

MÓDULO 3

**ESTRUCTURA ATÓMICA**

**CONTENIDO**

Reseña histórica de la teoría atómica: modelos atómicos de Dalton, Thompson, Rutherford, Bohr.- Modelo mecano-cuentico.- Radiación electromagnética.- Números cuánticos.- Configuración electrónica.- Radiactividad natural y artificial.- Ejercicios y problemas.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente módulo son los siguientes:

1. Revisar y analizar el desarrollo de las diversas teorías y modelos de la estructura de la materia más importantes, resaltando sus aportaciones y limitaciones.
2. **Enunciar los postulados del modelo de Bohr y reconocer su carácter mixto clásico y cuántico.**
3. Comprender la importancia del modelo mecánico-cuántico como base teórica fundamental en la Química.
4. Explicar las características de los espectros atómicos y la contribución del estudio de la estructura atómica al desarrollo de la teoría cuántica.
5. Enunciar e interpretar el principio de Incertidumbre de Heisenberg y explicar su importancia en la Mecánica Cuántica.
6. **Conocer de forma básica** la explicación de**l principio de dualidad onda-corpúsculo y el principio de incertidumbre de Heisenberg, y su explicación en el modelo actual.**
7. Conocer los posibles valores de los números cuánticos y la representación geométrica de los orbitales.
8. **Escribir la configuración electrónica de un elemento a partir de su número atómico, indicando su significado.**
9. Relacionar diferentes configuraciones electrónicas con los estados fundamental y excitado de un átomo.

**MODELOS ATÓMICOS**

En la Naturaleza nos encontramos con sistemas observables mediante nuestros sentidos y con sistemas que no podemos observar directamente (el microcosmos y el macrocosmos). Necesitamos imaginarnos cómo son esos sistemas no observables, y representarlos con elementos materiales cuyo funcionamiento sea lo más análogo posible a nuestro conocimiento de ese mundo no abierto a nuestros sentido. Eso es un modelo, pero para que sea aceptado por los científicos debe:

1. Explicar los fenómenos observables.
2. Sus hipótesis deben ser contrastables experimentalmente.
3. Poseer coherencia interna y con el resto de conocimientos aceptados.
4. Permitir predecir fenómenos.
5. **JOHN DALTON (1 766 – 1 844)**

John Dalton propone una teoría más no un modelo; su teoría se puede resumir en:

1. Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.

2. Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.

3. Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.

4. Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.

5. Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

**Para Dalton los átomos eran esferas macizas y las r**epresentaba mediante figuras, por ejemplo:

[](http://images.google.com.pe/imgres?imgurl=http://2.bp.blogspot.com/_UlnAE4-Z_Z8/SQPF78idphI/AAAAAAAAAAk/hBuRZBN2Wck/s200/dalton.gif&imgrefurl=http://atomosuper28.blogspot.com/&usg=__vnBvvcHQfVJNJ5lcnKeSs0pNmlg=&h=200&w=198&sz=57&hl=es&start=48&tbnid=ZRKhUUAT7hBrQM:&tbnh=104&tbnw=103&prev=/images?q=modelo+de+dalton&gbv=2&ndsp=20&hl=es&sa=N&start=40) : Oxígeno

 : Hidrógeno

 : Azufre

 : Cobre

 : Carbono

La representación de un cambio químico, según Dalton:

** +   **

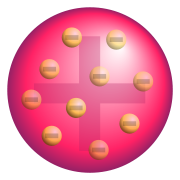
Significaba que un átomo de oxígeno más un átomo de hidrógeno daba un átomo o molécula de agua; Dalton, equivocadamente, supuso que la molécula de agua contenía un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno.

A mediados del siglo XIX, unos años después de que Dalton enunciara su teoría, se desencadenó una serie de acontecimientos que fueron introduciendo modificaciones al modelo atómico inicial.

De hecho, el mundo atómico es tan infinitamente pequeño para nosotros que resulta muy difícil su conocimiento. Nos hallamos frente a él como si estuviésemos delante de una caja cerrada que no se pudiese abrir. Para conocer su contenido solamente podríamos proceder a manipular la caja (moverla en distintas direcciones, escuchar el ruido, pesarla...) y formular un modelo de acuerdo con nuestra experiencia. Este modelo sería válido hasta que nuevas experiencias nos indujeran a cambiarlo por otro. De la misma manera se ha ido construyendo el modelo atómico actual; de Dalton hasta nuestros días se han ido sucediendo diferentes experiencias que han llevado a la formulación de una serie de modelos invalidados sucesivamente a la luz de nuevos acontecimientos.

1. **J. J. THOMPSON (1 856 – 1 940)**

Partiendo de las informaciones que se tenían hasta ese momento intento justificar dos hechos:

1. La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.
2. Los electrones pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.

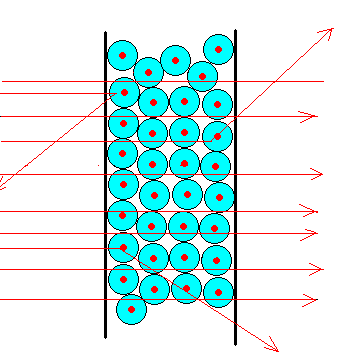
Propuso entonces un modelo para el átomo que consistía en una esfera compacta y uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las pasas en un pudín. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa.

J. J. Thomson demostró en 1897 que estos rayos se desviaban también en un campo eléctrico y eran atraídos por el polo positivo, lo que probaba que eran cargas eléctricas negativas. Calculó también la relación entre la carga y la masa de estas partículas.

Este experimento consistió en hacer pasar un haz de rayos catódicos por el tubo de Crooke, después del ánodo se ha añadido una zona donde se pueden insertar campos eléctricos y magnéticos perpendiculares a la radiación, para comprobar si posee carga eléctrica y su signo.

Así se comprobó que los rayos catódicos eran cargas negativas, que luego se denominarían electrones. Más tarde se comprobó que si en el tubo había algo de gas hidrógeno se originaba una radiación formada por partículas positivas más pesadas que los electrones, los protones (rayos canales).

1. **ERNEST RUTHERFORD (1 871 – 1 937)**

Sir Ernest Rutherford, famoso hombre ingles de ciencia que obtuvo el premio Nobel de química en 1 919, realizó en 1 911 una experiencia que supuso un paso adelante muy importante en el conocimiento del átomo. Diseño su famosa experiencia de bombardear láminas delgadas de oro, utilizando como proyectiles las partículas alfa (α). Las partículas alfa atravesaban la lámina de oro y eran recogidas sobre una pantalla de sulfuro de cinc.

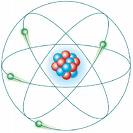
La importancia del experimento estuvo en que mientras la mayoría de partículas atravesaban la lámina sin desviarse o siendo desviadas solamente en pequeños ángulos, unas cuantas partículas eran dispersadas a ángulos grandes hasta 180º.

El hecho de que sólo unas pocas radiaciones sufriesen desviaciones hizo suponer que las cargas positivas que las desviaban estaban concentradas dentro de los átomos ocupando un espacio muy pequeño en comparación a todo el tamaño atómico; esta parte del átomo con electricidad positiva fue llamado núcleo.

Rutherford poseía información sobre el tamaño, masa y carga del núcleo, pero no tenía información alguna acerca de la distribución o posición de los electrones.

En el modelo de Rutherford, los electrones se movían alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol. Los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a continuar moviéndose en línea recta. Este modelo fue satisfactorio hasta que se observó que estaba en contradicción con una información ya conocida en aquel momento: de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya dirección lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética.

Con las informaciones que disponía y de las obtenidas de su experimento, Lord Rutherford propuso en 1911 este modelo de atómico:

1. El átomo está constituido por una zona central, a la que se le llamo núcleo, en la que se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo.
2. Hay otra zona exterior del átomo, la corteza, en la que se encuentra toda la carga negativa y cuya masa es muy pequeña en comparación con la del átomo. La corteza está formada por los electrones que tenga el átomo.
3. Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo.
4. El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo (unas 10 000 veces menor)

El electrón del átomo de Rurherford modificaba su dirección lineal continuamente, ya que seguía una trayectoria circular. Por lo tanto, debería emitir radiación electromagnética y esta radiación causaría la disminución de la energía del electrón, que en consecuencia debería describir una trayectoria en espiral hasta caer en el núcleo. El modelo de Rutherford fue sustituido por el de Bohr unos años más tarde.

**Ejemplo.**

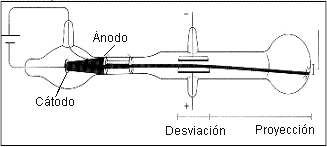
Explica por qué el experimento de Rutherford obligó a desechar el modelo atómico de Thompson.

**Rta.**

El modelo atómico de Thompson proponía una esfera solida y compacta, con el experimento de Rutherford, se desecha este modelo, porque al atravesar las partículas alfa por el átomo, se demuestra que el átomo no es solida y compacta, sino vacio núcleo muy pequeño.

1. **NIELS BOHR (1 885 - 1 962) PROPUESTO PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO**

El físico danés Bohr, premio Nobel de Física en 1 922 presento en 1 913 el primer modelo de un átomo basado en la cuantización de la energía. Supero las dificultades del modelo de Rutherford suponiendo simplemente que la Física clásica no se podía aplicar al universo atómico. No hay ninguna razón, decidió Bohr, para esperar que los electrones en los átomos irradien energía mientras no se les proporcione ninguna energía adicional. Igualmente los espectros atómicos de absorción y emisión de líneas eran indicativos de que los átomos, y más concretamente los electrones, eran capaces de absorber o emitir cuantos de energía en determinadas condiciones.



**Teoría Cuántica de Max Planck.**

En 1 900 Planck formuló que la energía se irradia en unidades pequeñas separadas denominadas *cuantos*. La teoría cuántica básicamente nos dice que la luz no llega de una manera continua, sino que está compuesta por pequeños paquetes de energía, a los que se les llama *cuantos*. Estos *cuantos de energía se llaman fotones*. Toda luz que nos llega viene por pequeños paquetes, no es continua.

Avanzando en el desarrollo de esta teoría, descubrió una constante de naturaleza universal que se conoce como la *constante de Planck* (h). La ley de Planck establece que la energía de cada cuanto es igual a la constante universal multiplicada por la frecuencia de la radiación. (h = 6,6262 x 10-34 Joule.s)



Donde:

E = energía radiante

h = constante de Planck

ν = frecuencia de la onda (s -1)

Los descubrimientos de Planck, que fueron verificados posteriormente por otros científicos, fueron el nacimiento de un campo totalmente nuevo de la física, conocido como *mecánica cuántica* y proporcionaron los cimientos para la investigación en campos como el de la energía atómica.

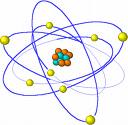
Reconoció en 1 905 la importancia de las ideas sobre la cuantificación de la radiación electromagnética expuestas por Albert Einstein, con quien colaboró a lo largo de su carrera.

En 1 905 Einstein, basándose en el trabajo de Planck, publicó su teoría sobre el fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico. Dados los cálculos de Planck, Einstein demostró que las partículas cargadas absorbían y emitían energías en cuantos finitos que eran proporcionales a la frecuencia de la luz o radiación. En 1 930, los principios cuánticos formarían los fundamentos de la nueva física.

La teoría de los cuantos de Planck, aporto a Bohr dos ideas:

1. Las oscilaciones eléctricas del átomo solo pueden poseer cantidades discretas de energía (están cuantizados)
2. Sólo se emite radiación cuando el oscilador pasa de un estado cuantizado a otro de mayor energía.

Bohr aplicó estas ideas al átomo de hidrógeno y enuncio los postulados siguientes:

**Primer Postulado.-** En el átomo de hidrógeno el electrón tenía ciertos estados definidos estacionarios de movimiento (niveles de energía) alrededor del núcleo que le eran permitidos; cada uno de estos estados estacionarios tenía una energía fija y definida.

**Segundo Postulado.-** El momento angular (m.v.r) del electrón en una órbita está cuantizado; es un número múltiplo entero de h/2π, siendo h la constante de Planck.

**Tercer Postulado.-** El electrón no irradia energía mientras permanece en una de las órbitas permitidas, teniendo en cada órbita una energía característica y constante, pero cuando cambiaba de estado absorbía o emitía energía en cantidad definida en forma de un fotón de radiación.

**Cuarto Postulado.**- En cualquiera de estos estados, el electrón se movía siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.

Con el primer postulado se resolvía la dificultad que presentaba el átomo de Rutherford. El electrón, al girar alrededor del núcleo, no iba perdiendo la energía, sino que se situaba en unos estados estacionarios de movimiento que tenían una energía fija. Un electrón sólo perdía o ganaba energía cuando saltaba de un estado (nivel) a otro.

**Propiedades del Átomo de Bohr.**

Atendiendo a las características estructurales del átomo las propiedades de este varían. Así por ejemplo los átomos de que tienen el mismo número de electrones de valencia que poseen distintos números atómicos poseen características similares.

Los átomos están formados por un núcleo que posee una serie de partículas subatómicas. Alrededor del núcleo se hallan en diferentes órbitas *los electrones*.

Las partículas subatómicas de las que se compone el *núcleo son los protones y los neutrones*. Los átomos son eléctricamente neutros. Luego, si contienen electrones, cargados negativamente, deben contener también otras partículas con carga positiva que corresponden a la carga de aquellos. Estas partículas estables con signo positivo se las llamó *protón*. Su masa es igual a 1,67.10 -27 kg.

Con estas dos partículas, se intentó construir todos los átomos conocidos, pero no pudo ser así porque faltaban unas de las partículas elementales del núcleo que fue descubierto por J. Chadwick en 1 932 y que se llamó *neutrón*. Esta partícula era de carga nula y su masa es ligerísimamente superior a la del protón (1,67482.10 -27 kg).

Situados en órbitas alrededor del núcleo se hallan los electrones, partículas estables de carga eléctrica negativa y con una masa igual a 9,11.10 -31 kg. El modelo de Bohr explica el espectro del átomo de hidrógeno, pero no los de átomos mayores.

Sin negar el considerable avance que supuso la teoría atómica de Bohr, ésta solo podía aplicarse a átomos muy sencillos y aunque dedujo el valor de algunas constantes, que prácticamente coincidían con los valores experimentales sencillos, el modelo no fue capaz de explicar los numerosos saltos electrónicos, responsables de las líneas que aparecen en los espectros de los átomos que poseen más de un electrón. Al modelo de Bohr se le fueron introduciendo mejoras, pero la idea de un átomo compuesto por orbitas alrededor de un núcleo central  puede considerarse demasiado sencilla, no fue posible interpretar satisfactoriamente el espectro de otros átomos con más de un electrón (átomos poli electrónicos) ni mucho menos la capacidad de los átomos para formar enlaces químicos.

**Espectros Atómicos.**

Se comprueba experimentalmente que los átomos son capaces de emitir radiación electromagnética o absorberla al ser estimulados mediante calentamiento o radiación, respectivamente, pero solo en algunas frecuencias. Estas frecuencias de emisión o absorción determinan una serie de líneas que recogidas en un diagrama reciben el nombre de espectro de emisión o de absorción del átomo correspondiente. Se trata en todos los casos de espectros discontinuos.

Es preciso señalar que cada elemento químico excitado emite siempre unas rayas de frecuencia característica que, por tanto,  sirven para identificarlo. Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con el elemento puro o combinado con otros, por lo que se trata de una técnica de análisis básica en la identificación atómica.

**Ejemplo 1.**

Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) cuando un electrón pasa de un estado fundamental a un excitado emite energía; b) la energía de cualquier electrón de un átomo es siempre negativa; c) En el espectro de absorción los electrones pasan de un estado fundamental a uno excitado y ∆E > 0.

**Rta.**

a) FALSA. Si sube a un nivel de mayor energía, absorberá energía.

b) VERDADERO. Se considera 0 la energía del electrón cuando abandona el átomo.

c) VERDADERO. Puesto que la energía el estado excitado es mayor que la del estado fundamental ∆E > 0.

**Ejemplo 2.**

Calcula la energía emitida por 0,2 moles de fotones producidos por radiaciones de 60 s–1.

**Rta.**

Del ejercicio tenemos:

n = 0,2 moles

ν = 60 s -1 = 60 Hz

E = ??



1. **MODELO MECANO – CUÁNTICO DEL ÁTOMO**

La mecánica cuántica se basa en la teoría de Planck, y tomo como punto de partida la dualidad onda-partícula de Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg.

1. **Hipótesis de Louis De Broglie, 1 923.**

La naturaleza de la luz no es fácilmente analizable a no ser que la consideremos de tipo ondulatorio a fin de explicar ciertos fenómenos (como reflexión, refracción, difracción, etc.) o de tipo corpuscular al pretender hacerlo con otros (como el efecto fotoeléctrico, etc).

En 1 924 Louis De Broglie extendió el carácter dual de la luz a los electrones, protones, neutrones, átomos  y moléculas, y en general a todas las partículas materiales. Basándose en consideraciones relativistas y en la teoría cuántica, pensó que si la luz se comportaba como onda y como partícula la materia debería poseer este carácter dual.



Donde: m = masa de la partícula; v = velocidad de la partícula; h = constante Planck; λ = longitud de onda

En ciertas situaciones una partícula en movimiento presenta propiedades ondulatorias y en otras situaciones presenta propiedades de partícula.

**Ejemplo.**

¿Cuál es la velocidad de un electrón que lleva asociada una longitud de onda de 0,67 nm?

Datos: h = 6,63.10 -34 J.s; me = 9,1.10 -28 g

**Rta.**

Del problema tenemos:

λ = 0,67 nm

v = ??

Despejando la formula y reemplazando, tenemos:



1. **Principio de incertidumbre de Heisenberg, 1 927.**

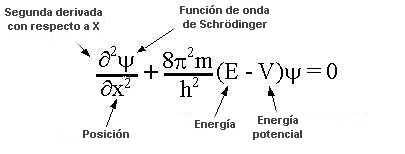
Uno de los aspectos más importantes de la mecánica cuántica es que no es posible determinar simultáneamente, de un modo preciso, *la posición y la cantidad de movimiento de una partícula*. Esta limitación se conoce con el nombre de principio de incertidumbre o de indeterminación de Heisenberg.



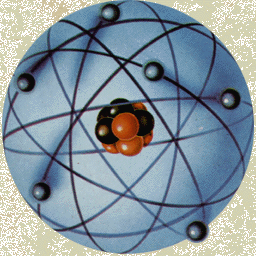
El principio de incertidumbre es una consecuencia de la dualidad onda-partícula de la radiación y de la materia. Todos los objetos, independientemente de su tamaño, están regidos por el principio de incertidumbre, lo que significa que su posición y movimiento se pueden expresar solamente como probabilidades, pero este principio sólo es significativo para dimensiones tan pequeñas como las que presentan las partículas elementales de la materia. Este principio carece de interés en mecánica clásica, ya que las magnitudes involucradas son muy grandes comparadas con el valor de la constante h.

1. **La ecuación de onda de Schrödinger, 1 926.**

Basándose en la hipótesis de L. De Broglie y considerando que el movimiento del electrón es análogo a un sistema de ondas estacionarias, el físico austriaco Erwin Schrödinger propuso una ecuación de onda aplicable al átomo de hidrógeno, designada por el símbolo **ψ**, llamada función de onda, es función de las coordenadas cartesianas x, y, z; E y V.



Esta ecuación es puramente teórica y debe su validez a que sus resultados y conclusiones coinciden plenamente con hechos probados experimentalmente. Resolviendo la ecuación, Shrödinger obtuvo valores de E que estaban plenamente de acuerdo con los obtenidos experimentalmente.

[](http://4.bp.blogspot.com/_BEx49leCDhc/STg2MMTlpMI/AAAAAAAAABM/6JLqQNlUjGw/s1600-h/atomo.gif)Al cuadrado del valor absoluto de la función de onda se le llama densidad de probabilidad. La probabilidad de encontrar la partícula descrita por la función **ψ**, en un punto y en el instante t, es proporcional al valor del cuadrado de la función de onda en aquel punto del espacio y en ese instante.

En cada punto del espacio existirá una probabilidad de que se encuentre el electrón, obteniéndose así lo que se denomina *nube de probabilidad o densidad electrónica*. En el modelo atómico de Bohr, el electrón se mueve alrededor del núcleo de una órbita determinada. En la teoría cuántica del átomo, un electrón no está limitado a una órbita, sino que es libre para moverse en las tres dimensiones, en una nube de probabilidad que tiene una determinada forma en el espacio.

Para explicar estos y otros fenómenos ha surgido la mecánica cuántica. Aquí como en el modelo de Bohr, un electrón atómico sólo puede ocupar determinados niveles de energía. Ahora bien cada nivel de energía posee uno o más subniveles de energía. El primer nivel de energía principal, n =1, posee un subnivel; el segundo posee dos, el tercero tres y así sucesivamente.

En el modelo de Bohr, los electrones giran en torno al núcleo siguiendo órbitas circulares, pero hoy sabemos que un electrón en un subnivel de energía dado se mueve aunque la mayor parte del tiempo se encuentra en una región del espacio más o menos definida, llamada *orbital*. Los orbitales se nombran igual que su subnivel de energía correspondiente.

Para ver paso a paso la ecuación de Shrödinger, entrar a:

http://www.uam.es/otros/fcmatematicas/Trabajos/JuanLuis/Ec\_Schrodinger/ECUACION.pdf

**Ejemplo.**

Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes: a) ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen? b) Cite dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón. c) ¿La distribución de todas las partículas que forman parte del los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha descrito en el apartado b)?

**Rta.**

a) Son maneras de representar la forma y partes constituyentes del átomo. Son útiles en tanto tienden a hacernos una idea de cómo son en la realidad, puesto que intentan explicar las propiedades vistas en ellos.

b) Modelo de Bohr y modelo mecano-cuántico.

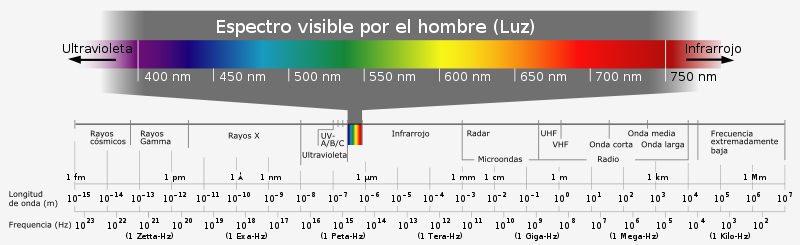
c) Solo se describen las partículas fundamentales del átomo: protones, neutrones y electrones.

**RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA**

La energía radiante, o radiación electromagnética, que el Sol emite llega a la Tierra a través del espacio, en forma de ondas. El resultado de la separación de los componentes de distinta longitud de onda de la luz o de otra radiación forma el espectro electromagnético.

Las radiaciones electromagnéticas se dividen en distintos tipos (rayos gamma, rayos X, ultravioleta, etc. según el valor de lo que se denomina "longitud de onda", que es la distancia entre dos crestas consecutivas de la onda.

Cuando un haz de luz formado por rayos de distinta frecuencia atraviesa un prisma óptico, se dispersan en las diferentes radiaciones que se recogen en una pantalla en forma de espectro. El espectro puede ser estudiado en laboratorios gracias al espectrógrafo, un aparato que consta fundamentalmente de una rendija por la que entra el haz de luz, una lente, un prisma de dispersión y una placa fotográfica, estos se empezaron a utilizar a partir de 1 859.



Los espectros pueden ser continuos o discontinuos. Los espectros continuos son los que abarca toda la frecuencia de las radiaciones que tienen pasando de una a otra gradualmente, sin saltos. La luz blanca tiene un espectro continuo, formado por siete colores (violeta, añil, azul, verde, amarillo, anaranjado y rojo) y cada uno de ellos corresponde a radiaciones de una frecuencia determinada; cuando termina un color empieza otro, sin que, entre ellos, haya ninguna zona oscura. En cambio, los elementos gaseosos de un tubo de descarga emiten una luz que posee un espectro discontinuo, es decir, sólo contiene determinadas radiaciones, que aparecen en forma de rayas entre las cuales hay una zona oscura.

La difracción de la luz por una ranura muy angosta hace posible el cálculo de una propiedad de la luz denominada longitud de onda, representada por ***λ*** (lambda) y que corresponde a la distancia entre dos crestas de una onda de luz. La frecuencia de la luz **υ**, o el número de ondas que pasan por un punto dado en un segundo, relaciona la longitud de onda con la velocidad de la luz, **c,** por la expresión:

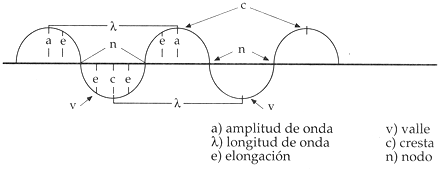
c = υ.λ

donde:

**λ =** Longitud de onda: Distancia entre dos crestas en una onda (longitud de un ciclo).

**c =** Velocidad de la luz (2,998.10 10 cm/s)

**υ =** Frecuencia: Número de ondas que pasan por un punto en un segundo



**Ejemplo 1.**

¿Cuál es la longitud de onda, expresada en metros, asociada a una radiación de frecuencia igual a 2,54.107 Hz?

**Rta.**

Del ejercicio:

υ = 2,54.10 7 Hz

λ = ?? m

Se sabe:

c = 3,0.10 8 m/s

Despejando la formula, tenemos:



**NÚMEROS CUÁNTICOS**

Los números cuánticos determinan la región del espacio-energía de mayor probabilidad para encontrar a un electrón. Desde un punto de vista mecano-cuántico, los números cuánticos son soluciones de la ecuación de Schröndinger. Es posible conocer la forma de los orbitales introduciendo sus números cuánticos.

Descripción de los Números Cuánticos:

1. **Número Cuántico Principal (n)**

Proporciona el nivel y la distancia promedio relativa del electrón al Núcleo. **n** posee valores de 1, 2, 3,.... y el número máximo de electrones que puede poseer cada nivel esta dado por: 2(n)2

1. **Número Cuántico Secundario o Azimutal (l)**

Este número cuántico nos indica en que subnivel se encuentra el electrón, define la forma del orbital, este número cuántico toma valores desde 0 hasta (n - 1), según  el modelo atómico de Bohr - Sommerfield existen además de los niveles u orbitas circulares, ciertas órbitas elípticas denominados subniveles. Según el número atómico tenemos los números:

l = 0    **s**    sharp

l = 1    **p** principal

l = 2    **d** diffuse

l = 3    **f**     fundamental

l = 4    **g**

Cada subnivel de energía contiene un máximo de electrones que esta dado por: 2(2l +1)

1. **Número Cuántico Magnético (m)**

El número cuántico magnético nos indica las orientaciones de los orbitales magnéticos en el espacio, los orbitales magnéticos son las regiones de la nube electrónica donde se encuentran los electrones,  el número magnético depende de l y toma valores desde -l pasando por 0 hasta +l.

1. **Número Cuántico Spin o de Giro (s)**

El número cuántico de spin nos indica el sentido de rotación en el propio eje de los electrones en un orbital, este número toma los valores de -1/2 y de +1/2.

De esta manera entonces se puede determinar el lugar donde se encuentra un electrón determinado, y el nivel de energía del mismo, esto es importante en el estudio de las radiaciones, la energía de ionización, así como de la energía liberada por un átomo en una reacción.

**Ejemplo.**

¿Cuáles son los valores de los números cuánticos n y l de un e – en un orbital:

a) 3s

b) 3p

c) 4p

d) 4d

e) 4f

f) 5f

**Rta.**

Recordando que la notación de la distribución electrónica es “nl” y además si, l = 0 🡪 “s”; l = 1 🡪 “d”; l = 2 🡪 “d”; y l = 3 🡪 “f”

a) 3s 🡪 n = 3; l = 0

b) 3p 🡪 n = 3; l = 1

c) 4p 🡪 n = 4; l = 1

d) 4d 🡪 n = 4; l = 2

e) 4f 🡪 n = 4; l = 3

f) 5f 🡪 n = 4; l = 3

**PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG**:

“Es imposible determinar simultáneamente la posición exacta y el momento exacto del electrón”

**PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**:

“Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos idénticos y por lo tanto un orbital no puede tener más de dos electrones”.

**Ejemplo.**

a) Enuncia el principio de mínima energía, la regla de máxima multiplicidad y el de principio de exclusión de Pauli; b) ¿cuál/es de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles de acuerdo con este último principio (exclusión Pauli): 1s23s1; 1s22s22p7; 1s22s22p63s3; 1s22s22p1.

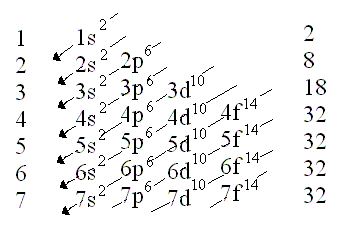
**Rta.**

1. Mínima energía: Los e– se sitúan en los orbitales de menor energía posible hasta ir completando éstos,   
   Máxima multiplicidad: Cuando hay varios orbitales con la misma energía, los e– se sitúan de manera que se encuentren desapareados, no llenándose los segundos e– hasta que se haya completado un e– en cada orbital de igual energía.   
   Exclusión de Pauli: “No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.
2. 1s22s22p7: No es posible, ya que en orbitales “p” (l=1) y m toma tres valores: -1,0 y 1, y como “s” solo toma dos valores posibles, únicamente puede haber 6 e– que tengan los cuatro número cuánticos distintos.

1s22s22p63s3: No es posible, ya que en orbitales “s” (l=0) y m toma un solo valor: 0, y como “s” solo toma dos valores posibles, únicamente puede haber 2 e– que tengan los cuatro número cuánticos distintos.

**CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**

Es la representación esquemática de la distribución de los electrones en un átomo, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr. Los electrones tienden a ocupar orbítales de energía mínima. La siguiente figura  muestra el orden de llenado de los orbítales:



La distribución electrónica se realiza comenzando por el 1s2 y se sigue la flecha, en la figura los subniveles están representados con su número máximo de electrones, pero no siempre se cumplirá, de acuerdo al elemento el último subnivel puede contener menos electrones que su máximo.

**Ejemplo 1.**

Escribir la distribución electrónica de los elementos: litio, boro, sodio y calcio.

**Rta.**

1. Litio (Z = 3) es: 1s2 2s1
2. Boro (Z = 4) es: 1s2 2s2
3. Sodio (Z = 11) es: 1s2 2s2 2p6 3s1
4. Calcio (Z = 20) es: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2

**Ejemplo 2.**

Dada la configuración electrónica de los siguientes átomos, determine su número de protones

y electrones y su número atómico ( Z )

a) N: [He] 2s 2 2p 3

b) F: [He] 2s 2 2p 5

c) Al: [Ne] 3s 2 3p 1

d) S: [Ne] 3s 2 3p 4

e) Ca: [Ar] 4s 2

**Rta.**

a) N: [He] 2s 2 2p 3 = 2He 2s 2 2p 3 = 7 e- = (por ser átomo neutro) = 7 p+ 🡺 Z = 7

b) F: [He] 2s 2 2p 5 = 2He 2s 2 2p 5 = 9 e- = (por ser átomo neutro) = 9 p+ 🡺 Z = 9

c) Al: [Ne] 3s 2 3p 1 = 10Ne 3s 2 3p 1 = 13 e- = (por ser átomo neutro) = 13 p+ 🡺 Z = 13

d) S: [Ne] 3s 2 3p 4 = 10Ne 3s 2 3p 4 = 16 e- = (por ser átomo neutro) = 16 p+ 🡺 Z = 16

e) Ca: [Ar] 4s 2 = 18Ar 4s 2 = 20 e- = (por ser átomo neutro) = 20 p+ 🡺 Z = 20

La forma que se ha usado hasta ahora para escribir la notación electrónica es la notación convencional; también se usa el diagrama orbital o notación orbital. Cuando se escribe un diagrama orbital, se usan flechas para indicar los electrones (↑), por ejemplo ↑ representa spin +1/2 y ↓ representa spin -1/2.

Por ejemplo, el diagrama orbital para los cinco primeros elementos será:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| NOTACIÓN CONVENCIONAL | | DIAGRAMA ORBITAL |
| 1. 1H | 1s 1 | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image006.GIF |
| 1. 2He | 1s 2 | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image005.GIF |
| 1. 3Li | 1s 2 2s 1 | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image007.GIF |
| 1. 4Be | 1s 2 2s 2 | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image008.GIF |
| 1. 5B | 1s 2  2s 2  2p 1 | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image009.GIF |

Otra manera alterna de escribir la configuración parcial, es escribiendo el símbolo del gas noble que le precede entre corchetes, seguido de los electrones presentes por encima del gas noble.

Por ejemplo, para el sodio y calcio será:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 11Na | configuración parcial | [Ne] 3s1 |
| 20Ca | configuración parcial | [Ar] 4s2 |

**REGLA DE HUND**

Se aplica la regla de Hund de máxima multiplicidad cuando un orbital ***p, d,*** o ***f*** es ocupado por más de un electrón. Esta regla dice que *los electrones permanecen sin aparear con espines paralelos en orbitales de igual energía, hasta que cada uno de estos orbitales tenga, cuando menos un electrón*.

Por ejemplo, el diagrama orbital para el  fósforo:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 15P | [Ne] | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image010.GIF | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image011.GIF | y no | [Ne] | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image010.GIF | http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image012.GIF |

Ningún orbital ***p*** puede poseer dos electrones hasta que todos los orbitales ***p*** tengan un electrón cada uno.

**RADIACTIVIDAD**

La radiactividad o radioactividad es un fenómeno físico natural, por el cual algunos cuerpos o [elementos químicos](http://es.wikipedia.org/wiki/Elemento_qu%C3%ADmico) llamados radiactivos, emiten [radiaciones](http://es.wikipedia.org/wiki/Radiaci%C3%B3n) que tienen la propiedad de impresionar placas fotográficas, ionizar gases, producir fluorescencia, atravesar cuerpos opacos a la luz ordinaria, etc. Debido a esa capacidad se les suele denominar radiaciones ionizantes (en contraste con las no ionizantes). Las radiaciones emitidas pueden ser electromagnéticas, en forma de [rayos X](http://es.wikipedia.org/wiki/Rayos_X) o [rayos gamma](http://es.wikipedia.org/wiki/Rayo_gamma), o bien corpusculares, como pueden ser [núcleos de Helio](http://es.wikipedia.org/wiki/Part%C3%ADcula_alfa), [electrones o positrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Part%C3%ADcula_beta), [protones](http://es.wikipedia.org/wiki/Prot%C3%B3n) u otras.

La radiactividad es una propiedad de los [isótopos](http://es.wikipedia.org/wiki/Is%C3%B3topo) que son "inestables". Es decir que se mantienen en un estado excitado en sus capas electrónicas o nucleares, con lo que para alcanzar su estado fundamental deben perder energía. Lo hacen en emisiones electromagnéticas o en emisiones de partículas con una determinada energía cinética. Esto se produce variando la energía de sus electrones (emitiendo rayos X), sus nucleones (rayo gamma) o variando el isótopo (al emitir desde el núcleo [electrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3n), [positrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Positr%C3%B3n), [neutrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Neutr%C3%B3n), [protones](http://es.wikipedia.org/wiki/Prot%C3%B3n) o partículas más pesadas), y en varios pasos sucesivos, con lo que un isótopo pesado puede terminar convirtiéndose en uno mucho más ligero, como el [Uranio](http://es.wikipedia.org/wiki/Uranio) que con el transcurrir de los siglos acaba convirtiéndose en [plomo](http://es.wikipedia.org/wiki/Plomo).

1. **NATURAL**

En 1 896 [Becquerel](http://es.wikipedia.org/wiki/Henri_Becquerel) descubrió que ciertas sales de uranio emitían radiaciones espontáneamente, al observar que velaban las placas fotográficas envueltas en papel negro. Hizo ensayos con el mineral en caliente, en frío, pulverizado, disuelto en ácidos y la intensidad de la misteriosa radiación era siempre la misma. Por tanto, esta nueva propiedad de la materia, que recibió el nombre de radiactividad, no dependía de la forma física o química en la que se encontraban los átomos del cuerpo radiactivo, sino que era una propiedad que radicaba en el interior mismo del átomo.

El estudio del nuevo fenómeno y su desarrollo posterior se debe casi exclusivamente al matrimonio Curie, quienes encontraron otras sustancias radiactivas como el torio, polonio y radio. La intensidad de la radiación emitida era proporcional a la cantidad de uranio presente, por lo que dedujo [Marie Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Marie_Curie) que la radiactividad era una propiedad atómica. El fenómeno de la radiactividad se origina exclusivamente en el núcleo de los átomos radiactivos. Se cree que la causa que lo origina es debida a la interacción neutrón-protón del mismo. Al estudiar la radiación emitida por el radio se comprobó que era compleja, pues al aplicarle un campo magnético parte de ella se desviaba de su trayectoria y otra parte no.

Pronto se vio que todas estas reacciones provenían del [núcleo atómico](http://es.wikipedia.org/wiki/N%C3%BAcleo_at%C3%B3mico) que describió [Rutherford](http://es.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford) en 1911, quien también demostró que las radiaciones emitidas por las sales de uranio eran capaces de ionizar el aire y de producir la descarga de cuerpos cargados eléctricamente.

**Ejemplos de isótopos radiactivos naturales:**

[Uranio](http://es.wikipedia.org/wiki/Uranio) 235U y 238U; [Torio](http://es.wikipedia.org/wiki/Torio) 234Th y 232Th; [Radio](http://es.wikipedia.org/wiki/Radio_(elemento)) 226Ra y 228Ra; [Carbono](http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono) [14C](http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono-14); [Tritio](http://es.wikipedia.org/wiki/Tritio) 3H; [Radón](http://es.wikipedia.org/wiki/Rad%C3%B3n) 222Rn; [Potasio](http://es.wikipedia.org/wiki/Potasio) 40K; [Polonio](http://es.wikipedia.org/wiki/Polonio) 210Po

1. **ARTIFICIAL**

Se produce la radiactividad inducida cuando se bombardean ciertos núcleos estables con partículas apropiadas. Si la energía de estas partículas tiene un valor adecuado penetran dentro del núcleo bombardeado y forman un nuevo núcleo que, en caso de ser inestable, se desintegra después radiactivamente. Fue descubierta por los esposos [Jean Frédéric Joliot-Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Jean_Fr%C3%A9d%C3%A9ric_Joliot-Curie) e [Irène Joliot-Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Ir%C3%A8ne_Joliot-Curie), bombardeando núcleos de boro y aluminio con partículas alfa. Observaron que las sustancias bombardeadas emitían radiaciones después de retirar el cuerpo radiactivo emisor de las partículas de bombardeo.

En [1934](http://es.wikipedia.org/wiki/1934) Fermi se encontraba en un experimento bombardeando núcleos de [uranio](http://es.wikipedia.org/wiki/Uranio) con los neutrones recién descubiertos. En [1938](http://es.wikipedia.org/wiki/1938), en [Alemania](http://es.wikipedia.org/wiki/Alemania), [Lise Meitner](http://es.wikipedia.org/wiki/Lise_Meitner), [Otto Hahn](http://es.wikipedia.org/wiki/Otto_Hahn) y [Fritz Strassmann](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Fritz_Strassmann&action=edit&redlink=1) verificaron los experimentos de Fermi. Es más, en [1939](http://es.wikipedia.org/wiki/1939) demostraron que parte de los productos que aparecían al llevar a cabo estos experimentos era [bario](http://es.wikipedia.org/wiki/Bario). Muy pronto confirmaron que era resultado de la división de los núcleos de uranio: la primera observación experimental de la [fisión](http://es.wikipedia.org/wiki/Fisi%C3%B3n). En [Francia](http://es.wikipedia.org/wiki/Francia), [Jean Frédéric Joliot-Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Jean_Fr%C3%A9d%C3%A9ric_Joliot-Curie) descubrió que además del bario, se emitían neutrones secundarios en esa reacción, haciendo factible la reacción en cadena.

También en 1932 [Mark Oliphant](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Mark_Oliphant&action=edit&redlink=1) teorizó sobre la [fusión](http://es.wikipedia.org/wiki/Fusi%C3%B3n) de núcleos ligeros (de [hidrógeno](http://es.wikipedia.org/wiki/Hidr%C3%B3geno)), describiendo poco después [Hans Bethe](http://es.wikipedia.org/wiki/Hans_Bethe) el funcionamiento de las estrellas en base a este mecanismo.

El estudio de la radiactividad permitió un mayor conocimiento de la estructura del núcleo atómico y de las partículas subatómicas. Se abre la posibilidad de convertir unos elementos en otros. Incluso el sueño de los alquimistas de transformar otros elementos en [oro](http://es.wikipedia.org/wiki/Oro) se hace realidad, aunque no resulte rentable.

**Ejemplos de isótopos radiactivos artificiales:**

[Plutonio](http://es.wikipedia.org/wiki/Plutonio) 239Pu y 241Pu; [Curio](http://es.wikipedia.org/wiki/Curio) 242Cm y 244Cm; [Americio](http://es.wikipedia.org/wiki/Americio) 241Am; [Cesio](http://es.wikipedia.org/wiki/Cesio) 134Cs, 135Cs y 137Cs; [Yodo](http://es.wikipedia.org/wiki/Yodo) 129I, 131I y 133I; [Antimonio](http://es.wikipedia.org/wiki/Antimonio) 125Sb; [Rutenio](http://es.wikipedia.org/wiki/Rutenio) 106Ru; [Estroncio](http://es.wikipedia.org/wiki/Estroncio) 90Sr; [Criptón](http://es.wikipedia.org/wiki/Cript%C3%B3n) 85Kr y 89Kr; [Selenio](http://es.wikipedia.org/wiki/Selenio) 75Se; [Cobalto](http://es.wikipedia.org/wiki/Cobalto) 60Co; [Cloro](http://es.wikipedia.org/wiki/Cloro) 36Cl

**CLASES DE RADIACIÓN**

Se comprobó que la radiación puede ser de tres clases diferentes:

1. [Radiación alfa](http://es.wikipedia.org/wiki/Part%C3%ADcula_alfa): son flujos de partículas cargadas positivamente compuestas por dos neutrones y dos protones (núcleos de Helio). Son desviadas por campos eléctricos y magnéticos. Son poco penetrantes aunque muy ionizantes. Y son muy energéticos.
2. [Radiación beta](http://es.wikipedia.org/wiki/Part%C3%ADcula_beta): son flujos de electrones (beta negativas) o [positrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Positr%C3%B3n) (beta positivas) resultantes de la desintegración de los neutrones o protones del núcleo cuando este se encuentra en un estado excitado. Es desviada por campos magnéticos. Es más penetrante aunque su poder de ionización no es tan elevado como el de las partículas alfa. Por lo tanto cuando un átomo expulsa una partícula beta aumenta o disminuye su número atómico una unidad (debido al protón ganado o perdido).
3. [Radiación gamma](http://es.wikipedia.org/wiki/Radiaci%C3%B3n_gamma): son ondas electromagnéticas. Es el tipo más penetrante de radiación. Al ser ondas electromagnéticas de longitud de onda corta, tienen mayor penetración y se necesitan capas muy gruesas de plomo u hormigón para detenerlos.

Las leyes de desintegración radiactiva, descritas por [Soddy](http://es.wikipedia.org/wiki/Frederick_Soddy) y [Fajans](http://es.wikipedia.org/wiki/Kasimir_Fajans), son:

1. Cuando un átomo radiactivo emite una partícula alfa, la masa del átomo (A) resultante disminuye en 4 unidades y el número atómico (Z) en 2.
2. Cuando un átomo radiactivo emite una partícula beta, el número atómico (Z) aumenta o disminuye en una unidad y la masa atómica (A) se mantiene constante.
3. Cuando un núcleo excitado emite radiación gamma no varía ni su masa ni su número atómico, solo pierde una cantidad de energía *hν* (donde "h" es la constante de Planck y "nu" es la frecuencia de la radiación emitida).

Las dos primeras leyes indican que cuando un átomo emite una radiación alfa o beta se transforma en otro átomo de un elemento diferente. Este nuevo elemento puede ser radiactivo, transformándose en otro, y así sucesivamente, dando lugar a las llamadas series radiactivas.

**USOS DE LA RADIACTIVIDAD**

1. **El trazado isotópico en** [**biología**](http://www.monografias.com/Biologia/index.shtml) **y en medicina.-** El trazado isotópico ha permitido estudiar así, sin perturbarlo, el funcionamiento de todo lo que tiene vida, de [la célula](http://www.monografias.com/trabajos/celula/celula.shtml) al organismo entero.
2. **Las radiaciones y la radioterapia.-** Las radiaciones ionizantes pueden destruir preferentemente las [células](http://www.monografias.com/trabajos/celula/celula.shtml) tumorales y constituyen una terapéutica eficaz contra [el cáncer](http://www.monografias.com/trabajos12/cance/cance.shtml), la radioterapia, que fue una de las primeras aplicaciones del descubrimiento de la radioactividad.
3. **La esterilización.-** La irradiación es un medio privilegiado para destruir en frío los microorganismos: [hongos](http://www.monografias.com/trabajos10/hongo/hongo.shtml), [bacterias](http://www.monografias.com/trabajos/bacterias/bacterias.shtml), [virus](http://www.monografias.com/trabajos5/virus/virus.shtml)... Por esta razón, existen numerosas aplicaciones para la esterilización de los objetos, especialmente para el material médico-quirúrgico.
4. **La protección de las obras de arte.**- El tratamiento mediante rayos gamma permite eliminar los hongos, larvas, insectos o bacterias alojados en el interior de los objetos a fin de protegerlos de la degradación.
5. **Los detectores de fugas y los** [**indicadores**](http://www.monografias.com/trabajos15/valoracion/valoracion.shtml#TEORICA) **de nivel.-** La [introducción](http://www.monografias.com/trabajos13/discurso/discurso.shtml) de un radioelemento en un circuito permite seguir los desplazamientos de un fluido, detectar fugas en las presas o canalizaciones subterráneas.
6. **La** [**alimentación**](http://www.monografias.com/Salud/Nutricion/) **de energía de los satélites.-** Las baterías eléctricas funcionan gracias a pequeñas fuentes radioactivas con plutonio 239, cobalto 60 o estroncio 90. Estas baterías se montan en los [satélites](http://www.monografias.com/trabajos12/comsat/comsat.shtml) para su alimentación energética.
7. **La producción de electricidad.-** Las reacciones en cadena de fisión del uranio se utilizan en las centrales nucleares que, en Francia, producen más del 75% de la [electricidad](http://www.monografias.com/trabajos10/nofu/nofu.shtml).

**Ejemplo.**

¿Qué reacción ocurre cuando  es bombardeado con partículas alfa para dar origen a ?

**Rta.**

La reacción que ocurre es:



**EJERCICIOS**

1. Dalton, ¿propone una teoría o un modelo atómico?
2. Respecto a las reacciones químicas, ¿qué dice Dalton?
3. Según Dalton, ¿Cómo son los átomos del mismo elemento y como son los átomos de elementos diferentes?
4. a) La relación q/m de los rayos catódicos, ¿depende del gas que haya encerrado en el tubo? b) ¿Y la de los rayos canales (anódicos)? Justifica las respuestas.
5. Describe el experimento que realizo Thompson para descubrir el electrón.
6. ¿Cómo se descubrió los rayos catódicos, canales y X? Explíquelo.
7. ¿A qué se debía que algunas partículas alfa rebotaban al impactar con la delgada lámina de oro en el experimento de Rutherford?
8. ¿Cuál es la principal limitación del modelo atómico de Rutherford?
9. ¿Por qué la mayoría de partículas alfa atravesaban la lamina delgada de oro? Explique.
10. ¿Qué explicación dio Bohr a la emisión de energía radiante por parte de los átomos?
11. ¿Cómo subsanó el modelo de Bohr las limitaciones del modelo de Rutherford?
12. Calcula la longitud de onda, la frecuencia y el número de ondas de una radiación cuyos cuantos tienen una energía de 3,0.10-3 erg. ¿A qué zona del espectro electromagnético pertenece esta radiación?
13. Si cada átomo de un mol de átomos emite un fotón con una longitud de onda de 4,15.103Ǻ, ¿cuánta energía se pierde? Expresa la respuesta en kJ/mol.
14. Calcula la energía de un fotón de una lámpara de vapor de mercurio cuya longitud de onda es de 546 nm.
15. La capa de ozono absorbe la radiaciones ultravioleta, capaces de producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcular la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.
16. La lámpara de mercurio emite una luz verdosa, este color procede de la radiación cuya longitud de onda está comprendida entre 434,8 nm y 546,1 nm. Calcular la energía del fotón en cada una de estas radiaciones.

Datos: h = 6,63.10 -34 J.s; c = 3,0.10 8 m/s

1. Una lámpara de sodio emite luz amarilla de 550 nm de longitud de onda. ¿Cuántos fotones emite cada segundo si su potencia es de 100 watts?
2. Explique la dualidad onda corpúsculo. Hipótesis de De Broglie
3. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de 4,7.10 5 m/s?

Datos: h = 6,63.10 -34 J.s; me = 9,1.10 -28 g

1. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve con una velocidad de 10 6 Km/s? ¿A qué zona del espectro corresponde?.
2. Calcula la longitud de onda de De Broglie asociada a cada partícula:

a) Una persona de 70 kg que se mueve con 2 m/s de velocidad.

b) Un electrón que se mueve a 1.000 m/s.

1. ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a un virus de 10-18 g de masa que se mueve por la sangre con una velocidad de 0,2 m/s?
2. Calcula: a) La energía de un fotón cuya longitud de onda es de 5500 Å. b) La energía de un mol de fotones.
3. Hallar la longitud de onda de De Broglie en los siguientes casos:

a)  un neutrón que se mueve a una velocidad de 20 km/s;

b) un electrón acelerado mediante una diferencia de potencial de 104 V.

Datos: m neutrón = 1,67.10 –27 Kg;  me = 9,1·10 -31 Kg;  qe = 1,6.10 -19 C; : h = 6,63.10 -34 J.s

1. ¿Cuál es la frecuencia de la luz de longitud de onda 434 nm?
2. La longitud de onda de una radiación cuya frecuencia sea 1 Hz será mayor que la correspondiente a una radiación cuya frecuencia es 1 s-1
3. ¿A cuál de los siguientes valores de frecuencia le correspondería el valor más bajo de la longitud de onda?

a) 0,1 Hz; b) 1,0 Hz; c) 20 s -1; d) 30 Hz

1. La frecuencia correspondiente a una radiación cuya longitud de onda es de 500 nm será mayor que la frecuencia correspondiente a una radiación cuya longitud de onda sea 250 nm.
2. ¿Cuál de los siguientes valores representa la longitud de onda mayor?

a) 6,3.10 -5 cm; b) 735 nm; c) 3,5.10 -6 m

1. ¿Cuál de los siguientes valores representa la longitud de onda menor?

a) 7,2.10 -5 cm; b) 118 nm; c) 8,5.10 -7 m

1. La frecuencia correspondiente a una radiación de longitud de onda 3,64.10-7 m es 8,24.1015 Hz
2. La frecuencia de una radiación de longitud de onda 1,2.10-7 m es 2,5.1015 Hz
3. ¿Por qué los espectros atómicos no son continuos?
4. ¿Es correcto afirmar que el espectro solar solamente contiene siete colores? Razone su respuesta.
5. ¿En que se basa el análisis espectroscópico de los elementos químicos?
6. ¿Qué es un orbital? Explica las diferencias entre órbita en el átomo de Bohr y orbital en la Mecánica cuántica.
7. Indica razonadamente, ¿Cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de los orbitales que, en su caso, representan?

a) 4, 4, -1, ½; b) 3, 2, 1, ½; c) 3, -2, 1, - ½; d) 2, 1, -1, - ½

1. Escriba los valores de los números cuánticos que definen los orbitales del subnivel 2p. Razone las analogías y diferencias que presentan los citados orbitales en su energía, tamaño, forma y orientación espacial.
2. Utilizando la regla de n + l, ordena de menor a mayor energía los subniveles 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s
3. Escribe los valores de los cuatro números cuánticos para los electrones del berilio.
4. El grupo de valores 3, 0, 3, correspondientes a los números cuánticos n, l y m, respectivamente, ¿es o no permitido? ¿Y el 3,2,–2? Justifica tu respuesta.
5. Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: a) (3, –1, 1, –½); b) (3, 2, 0, ½); c) (2, 1, 2, ½); d) (1, 1, 0, –½).
6. Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: a) (2, –1, 1, ½); b) (3, 1, 2, ½); c) (2, 1, –1, ½); d) (1, 1, 0, –2).
7. Los principios de Hund y de Pauli regulan las configuraciones electrónicas; expresa estos principios y aplícalos al átomo de oxígeno (Z = 8) y al ion O -2.
8. Escribe la configuración electrónica fundamental de un átomo que tiene 27 electrones.
9. Para nitrógeno (7N):

a) Escribe la configuración electrónica; b) Escribe los números cuánticos del último electrón.

1. ¿Cuántos electrones caben en los orbitales del nivel n = 3? Dibuja la solución en forma de diagrama.
2. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N3-, Mg2+, Cl-, K+ y Fe. ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos? ¿Hay algún caso en el que existan electrones desapareados?
3. Razone si las configuraciones electrónicas siguientes representan la fundamental, una excitada o una imposible para el átomo o el catión propuesto: a) Li = 1s2 2p1; b) C + = 1s2 2s1 2p1 2d1; c) He = 1p1; d) O + = 1s2 2s2 2p3; e) H = 1s2.
4. Los números cuánticos de cuatro electrones de cierto átomo son: a) 4,0, 0, + ½; b) 3, 1, 1, + ½; c) 3, 2, -2, - ½; d) 4, 1, 1, - ½.

Identifique los correspondientes orbitales de cada electrón, ordénelos según su energía creciente y enuncie el principio de Pauli.

1. El calcio tiene número atómico 20 y masa atómica 40. a) Explica el significado de esos dos datos; b) ¿En qué deben parecerse dos elementos para que den lugar a sustancias de comportamiento parecido: en su masa atómica, en su número atómico, o en su configuración electrónica? Explica tu respuesta.
2. ¿En qué se parecen y en qué se diferencian: a) Los orbitales 1s y 2s de un átomo. b) Los orbitales 2px y 2py de un átomo?
3. ¿Cuáles son las formas más comunes de radiación en las reacciones nucleares?
4. ¿Cuál es la representación simbólica del positrón?
5. Complete la siguiente reacción:

, ¿cuál es la partícula emitida?

1. En la siguiente reacción, la especie química generada cual sería su número de masa y su masa atómica?



**BIBLIOGRAFIA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

6) http://es.wikipedia.org; enciclopedia libre

**AUTOEVALUACIÓN**

1. Señalar las afirmaciones correctas con respecto al modelo atómico de Dalton:

a) Los elementos están formados por partículas diminutas, indivisibles e inalterables llamadas átomos.

b) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en el resto de las propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.

c) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante.

1. Con lo propuesto por Dalton, ¿una molécula de agua está formado por un átomo de hidrogeno y un átomo de oxigeno? Explique su respuesta.
2. ¿El modelo átomo de Thompson, permite tener iones? Explique su respuesta.
3. ¿Cuál fue el experimento que permitió descartar el modelo atómico de Thompson? Explique el experimento.
4. Explique en qué consiste el experimento de Rutherford con láminas delgadas de oro, y qué resultados esperaba obtener para confirmar el modelo de Thomson. Explica los resultados que obtuvo, y el modelo atómico que propuso para explicarlos.
5. Rutherford en su experimento, ¿con que partículas bombardeo la lámina delgada de oro?
6. Explica las ideas más importantes del modelo atómico de Bohr b) Justifica brevemente, usando ese modelo, la existencia de espectros discontinuos de emisión o absorción.
7. Calcula la energía emitida por un fotón al realizar un salto entre dos orbitas, sabiendo que la longitud de onda emitida es de 100 nm.

Datos: h = 6,63.10 -34 J.s; c = 3,0.10 8 m/s; 1 nm = 10 -9 m

1. La longitud de onda de un fotón de luz verde es de 5,4.10-5 cm. Calcula la energía de un mol de fotones de luz verde.

Datos: h = 6,63.10-34 J.s; c = 3.108 m/s.

1. ¿Qué longitud de onda corresponde a un protón que se mueve a 2.107 m/s y a una bala de fusil de 5 g de masa que se mueve a 100 m/s?
2. La longitud de onda de la luz verde de un semáforo es 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?
3. ¿En qué se diferencia un espectro atómico de absorción de uno de emisión?
4. Expresar el significado de los cuatro números cuánticos según la teoría de Bohr – Sommerfeld, los valores que pueden adoptar, poniendo algún ejemplo.
5. Indica razonadamente, ¿Cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de los orbitales que, en su caso, representan?

a) 3, 3, -1, ½; b) 2, 1, 0, ½; c) 2, -1, -1, -½; d) 3, 2, 1, 0

1. a) Indica razonadamente los números cuánticos para los electrones “p” del cloro (Z = 17) en su estado fundamental.

b) En el apartado anterior, indica razonadamente los números cuánticos que corresponden a los electrones desapareados que haya.

c) Indica razonadamente, de acuerdo con los apartados anteriores los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica del ion cloruro.

1. Determine la configuración electrónica de los siguientes iones:

a) Li +; b) O – 2; c) Al + 3; d) Cl –; e) Ca + 2

1. Responde razonadamente: a) ¿Los orbitales 2px, 2py y 2pz tienen la misma energía?; b) ¿Por qué el número de orbitales “d” es 5?
2. a) Enunciar el principio de exclusión de Pauli. ¿Cuál es el número máximo de electrones en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Escribir los números cuánticos representativos del electrón.

b) Enuncia el principio de Hund y aplícalos a los siguientes átomos: 14Si; 15P; 16S; 17Cl.

1. ¿Qué tipo de reacción nuclear representa el siguiente esquema y que partícula se desprende?



1. Complete la siguiente reacción nuclear e indique que partícula es la que se desprende.

