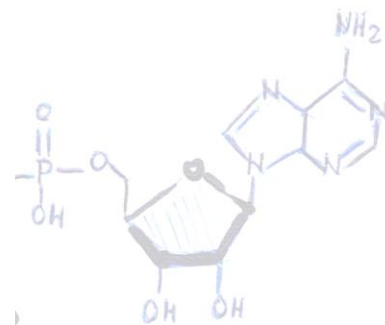
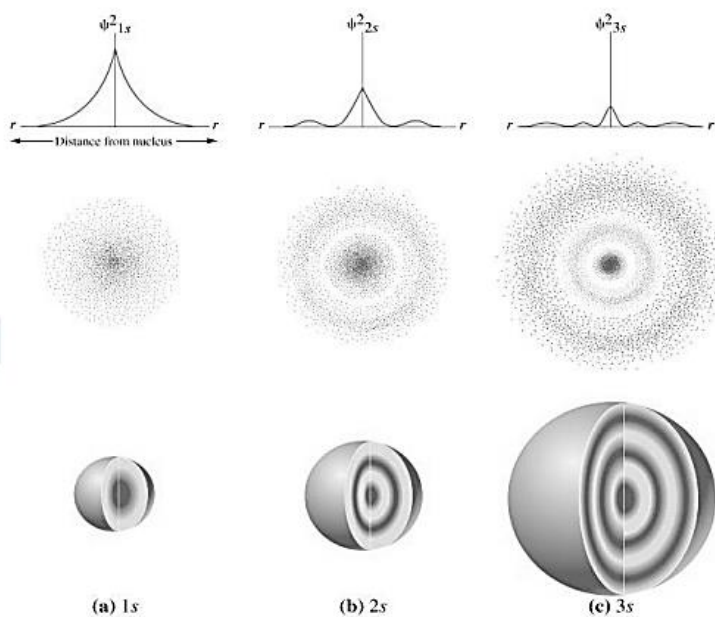
3.5.3-Representación de los Orbitales

Orbital: es la región del átomo donde es mayor la probabilidad de encontrar un electrón.

Las formas de los orbitales representan las regiones tridimensionales en las que los electrones tienen la mayor probabilidad de encontrarse.

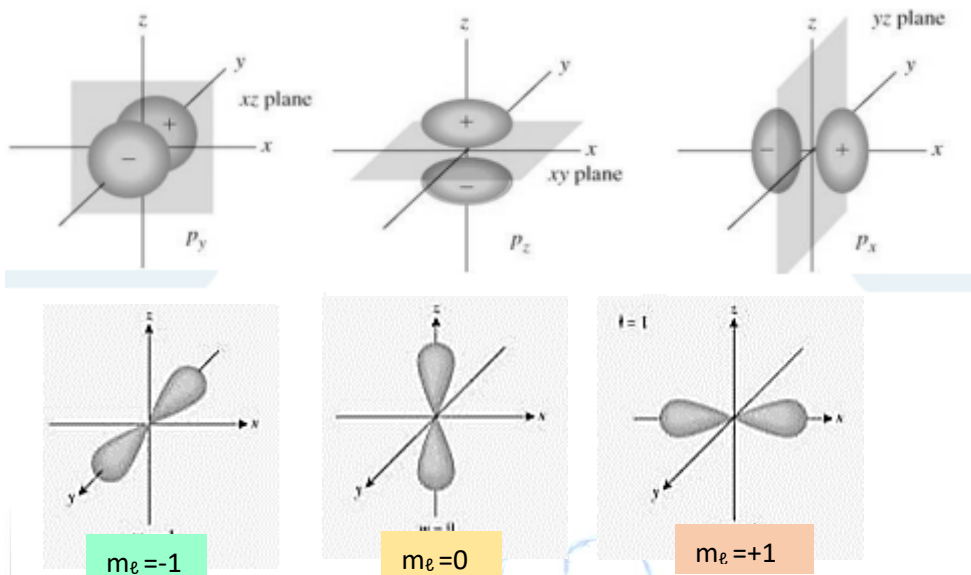
Orbitales s

El orbital s tiene forma esférica y al incrementar el valor de n aumenta el tamaño del orbital, por ejemplo: los orbitales 1s, 2s, 3s.



Orbitales p:

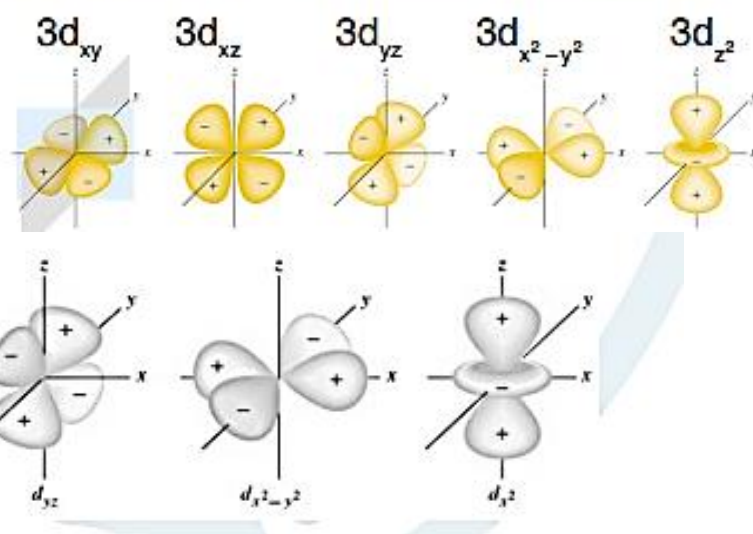
La densidad electrónica no se distribuye en forma esférica como en el orbital s, sino que se concentra en dos lados del núcleo, separada por un nodo, se suele decir que este orbital tiene dos lóbulos. Los orbitales de una subcapa o subnivel dado tienen el mismo tamaño y la misma forma, pero diferentes orientaciones en el espacio. Al igual que los orbitales s el tamaño de los orbitales p aumenta al pasar de 2p a 3p, etc.



Orbitales d:

Tienen dos superficies nodales que dan lugar a cuatro regiones de densidad electrónica. Los diferentes orbitales **d** de una capa dada tienen distintas formas y orientaciones en el espacio, pero todos tienen la misma energía.

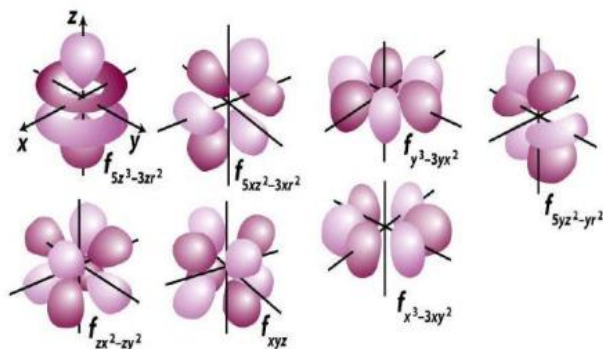
Orbitales d



Orbitales f:

Las tres superficies nodales hacen que la densidad electrónica se encuentra orientada a lo largo de ocho regiones del espacio. Son importantes para explicar el comportamiento de los elementos con número atómico mayor a 57 aunque es difícil de representar su forma. Los orbitales que tienen mayor energía que los f se denominan g y así sucesivamente.

Orbitales f (l=3)



3.5.4-La energía de los orbitales

la energía del único electrón de un átomo del elemento hidrógeno, está dado solo por el número cuántico principal (n). Por ejemplo, los orbitales 3s, 3p y 3d para este elemento tienen la misma energía (orbitales degenerados).

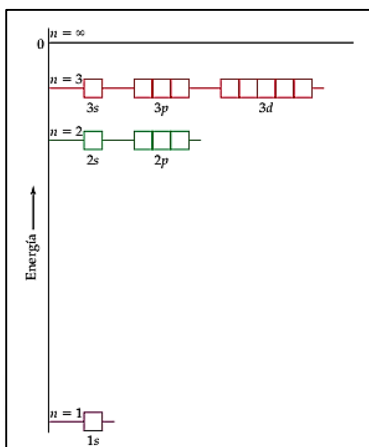


Figura 1-Niveles de energía de orbitales en el átomo de hidrógeno. Cada cuadro representa un orbital. Todos los orbitales con el mismo número cuántico principal, n, tienen la misma energía. Esto es válido para un sistema con un solo electrón.

Átomos polieletrónicos

Por el contrario, en los átomos polieletrónicos, cada electrón está sujeto a la atracción nuclear y a la repulsión de los demás electrones o apantallamiento. Ésta es la razón por la que los orbitales de un mismo nivel dejan de ser degenerados, y los electrones adquieren diferente energía según la forma del subnivel que ocupan.

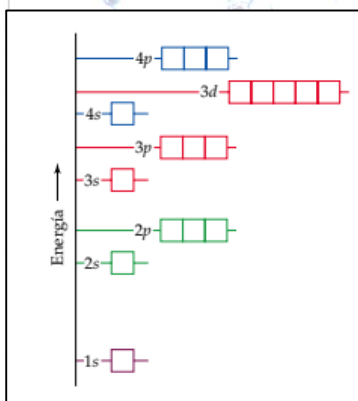


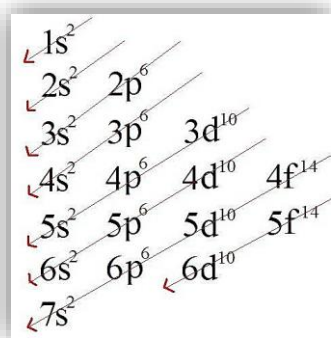
Figura 2-Niveles de energía de orbitales en átomos polieletrónicos. Cada cuadro representa un orbital. Todos los orbitales con el mismo número cuántico principal, n, tienen diferente energía. Por ejemplo, energía orbital con $n=3$: $3s < 3p < 3d$.

El orden relativo de energías en un átomo polieletrónico resulta ser: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 5p < 4f < \dots$. Una forma sencilla de recordarlo es el diagrama de Moeller o Pauling.

3.6-Configuraciones electrónicas

Configuración electrónica es una representación de la forma en que los electrones se distribuyen entre los diferentes orbitales del átomo. La configuración electrónica más estable de un átomo, (estado basal) es aquella en que los electrones se encuentran en los estados de menor energía.

Para



Nº de electrones por subnivel o subcapa

$$s = 2e^-$$

$$p = 6e^-$$

$$d = 10e^-$$

$$f = 14e^-$$

Nº de electrones por cada orbital = $2e^-$

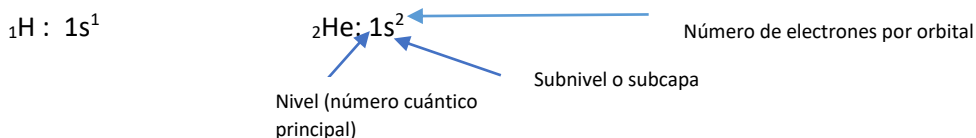
de un átomo usaremos el

3.6.1-Configuración Electrónica desarrollada

Podemos representar cualquier configuración electrónica escribiendo el símbolo de cada subnivel o subcapa (como se muestra en el diagrama de Pauling), con el número de electrones como supraíndice.

Ejemplos:

Configuraciones electrónicas para el hidrógeno y el helio:



Configuración electrónica para el litio (Li): $1s^2 2s^1$ electrones del último nivel ns^1 coincide con el grupo del elemento IA

4.1.1-Diagrama de orbitales



3.6.2-Configuración abreviada

Se escribe teniendo en cuenta la configuración del gas noble más cercano al elemento, se coloca el símbolo de este gas entre corchetes y se coloca el resto de los electrones en los orbitales correspondientes. Los electrones representados por el símbolo del gas noble, son los electrones de la *capa interna*, se conocen como **electrones internos**, mientras que los electrones que aparecen después de los corchetes [] se conocen como los electrones de la capa externa, **electrones de valencia o de enlace**. Estos son los que participan de las uniones químicas o enlaces.

Ejemplo de configuración abreviada para el litio:

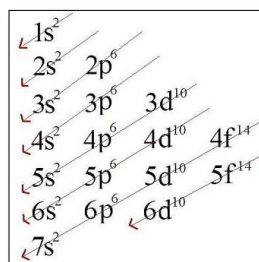


Escribe la configuración abreviadas para los siguientes elementos: F, S, Ga, In.

El orden de llenado de los orbitales debe tener en cuenta los siguientes principios y reglas:

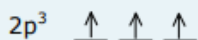
3.7-Reglas y principios a tener en cuenta para construir la configuración electrónica

3.7.1-REGLA DE LA CONSTRUCCIÓN o PRINCIPIO DE AUFBAU: Esta regla también es conocida como principio de mínima energía o Aufbau dice: La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo en orden creciente de energía. Se completa los orbitales de menor energía con los electrones y luego se llenan los siguientes de mayor energía.

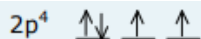


3.7.2-REGLA DE LA MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND: Cuando varios electrones ocupan orbitales degenerados, de la misma energía, lo harán en orbitales diferentes y con espines paralelos (electrones desapareados), mientras sea posible. La distribución más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos.

Por ejemplo, si deben colocarse tres electrones en orbitales 2p, lo harán desapareados:

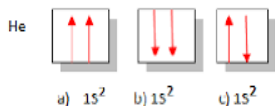


Si se trata de cuatro electrones en orbitales 2p, dos de ellos deben aparearse, mientras que los otros dos permanecen desapareados:



3.7.3-PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI: Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales (n , ℓ , m_ℓ , s).

Cada orbital está definido por los números cuánticos n , ℓ y m_ℓ sólo quedan dos posibilidades $m_s = -\frac{1}{2}$ y $m_s = +\frac{1}{2}$ que físicamente queda reflejado en que cada orbital (definido por n , ℓ y m_ℓ) puede contener un máximo de dos electrones, y éstos deben tener espines opuestos (electrones apareados).



¿Cuál es la configuración electrónica correcta, según este principio?

Aplicando conocimientos:

Ejercicio 1-Escribe la configuración electrónica y el diagrama de orbitales para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:

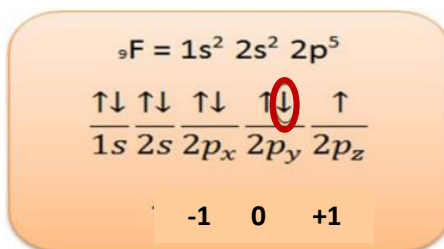
- Elemento $Z = 4$
- Elemento $Z = 5$
- Elemento $Z = 6$
- Elemento $Z = 7$
- Átomo de O
- Átomo de F
- Átomo de Ne
- Átomo de Na

Ejercicio 2-Indica para cada uno de los electrones de enlace, el grupo y período en la T.P

3.7.4-Electrón diferenciante

El electrón diferenciante es el último electrón que se coloca en la configuración electrónica de un átomo de un elemento dado. Es el electrón que diferencia a un elemento del anterior y del siguiente.

Ejemplo electrón diferenciante para el flúor:



Números cuántico del electrón diferenciante: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$ y $m_s = -1/2$

Aplicando conocimientos

Ejercicio 1)-Un elemento presenta los siguientes números cuánticos para el electrón diferenciante:

$$n = 4 \quad l = 2 \quad m_l = +1 \quad m_s = -1/2$$

- Identifica al elemento.
- Representa la configuración electrónica desarrollada.

Ejercicio 2)-identifique cada uno de los elementos, indique grupo y período.

- Los cuatro números cuánticos del electrón diferenciante de un elemento "X" son:

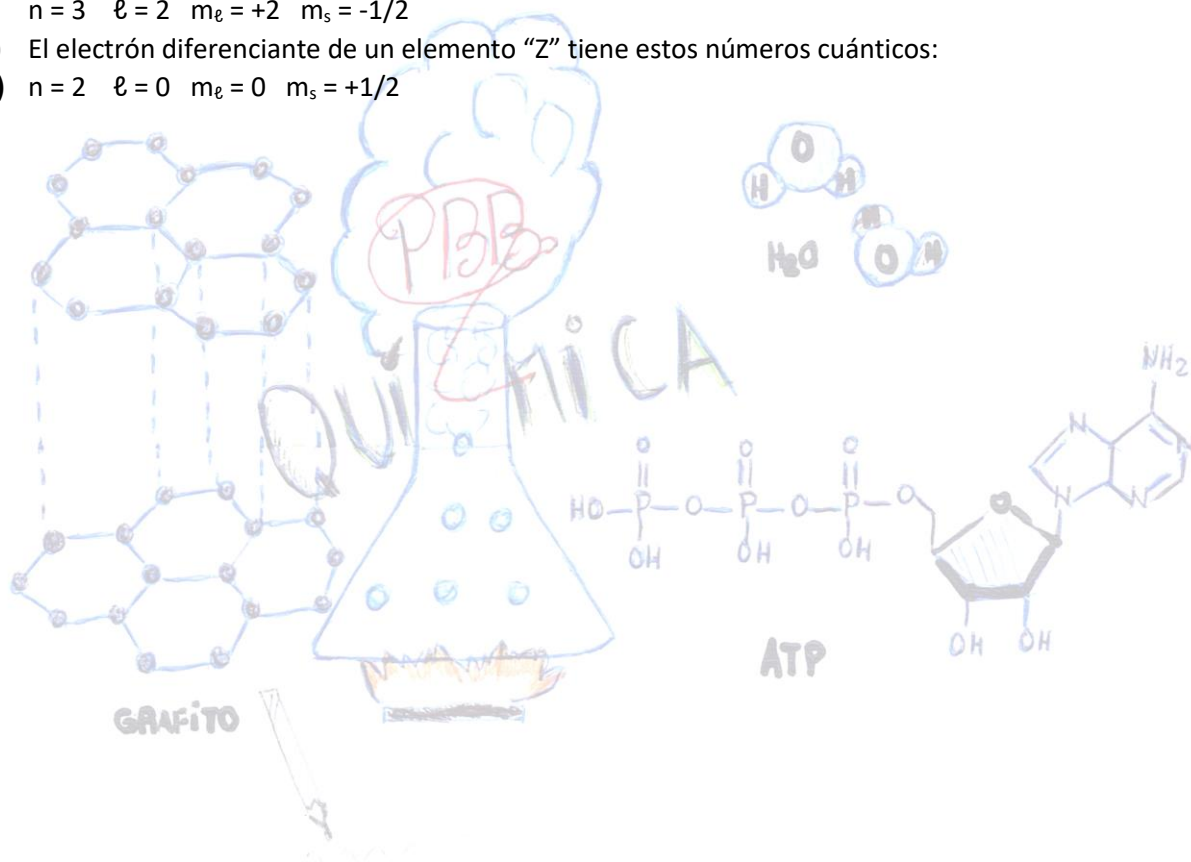
$$n = 4 \quad l = 1 \quad m_l = 0 \quad m_s = -1/2$$

- El electrón diferenciante de un elemento "Y" tiene estos números cuánticos:

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = +2 \quad m_s = -1/2$$

- El electrón diferenciante de un elemento "Z" tiene estos números cuánticos:

- $n = 2 \quad l = 0 \quad m_l = 0 \quad m_s = +1/2$



4-Bibliografía y Webgrafía

- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., y Murphy, C. (2009). Química la Ciencia Central. Atlacomulco, México: PEARSON Educación.
- Saravia, G., Seguro, B., Franco, M., y Nassi, M. (2015). Todo se transforma. Química 3^{er} año C.B. Montevideo, Uruguay: Editorial CONTEXTO.
- Repartido Prof. Silveria, T. (2018) "Átomo....periferia nuclear". Rivera, Uruguay: edición propia.
- <https://quo.eldiario.es/ciencia/g37415/la-quimica-de-los-fuegos-artificiales-2/>
- http://www7.uc.cl/sw_educ/qda1106/CAP2/2B/2B1/
- https://uft.cl/images/futuros_alumnos/profesores_orientadores/material-pedagogico/Guia_1_Estructura_de_la_materia.pdf
- <https://concepto.de/modelos-atomicos/>

4.1-Imágenes

- <https://www.visitmadeira.com/es-es/madeira/%C2%BFsabia-usted-que/la-tradicion-de-los-fuegos-artificiales>
- <https://www.pikist.com/free-photo-xekqe/es>
- <https://es.dreamstime.com/ni%C3%B1o-de-dibujos-animados-hablando-por-tel%C3%A9fono-m%C3%B3vil-en-ilustraci%C3%B3n-vectorial-tel%C3%A9fonos-celulares-image191437821>
- <https://www.pinterest.com/pin/424042121140394207/>
- https://viasatelital.com/proyectos_electronicos/longitud_onda.php
- http://esero.es/practicas-en-abierto/decodifica-imagenes-iss/longitud_de_onda_y_frecuencia.html
- http://uapas1.bunam.unam.mx/ciencias/efecto_doppler/
- <https://astronomiaparatodos.com/2018/01/09/el-color-de-las-estrellas-y-el-espectro/>
- <https://www.aulafacil.com/cursos/fisica-y-quimica/el-color/fotoluminiscencia-l37386>
- <http://www.rephip.unr.edu.ar/bitstream/handle/2133/4905/7101-15%20FISICA%20Modelo%20at%C3%B3mico%20de%20absorci%C3%B3n%20y%20emis%C3%B3n%20de%20fotones.pdf?sequence=2>
- <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/electronic-structure-of-atoms-ap/bohr-model-hydrogen-ap/a/spectroscopy-interaction-of-light-and-matter>
- <https://concepto.de/modelos-atomicos/>
- <https://www.facebook.com/313060729282843/posts/422807818308133/>
- <https://fisquiweb.es/Videos/RayosCatodicos/Index.htm>
- <http://fq3valdespartera.blogspot.com/2018/02/modelos-atomicos.html>
- <https://www.shutterstock.com/es/image-vector/jj-atomic-model-plum-pudding-1897-1994995475>
- http://www.qorganica.es/qot/T0/historia_atomo_exported/l114.htm
- <https://delhipages.live/ciencias/fisica/materia-y-energia/rutherford-model>
- https://www.uv.es/borrasj/EQEM_web_page/temas/tema_2/tema/tema_2_parte_II.pdf
- <http://fisiscoquimicadelnorte.blogspot.com/p/diagrama-de-pauling.html>
- <https://juanmacabrera.wordpress.com/2012/01/10/evolucion-del-modelo-atomico/>
- https://juanmacabrera.files.wordpress.com/2012/01/niveles_subniveles.png?w=300
- https://uft.cl/images/futuros_alumnos/profesores_orientadores/material-pedagogico/Guia_1_Estructura_de_la_materia.pdf
- <https://www.sutori.com/es/elemento/schrodinger-won-the-nobel-prize-for-physics-in-1933-d688>
- <https://www.radiojai.com/index.php/2020/03/03/43657/neils-bohr-descubrio-el-funcionamiento-del-atomo-y-salvo-a-miles-de-judios-daneses/>
- https://es.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

- https://es.wikipedia.org/wiki/Max_Planck
- <https://pixabay.com/es/photos/cielo-nubes-atardecer-naturaleza-4571195/>
- <https://educalingo.com/es/dic-pt/arco-iris>
- <https://es.dreamstime.com/fotograf%C3%ADa-de-archivo-libre-de-regal%C3%ADas-tr%C3%A1fico-del-times-square-image28223667>
- <https://es.quora.com/C%C3%B3mo-detectan-billetes-falsos-las-m%C3%A1quinas-de-contar-billetes>
- <https://vecinadelpicasso.wordpress.com/2014/09/27/series-espectrales-del-hidrogeno/>
- https://www.ugr.es/~mota/QGI-Tema3_Estructura_atomica_la_corteza.pdf
- <https://es.dreamstime.com/nueva-york-calles-de-broadway-en-la-noche-altos-edificios-iluminados-luces-ne%C3%B3n-coloridas-anuncios-y-el-caminar-gente-los-e-u-image150840021>

