

Antecedentes de Química

Autora:

Violeta Luz María Bravo Hernández

CONTENIDO

1. Descubrimiento del electrón, protón y neutrón.
2. Modelo atómico de Thomson.
3. Modelo atómico de Rutherford.
4. Modelo atómico de Bohr.
5. Números cuánticos.
6. Tabla periódica y los elementos que la constituyen.
7. Enlaces iónico.
8. Enlace covalente.
9. Enlace metálico.
10. Concepto de mol.
11. Cálculos sobre reacciones químicas.
12. Disoluciones.
13. La fase gaseosa y la ecuación del gas ideal.
14. Concepto de entalpia de reacción.
15. Concepto de constante de equilibrio de una reacción química.
16. Leyes de Faraday y la electrólisis.
17. Pilas.
18. Principales grupos funcionales de la Química Orgánica.

AL FINAL DE LA PRESENTACIÓN SE ENLISTAN LAS DIRECCIONES ELECTRÓNICAS DE DONDE PROCEDEN LOS DIBUJOS Y FIGURAS UTILIZADOS.

1. DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN, PROTÓN Y NEUTRÓN

En 1897, el físico inglés Joseph John Thomson (1856-1940) trabajó con los tubos de rayos catódicos y sus resultados de laboratorio evidenciaron que la materia en general está constituida de rayos catódicos, a los cuales identificó como partículas con una carga negativa, con masa y que viajan en línea recta; cada una de estas características las demostró haciendo modificaciones en el tubo de rayos catódicos.

Posteriormente Thomson cuantificó la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos, cuyo valor experimental es:

1.7588×10^{11} (C/kg).



Figura 1

Pero, ¿qué son los rayos catódicos y cómo se obtienen?

Los rayos catódicos son electrones que se generan en un tubo de vidrio a bajas presiones, que básicamente contiene un cátodo, un ánodo y un gas. Como consecuencia de aplicar una diferencia de potencial elevada entre los electrodos, emanan del cátodo unos rayos que se dirigen en línea recta rumbo al ánodo. Precisamente el hecho de que salen del cátodo les dio su nombre. Un tubo de rayos catódicos rudimentario, se presenta a continuación:



Figura 2

Thomson originalmente integró un campo eléctrico y magnético en el tubo de rayos catódicos, parecido al que se presenta a continuación:

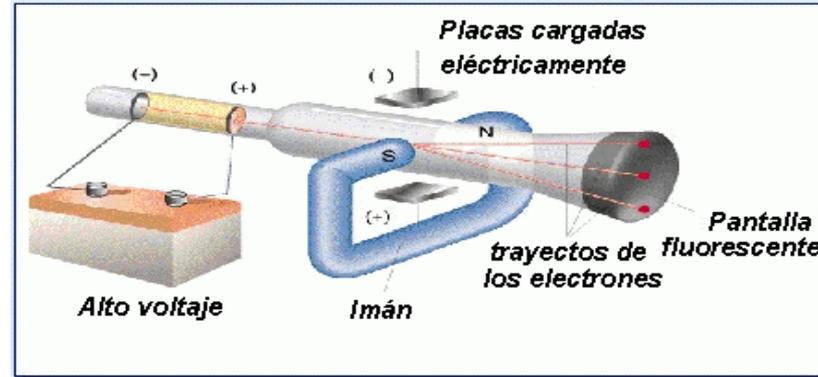


Figura 3

También hizo variaciones del tubo, por ejemplo, usó una cruz de vidrio para demostrar que los rayos catódicos viajan en línea recta, de tal forma que cuando los rayos chocaban con ésta, se proyectaba su sombra en la parte posterior.



Figura 4

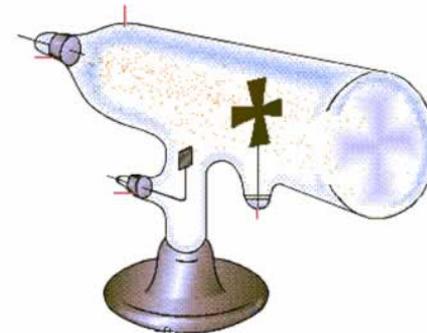


Figura 5

Para demostrar que tienen masa, colocó un rehilete en un riel, de manera que cuando los rayos chocaban con el rehilete, éste se movía.

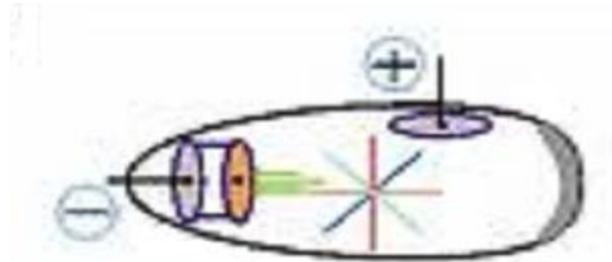


Figura 6

Fue un hecho experimental que los rayos catódicos tienen carga negativa ya que se desviaron hacia la placa positiva al entrar a la zona de campo eléctrico.

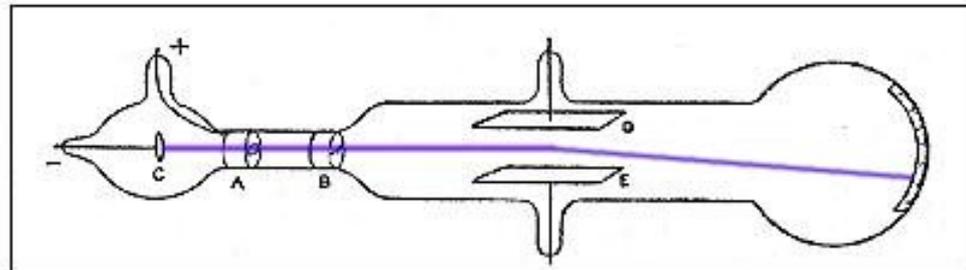


Figura 7

DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN

Goldstein en 1886 trabajó en el tubo de rayos canales, que básicamente cuenta con los mismos elementos que el tubo de rayos catódicos pero con el cátodo perforado y colocado en el centro.

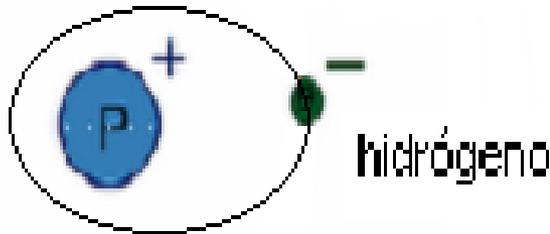


Figura 8

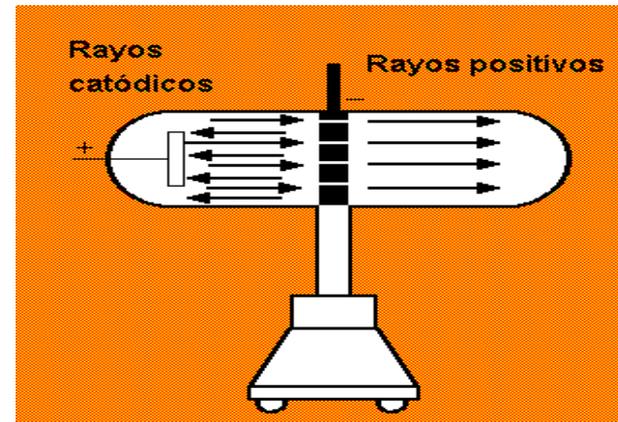


Figura 9

En el tubo se observa la presencia de rayos catódicos que viajan en dirección al ánodo; como el tubo contiene hidrógeno gaseoso, éste sufre una ionización de manera que se genera un haz de partículas positivas que es repelido por el ánodo y que pasa por los orificios del cátodo, de ahí el nombre de rayos canales. De esta forma, se observan dos tipos de rayos que viajan en direcciones contrarias.

Al calcular la relación entre la carga y la masa de los rayos canales se obtiene un cociente más chico que el de los rayos catódicos, ya que el electrón y el protón tienen la misma magnitud de carga, pero la masa del protón es 1800 veces mayor que la del electrón.

$$\frac{q_e}{m_e} > \frac{q_p}{m_p}$$

EL DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

El físico inglés James Chadwick bombardeó una lámina de berilio con partículas alfa (átomos de helio doblemente ionizados), el metal emitió una radiación electromagnética de alta energía, que posteriormente le dio el nombre de neutrones, ya que demostró que eran partículas neutras con una masa ligeramente mayor que la de los protones.

En un tubo de rayos canales puede existir deuterio, que al ionizarse se queda con un protón y un neutrón, éste último aporta masa y no carga. Al aplicar una diferencia de potencial en el tubo al vacío, se van a observar dos corrientes de partículas, una que va de cátodo hacia ánodo y otra, que va de ánodo hacia cátodo y que pasa por los orificios del mismo.

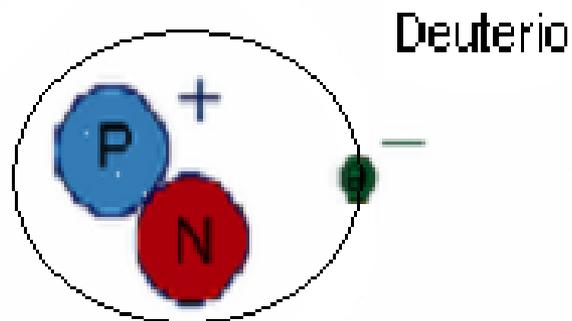


Figura 10



Figura 11

Si se calcula la relación entre la carga y la masa de los rayos canales con deuterio se va a obtener un cociente más chico que el de los rayos catódicos.

$$\left(\frac{q_p}{m_{p+n}} \right) < \left(\frac{q_e}{m_e} \right)$$

2. MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Después de que Thomson descubrió los electrones, propuso un modelo atómico en el cual aparecen empotrados en una masa compacta y electrificada positiva.

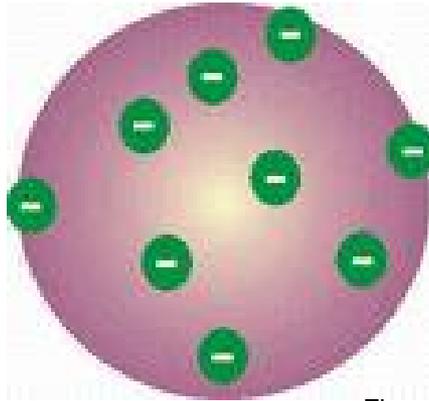


Figura 12

Este modelo es conocido como el modelo del pastel o budín con pasas. Cabe mencionar, que sus experimentos de laboratorio con los tubos de rayos catódicos aportaron mucho a la ciencia, ya que determinó la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos, además demostró las características de los mismos, las cuales son: tienen carga negativa, tienen masa y viajan en línea recta.

3. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Rutherford aportó tres cosas importantes a la ciencia:

- Los experimentos con radiactividad.
- El experimento de la lámina de oro.
- Su modelo atómico.

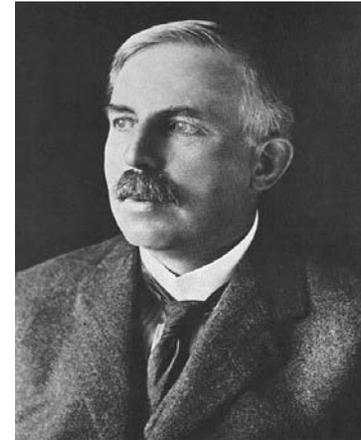


Figura 13

LOS EXPERIMENTOS CON RADIATIVIDAD

Colocó en un bloque de plomo un elemento radiactivo, con un campo eléctrico y una pantalla fluorescente.

El elemento radiactivo se descompone, de la forma siguiente:

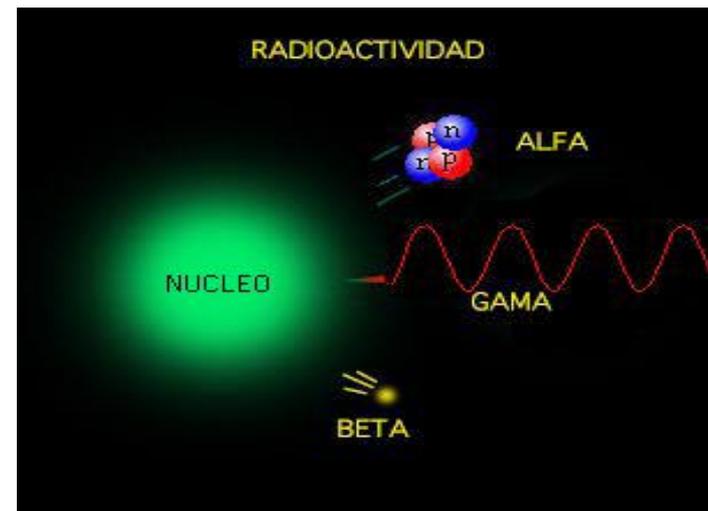


Figura 14

Los rayos alfa se desvían hacia la placa negativa, por lo que tienen carga positiva; los rayos beta, se desvían hacia la placa positiva, por lo que tienen carga negativa y los rayos gamma, que no tienen carga, no desvían su trayectoria.

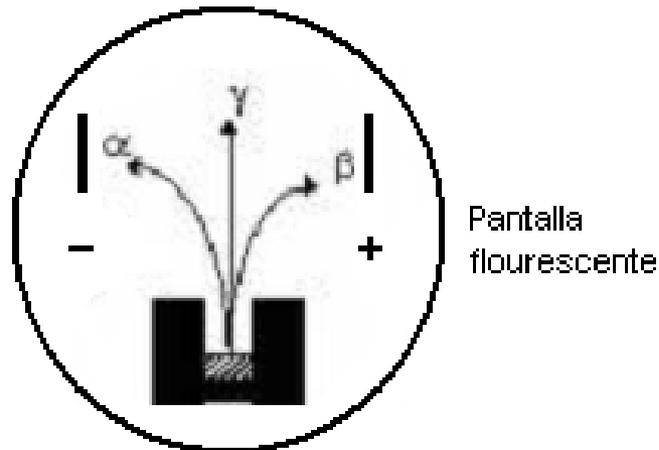


Figura 15

Los rayos alfa son átomos de helio doblemente ionizados; los rayos beta son rayos catódicos (electrones) y los rayos gamma son poderosas radiaciones invisibles.

EL EXPERIMENTO DE LA LÁMINA DE ORO

Con el experimento de la lámina de oro, Rutherford descubrió el núcleo atómico.

Bombardeó una placa muy delgada de oro con rayos alfa. En virtud de que Thomson declaraba que el átomo era una masa compacta positiva en donde se encontraban empotrados los electrones, Rutherford pensó que de tener razón Thomson, la mayoría de los rayos alfa, no pasarían a través de la placa.

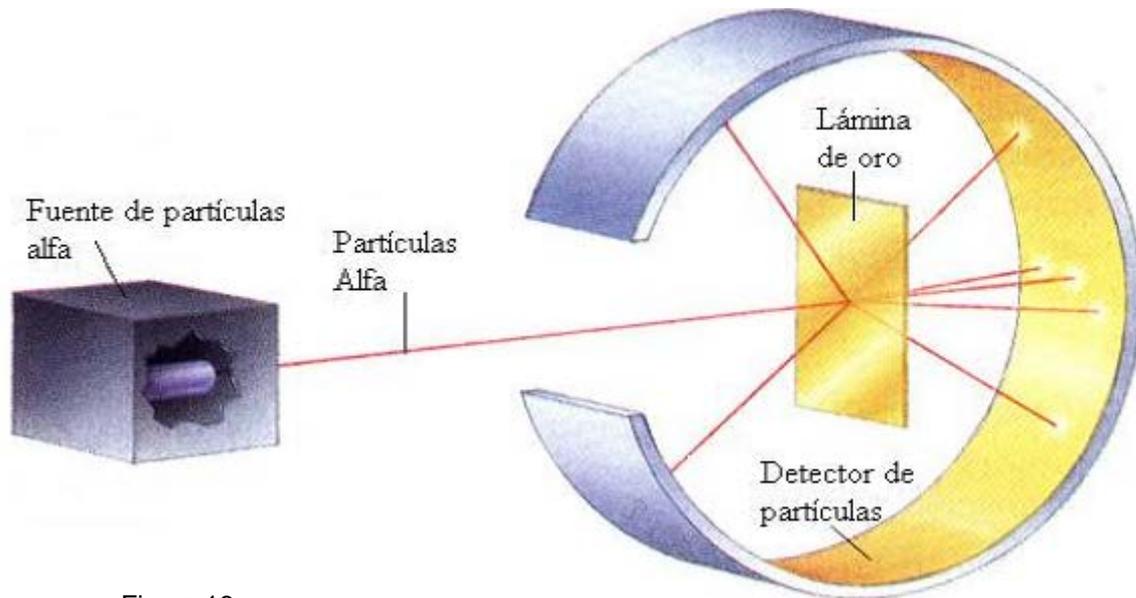
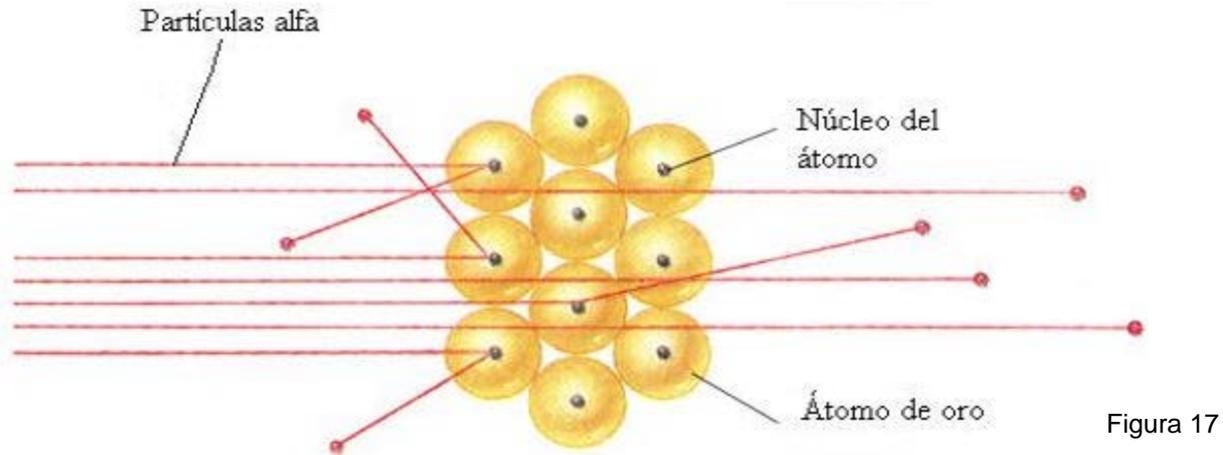


Figura 16

Sin embargo, la mayoría de los rayos atravesaron la placa de oro sin ningún problema y sólo unos cuantos se desviaron de su trayectoria un poco o completamente.



Rutherford supuso que los rayos que se desviaron poco “chocaban” tangencialmente contra “algo” y los otros, chocaban de frente, por eso se desviaron más.

Ese “algo” contra lo que chocaban debía estar muy sujeto en el átomo, tanto, que las partículas alfa no dañaban la placa de oro, así llamó a ese “algo”, el núcleo atómico.

EL MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En 1911, Rutherford propuso una teoría atómica nueva, basada en sus observaciones experimentales, cuyos postulados indican lo siguiente:

1. El átomo es en su mayoría espacio vacío.
2. Existe un núcleo en donde se encuentra concentrada la mayor parte de la masa del átomo.
3. En el núcleo atómico se encuentra concentrada la carga positiva.
4. En un átomo neutro, la cantidad de protones debe ser igual a la cantidad de electrones.
5. Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas que no están bien definidas.

En 1920, Rutherford y otros investigadores, propusieron la existencia de otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, la cual debía tener una masa semejante a la de los protones, pero sin carga eléctrica, el neutrón.

4. MODELO ATÓMICO DE BOHR

Antes de comentar las aportaciones de Bohr, es conveniente explicar qué son los espectros de emisión. Interesan los que se obtienen con elementos gaseosos, en tubos de descarga, como se muestra a continuación:

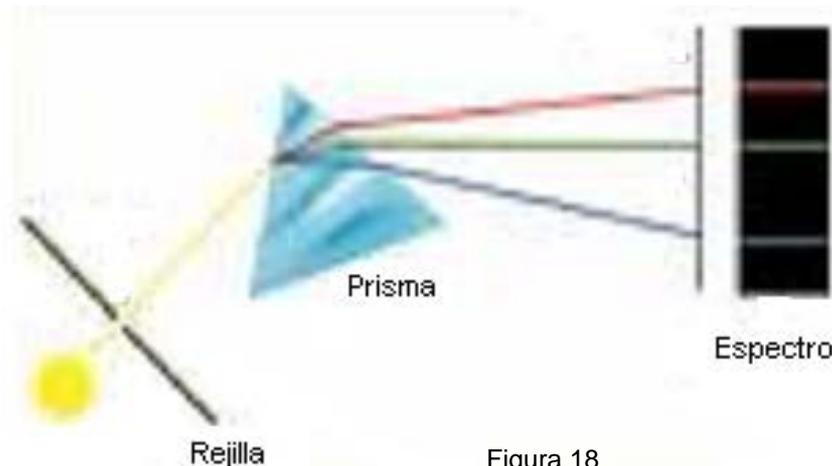


Figura 18

Cada elemento tiene un espectro de emisión único y característico; se puede generar en un tubo de descarga, la luz que emite el elemento se pasa a través de un prisma, en donde se descompone en cada uno de sus componentes, de acuerdo a su longitud de onda. Estas líneas se hacen incidir en una placa fotográfica, donde aparecen como líneas brillantes sobre fondo oscuro.



Figura 19

En 1913, el físico danés Niels Bohr dio a conocer una explicación del espectro de emisión del hidrógeno. El modelo matemático que propuso aplica exclusivamente para el átomo de hidrógeno, en el cual el electrón se mueve en órbitas circulares alrededor del núcleo, pero imponía restricciones rigurosas que menciona en el primer postulado.

Bohr propone un modelo atómico cuyos postulados son los siguientes:

1. Las únicas órbitas en las que puede moverse un electrón son aquellas en las que su momento angular es $(nh)/(2\pi)$, en donde n es un número entero. Cuando el electrón se encuentra en esa órbita, no se emite energía, se habla de estados estacionarios o sin radiación.
2. Cuando un átomo absorbe o emite energía, lo hace en cuantos completos de cantidad hf , de acuerdo a la ecuación siguiente:

$$E_i - E_f = hf$$

Bohr propone una ecuación para calcular la longitud de onda que se emite cuando el electrón del átomo de hidrógeno salta de una órbita inicial a una órbita final, en el proceso de emisión.

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right]$$

λ es la longitud de onda que el átomo emite.

R es la constante de Rydberg, con un valor de $10.9737 \times 10^6 \text{ [m}^{-1}\text{]}$.

Z es el número atómico del elemento.

n_f es el nivel final de energía, el más cercano al núcleo.

n_i es el nivel inicial de energía, el más externo al núcleo.

En este esquema se muestra un ejemplo del salto de un electrón del nivel inicial 2 al nivel final 1. Con la ecuación de Planck puede calcularse el cambio de energía :

$$\Delta E = (hc)(\lambda)^{-1}.$$

h es la constante de Planck.

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ [Js]}.$$

c es la rapidez de la luz en el vacío.

$$c = 3 \times 10^8 \text{ [ms}^{-1}\text{]}.$$

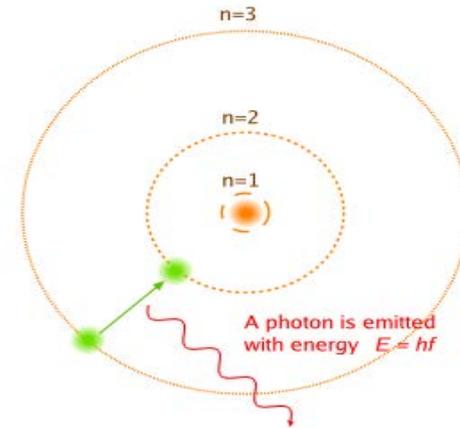


Figura 20

Por otro lado, la longitud de onda que el átomo emite, puede ubicarse en el espectro electromagnético, y determinar la radiación a la que pertenece.

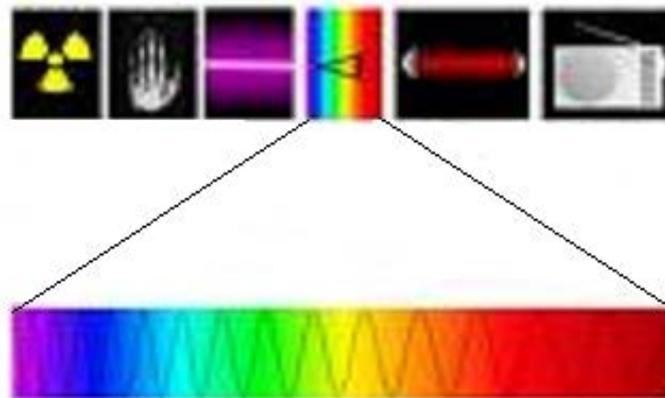


Figura 21

5. NÚMEROS CUÁNTICOS

Las aportaciones de muchos científicos fueron articuladas en el pensamiento del físico austriaco Erwin Schödinger, quien propuso



Figura 22

una ecuación llamada ecuación de Schödinger, cuya solución da lugar a los números cuánticos. Se necesita un conjunto de tres números cuánticos para describir a un electrón, porque los electrones en los átomos se mueven en el espacio tridimensional. El volumen en el espacio donde es probable encontrar un electrón con determinada energía se llama orbital.

NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL (n)

Determina la energía del electrón, también es una medida del tamaño del orbital, a medida que el valor de n es mayor, el orbital del electrón es de tamaño mayor.

NÚMERO CUÁNTICO DE MOMENTO ANGULAR (l)

Los electrones de una capa dada, pueden agruparse en subcapas, cada una de las cuales se caracteriza por un valor distinto del número cuántico (l) y por una forma característica.

Cada valor de l corresponde a un tipo de orbital diferente con forma distinta.

NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m)

El número cuántico magnético, describe la orientación del orbital en el espacio.

En la tabla siguiente se resumen los valores permitidos para los tres números cuánticos.

n	l	m	Número y tipo de orbitales en la subcapa
1	0	0	Un orbital 1s
2	0	0	Un orbital 2s
	1	-1, 0, +1	Tres orbitales 2p
3	0	0	Un orbital 3s
	1	-1, 0, +1	Tres orbitales 3p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	Cinco orbitales 3d
4	0	0	Un orbital 4s
	1	-1, 0, +1	Tres orbitales 4p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	Cinco orbitales 4d
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	Siete orbitales 4f

En términos generales puede decirse que:

n indica la capa en la que se encuentra el electrón, l indica la subcapa dentro de esa capa y m representa el número de orbitales dentro de esa subcapa.

NUMERO CUÁNTICO DE GIRO (s)

Para tomar en cuenta el giro del electrón, fue preciso añadir un cuarto número cuántico, que toma valores de $+1/2$ y $-1/2$.

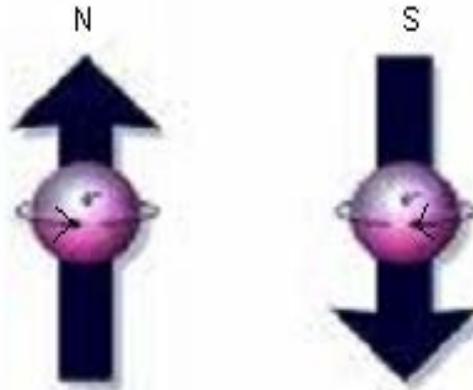


Figura 23

Cuando gira una carga se genera un campo magnético y este movimiento es el responsable de que el electrón se comporte como un imán. La figura muestra los dos posibles giros del electrón, uno en el sentido de las manecillas de un reloj y el otro en sentido contrario.

En la primera capa electrónica $n=1$, l puede tener únicamente el valor de cero, de modo que m también debe tener el valor de cero.

Cuando $n=2$, l puede tener dos valores 0 y 1, de modo que en la segunda capa hay dos subcapas o dos tipos de orbitales. Una de ellas es la subcapa 2s y la otra, es la subcapa 2p. Como los valores de m pueden ser -1, 0, y +1 cuando $l=1$, hay tres orbitales p. Como los tres tienen $l=1$, todos poseen la misma forma. Pero los distintos valores de m indican que su orientación espacial es diferente. De este modo, cuando $l=1$, hay orbitales p y siempre hay tres de ellos.

Cuando $n=3$ son posibles tres subcapas porque l tiene valor de 0, 1 y 2. Dos de las subcapas dentro de la capa $n=3$ son 3s y 3p. La tercera subcapa es la d, indicada por $l=2$. Como m tiene cinco valores cuando $l=2$, en la subcapa $l=2$ hay cinco orbitales d, con valores de m de -2, -1, 0, +1 y +2.

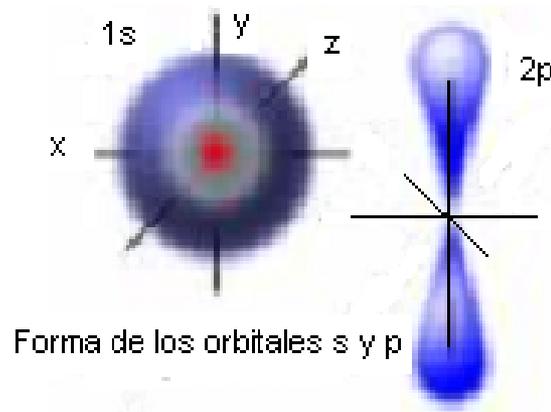


Figura 24

Ejercicio: proponga el valor de cada uno de los números cuánticos para los electrones del magnesio.

Resolución:

La configuración electrónica del magnesio ($Z=12$) es:



Por lo tanto, el valor de los números cuánticos para cada electrón, aparece en la tabla siguiente:

Número de Electrón	n	l	m	s
1	1	0	0	+1/2
2	1	0	0	-1/2
3	2	0	0	+1/2
4	2	0	0	-1/2
5	2	1	-1	+1/2
6	2	1	0	+1/2
7	2	1	+1	+1/2
8	2	1	-1	-1/2
9	2	1	0	-1/2
10	2	1	+1	-1/2
11	3	0	0	+1/2
12	3	0	0	-1/2

6. TABLA PERIÓDICA Y SIMBOLOGÍA DE LOS ELEMENTOS

En la tabla periódica se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades físicas y químicas semejantes. Los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico, en filas horizontales, llamadas periodos, y en columnas verticales, conocidas como grupos o familias.

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. La mayoría de los elementos son metales, solo 17 son no metales y 8 son metaloides.

Algunos grupos de elementos tienen nombres especiales, los del grupo 1A se llaman metales alcalinos y los del grupo 2A reciben el nombre de metales alcalinotérreos. Los del grupo 7A, se conocen como halógenos y los del grupo 8A son los gases nobles.

La tabla periódica es una herramienta útil que relaciona las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico.

Una propiedad muy importante es la electronegatividad, que es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí a los electrones de un enlace químico.

Los elementos con electronegatividad alta tienen más tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja.

La electronegatividad se puede medir respecto de la de otros elementos. Linus Pauling desarrolló un método para calcular las electronegatividades relativas de la mayoría de los elementos.

Un criterio para distinguir entre un enlace covalente y uno iónico es la diferencia de electronegatividades de los elementos que se unen. Si tal diferencia es mayor o igual que dos, se trata de un enlace iónico y no quiere decir que sea estrictamente un enlace iónico, ya que puede tener características de enlace covalente también.

A continuación se muestra una tabla periódica con el símbolo de los elementos y el valor de la electronegatividad correspondiente.

TABLA PERIODICA Y SIMBOLOGÍA DE LOS ELEMENTOS

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo 1	1																	2	
1	H																		He
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	11	12											13	14	15	16	17	18	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	55	56	57*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	88	89**	104	105	106	107	108	109	110	111	112		114		116		118	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq		Uuh		Uuo	

Electronegatividad →

○ No Metales	● Gases Nobles
● Metales alcalinos	● Metaloides
● Metales Alcalinotérreos	● Halógenos
● Metales de Transición	● Otros Metales
● Tierras raras	

*Lantánidos

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

**Actínidos

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figura 25

Las figuras de esta presentación fueron obtenidas de las direcciones electrónicas siguientes:

- Figura 1 <http://www.fis.usb.ve/rcastell/fismod/problemaarios/crono.html>
- Figura 2 http://members.fortunecity.es/chyryes/tub_croo.htm
- Figura 3 <http://depa.pquim.unam.mx/QI/contenido/per3.htm>
- Figura 4 <http://www.colegioinmaculada.org/laboratorio/indiceelect.htm>
- Figura 5 <http://la-pa-ciencia.blogspot.com/2008/10/millikan-de-la-universidad-al-premio.html>
- Figura 6 <http://www.monografias.com/trabajos61/modelos-atomicos/modelos-atomicos2.shtml>
- Figura 7 <http://lgnrscitech.blogspot.com/>
- Figura 8 <http://www.sigma.8m.com/Deuterio.htm>
- Figura 9 <http://www.cobaes.edu.mx/2005/fisica/fisica2/topics/t125m.htm>
- Figura 10 <http://www.sigma.8m.com/Deuterio.htm>
- Figura 11 <http://www.colegioinmaculada.org/laboratorio/indiceelect.htm>
- Figura 12 <http://www.avanzalia.info/actividades/modelos.htm>
- Figura 13 http://www.educa.madrid.org/portal/c/portal/layout?p_l_id=32603.20
- Figura 14 <http://usuarios.lycos.es/alvaro259092/radioactividad.htm>
- Figura 15 <http://www-istp.gsfc.nasa.gov/Education/Mhposion.html>
- Figura 16 <http://html.rincondelvago.com/cosmologia-del-siglo-xx.html>
- Figura 17 <http://html.rincondelvago.com/cosmologia-del-siglo-xx.html>
- Figura 18 http://pe.kalipedia.com/fisica-quimica/tema/estructura-materia/espectros-atomicos.html?x1=20070924klpcnafyq_35.Kes&x=20070924klpcnafyq_36.Kes
- Figura 19 <http://www.scienceclarified.com/dispute/Vol-2/Do-hidden-variables-exist-for-quantum-systems.html>
- Figura 20 <http://labquimica.wordpress.com/2007/08/08/los-fundamentos-teoria-atmica-iones-isotopos-y-electrones/>
- Figura 21 <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/fc/Spectre.svg/744px-Spectre.svg.png>
- Figura 22 http://scienceblogs.com/builtonfacts/2008/09/monday_post.php
- Figura 23 <http://rabfis15.uco.es/Modelos%20At%C3%B3micos%20.NET/Modelos/ModSchrodinger.aspx>
- Figura 24 <http://forum.lawebdefisica.com/showthread.php?t=3948>
- Figura 25 <http://modelsience.com/PeriodicTableSp.html>