



GUÍA 2 DE QUÍMICA: MODELOS ATÓMICOS

PROF. RODRIGO NAVAS F.

NOMBRE: _____

I. INTRODUCCIÓN

La idea de la discontinuidad de la materia, es decir, que esta no debía ser infinitamente divisible, lleva a **LEUCIPO**, y su discípulo **DEMÓCRITO** (griegos del siglo V aC), a postular la existencia de una partícula diminuta que no era posible dividir, a la que denominaron **ÁTOMO (sin división)**. Sin embargo, durante esa época se impuso la visión **ARISTOTÉLICA** de la materia, la que señalaba que toda porción de materia se encontraba formada por distintas combinaciones de los cuatro elementos materiales fundamentales: **Agua, Aire, Tierra, Fuego** además del **Éter**, que correspondía a una especie de fluido donde existía lo inmaterial.

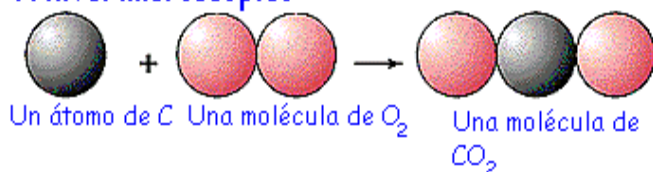
II. MODELOS ATÓMICOS

A pesar de lo evidente que ahora nos parezca la idea atomista de la materia, esta solo se mantuvo de manera marginal en las distintas épocas, por ejemplo, **LUCRECIO** en el siglo I aC, la rescata a través de un poema y recién en el siglo XVII, **GALILEO** y **R. BOYLE**, la utilizan para explicar el comportamiento de los gases. Finalmente, a comienzos del siglo XIX (1805- 1808) **J. DALTON** elabora la primera teoría científica del átomo, basado en las **LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS**, que corresponden a medidas **ponderales** (de masa, por ejemplo, la ley de conservación de la masa de A. de Lavoisier) de las reacciones químicas realizadas durante esa época.

A nivel macroscópico:

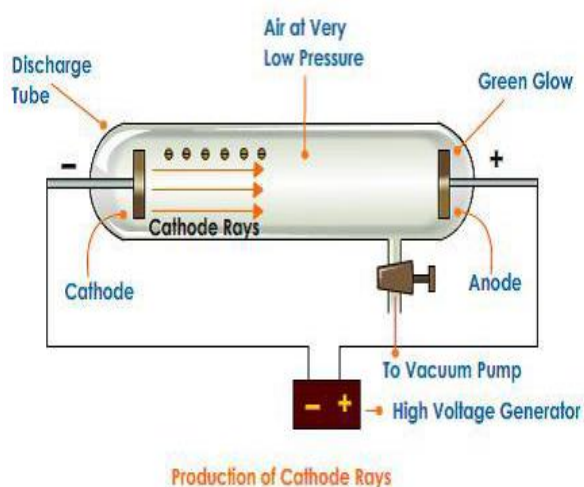


A nivel microscópico:



La teoría de Dalton considera al átomo como una esfera maciza, cuya principal propiedad es la masa, y cuyos principales postulados son:

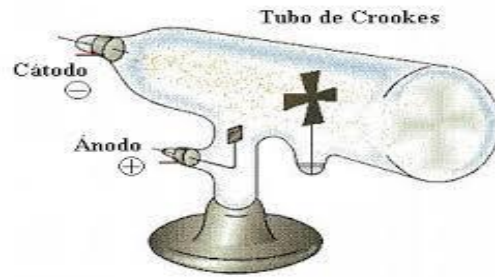
1. Toda la materia está formada por átomos, que son partículas indivisibles e invisibles. Los átomos de un mismo elemento son de la misma clase y tienen igual masa y demás propiedades químicas y son diferentes de los átomos de los demás elementos.
2. Los compuestos están formados por átomos de distintos elementos, en una relación de números enteros y sencillos.
3. Los cambios químicos corresponden a una combinación, separación o reordenamiento de átomos.



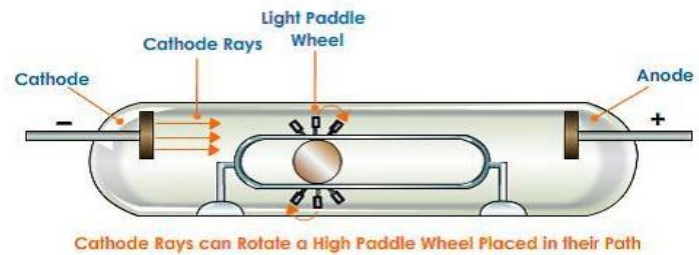
HEINRICH GEISSLER, vidriero alemán, fabricó en 1855 un tubo de descarga eléctrica que consistía en un tubo de vidrio con gas a baja presión, al que sometía a un voltaje mediante electrodos metálicos, denominados cátodo y ánodo. A partir de experimentos realizados en dichos tubos, **JULIUS PLÜCKER**, logró generar una emisión de luz que va desde el cátodo al ánodo, Determinó, además, que esta luminiscencia podía deformarse por la acción de un campo magnético. **EUGENE GOLDSTEIN** la llamó **RAYOS CATÓDICOS** en 1876. Antes, en 1875, **WILLIAM CROOKES** perfeccionó los tubos, logrando mejorar el vacío en ellos, debido a lo anterior, los tubos de descarga también son conocidos como **TUBOS DE CROOKES** o **TUBOS DE RAYOS CATÓDICOS**. Las investigaciones en tubos de descargas determinaron que dichos rayos estaban constituidos por partículas subatómicas de carga negativa, a las que **GEORGE STONEY** denominó **ELECTRONES**.

Algunos trabajos en tubos de rayos catódicos fueron:

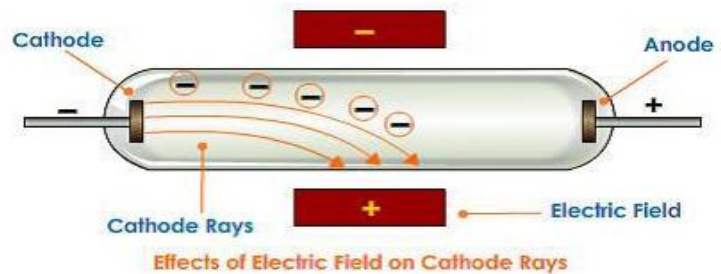
1° **WILLIAM CROOKES**, demostró que, si se intercala un objeto al paso del rayo, este genera una sombra nítida lo que significa que los rayos viajan en línea recta desde el cátodo hacia el ánodo.



2° **JOHANN HITORF**, intercaló al paso de los rayos una paleta con aspas giratorias, el haz de rayos catódicos transfiere energía cinética, produciendo que las aspas de las paletas giren, permitiendo deducir que el rayo está conformado por partículas que, al chocar con las aspas, las hacen girar.



3° **JEAN PERRIN** demostró que el haz de rayos catódicos se desvía en presencia de un campo eléctrico hacia el polo positivo, dando prueba de su carga eléctrica negativa.



JOSEPH THOMSON, usando un campo eléctrico logró anular la desviación del rayo generada por un imán. A partir de este experimento, determinó la relación carga/masa: $-1,76 \times 10^8$ C/g. en tanto que **ROBERT MILLIKAN**, por medio de su experimento de la gota de aceite, determinó la carga del electrón: $-1,6 \times 10^{-19}$ C. Con ambos resultados fue posible deducir la cantidad de masa de un electrón, la que es 2000 veces menor que la masa del más simple de los átomos. Por tanto, el aporte en masa del electrón al átomo es despreciable, así que se pensó que el electrón era mucho más pequeño que el átomo.

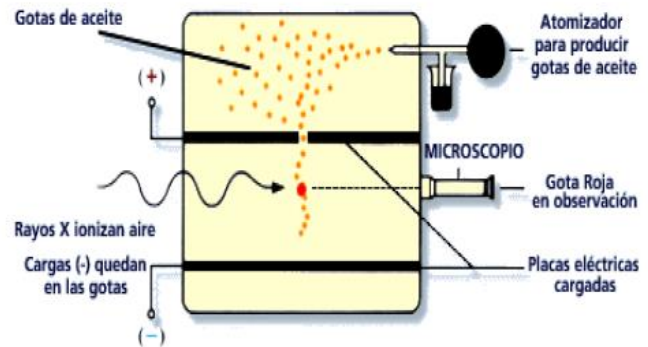
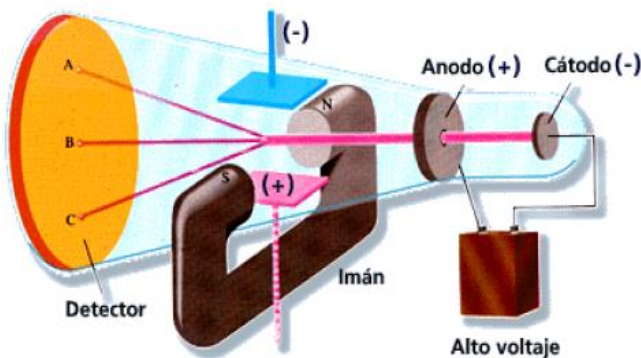
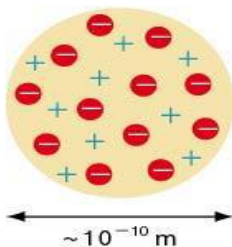


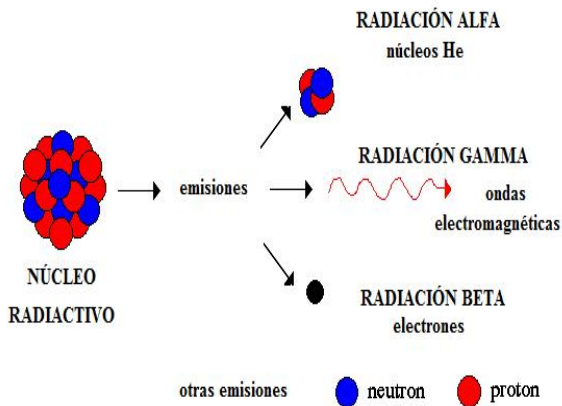
Figura: a la izquierda sistema que utilizó Thomson y a la derecha experimento de la gota de aceite de Millikan.

Thomson's atomic model



J. THOMSON reunió toda esta evidencia experimental, y considerando que el rayo siempre aparece, independiente de la sustancia gaseosa que se encuentre dentro del tubo, dio forma en 1904, a un nuevo modelo de átomo. Él postuló que si los átomos contienen partículas negativas (los electrones) y la materia se presenta con neutralidad de carga, entonces deberían existir partículas positivas. En resumen, sostiene que el átomo es una esfera sólida, sin división, de carga eléctrica positiva y difusa, en donde se encuentran incrustados los electrones, de manera que la carga negativa sea igual a la positiva. A este nuevo modelo de átomo se denominada "pastel de pasas".

Paralelamente, los experimentos con tubos de rayos catódicos también permitieron, de forma indirecta, proponer otro modelo de átomo: en **1895 W. ROENTGEN** observó que cada vez que encendía un tubo de rayos catódicos, se iluminaba una pantalla cubierta con sal fluorescente que se encontraba cerca del tubo. Él sabía que los rayos catódicos no atravesaban el vidrio del tubo, por lo que tuvo que asumir que además del flujo de electrones, en los tubos de descarga se producía un tipo de radiación invisible que afectaba a la pantalla fluorescente, a los que denominó **RAYOS X** (o rayos de Roentgen). En **1896, H. BECQUEREL**, a partir del hallazgo de Roentgen descubrió, cuando estudiaba la fluorescencia en sales de Uranio, que aparecía una radiación invisible y penetrante capaz de velar una placa fotográfica al punto de que el mineral fue capaz de producir dicho efecto en ausencia de luz durante días. En **1898 PIERRE y MARIECURIE**, profundizaron el trabajo de Becquerel y descubrieron dos elementos que emitían radiaciones parecidas: el Polonio (Po) y el Radio (Ra). Marie Curie llamó a este fenómeno Radiactividad y trabajó en ello toda su vida, promoviendo activamente su uso en medicina



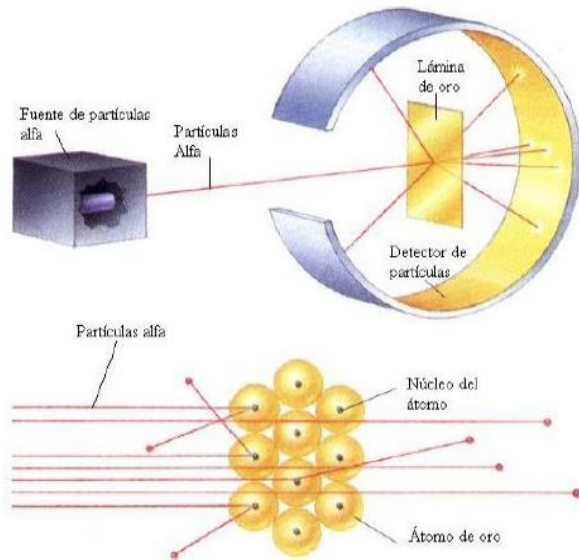
En dicha época se identificaron 3 tipos de emisiones:

a) RAYOS α : Corresponden a núcleos de He-4 (2 protones y dos electrones), son poco penetrantes.

b) RAYOS β : Corresponden a electrones son casi 100 veces más penetrantes que los rayos α .

c) RAYOS γ : Radiaciones electromagnéticas de muy alta frecuencia y elevada energía, son más penetrantes que los rayos α y β .

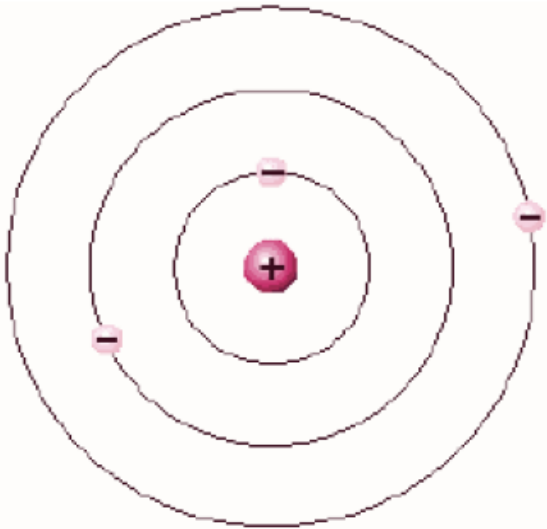
Hoy se sabe que la radiactividad surge de los núcleos atómicos inestables, los que se desintegran liberando partículas y radiación, además, que existen otros tipos de radiactividad, como por ejemplo la emisión de neutrones y positrones y la captura de electrones.



A principios del siglo XX **HANS GEIGER** y **ERNEST MARSDEN**, colaboradores de **ERNEST RUTHERFORD** bombardearon láminas delgadas de oro con partículas alfa, y por medio de una pantalla de Sulfuro de Cinc (ZnS) detectaron que la mayoría de las partículas la atravesaban sin sufrir desviaciones importantes y sin perder velocidad. Sin embargo, una de cada veinte mil partículas positivas era desviada en un ángulo mayor de noventa grados y un número bajo de partículas eran completamente rechazadas.

Estos resultados claramente contradecían las nociones de átomo que se desprendían del modelo de Thomson, por ejemplo, no podía ocurrir que, si la lámina de oro estaba compuesta por átomos sólidos, fuera atravesada por las partículas alfa. Geiger y Marsden no encontraron respuesta a estos hechos, lo que sí hizo Rutherford.

Rutherford consideró que el átomo no podía ser una esfera sólida si no que debía estar compuesto por una gran cantidad de espacio vacío. La distribución de ese espacio Rutherford la solucionó comparando de la Ley de Gravitación y de la Fuerza Eléctrica, señalando que el átomo era una especie de sistema solar en miniatura.



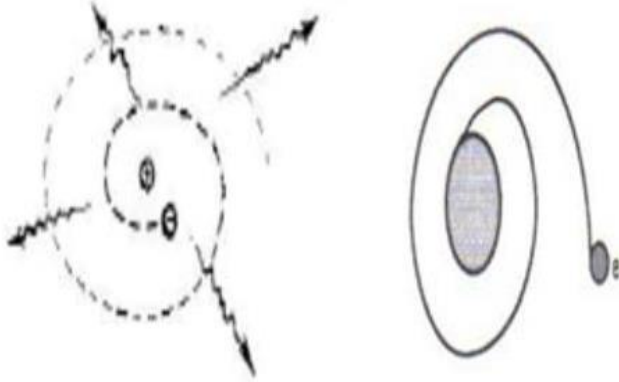
Como consecuencia, en 1911, Rutherford establece el modelo planetario, que considera al átomo como un sistema solar, es decir, lo concibe con un núcleo de carga positiva y gran masa y una envoltura de electrones (carga negativa y masa despreciable), los que giraban en torno a dicho núcleo como los planetas al Sol, existiendo un gran espacio vacío entre núcleo y envoltura. A pesar de que en esta época ya había indicios experimentales de los protones, Rutherford no alcanzó a incluirlos en su modelo atómico, pues fue él quien los descubrió 7 años después. Para tener una idea del tamaño del espacio vacío en un átomo, se puede hacer un simple cálculo que dará una aproximación: Si Rutherford en su experimento utilizó una lámina de oro, compuesta de átomos de oro y, sabiendo que el diámetro de un átomo de oro es de $3 \times 10^{-10} \text{ m}$ y el diámetro de su núcleo es de $3 \times 10^{-14} \text{ m}$ haciendo la siguiente relación:

$$\frac{\text{Diámetro / átomo}}{\text{Diámetro / núcleo}} = \frac{3 \times 10^{-10} \text{ m}}{3 \times 10^{-14} \text{ m}} = 1 \times 10^4$$

Es decir, el diámetro del átomo = 1×10^4 (diez mil) veces mayor que el diámetro del núcleo, por ejemplo, si decimos que el diámetro del núcleo es 1cm, entonces diámetro de este átomo corresponde a 100m, por lo tanto, si nuestro núcleo es una bolita de vidrio debemos ubicar a los 79 electrones (de tamaño mucho menor al núcleo) de un átomo de oro dentro de un volumen semejante al de una cancha de fútbol de 100m de alto, el resto, ¡es puro vacío!!!!

En 1886 **E. GOLDSTEIN**, trabajando con un tubo de descarga de cátodo perforado, observó un haz que se desprendía en dirección opuesta a los rayos catódicos. Los denominó rayos canales y también resultaron ser partículas. A esta partícula se le llamo **PROTÓN**. A pesar de lo que Goldstein creía haber descubierto la contraparte eléctrica del electrón, él nunca trabajó con el protón, sino que, con distintos cationes, dependiendo del gas encerrado en el tubo de descarga. El protón solo sería aislado o descubierto por Rutherford en 1918.

A pesar del gran avance del modelo de Rutherford, rápidamente mostró que adolecía de graves errores:



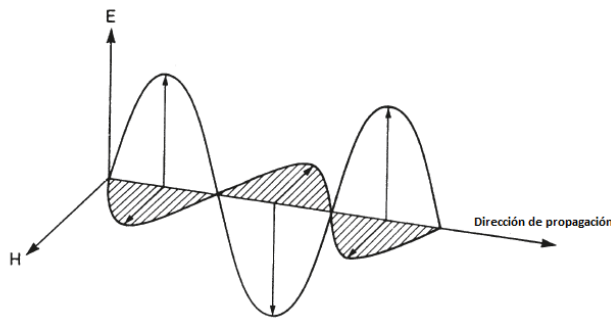
1° De acuerdo con las leyes clásicas de la mecánica y el electromagnetismo, el electrón al moverse circularmente (partícula eléctrica acelerada) debe irradiar energía constantemente, produciendo una continua disminución de su velocidad, y de acuerdo con la figura, llevando al electrón a precipitarse sobre el núcleo, y como consecuencia, al **COLAPSO DEL ÁTOMO**.

2° Además, no explica los espectros electromagnéticos discontinuos emitidos por los átomos, fenómeno que será explicado a continuación.

Para solucionar estos defectos surgen nuevos modelos atómicos basados en la teoría cuántica de la energía enunciada por Max Planck en el año 1900 a partir de sus estudios de emisión de radiación electromagnética de cuerpo negro, por lo tanto, antes de seguir con otro modelo, debemos aclarar qué es un espectro discontinuo y en qué consiste la teoría cuántica.

III. ESPECTROS ELECTROMAGNÉTICOS

James Maxwell demostró que la luz visible consta de ondas electromagnéticas esto quiere decir que tiene por componentes un campo magnético (H) y un campo eléctrico (E). Estos campos poseen igual λ , igual frecuencia, e igual velocidad, pero se orientan en planos perpendiculares entre sí.



Las ondas electromagnéticas se clasifican de acuerdo con su longitud de onda o frecuencia, en función de estos parámetros, tenemos la luz visible (u óptica), rayos X, rayos γ , ondas de radio, rayos UV e infrarrojos (IR) entre otros. Tal como se muestra en la figura, el espectro es ordenado según su λ , y la luz visible se encuentra entre los 500 y 650 nm (10^{-9} m). A esta clasificación se le denomina **ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO (EM)**.

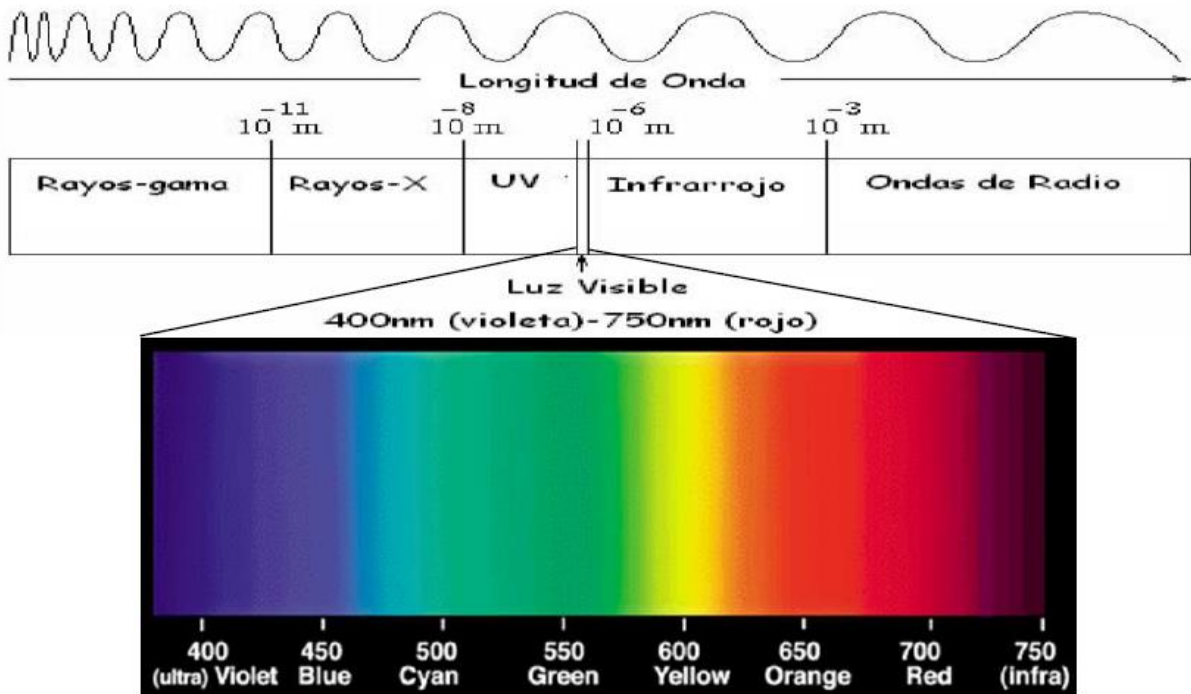


Figura: Clasificación del espectro EM según la λ de las ondas.

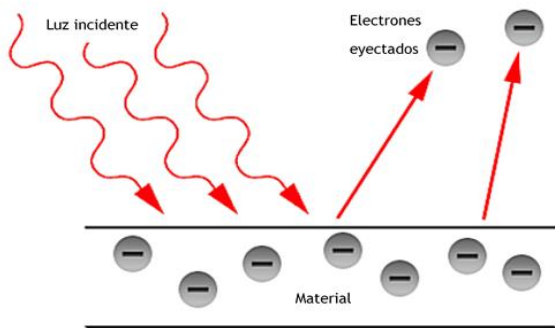
La física clásica supone que los electrones ligados a átomos o moléculas pueden emitir o absorber cualquier valor de energía radiante, ya que ninguna órbita está prohibida, por lo tanto deberían emitir un espectro de luz continuo, es decir, deben ser emitidas todas las longitudes de onda, de modo que al descomponer esa luz, se deberían ver todos los colores (como en un arco iris o prisma de vidrio), y en consecuencia nuestro entorno debería verse de color blanco (salvo aquellos cuerpos que absorben toda la luz, los que deberían verse negros). Sin embargo, en nuestro las sustancias y objetos tienen colores específicos y característicos, tal como ocurre con el sodio, que al ser colocado en una llama emite luz de color amarillo.

IV. TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK

Planck estudió la radiación emitida por cuerpos negros en función de su temperatura. En 1900 descubrió que la energía que emitían es directamente proporcional a la frecuencia (ν) de la radiación y a una constante (h), denominada de **CONSTANTE DE ACCIÓN DE PLANCK**: $E = h \times \nu$; donde $h = 6,63 \times 10^{-34}$ Js. Esto contradecía las leyes de la física clásica, ya que la energía o intensidad de una onda, hasta ese momento, dependía de su amplitud y no de la frecuencia. Este aspecto ya le producía conflicto al mismo Planck, que, además, notó que solo podían emitir o absorber energía en cantidades discretas como si fueran pequeños paquetes, a los que llamó **CUANTOS** de energía, y que corresponden a la mínima cantidad de energía que podía ser emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética, es decir, la energía se encuentra **CUANTIZADA**. Dicho de otro modo, señala que la energía de dicha radiación se emite en múltiplos enteros de $h\nu$, es decir, $1h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$, etcétera, pero jamás como $1,01h\nu$, $2,5h\nu$, etc. Como solo puede tomar valores enteros positivos, se dice que la energía está cuantizada. Entonces, del mismo modo como la materia solo existe como múltiplos enteros de unidades mínimas tales como los átomos y partículas subatómicas, y la electricidad como de cargas eléctricas, la energía no es infinitamente divisible. Este segundo aspecto resultaba aún más extraño para la física clásica. No fue hasta que **EINSTEIN Y BOHR** aplican la Cuántica a problemas que la física clásica no había podido resolver, que la comunidad le otorga la relevancia a esta Teoría, incluyendo al mismo Planck.

IV. EFECTO FOTOELÉCTRICO

Ya en siglo XIX se sabía que la luz incidente sobre una superficie metálica era capaz de arrancar electrones de ese metal. El modelo físico de la luz, como onda electromagnética, no era capaz de explicar las características de dicho fenómeno:



1° Los electrones no eran emitidos si la frecuencia de la luz no era de un valor mínimo requerido.

2° La energía cinética de los electrones expulsados aumentaba al aumentar la frecuencia de la luz.

3° Si se aumentaba la intensidad de la luz no cambiaba la energía de los electrones, pero sí aumentaba el número de electrones emitidos por unidad de tiempo.

Como en la teoría ondulatoria la energía de la luz es independiente de su frecuencia, no se podía explicar ni la dependencia de la energía cinética de los electrones respecto de la frecuencia, ni la existencia de una frecuencia fotoeléctrica umbral. Por el contrario, la teoría ondulatoria pronosticaba que la energía de los electrones debía aumentar a medida que se incrementaba la intensidad de la luz, y que el número de electrones emitidos debería estar en función de la frecuencia, y esto, estaba en conflicto con los resultados experimentales.

En 1905, Einstein no solo usa la teoría cuántica para explicar el Efecto Fotoeléctrico, sino que da otro paso: señaló, al igual que Newton en su época, que la luz consistía en partículas discretas llamadas fotones, de energía $h\nu$. Él explicó que un fotón, de energía $h\nu$, incide sobre la superficie metálica y entrega su energía a un electrón. Parte de esta energía es utilizada para vencer las fuerzas atractivas que hay entre el electrón y el metal, y es lo que corresponde a la energía umbral (ϵ), el resto, se convierte en energía cinética ($1/2 mv^2$) del electrón. Según lo anterior, por la ley de conservación de la energía, podemos decir que: $h\nu = \epsilon + 1/2 mv^2$; donde $\epsilon = h\nu_0$, y representa la energía asociada a la frecuencia mínima necesaria para arrancar a un electrón. Einstein recibió el premio **Nobel de Física** por su explicación del Efecto Fotoeléctrico.

V. MODELO ATÓMICO DE BOHR (ÁTOMO DE HIDRÓGENO)



En 1913, **NIELS BOHR**, propone un modelo de átomo en el que las líneas de los espectros discontinuos de emisiones electromagnéticas resultan de transiciones de los electrones entre órbitas con niveles de energía cuantizados (**PLANCK**), y por tanto se suele llamar a este modelo como pre-cuántico.

A pesar del éxito de este modelo fue efectivo solo para el átomo de hidrógeno o hidrogenoides, es decir, para aquellos que **contienen solo un electrón**. Los postulados del modelo son:

1° El electrón se mueve en órbitas circulares alrededor del núcleo, **sin emitir ni absorber energía**, a esto se le denomina **estado estacionario**. Gracias a este axioma el átomo de Bohr no colapsa.

2° La energía de un electrón está cuantizada, es decir, por tanto, solo son permitidas órbitas específicas y que correspondan a múltiplos enteros del momento angular del electrón, y que corresponden a órbitas de radio $r_n = n^2 a_0$, donde r_n es radio de la órbita del electrón n es un número entero, y a_0 es el radio mínimo en el átomo de hidrógeno, conocido como radio de Bohr, $a_0 = 0,529 \text{ \AA}$.

3° En condiciones normales el electrón se encuentra en el nivel más cercano al núcleo.

4° Cuando el átomo absorbe o emite energía, el electrón salta de un nivel a otro. Por convención se dice que si el electrón absorbe energía (de cualquier tipo), entonces se aleja del núcleo y pasa a un estado excitado o sea de mayor energía. Si el electrón emite energía (solo luz), entonces se acerca al núcleo y regresa a su estado basal o sea de menor energía. A esta propiedad se le denomina salto cuántico y (junto con el postulado 3°) permite explicar los espectros discontinuos que emiten las sustancias.

VI. LÍNEAS ESPECTRALES

En este punto calcularemos el λ de las líneas espectrales que emite un átomo de hidrógeno. Para lograr nuestro propósito consideremos:

a) Un espectro de emisión se produce cuando un átomo, energéticamente excitado, emite radiaciones (o fotones) de una frecuencia (o longitud de onda) específica, cuando un electrón de un átomo pasa de una órbita n_a a una n_b , y que la diferencia de energía es: $\Delta E = E_b - E_a$

b) Dado que el modelo de Bohr, incorpora la teoría cuántica, el electrón emite energía en forma de cuantos de luz, cuya magnitud es dada por la ecuación de Planck, por lo tanto se tiene:

$$1)\Delta E = h \cdot \nu; 2)c = \lambda \cdot \nu \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\Delta E = h \cdot \nu \Rightarrow \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$\boxed{\lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E}}$$

* En este caso pasamos de E a ΔE , ya que la energía E de la emisión está dada por la diferencia de energía ΔE entre las dos órbitas entre las que se mueve el electrón.

** Es posible extender aún más la deducción matemática, pero escapa a los temarios de la PAES.

Esta ecuación nos da una relación directa entre la energía y λ de la radiación o fotón emitido por un átomo de hidrógeno cuando su electrón se mueve de una órbita de un nivel de energía a otro. De este modo es posible calcular todas las líneas espectrales de los átomos, pero este modelo fracasó con átomos multielectrónicos, es decir, no hubo coincidencia entre lo calculado y observado.

Si el nivel final tiende a infinito ($n \rightarrow \infty$), entonces E tiende a 0, podemos decir que el electrón está tan alejado del núcleo, que el átomo ha perdido el electrón, es decir, se ha **ionizado**.

VII. MODELO CIENTÍFICO

Los modelos atómicos son ejemplos de lo que se conoce como modelos científicos. **Un modelo científico es una representación aproximada de la realidad a partir de símbolos (matemáticos o de otro tipo), esquemas y/o postulados entre otros.** Dicho de otro modo, por medio de códigos y símbolos un modelo puede describir, y **principalmente** predecir el comportamiento de un tipo de fenómeno. Ejemplos conocidos por Ud. son la Ley de péndulo simple, ecuaciones químicas, modelos de átomos.

En efecto, los modelos científicos corresponden a una agrupación de teorías y leyes que permiten describir una amplia gama de hechos similares, de modo que se considera que la creación de modelos es una parte esencial de toda actividad científica. Además, un modelo permite determinar un resultado final a partir de unos datos de entrada.

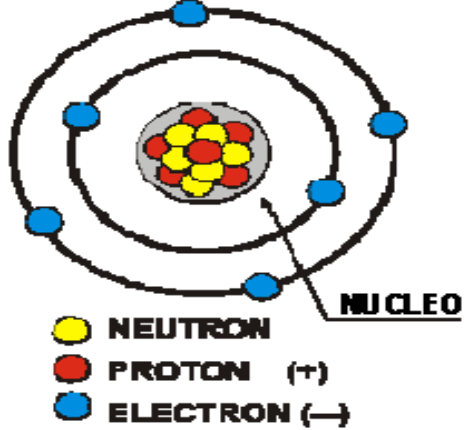
Se debe tener presente que un modelo no establece el conocimiento en sí de los sucesos o sistemas, ni mucho menos que la naturaleza siga "ciertas leyes", sino más bien corresponde a una representación abstracta, conceptual, gráfica o visual, física, matemática, que nos permite una mejor comprensión de ellos a los que las leyes deben ajustarse.

Un modelo científico además de explicar satisfactoriamente fenómenos y de predecir futuros efectos poseen como característica el grado de precisión, es decir, su aproximación a la realidad, y el rango de validez, que indica que tipos de fenómenos le son aplicables.

En el caso de los átomos, cada modelo corresponde a una representación gráfica que considera la evidencia experimental que hasta ese momento se manejaba. Por ejemplo, Dalton solo tuvo evidencia en masa y por tanto su átomo fue una partícula (y no necesariamente una esfera) con masa, por el contrario, Thomson casi cien años después manejó evidencia de carga eléctrica (a la que no tuvo acceso Dalton). Así, su átomo corresponde a una partícula con masa y carga eléctrica, y así sucesivamente. En la medida que aparece nueva evidencia los modelos son validados, ajustados o decididamente cambiados.

VIII. REPRESENTACIÓN ABREVIADA DEL ÁTOMO

ESTRUCTURA ATÓMICA (ÁTOMO DE CARBONO)



Para poder describir el comportamiento eléctrico de la materia es necesario hacer modificaciones al modelo de Bohr:

1° En el núcleo incluiremos a los protones (partículas de carga positiva), y a los neutrones (partículas de carga neutra o cero), a pesar de que estos fueron descubiertos por **ERNEST RUTHERFORD** en 1918 y **JAMES CHADWICK** en 1932 respectivamente.

2° Ubicaremos a los electrones no en órbitas, sino que, en niveles de energía, los que representan una distancia al núcleo, y que son capaces de acomodar más de un electrón por órbita, a saber:

1^{er} Nivel de Energía: Máximo 2 electrones.

2^{do} Nivel de Energía: Máximo 8 electrones.

3^{er} Nivel de Energía: Máximo 18 electrones.

4^{to} Nivel de Energía: Máximo 32 electrones.

* Recuerde que no debe haber más electrones por nivel de energía, de los que dicho nivel puede acomodar.



Átomo de Sodio

A partir de una forma abreviada de este modelo, estableceremos un diagrama especialmente útil para representar átomos con una gran cantidad de partículas subatómicas, como por ejemplo $20p^+$, $18n^0$, y $20e^-$, para esto basta y sobra con considerar la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo y la cantidad de electrones por nivel de energía en la envoltura. Para esto considere a un átomo de Sodio, el cual contiene 11 protones, 12 neutrones y 11 electrones. En el núcleo debe especificarse dentro de una esfera la cantidad total de protones y neutrones, y en los niveles se deben ubicar los electrones de modo tal que, primero se llenan los niveles desde los más cercanos al núcleo hacia fuera, así los dos primeros electrones se ubican en el primer nivel de energía, los ocho siguientes en el segundo nivel, y el electrón que resta se coloca en el tercer nivel de energía.

* No olvide que, si bien colocamos en el núcleo el total de protones y neutrones, estas son partículas discretas y unitarias, tal como se muestra en la representación del átomo de Carbono, especificada anteriormente.

IX. DESCRIPCIÓN DE UN ÁTOMO

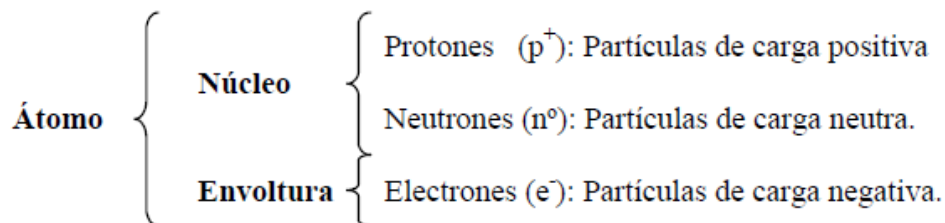
Todos los átomos están formados por protones y neutrones concentrados en su núcleo, el cual aporta casi toda la masa del átomo, y electrones distribuidos en la envoltura, y se identifican por dos tipos de números específicos:

a) Número Atómico (Z): Este número identifica a cada elemento, y es igual a la carga del núcleo en un átomo, es decir, al número de protones, y determina al tipo de átomo que corresponde.

b) Número másico (A): Corresponde a la masa del átomo, y en forma práctica señala el número de nucleones presentes en un átomo.

Entonces, en un átomo: **Z: número atómico = número de protones; A: número másico = número de protones + neutrones.**

De forma general un átomo queda completamente descrito como: A_ZX . Por ejemplo, la representación: ${}^{60}_{27}Co$, indica que corresponde a un átomo de cobalto, y que tiene un Z de 27, es decir, 27 protones (todo átomo de cobalto tiene esa cantidad de protones), y un A de 60, que indica que posee 33 neutrones ($33n^0 + 27p^+ = 60$).



X. TIPO DE ÁTOMOS: ISÓTOPOS, ISÓBAROS E ISÓTONOS

Todo átomo queda determinado como ya se señaló a partir de su número de protones, dicho de otro modo, **dos átomos son del mismo tipo si tienen la misma cantidad de protones, sin importar la cantidad de neutrones y electrones.** Dentro de cada tipo de átomos, podemos encontrar diferentes subtipos. Estos "subtipos" de átomo se denominan isótopos y corresponden a átomos de un mismo elemento (igual Z) que poseen diferente masa (distinto A), es decir, tienen igual cantidad de protones, pero distinta suma de protones y neutrones, lo que consecuentemente implica una distinta cantidad de neutrones; por ejemplo, consideremos los isótopos del átomo de carbono e hidrógeno. La cantidad de isótopos que un átomo tiene varía según el tipo, y no nos es posible determinar una regla que nos permita predecir su cantidad.



* Solo los isótopos del átomo de Hidrógeno tienen nombres especiales, los demás se nombran de acuerdo con el tipo de átomo y a la cantidad de nucleones (protones más neutrones).

Además, existen otras dos clasificaciones:

- 1) los **ISÓBAROS**, que tienen distinto Z, es decir, son átomos de distinto tipo y por tanto tienen un número diferente de protones, pero tiene igual A, es decir, igual masa, pero diferente número de protones.
- 2) los **ISÓTONOS**, que tienen distinto Z, es decir, son átomos de distinto tipo y por tanto tienen un número diferente de protones, pero tienen igual número de neutrones, es decir, diferente A y por tanto distinta masa.

Relación	Tipo de átomo	Z	N° de protones	A	N° de neutrones
Isótopo	Igual	Igual	Igual	Diferente	Diferente
Isóbaro	Diferente	Diferente	Diferente	Igual	Diferente
Isótono	Diferente	Diferente	Diferente	Diferente	Igual

ISÓTOPOS	ISÓBAROS	ISÓTONOS
${}^{14}_7N - {}^{15}_7N$	${}^{18}_8O - {}^{18}_9F$	${}^8_3Li - {}^9_4Be$

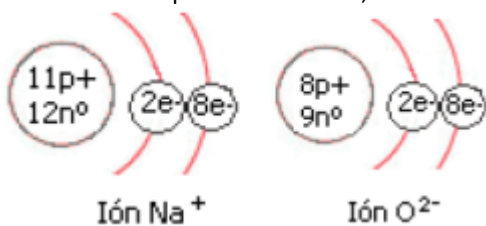
XI. IONES

Corresponden a partículas (átomos o moléculas) cargados eléctricamente debido a un exceso o déficit de electrones, es decir, existe un desbalance entre la cantidad de protones y electrones, se clasifican en:

- Cationes:** Partículas que tienen carga positiva, debido a que pierden electrones, y tienen tantas cargas positivas como el déficit de electrones respecto de protones tenga.
- Aniones:** Partículas que tienen carga negativa, debido a que ganan electrones, y tienen tantas cargas negativas como el exceso de electrones respecto de protones tenga.

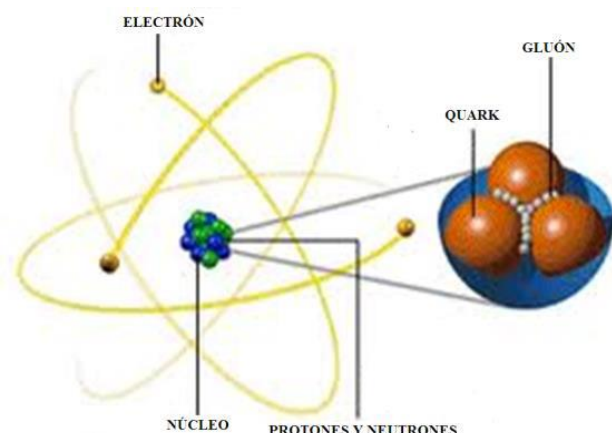
* Los protones, electrones y demás partículas subatómicas no se consideran iones.

Para ilustrar la explicación anterior, consideremos dos iones, uno de Sodio y otro de Oxígeno:



En el caso del catión Na^+ hay más protones (11) que electrones (10), por tanto, adquiere carga positiva, y su diferencia corresponde a la unidad, de modo que su carga total es $1+$, pero el número uno no se especifica, quedando solo $+$. En tanto que el anión O^{2-} tiene más electrones (10) que protones (8) y con una diferencia de dos, así su carga neta es $2-$.

XII. PARTÍCULAS FUNDAMENTALES



Hoy sabemos que la materia está formada por partículas fundamentales, es decir, que no se encuentran conformada por ningún otro tipo de partículas como por ejemplo los electrones. El protón y el neutrón contienen asociadas cargas fraccionarias cuya sumatoria resulta la carga neta de cada partícula. En efecto, el neutrón se compone de dos tipos de quarks (las partículas más pequeñas conocidas en la actualidad). Dos quarks **abajo**, de carga $-1/3$, y un quark **arriba**, cuya carga es de $+2/3$ lo componen, en tanto que el protón se compone de dos arriba y uno abajo. Los quarks se encuentran unidos por gluones (responsables de la fuerza nuclear fuerte, es decir, de mantener unido al núcleo). Además, se conocen otros cuatro tipos de quarks: **extraño** y **base** de carga $-1/3$ y **encanto** y **superior** de carga $+2/3$.

XIII. PREGUNTAS Y PROBLEMAS

1. Diferencia entre la idea de átomo de Demócrito y la de Dalton.
2. Realice un esquema con la evidencia obtenida a partir de los experimentos en tubos de descarga.
3. ¿Cuál es el exacto aporte de Rutherford a la concepción atómica de la materia?
4. Compare desde la evidencia los modelos atómicos de Dalton, Thomson y Rutherford.
5. ¿Qué es el espectro electromagnético? Explique la diferencia entre un espectro electromagnético continuo y discontinuo. ¿Cuándo se produce cada uno?
6. ¿Cuál fue el aporte de Planck, qué ideas nuevas introduce a la física? Explique.
7. ¿Cuál fue el aporte de Einstein, qué ideas nuevas introduce a la física? Explique.
8. ¿Cómo el átomo de Bohr soluciona los problemas que tenía el modelo de Rutherford?
9. ¿Cuál es la falla del modelo de Bohr?
10. Determine el "color" de la emisión cuando el electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel 2 al 1, sabiendo que la diferencia de energía entre esos dos niveles es de $4,364 \times 10^{-18}$ J.
11. ¿Por qué desde el punto de vista del concepto de modelo no es lícito dibujar un átomo de carbono usando el átomo de Bohr?
12. Describa el modelo de átomo propuesto en esta guía.
13. Defina:
 - a) Tipo de átomo;
 - b) Átomo neutro;
 - c) Isótopo;
 - d) Ion;
 - e) Catión;
 - f) Anión;
 - g) Isóbaro;
 - h) Isótono;
 - i) Quark.
14. Represente mediante un diagrama los siguientes átomos neutros. Utilizando su tabla periódica indique a qué tipo de átomo corresponde.
 - a) $2p^+$; $4n^0$; $2e^-$
 - b) $8p^+$; $10n^0$; $8e^-$
 - c) $15p^+$; $18n^0$; $15e^-$
 - d) $26p^+$; $29n^0$; $26e^-$
 - e) $32p^+$; $34n^0$; $32e^-$
 - f) $45p^+$; $50n^0$; $45e^-$
15. De acuerdo con los siguientes isótopos indique para cada uno su Z, A, número de protones y neutrones y señale su nombre.
 - a) ${}^{55}_{26}Fe$
 - b) ${}^{43}_{19}K$
 - c) ${}^{24}_{11}Na$
 - d) ${}^{57}_{27}Co$
 - e) ${}^{203}_{80}Hg$
 - f) ${}^{22}_{11}Na$
16. Encuentre en los problemas 16 y 17 ejemplos de Isótopos, Isóbaros e Isótonos.
17. Establezca la representación abreviada y símbolo para cada ion y átomo neutro.
 - a) $1p^+$; $0n^0$; $0e^-$
 - b) $7p^+$; $11n^0$; $10e^-$
 - c) $15p^+$; $18n^0$; $15e^-$
 - d) $26p^+$; $29n^0$; $24e^-$
 - e) $32p^+$; $34n^0$; $33e^-$
 - f) $29p^+$; $32n^0$; $29e^-$
18. ¿Por qué se forman los iones?
19. ¿Qué son las partículas fundamentales?
20. Demuestre a partir de la carga de los quarks que el protón tiene carga neta $1+$ y que el neutrón tiene carga neta neutra.
21. Si un núcleo atómico presenta valores $Z = 19$ y $A = 39$, entonces la cantidad de neutrones presentes corresponderá a
 - A) 19.
 - B) 20.
 - C) 30.
 - D) 39.
 - E) 58.

22. ¿Cuál de los siguientes pares de átomos corresponden a isóbaros?

- A) ${}^7\text{N}^{14}$, ${}^5\text{B}^{12}$
- B) ${}^{13}\text{Al}^{28}$, ${}^{12}\text{Mg}^{28}$
- C) ${}^6\text{C}^{12}$, ${}^6\text{C}^{14}$
- D) ${}^8\text{O}^{15}$, ${}^8\text{O}^{16}$
- E) ${}^5\text{B}^{11}$, ${}^6\text{C}^{12}$

23. Para el elemento ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ los valores de A, p⁺, n^o y e⁻, respectivamente, son

- A) 40, 20, 20 y 18.
- B) 20, 20, 20 y 20.
- C) 40, 20, 20 y 20.
- D) 20, 18, 20 y 18.
- E) 40, 18, 20 y 20.

24. El modelo atómico que suscitó la idea del átomo como estructura eléctrica fue el

- A) de Dalton.
- B) de Rutherford.
- C) de Bohr.
- D) mecano-cuántico.
- E) de Thomson.

25. Los siguientes postulados sobre el átomo:

- El átomo es una esfera indivisible y cada elemento está formado por átomos idénticos en masa y distintos a los otros elementos.
- Un electrón absorbe energía cuando salta de una órbita más interna hacia otra más externa.
- El átomo posee dos regiones básicas: el núcleo y la electrósfera.

Fueron propuestos, respectivamente, por los científicos

- A) Dalton, Rutherford y Bohr.
- B) Lavoisier, Bohr y Rutherford.
- C) Proust, Lavoisier y Dalton.
- D) Lavoisier, Rutherford y Dalton.
- E) Dalton, Bohr y Rutherford.

26. ¿Cuál de los siguientes enunciados es uno de los postulados del modelo atómico de Bohr?

- A) Existen zonas de alta probabilidad de encontrar un electrón, llamados orbitales.
- B) Todos los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y otras propiedades.
- C) Entre dos niveles de energía existen infinitos estados intermedios que un electrón puede adoptar.
- D) La mayor parte del átomo es espacio vacío.
- E) Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo del átomo sin irradiar energía.

27. El número de electrones presentes en un ion X⁵⁺ con un valor Z = 20 y A = 41 será de

- A) 10.
- B) 15.
- C) 20.
- D) 25.
- E) 40.

28. Las especies neutras ${}_{30}\text{Zn}^{64}$ y ${}_{29}\text{Cu}^{64}$ tienen igual número de

- A) protones.
- B) electrones.
- C) neutrones.
- D) protones + electrones.
- E) protones + neutrones.

29. Todos los átomos del elemento nitrógeno tienen igual

- A) número atómico.
- B) número másico.
- C) cantidad de neutrones.
- D) número de partículas nucleares.
- E) masa atómica.