



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

Área	Ciencias Naturales	Inicio	20 de abril	Docente	Yuris A. Rojas R.
Asignatura	Química	Entrega	4 de mayo	Teléfono	3017831234
Eje Temático	MODELO ATÓMICO				
Objetivos de Aprendizaje	<i>- Demostrar conocimiento y comprensión de los hechos esenciales, conceptos, principios, teorías y leyes relacionadas con la Química a través de la curiosidad científica generando un compromiso potencial con la sociedad.</i> <i>- Interpretar la estructura atómica y molecular, desarrollar configuraciones electrónicas, y explicar su valor predictivo en el estudio de las propiedades químicas de los elementos.</i>				
FASES	ACTIVIDADES				
INTRODUCCIÓN	Cada uno de los objetos que puedes ver a tu alrededor ocupa un espacio y puede medirse. Estos objetos reciben el nombre de materia, por lo tanto, podemos decir que la materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. En el siglo V a. C., Demócrito postuló que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles: los átomos. Estos no se pueden dividir, por tanto el átomo es la unidad constituyente más pequeña de la materia que posee las propiedades de un elemento químico.				
DESARROLLO	El átomo está formado por un núcleo con protones y neutrones y por varios electrones en sus orbitales, cuyo número varía según el elemento químico. A principios del siglo XIX, el químico inglés J. Dalton retomó la idea de los átomos en su teoría atómica, en la que consideró que estos eran esferas indivisibles y elementales constituyentes de la materia. Átomo Núcleo Corteza Protones Neutrones Electrones Teoría de Dalton En 1808, John Dalton enunció su célebre teoría atómica que justifica estos postulados. - La materia está formada por pequeñas partículas, separadas e indivisibles, llamadas átomos. - La materia que tiene todos sus átomos iguales es un elemento. - Los átomos de los diferentes elementos se distinguen por su masa y sus propiedades. - Los átomos de elementos distintos pueden unirse en cantidades fijas para originar compuestos. - Los átomos de un determinado compuesto o átomos compuestos son también iguales en masa y en propiedades. Tres años más tarde, en 1811, el químico italiano Amadeo Avogadro denominó moléculas a los átomos compuestos de Dalton. Para resolver cómo se situaban las partículas dentro de los átomos, surgieron, a partir de principios del siglo XX, distintos modelos atómicos. Un modelo es una simplificación de la realidad, utilizada para explicar los hechos experimentales. Si aparece un hecho experimental que no se explica con un modelo, este debe modificarse o rechazarse. Teoría de Thomson En 1904, Joseph J. Thomson propuso un modelo muy elemental: el átomo está constituido por una esfera de materia con carga positiva, en la que se encuentran encajados los electrones en número suficiente para neutralizar su carga. La distribución de las cargas propuesta por Thomson explicaba la aparición de los rayos catódicos y los rayos canales: - Al desprenderse los electrones de los átomos, forman los rayos catódicos, que se desplazan hacia el ánodo. - El resto del átomo, con carga positiva, se dirige hacia el cátodo y forma los rayos canales.				

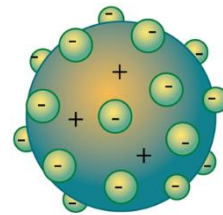


INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

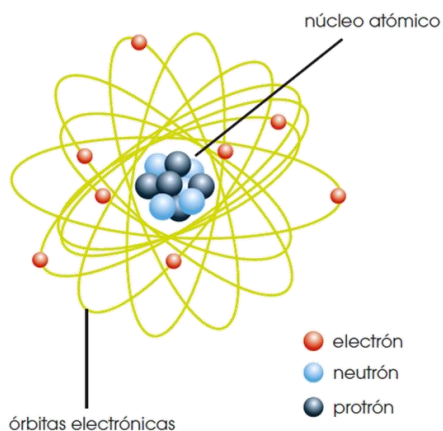
El modelo atómico propuesto por Thomson tuvo una vida muy corta, pero fue de gran importancia, ya que constituye el inicio del estudio profundo del átomo.

El átomo está formado por protones y electrones. El físico inglés J. J. Thomson (1856-1940) constató que los rayos catódicos estaban constituidos por partículas negativas cuya naturaleza era independiente del gas que se encerrara en el tubo. Este hecho le llevó a pensar que las partículas en cuestión debían ser partículas constituyentes fundamentales de toda la materia: los electrones. En 1911, el físico americano R. Millikan determinó experimentalmente el valor de la carga del electrón. De ese dato, y de otros anteriores, se dedujo el valor de su masa.



Las partículas de los rayos canales con menor masa correspondían al elemento más ligero, el hidrógeno. Además, la carga de estas partículas y la del electrón eran iguales en valor absoluto, aunque sus masas fuesen muy diferentes. Por este motivo, se consideró que el núcleo de hidrógeno debía constituir otra partícula fundamental del átomo: el protón. El protón fue observado por primera vez en 1919 por Rutherford y Chadwick, al bombardear ciertos átomos con partículas alfa. Su masa es unas 1840 veces la masa del electrón.

Teoría de Rutherford



Rutherford dedujo que en el centro del átomo hay un diminuto corpúsculo, al que llamó núcleo, en el que se encuentran las partículas de carga positiva, los protones. Intuyó la presencia de neutrones en el núcleo. El descubrimiento del núcleo lo condujo a establecer un nuevo modelo atómico. Propuso que:

La mayor parte de la masa y toda carga positiva del átomo se concentran en una minúscula zona central de gran densidad, el núcleo.

El átomo, mucho mayor que el núcleo, incluye la corteza electrónica, que es la región donde los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo.

El átomo es neutro porque el número de electrones es igual al de protones.

Elementos químicos e isótopos

En la primera década del siglo XX H. Moseley (1887-1915) midió con exactitud la carga nuclear positiva de distintos elementos químicos. Sus resultados permitieron asignar un número atómico a cada uno de los elementos.

	Electrón	Protón	Neutrón
Carga	$-1,602\ 189 \times 10^{-19}\text{ C}$	$+1,602\ 189 \times 10^{-19}\text{ C}$	0
Masa	$9,109\ 534 \times 10^{-31}\text{ kg}$	$1,672\ 649 \times 10^{-27}\text{ kg}$	$1,674\ 954 \cdot 10^{-27}\text{ kg}$

El **número atómico, Z**, de un elemento químico representa la carga nuclear positiva de sus átomos, es decir, el número de protones que estos contienen en el núcleo. Así, un elemento químico se caracteriza por su número de protones o número atómico. Si el átomo es neutro, este valor coincide también con el número de electrones.

¿Un mismo elemento puede tener átomos de masas distintas?

El científico inglés F. W. Aston (1877-1945) demostró que el neón natural contiene dos clases de átomos, con el mismo número atómico pero diferente masa. Así, los átomos de un mismo elemento pueden tener un número variable de neutrones. Como consecuencia, su masa también es variable. Por ello, es importante conocer tanto el número atómico de un átomo como su número másico.

El **número másico, A**, de un átomo es el número de nucleones que contiene su núcleo, es decir, la suma de los protones y neutrones que lo forman. Si designamos como N el número de neutrones, resulta el siguiente valor para el número másico:

$$A = Z + N$$



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

Así, el núcleo de los átomos de un elemento químico está compuesto por un número fijo de protones y un número variable de neutrones.

Las distintas formas atómicas de un mismo elemento que difieren en su número másico debido a que poseen distinto número de neutrones se denominan isótopos. Para caracterizar a un isótopo de un elemento, se indican su número atómico, que identifica al elemento, y su número másico, que identifica al isótopo.

$\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}$
X = símbolo del elemento
Z = número atómico
A = número másico

Ejemplo: Para determinar el número atómico (Z); el número de neutrones (N); el número másico (A); y el número de electrones del isótopo: ${}_{94}^{239}\text{Pu}$

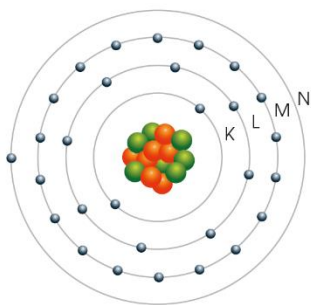
Anotamos el número atómico, $Z = 94$, y el número másico, $A = 239$, y hallamos el número de neutrones:

$$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z \Rightarrow N = 239 - 94 = 145$$

En un átomo neutro, el número de electrones es igual al de protones y, por tanto, igual al número atómico. Así, hay 94 electrones.

En el isótopo ${}_{94}^{239}\text{Pu}$: $Z = 94$; $N = 145$; $A = 239$, y hay 94 electrones.

El modelo planetario de Bohr



En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un nuevo modelo atómico. Para Bohr, los electrones giraban en torno al núcleo en órbitas circulares de radios definidos, pero no en todas las órbitas, pues para él existían órbitas permitidas y otras prohibidas. En cada una de estas órbitas solo puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada. Para que un electrón cambie de órbita, es necesario modificar su energía en una cantidad determinada. El parecido del modelo con los modelos planetarios, y el hecho de que interpretara ciertos sucesos experimentales, que por entonces carecían de explicación, hicieron que tuviera un éxito inmediato.

Hacia 1925, nuevos avances, tanto experimentales como teóricos, obligaron a proponer un nuevo modelo: el modelo atómico de orbitales. A partir de los trabajos de científicos como Max Planck, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y otros, se ha establecido el modelo atómico actual.

En este modelo, los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo, como había supuesto Rutherford, sino que se encuentran distribuidos ocupando orbitales. Este modelo es acertado a nivel atómico y molecular (moléculas, átomos y partículas subatómicas).

Teoría de Planck

Los cuerpos sólidos calientes emiten radiación que depende de la temperatura a la que se encuentren. Por ejemplo, un hierro muy caliente emite un resplandor rojo, y una lámpara de incandescencia, luz blanca. A finales del siglo XIX, se llevaron a cabo numerosos intentos de relacionar la longitud de onda de la radiación y la temperatura del cuerpo, pero no se alcanzó un éxito completo. El físico alemán M. Planck (1858-1947) estudió, en 1900, la radiación emitida por el cuerpo negro. Planck dedujo que la energía emitida por el cuerpo mediante la radiación de una determinada frecuencia era múltiplo de una cantidad de energía elemental que llamó *cuanto*, y era independiente de la temperatura.

Einstein, en 1905, utilizó la teoría de Planck y creó la teoría corpuscular, para explicar que la luz estaba formada por paquetes de energía llamados fotones.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

Número cuánticos

Cada electrón del átomo está representado por cuatro números cuánticos:

-  n: número cuántico principal.
-  l: número cuántico orbital o de momento angular.
-  ml: número cuántico magnético.
-  ms: número cuántico de spin.

Número cuántico principal (n)

El número cuántico principal (n) solo puede tomar valores naturales 1, 2, 3, 4... Cada valor designa un nivel, el cual está relacionado con el tamaño y la energía del orbital. A mayor valor de n, mayor es la distancia promedio del electrón respecto al núcleo. El primer nivel es el de menor energía, y los siguientes, cada vez más alejados del núcleo, tienen energías mayores.

Número cuántico secundario (l)

El número cuántico secundario toma valores enteros ($l = n - 1$):

s = 2

p = 6

d = 10

f = 14

Este número está relacionado con la forma del orbital que ocupa el electrón. Un orbital atómico es una región del espacio, en torno al núcleo, donde la probabilidad de encontrar el electrón con una determinada energía es muy grande.

Número cuántico magnético (ml)

Sus valores dependen del valor de l, de manera que puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$, incluido el cero. Está relacionado con la orientación del orbital en el espacio.

Distribución de electrones por niveles y orbitales										
Nivel de energía (n)	1	2		3			4			
Número total de orbitales (n^2)	1	4		9			16			
Tipo de orbitales	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
Número de orbitales de cada tipo	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7
Denominación de los orbitales	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
Número máx. de electrones en los orbitales	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Número máximo de electrones por nivel	2	8		18			32			

Número cuántico spin (ms)

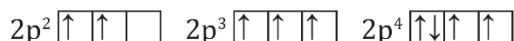
Solo puede tomar los valores $+1/2$ y $-1/2$. Está relacionado con el giro del electrón respecto a su eje, lo que genera un campo magnético con dos posibles orientaciones, según el sentido del giro.

Distribución electrónica

La configuración electrónica fundamental se obtiene, en la práctica, a partir de tres reglas o principios: regla de la construcción, principio de exclusión de Pauli y regla de la máxima multiplicidad de Hund:

1. "La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo en orden creciente de energía".
2. "Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales".
3. "Cuando varios electrones ocupan orbitales degenerados, de la misma energía, lo harán en orbitales diferentes y con spines paralelos (electrones desapareados), mientras sea posible".

Por ejemplo, si deben colocarse tres electrones en orbitales 2p, lo harán desapareados, es decir, en orbitales diferentes. En cambio, si se trata de cuatro electrones, dos de ellos deben aparearse (se colocan en el mismo orbital), mientras que los otros dos permanecen desapareados (en orbitales diferentes).





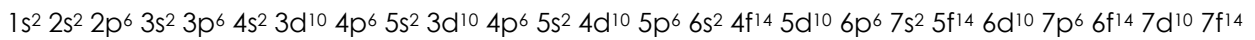
INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

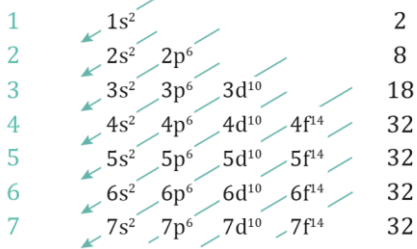
Diagrama de Moeller

La distribución de los electrones de un átomo en orbitales recibe el nombre de configuración electrónica. Cuando esta es la de menor energía, se trata de la configuración electrónica fundamental.

A partir del diagrama de los niveles energéticos nos da a conocer la secuencia para llenar los orbitales siendo:



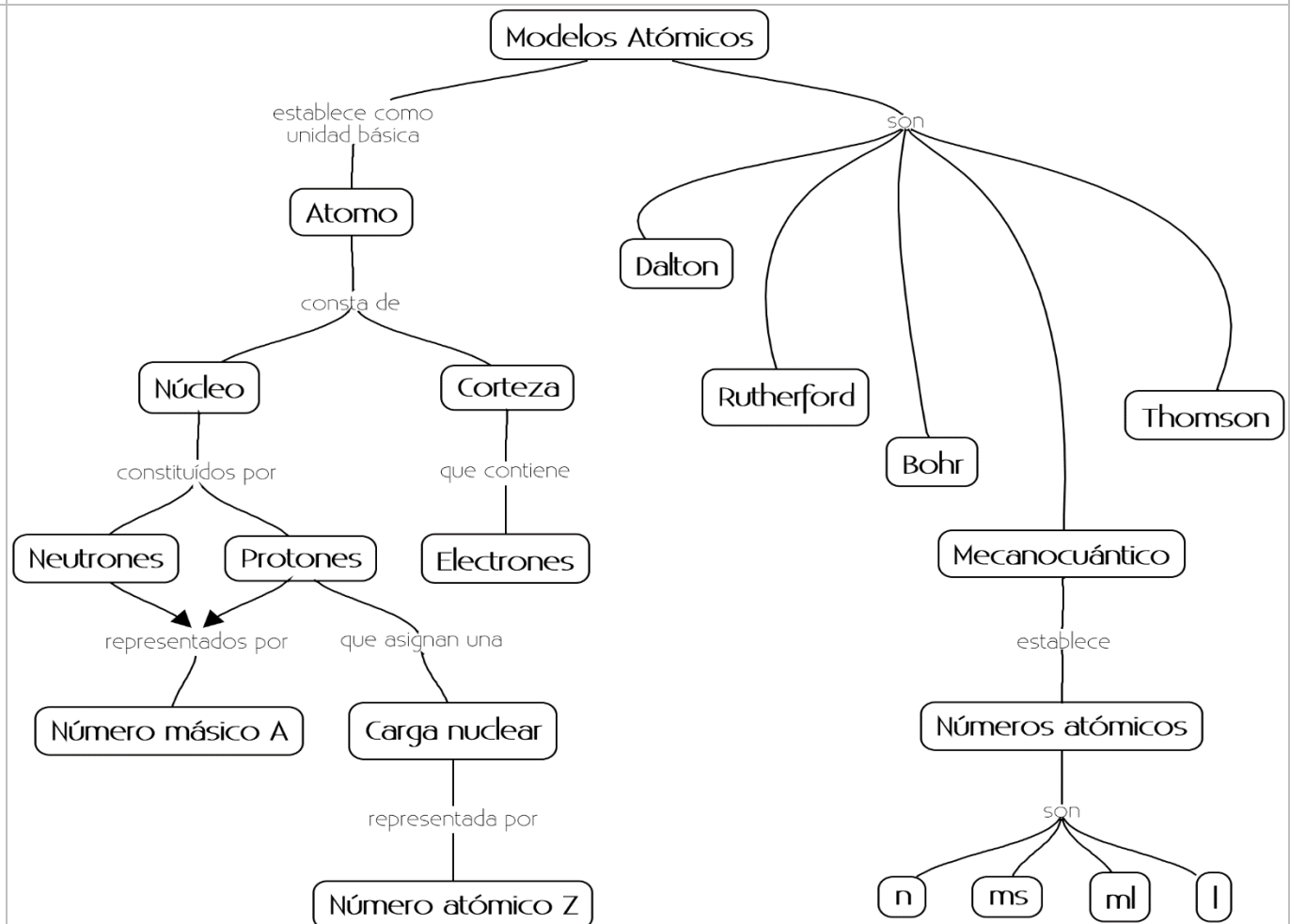
Niveles



electrones

Átomo	Z	Configuración electrónica	Orbitales
Li	3	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
Be	4	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$

AFIANZAMIENTO





INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Décimo

EVALUACIÓN	1. Completa la siguiente tabla.																														
	<table><tr><th>Elemento</th><th>Símbolo</th><th>A</th><th>Z</th><th>N</th></tr><tr><td>Flúor</td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Sodio</td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Mercurio</td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Francio</td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Argón</td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>	Elemento	Símbolo	A	Z	N	Flúor					Sodio					Mercurio					Francio					Argón				
	Elemento	Símbolo	A	Z	N																										
	Flúor																														
	Sodio																														
Mercurio																															
Francio																															
Argón																															
2. Contesta verdadero o falso al siguiente postulado, y argumenta tu respuesta: -Los electrones giran alrededor del nucleo en orbitas estacionarias emitiendo energia. ()																															
3. Calcula el número de protones, neutrones y electrones en las siguientes formas atómicas: a. $^{12}_6C$ b. $^{39}_{19}K$ c. $^{200}_{80}Hg$ d. $^{56}_{26}Fe$																															
4. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos: a. Nitrógeno (Z = 7) b. Estroncio (Z = 38) c. Cloro (Z = 17) d. Magnesio (Z = 12) e. Fósforo (Z = 15) f. Berilio (Z = 4) g. Calcio (Z = 20)																															
RECURSOS	- Guía didáctica. - Archivos multimedia de las referencias. - Sesión virtual a través de Whatsapp. - Blog de docente: https://yrojasbactso.wixsite.com/maestro																														
BIBLIOGRAFÍA	Observa estos datos curiosos:  Estructura atómica. https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:estructura-atomica  Teoría de átomo. https://youtu.be/SUQifUUm-bE  Grandes genios de la humanidad: El átomo, John Dalton y Niels Bohr. https://youtu.be/0UPRyzlWC6k																														