

María Graciela Espósito - Armando Eugenio Zandanel

FISICOQUÍMICA III

ESTRUCTURA Y TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA
INTERCAMBIOS DE ENERGÍA



Muestra distribuida por la editorial

ÍNDICE

Introducción	11
Capítulo 1: Estructura atómica	15
Hablemos de modelos	15
Radiactividad	18
Los espectros atómicos	19
Un modelo para aprender	21
Las fuerzas nucleares	22
Magnitudes atómicas	23
Número atómico	23
Isótopos	23
Número másico	23
La identidad de los átomos	24
Notación atómica	24
El modelo actual	28
El principio de exclusión de Pauli	31
¿Cómo se distribuyen los electrones en los orbitales?	31
Configuración electrónica externa (C.E.E.)	32
¿Para qué sirve conocer la configuración electrónica?	33
La tabla periódica: clasificación periódica de los elementos	34
Descripción de la tabla periódica	35
Organización de la tabla periódica	37
Propiedades periódicas de los elementos	39
¿Vamos al laboratorio?	46
Capítulo 2: Los enlaces químicos	49
La estructura de Lewis	50
Las fórmulas químicas	50
¿Cómo se unen los átomos?	51
La electronegatividad de los elementos químicos	51
Clasificación de las uniones o enlaces químicos	53
El enlace iónico	53
Las redes iónicas	56
Propiedades de los compuestos iónicos	56
¿Vamos al laboratorio?	57

El enlace covalente	59
La molécula de flúor	60
La molécula de dióxido de carbono	60
Un caso particular: enlace covalente coordinado	61
Polaridad de los enlaces	62
Propiedades de los compuestos covalentes	64
Sustancias moleculares	64
Cristales covalentes	64
El enlace metálico	67
Las aleaciones	67
Fuerzas o uniones intermoleculares	69
Fuerzas de London	69
Fuerzas dipolo-dipolo (dipolo permanente)	70
Fuerzas dipolo-dipolo inducido	70
Unión puente de hidrógeno	70
El agua y sus puentes de hidrógeno	71
La densidad del hielo	71
Tensión superficial	71
Poder disolvente	72
La geometría de las moléculas	74
Moléculas sin pares de electrones libres	76
Moléculas con pares de electrones libres:	77
¿Vamos al laboratorio?	80
Capítulo 3: Los compuestos químicos	83
Los números de oxidación	84
Los compuestos binarios	86
Combinaciones de los no metales con hidrógeno	87
No metales de los grupos 16 y 17	87
Nomenclatura	88
Combinaciones de los no metales de los grupos 13, 14 y 15 con hidrógeno	89
Combinaciones de los metales con hidrógeno	90
Combinaciones de los metales y no metales con oxígeno: óxidos	91
¿Cómo se leen y escriben los nombres tradicionales?	93
Combinaciones de no metal con metal: sales binarias	94
Compuestos ternarios	97
Hidróxidos	98
Oxácidos u oxoácidos	100
Nomenclatura común (tradicional o clásica)	100

Nomenclatura de hidrógeno	101
Oxosales u oxisales	104
El proceso de neutralización	106
¿Vamos al laboratorio?.....	111
Capítulo 4: Las reacciones químicas	113
Ecuaciones y reacciones	114
¿Cómo ocurre una reacción química?	117
Teoría de las colisiones.....	117
La velocidad de las reacciones químicas	118
¿Para qué sirve medir la velocidad de una reacción?	119
Estequiometría de las reacciones químicas	121
El intercambio de energía en las reacciones químicas	125
El concepto de entalpía	125
Reacciones ácido-base	128
La reacción de neutralización	129
La fuerza de los ácidos y las bases y el pH	130
¿Para qué se mide el pH?	130
¿Cómo se mide el pH?	131
Reacciones de óxido-reducción	135
Un gran problema: la corrosión	139
¿Vamos al laboratorio?.....	143
Capítulo 5: Las reacciones nucleares.....	147
Las emisiones radiactivas	148
La radiación α (alfa)	148
La radiación β (beta).....	149
La radiación γ (gamma)	149
Los procesos radiactivos se representan por medio de ecuaciones nucleares	150
El diseño experimental de Becquerel	154
¿Dios no juega a los dados?	155
Probabilidad	156
Vida media de un isótopo	156
Cálculo de la vida media y del período de desintegración	156
Aplicaciones de las reacciones nucleares	159
El reloj radiactivo	160
Rompiendo y pegando núcleos	163
Fisión	163
Fusión	164

Imitando a las estrellas	165
Reactores nucleares	168

Capítulo 6: Intercambio de energía térmica 179

Unidades y escalas	181
Kelvin y el cero absoluto	182
Siguiendo la pista del calor	183
En búsqueda de cuantificar la “cantidad de energía transferida”	183
Calor y cambio de estado	188
Los procesos de cambio	189
Los mecanismos de transferencia de calor	191
La transferencia de calor y la producción de energía eléctrica	193
¿Vamos al laboratorio?.....	197

Capítulo 7: Las ondas transportan energía

Los elementos de una onda	205
La luz	208
La radiación y los materiales	212
Absorción	214
Dispersión	214
La reflexión y la refracción de la luz	215
Dispersión cromática	218
Los colores del cielo, una experiencia de dispersión	220
La interacción entre la radiación solar y la atmósfera de la Tierra	222
La “pantalla” solar que protege al planeta	226
Bibliografía	229

Estructura atómica

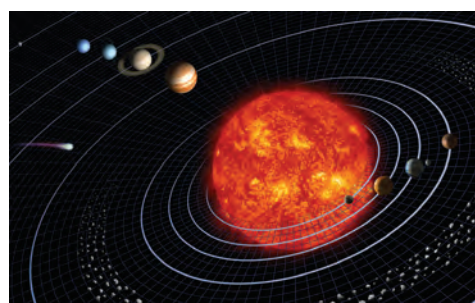
HABLEMOS DE MODELOS

Un **modelo** es una representación material o mental de un fenómeno, un proceso o un objeto. Los modelos se utilizan para explicar una realidad que no se puede observar en forma directa, y son muy útiles para representar cosas muy pequeñas o extremadamente grandes, que se encuentran fuera del rango de nuestra visión.

La estructura, la forma, o la composición de sistema solar, de la Tierra, del ADN de una célula, una molécula o un átomo son familiares para nosotros a través de los **modelos escolares** que se utilizan en la enseñanza.

También los científicos utilizan modelos que, aunque son mucho más complejos y requieren para ser interpretados mayores conocimientos sobre el tema en cuestión, les permiten analizar, estudiar e investigar en distintos campos de la ciencia, ya que gracias a ellos pueden imaginar o simular cómo podría ocurrir un fenómeno, explicar un comportamiento o predecir una respuesta.

Los **modelos atómicos** son sin lugar a duda algunos de los modelos más conocidos y utilizados por la ciencia, y constituyen un excelente ejemplo de la forma en que evoluciona y se construye el conocimiento científico, poniendo de relieve sus características de provisorio y perfectible, demostrando también, cómo la colaboración y el intercambio de ideas son el motor que hace que la ciencia avance en forma permanente.



Modelo del sistema solar



Modelo de cadena ADN

Vamos a estudiar en forma breve y conceptual el camino por el cual se ha llegado a lo largo de la historia al **modelo atómico actual**, deteniéndonos en las modificaciones que fueron realizándose en los modelos atómicos más importantes.

Ya sabemos que los primeros que se atrevieron a pensar en la discontinuidad de la materia y la existencia de los átomos fueron los griegos en el siglo V a. C.

Fue **Demócrito**, un filósofo y pensador de aquellos tiempos quien propuso la idea de que si un trozo de metal se dividiera en dos partes y luego cada una de ellas en otras dos, y así sucesivamente, se llegaría a un momento en el cual se tendría una partícula tan pequeña que ya no podría dividirse más. A esta partícula imaginaria la llamó átomo (del griego *a toma*: sin división).

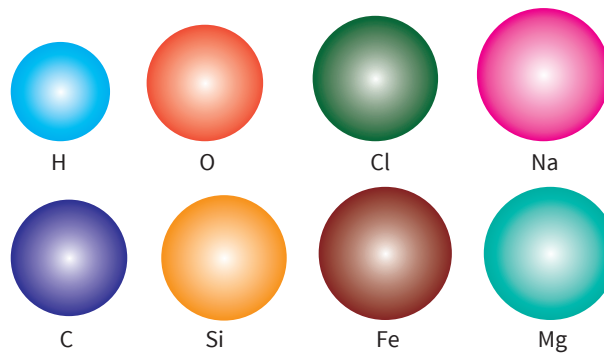
Muchos siglos transcurrieron hasta que en 1808 **John Dalton**, un científico inglés, presentó la primera **teoría atómica** que revolucionó el mundo científico, retomando las viejas ideas de los filósofos griegos.

Dalton postulaba que la materia estaba formada por átomos y que los átomos eran diminutas esferas invisibles; aseguraba también que había tantas clases de átomos como de materiales diferentes.

Consideraba además que los átomos eran indivisibles e indestructibles y que los compuestos químicos se formaban al combinarse átomos distintos.

Aunque este modelo no respondía a la inquietud de cómo estaban constituidos los átomos, resultó valioso por el hecho de volver a pensar y hacer que otros pensarán en la existencia de los átomos.

Con el tiempo, los científicos fueron dándose cuenta de que el átomo no era en realidad una partícula tan sencilla, como lo suponía Dalton.



Los átomos de Dalton: para Dalton los átomos eran esferas indestructibles e indivisibles.

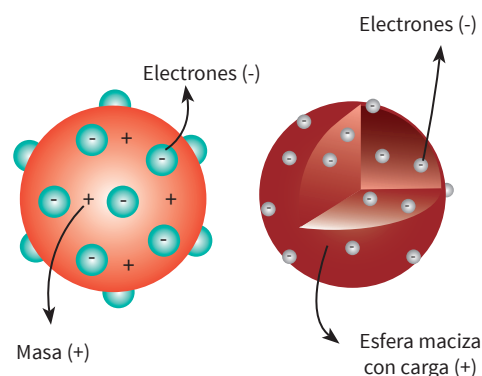
Los avances y nuevos descubrimientos científicos que en esos tiempos se sucedían a ritmo vertiginoso, como la comprobación de la existencia de los electrones, la relación entre electricidad y materia descubierta por **Michael Faraday** en el año 1833, los rayos X descubiertos por **Wilhelm Röntgen** en 1895, las propiedades radiactivas del uranio observadas por **Henri Becquerel** un año más tarde, y la aislación de otros materiales radiactivos que realizó **Marie Curie** posteriormente, hicieron necesario que los científicos pensarán en otros modelos que permitieran explicarlos.

En 1897, el físico británico **Joseph John Thomson** experimentando con rayos catódicos similares a los que había utilizado Röntgen cuando descubrió los rayos X, verificó la existencia de partículas

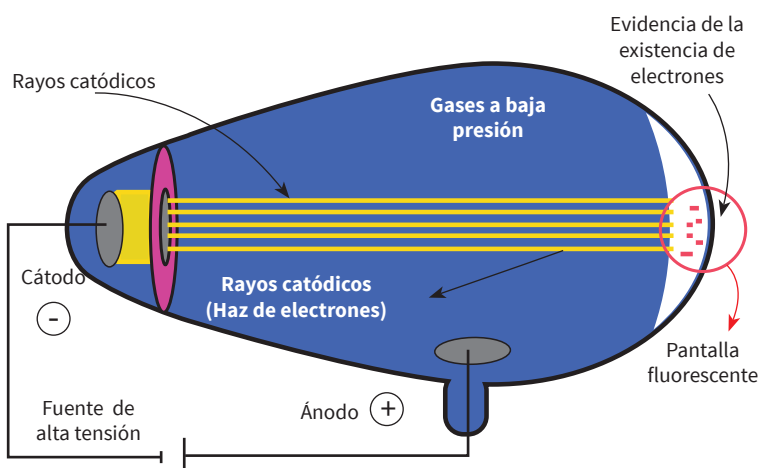
con carga negativa a las que llamó **electrones**. Pensó entonces que era necesario un modelo que hiciera posible justificar la existencia de los electrones, porque las evidencias mostraban que los átomos estaban constituidos por partículas más pequeñas, y no eran ellos mismos (los átomos), la última partícula que constituía la materia.

Imaginó entonces al átomo como una esfera maciza cargada positivamente, en la cual los electrones, de carga negativa, se “incrustaban”, compensando la carga eléctrica.

Esto daba como resultado un átomo neutro, que respondía a los fenómenos observados. Pero algo no era correcto, ya que el modelo de Thomson proponía un átomo estático, es decir, con partículas que no tenían movimiento.



El átomo de Thomson



El tubo de rayos catódicos contiene gases a muy baja presión sometidos a un campo eléctrico. Dentro del tubo, los átomos de los gases pierden sus electrones, estos se mueven en todas las direcciones e impactan contra una pantalla fluorescente colocada en un extremo, dejando evidencias de su existencia.

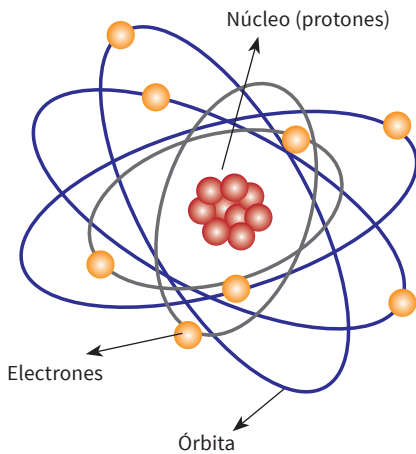
En 1886, **Eugen Goldstein**, un físico alemán que experimentaba en tubos similares a los que utilizaba Thomson, pero con hidrógeno gaseoso, planteó la existencia del protón, como una partícula con carga eléctrica positiva.

Esto inspiró a **Ernest Rutherford**, que en 1911 propuso su modelo atómico revolucionando las ideas de los físicos de la época.

Rutherford trabajaba en experiencias donde hacía incidir un haz de partículas alfa (α) sobre una delgada lámina de oro, buscando demostrar que los átomos se podían dividir en partículas más pequeñas.

Por medio de estos experimentos obtuvo datos muy interesantes con los que llegó a la conclusión de que los átomos no eran compactos, sino que en realidad había muchísimo espacio vacío alrededor de un pequeño núcleo de carga positiva, donde se hallaba concentrada casi la totalidad de la masa del átomo.

El modelo de Rutherford era como un sistema planetario en miniatura, con un núcleo central compuesto por **protones**, partículas de carga positiva, y **electrones** en la periferia, moviéndose en órbitas.



Átomo de Rutherford

En este modelo el tamaño del núcleo era muy pequeño en comparación con el tamaño total del átomo.

El modelo se había planteado sobre bases experimentales sólidas, pero aun así, había importantes contradicciones con la física clásica.

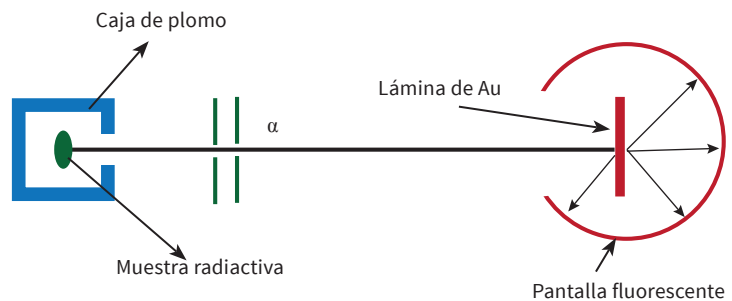
La principal duda con referencia a este modelo se centraba en el hecho de que los electrones giraban alrededor del núcleo, pero a diferencia de los planetas que giran alrededor del Sol, los electrones tienen carga eléctrica, por lo cual, al girar van perdiendo energía cinética por emitir radiación electromagnética. En esta situación los electrones, al perder su energía, tendrían que terminar por “estrellarse” contra el núcleo, cosa que evidentemente no ocurre.

La solución a este problema se encontró un poco más tarde, al estudiar los **espectros atómicos**.

Aunque el modelo con el que se trataba de explicar la constitución del átomo estaba evidentemente equivocado, se había avanzado en el conocimiento, Rutherford había descubierto que **los átomos tenían núcleo**.

Experimento de Rutherford

Los rayos α (alfa), que son partículas positivas, inciden sobre la lámina de oro. La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin desviarse, lo que indicaría que atraviesan un espacio vacío. Algunas partículas se desvían, lo que indicaría que pasan cerca del núcleo y son rechazadas por tener la misma carga (positiva). Una partícula cada cien mil rebota, es decir, choca contra una masa compacta (Rutherford supone que es el núcleo).



Radiactividad

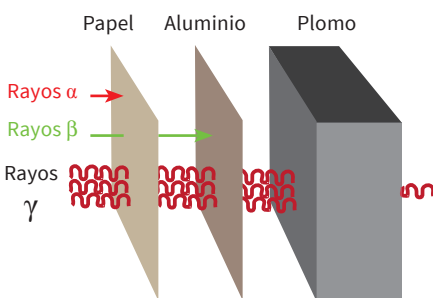
Las sustancias radiactivas emiten radiaciones que pueden ser de tres tipos:

Partículas α (alfa): flujo de núcleos de He, por consiguiente tienen carga positiva, son poco penetrantes y solo atraviesan láminas delgadas de metales.

Partículas β (beta): flujo de electrones, por lo tanto tienen carga negativa y se mueven a gran velocidad.

Partículas o rayos γ (gamma): ondas electromagnéticas de menor longitud de onda que los rayos X, no tienen carga eléctrica pero tienen gran poder de penetración.

Las sustancias radiactivas no emiten las tres radiaciones al mismo tiempo.



Radiactividad: cada tipo de radiación tiene distinta capacidad de penetrar a los materiales.

Los espectros atómicos

La luz blanca que proviene del sol está formada por siete colores (los colores del arco iris). Los distintos colores, que dependen de la longitud de onda de las radiaciones, y corresponden a cantidades distintas de energía, forman bandas al dispersarse, en las cuales los colores van pasando gradualmente de uno a otro, esto se llama **espectro continuo**.

En 1913, un joven discípulo de Rutherford llamado **Niels Bohr** interpretó que los espectros de rayas se debían a la forma en que emitían energía los electrones de los átomos.

Bohr trabajó sobre el modelo de Rutherford perfeccionándolo en base a los principios de la **mecánica cuántica**, una nueva teoría propuesta por **Max Planck** y **Albert Einstein**, que estaba por esos años revolucionando la física clásica.

Bohr propuso que las órbitas eran circulares y tenían energías definidas (no cualquier energía, como suponía Rutherford): a esas órbitas las llamó **niveles de energía**.

Según su teoría los electrones que se encuentran en una órbita estable no absorben ni emiten energía, pero cuando pasan a un nivel de menor energía lo hacen emitiendo la energía excedente. De igual manera, si absorben energía pueden pasar a un nivel energético superior.

Cuando los electrones pasan a un nivel de energía superior (estado excitado), vuelven rápidamente a su estado estable o fundamental, emitiendo energía en forma de radiación electromagnética.

La cantidad de energía que puede emitir o absorber un electrón está “medida” o cuantificada, y esa medida se llama **cuanto**.

Un cuanto es un pequeño “paquete de energía”.

La ecuación fundamental de la mecánica cuántica expresa que la energía absorbida o emitida por un electrón al pasar de un nivel de energía a otro es igual a un cuanto.



Cuando la luz solar atraviesa las gotas de lluvia, que actúan como pequeños prismas, se dispersa formando el arco iris.

¿Sabías qué...?



Gustav Kirchhoff y **Robert Bunsen** (1861), dos científicos alemanes que trabajaban con los espectros que producían distintas sustancias al ser calentadas (los átomos son excitados por el calor), observaron que cada elemento producía un espectro formado por un conjunto de líneas separadas por espacios o zonas oscuras. A estos espectros los llamaron **espectros de rayas**, porque eran **discontinuos**, no había una transición entre una línea y otra.

La formación de espectros de rayas indica que los átomos emiten energía en zonas o valores definidos, característicos para cada elemento.

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Donde

h : constante de Planck.

ν : frecuencia de la onda luminosa.

$h \cdot \nu$: cuanto de energía.

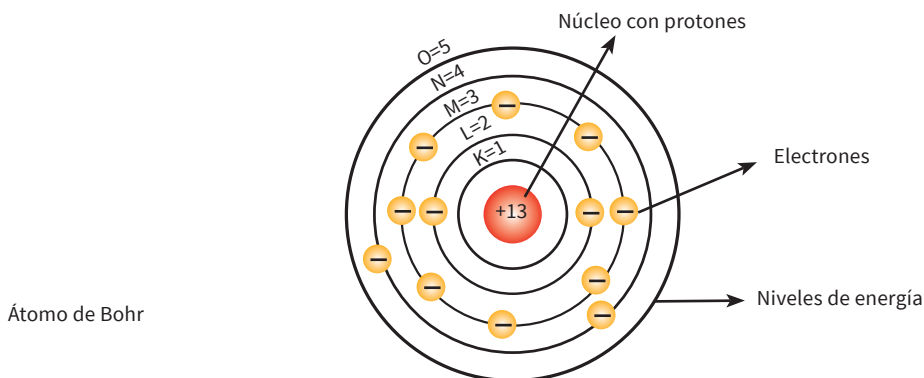
E_2 : energía del electrón en la órbita inicial.

E_1 : energía del electrón en la órbita excitada.

$E_2 - E_1$: diferencia de energía del electrón entre las dos órbitas o niveles.

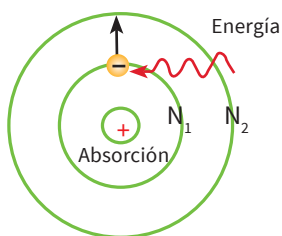
El modelo de Bohr se probó con los átomos de hidrógeno, dando los resultados esperados, pero, fracasaba al intentar explicar lo que ocurría con átomos que tenían muchos electrones; era evidente que este modelo debía ser perfeccionado.

De todas formas, el modelo atómico de Bohr, por su simplicidad y por trabajar en el plano, resulta aún en nuestros días un excelente **modelo escolar** que facilita una primera aproximación a la estructura atómica.

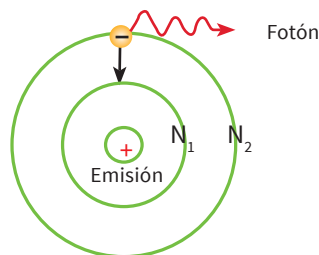


Los niveles de energía se simbolizan con el número cuántico principal: n (de 1 a 7), Bohr los denominó capas electrónicas, y las identificó con letras, de la K hasta la Q.

El electrón "salta" a un nivel de mayor energía



El electrón vuelve al estado fundamental



Los electrones se mueven en niveles definidos de energía, pero si se les aporta energía pueden "saltar" a un nivel superior y cuando vuelven al nivel original emiten la energía que habían absorbido en forma de luz.

UN MODELO PARA APRENDER

En 1932 James Chadwick, que era uno de los discípulos de Rutherford, demostró la existencia de los **neutrones** en el núcleo atómico, como una partícula sin carga eléctrica y de masa aproximadamente igual a la del protón, completando entonces el modelo de Bohr.

Tenemos así un buen **modelo escolar** para comprender el comportamiento y la estructura de los átomos:

Partícula	Símbolo	Masa (g)	Masa UMA	Carga	Ubicación
Electrón	e ⁻	9.1.10 ⁻²⁸ *	despreciable	Negativa (-)	Órbitas
Protón	P ⁺	1.67.10 ⁻²⁴	1 UMA	Positiva (+)	Núcleo
Neutrón	n ⁰	1.67.10 ⁻²⁴	1UMA	Sin carga (0)	Núcleo

*La masa del electrón se considera despreciable (sin importancia) frente a la masa del neutrón o del protón, dado que es 1840 veces más pequeña que cada una de ellas. Las masas de los protones y neutrones son extremadamente pequeñas, aun así son responsables de la masa total del átomo. En valores numéricos la masa aproximada de los protones y neutrones es de: 0,00000000000000000000000000167 gramos (1,67. 10⁻²⁴ g). Si se sumara la masa de los electrones, no se advertiría un aumento en la masa atómica ya que prácticamente su aporte no tiene importancia.

Para tener una idea de las magnitudes podríamos comparar con lo que significaría sumar 1 gramo a 1840 gramos de azúcar. Realmente no sería significativo el aumento de masa.

Podemos utilizar el modelo de Bohr, teniendo en cuenta que tiene las siguientes limitaciones:

- Este modelo ubica al átomo en el plano y no en el espacio, donde se encuentran los cuerpos, y en consecuencia los átomos que los forman.
- También propone que los electrones de una órbita tienen todos idéntica energía, lo cual no es correcto porque existen niveles y subniveles de diferentes energías.
- Además hay que tener en cuenta que investigaciones más recientes dieron a conocer que existen partículas aún más pequeñas, que son las que constituyen a los neutrones y protones. En 1990, varios investigadores ganaron el Premio Nobel de Física por el descubrimiento de estas partículas llamadas **quarks**.



En la actualidad hay varios grupos de científicos que investigan otras partículas fundamentales de la materia.

LAS CUATRO FUERZAS DE LA NATURALEZA

Interacción gravitatoria: también conocida como fuerza de gravedad, es una interacción de carácter atractivo, generada por todos los cuerpos con masa. Es una fuerza muy importante a grandes distancias, pero a nivel atómico, es la más débil de las cuatro.

Fuerza electromagnética: es la interacción entre partículas con carga eléctrica. Este fenómeno incluye la fuerza electrostática generada entre partículas en reposo y el efecto combinado entre las fuerzas eléctricas y magnéticas que actúan entre cargas que se mueven unas con respecto a otras.

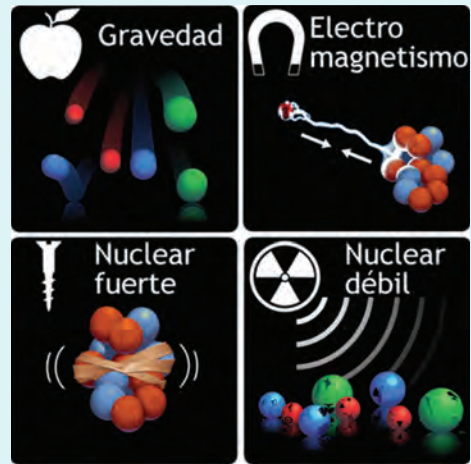
Es una interacción más fuerte que la gravitatoria y tiene carácter de atracción y repulsión.

Fuerza nuclear débil: es una interacción muy compleja que opera a cortas distancias.

No es en realidad una fuerza que una o separe algo, pero es responsable de fenómenos como la desintegración radiactiva y la producción de radiación y energía calórica por el sol en los procesos de fisión nuclear.

Fuerza nuclear fuerte: es una interacción atractiva que opera solamente a cortas distancias.

Es responsable de la estabilidad del núcleo atómico, ya que permite que los protones no se rechacen entre sí.



Vocabulario



• Fisión nuclear

División de un núcleo de un átomo en dos o más núcleos más livianos.

Las fuerzas nucleares

Los protones y neutrones del núcleo se encuentran en un espacio muy reducido y hay una distancia muy pequeña entre ellos. A estas distancias sería muy fuerte la repulsión entre protones por tener todos ellos carga positiva (las cargas eléctricas de igual signo se repelen).

La fuerza que vence esta repulsión y mantiene unidas a todas las partículas del núcleo es la **fuerza nuclear fuerte**, que es una de las cuatro fuerzas de la naturaleza (son llamadas así a las fuerzas de interacción entre partículas fundamentales: interacción gravitatoria, interacción electromagnética, fuerza nuclear débil y fuerza nuclear fuerte).

Pese a esta fuerza, el núcleo atómico puede ser inestable, por eso algunas sustancias se desintegran por radiactividad. Incluso algunos átomos pueden fisionarse naturalmente, para transformarse en otros átomos más pequeños y estables.

MAGNITUDES ATÓMICAS

Número atómico

Es el número de protones que posee el núcleo, se representa con la letra **Z**.

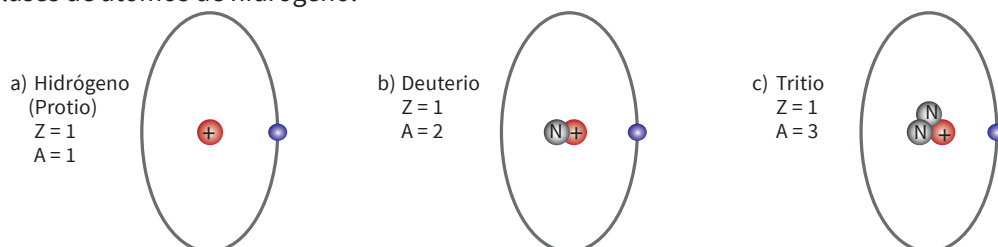
El número de protones del núcleo es igual al número de electrones que están en la zona extranuclear (fuera del núcleo atómico), dado que los átomos son neutros.

$$Z = P^+ = e^-$$

Isótopos

Son los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número de protones y **distinto número de neutrones**, por eso tienen distinto número másico.

Al estudiar en profundidad los átomos de hidrógeno, se descubrió que en realidad existían tres clases de átomos de hidrógeno:



Como los tres átomos tienen un solo protón en su núcleo, los tres tienen número atómico 1 ($Z = 1$), o sea, **los tres son átomos del elemento hidrógeno**.

Sin embargo, tienen diferente número de neutrones, por lo cual tienen diferente número másico (A), por lo tanto, **los tres átomos son isótopos**.

Todos los elementos químicos en la naturaleza están formados por una mezcla de varios isótopos, algunos más abundantes que otros.

Número másico

Es un concepto relativo por lo tanto se define con respecto a otro tomado como referencia.

En la actualidad se toma como unidad de masa la doceava ($1/12$) parte de la masa del átomo de carbono del isótopo 12.

Por consiguiente la unidad de masa atómica (UMA) se define como

$$1 \text{ UMA} = \frac{\text{masa del } {}_{12}\text{C}}{12} = \frac{1,6605 \cdot 10^{-24}}{12}$$

Para la netbook



- Si quieren experimentar y conocer cuáles son los isótopos de cada elemento químico y su abundancia en la naturaleza, pueden consultar una simulación¹:

http://phet.colorado.edu/es/simulation/build-an-atom?em_x=22

¹ Sitio: *PhET*, Simulaciones interactivas de la Universidad de Colorado, Estados Unidos.

Por lo tanto el número másico indica cuántas veces es más pesado el elemento en cuestión que una UMA.

Como existen varios isótopos para un mismo elemento, cada uno con su número másico correspondiente, surge el concepto de **masa atómica relativa**, que es el **promedio** de los números másicos de todos los isótopos de ese elemento.

Este es el valor que se encuentra en la tabla periódica y se lo simboliza con la letra **A**.

Como prácticamente la masa del átomo se encuentra en el núcleo atómico, que posee protones y neutrones se calcula como:

$$A = P^+ + n^0$$

De esta fórmula pueden obtenerse también el número de neutrones como:

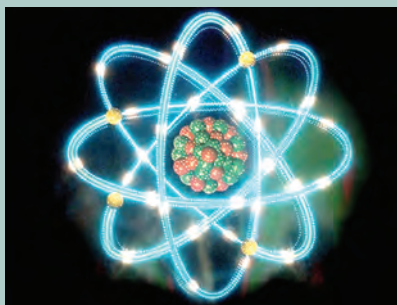
$$n^0 = A - P^+$$

Actividad

¿Se animan a construir átomos y competir con sus compañeros?
Para empezar, consulten¹:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomos/aconstruir.htm

¹ Sitio: Concurso Cnice.
Disponible en: <http://concurso.cnice.mec.es>.
Enlace: "Construir átomos".



LA IDENTIDAD DE LOS ÁTOMOS

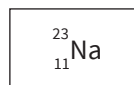
Notación atómica

Para identificar completamente a un elemento se lo simboliza de la siguiente manera:

Se coloca el símbolo del elemento, como subíndice el número atómico (Z) y como superíndice el número másico (A).

Por ejemplo:

Notación atómica del sodio:



Como seguramente se imaginan, no podemos ver los átomos a simple vista, ni con ninguno de los instrumentos ópticos tradicionales. Esto se debe a que el tamaño de los átomos es mucho menor que la longitud de onda de la luz, y todo aquello que es visible debe tener un tamaño igual o mayor que la misma.

En la actualidad se están haciendo experimentos con **microscopios electrónicos de barrido**, con los cuales se han conseguido algunas imágenes de la topografía (corteza exterior) de los átomos.

Por esa razón algunas veces son útiles las comparaciones o analogías, que nos ayudan a tener una idea aproximada de las dimensiones:

- En el grosor de un cabello humano podrían caber un millón de átomos de carbono.
- En un glóbulo rojo caben diez billones de átomos.
- En la cabeza de un alfiler podría haber cinco billones de átomos.
- Si el átomo fuera un estadio de fútbol, los electrones estarían en la hilera de gradas más alta y el núcleo tendría el tamaño de una arveja en el centro del campo. Observen este detalle: ¡el átomo está casi vacío!



Sugerencias



- Para relacionar las dimensiones, pueden consultar esta interesante animación en¹:

<http://identidadgeek.com/la-es-cala-del-universo-en-una-animacion-interactiva/>

¹ Sitio: identidadgeek

Actividades

- 1 Ordenen cronológicamente los siguientes hechos históricos:

- Bohr presentó su modelo atómico.
- Chadwick descubrió el neutrón.
- Dalton presentó su teoría atómica.
- Thomson descubrió los electrones.
- Rutherford descubrió el núcleo del átomo.

Actividades

- 2 Señalen las opciones correctas:

Thomson descubrió:

- a) Los protones. b) Los electrones. c) Los neutrones.

Rutherford descubrió:

- a) Las órbitas. b) El núcleo atómico. c) Las partículas alfa.

Bohr propuso la idea de:

- a) Niveles de energía. b) Órbitas circulares. c) La existencia de los neutrones.

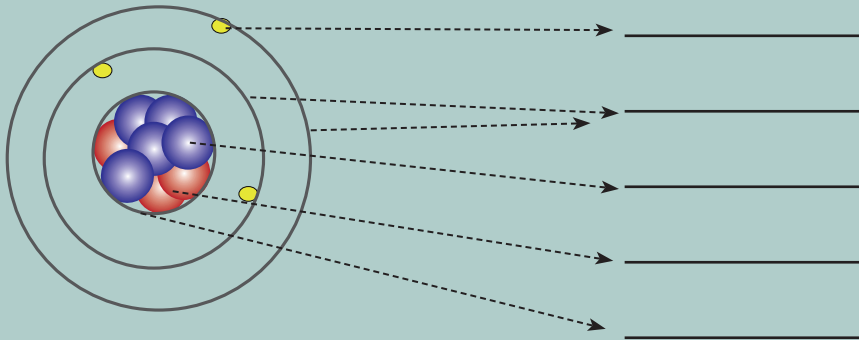
- 3 Un átomo tiene 9 protones y 9 neutrones. Indiquen cuál es:

- a) Su número atómico:
 b) Su número másico:
 c) Su número de electrones:

- 4 Si un átomo tiene $Z = 14$ y $A = 29$ indiquen:

- a) Su número de protones, b) su número de neutrones, c) su número de electrones.

- 5 Completen señalando el nombre de las partículas correspondientes:



- 6 Si un átomo tiene $Z = 11$ y en su núcleo hay 11 protones y otro átomo tiene $Z = 11$, pero en su núcleo hay 12 neutrones. Respondan:

- a) ¿Los dos átomos son del mismo elemento? ¿Por qué?
 b) ¿En qué se diferencian?
 c) ¿Cómo se denominan por ello?

- 7 Representen los átomos de los siguientes elementos según el modelo atómico de Bohr:

- a) $^{18}_{10}\text{Ne}$ b) $^{10}_5\text{B}$ c) $^{27}_{13}\text{Al}$



Actividades

- 8 Completen sin utilizar la tabla periódica y señalen los pares de isótopos que encuentren:

Elemento	Símbolo	P ⁺	Z	n ^o	e ⁻	A	Notación
Neón				10	10		
Boro			5			10	
Cloro				18		35	
			15	15			
Fósforo		15				31	
		10				12	
Oxígeno			8	8			
		10		11			
Magnesio			12			24	

- 9 De acuerdo con la notación científica: $^{12}_6\text{C}$:
Indiquen número de protones, neutrones y electrones del elemento.
- 10 Respondan con verdadero o falso y corrijan las opciones falsas:
- El número atómico es igual a la suma de protones y neutrones.
 - El número de protones es igual al número atómico.
 - Los protones se encuentran en las órbitas.
 - El número másico indica la cantidad de protones del núcleo.
 - Los electrones están todos en una órbita alrededor del núcleo.
 - Los protones y electrones tienen la misma carga pero signo opuesto.
 - El neutrón es la partícula más pequeña del átomo.
 - Los protones y neutrones son los responsables de la masa del átomo.

Vocabulario



● **Parámetro**

Dato o factor que se toma como necesario para analizar una situación.

EL MODELO ACTUAL

Unos años después de haberse presentado el modelo de Bohr, **Arnold Sommerfeld**, físico alemán (1868-1951), lo perfeccionó. Propuso que las órbitas de Bohr eran en realidad zonas difusas (como nubes), a las que llamó **orbitales**, en las cuales la probabilidad de encontrar a los electrones es alta.

Esta idea descarta la del movimiento de los electrones en órbitas definidas e introduce el concepto de **probabilidad**.

Con recursos matemáticos, puede calcularse la “probabilidad” de encontrar al electrón en una determinada posición alrededor del núcleo.

En este modelo se introduce también el concepto de **números cuánticos**.

Son una serie de **parámetros** que identifican el estado energético de los electrones:

Número cuántico principal: n

Indica el número de niveles de energía y se relaciona con la distancia de los electrones al núcleo.

La cantidad máxima de electrones que puede contener un nivel puede determinarse por la fórmula:

$$2n^2$$

donde **n** es el número de nivel.

Entonces el número máximo de electrones para los cuatro primeros niveles de energía será:

1º nivel ($n = 1$) $2 \times 1^2 = 2$ electrones

2º nivel ($n = 2$) $2 \times 2^2 = 8$ electrones

3º nivel ($n = 3$) $2 \times 3^2 = 18$ electrones

4º nivel ($n = 4$) $2 \times 4^2 = 32$ electrones

Para la netbook



- Para ver las formas de los orbitales, pueden consultar en¹:

<http://www.educaplus.org/play-234-orbitales>

¹ Sitio: E+educaplus.org.

El número cuántico azimutal: l

Designa la forma de los orbitales (subniveles). Para cada valor de **l** se asigna una letra, que identifica la forma del orbital (s, p, d, f).

Los orbitales **s** son esféricos y su tamaño aumenta al aumentar el nivel de energía, es decir el orbital 2s es de mayor tamaño que el orbital 1s (**1** indica primer nivel, **2** segundo nivel y así sucesivamente).

Los orbitales **p** tienen forma de “peras” unidas por su parte más delgada. Hay tres tipos de orbitales **p** distribuidos en los ejes de coordenadas.

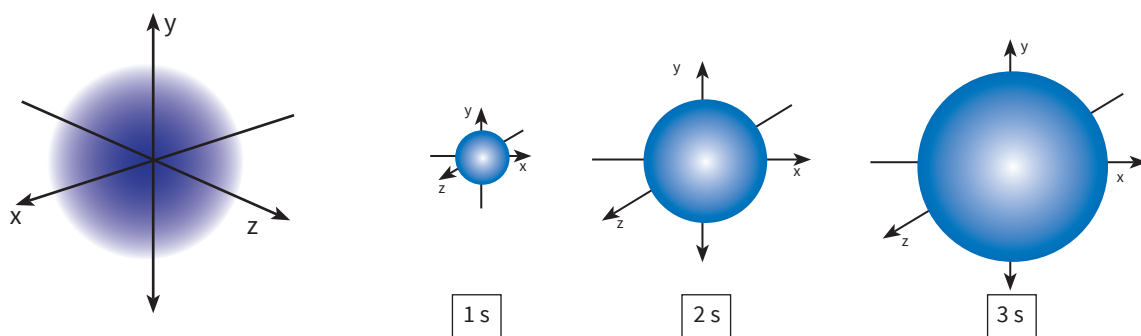
Los orbitales **d**, **f** y **g** tienen formas más complicadas y diversas.

El número cuántico magnético: m

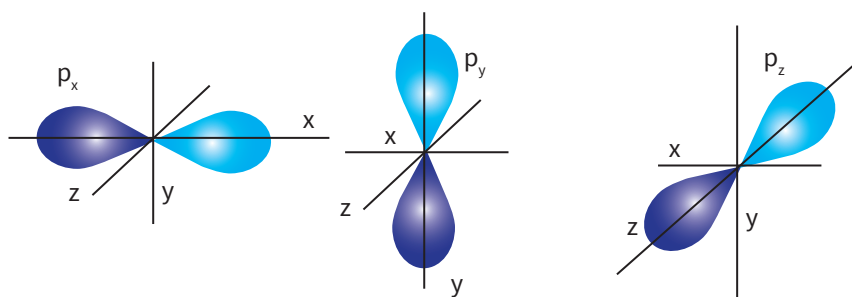
Indica la forma en que los electrones se orientan en el espacio (según los ejes de coordenadas perpendiculares entre sí: X, Y y Z).

Y por último el número cuántico spin: s

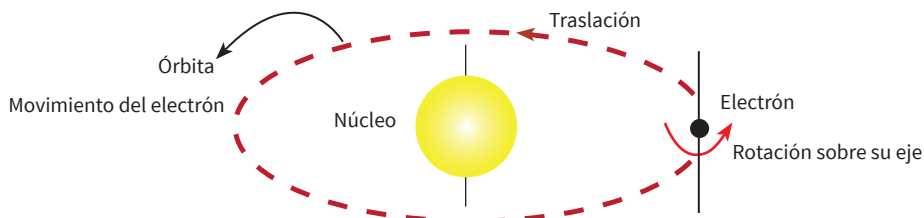
Indica el sentido en que giran los electrones sobre su propio eje y toma valores de $+1/2$ y $-1/2$, según giren en sentido horario (en el sentido de las agujas del reloj) o anti horario.



Formas de los orbitales electrónicos **s**.



Formas de los orbitales **p**. Los orbitales **p** se orientan en el espacio según los ejes de coordenadas.



Movimientos del electrón. El electrón tiene dos movimientos: traslación alrededor del núcleo y rotación sobre su eje.

De la combinación de los cuatro números cuánticos se deduce la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles; a esta distribución se la conoce como **configuración electrónica**.

La configuración electrónica es una manera sencilla de describir el estado energético de los electrones de un átomo en su estado fundamental o basal de energía (estado no excitado), utilizando los cuatro números cuánticos. De esta manera, el número **cuántico principal (n)** indicará el nivel en el cual se encuentra el electrón, es decir que todos los electrones que tengan el mismo número cuántico principal **n** pertenecerán al mismo nivel. Este número tomará valores enteros positivos: 1, 2, 3..., según los electrones se encuentren en el primer, segundo, tercer nivel, y así sucesivamente.

El **número cuántico azimutal (l)**, indicará la forma geométrica del orbital y señalará en qué subnivel (dentro de un nivel) se encuentra el electrón.

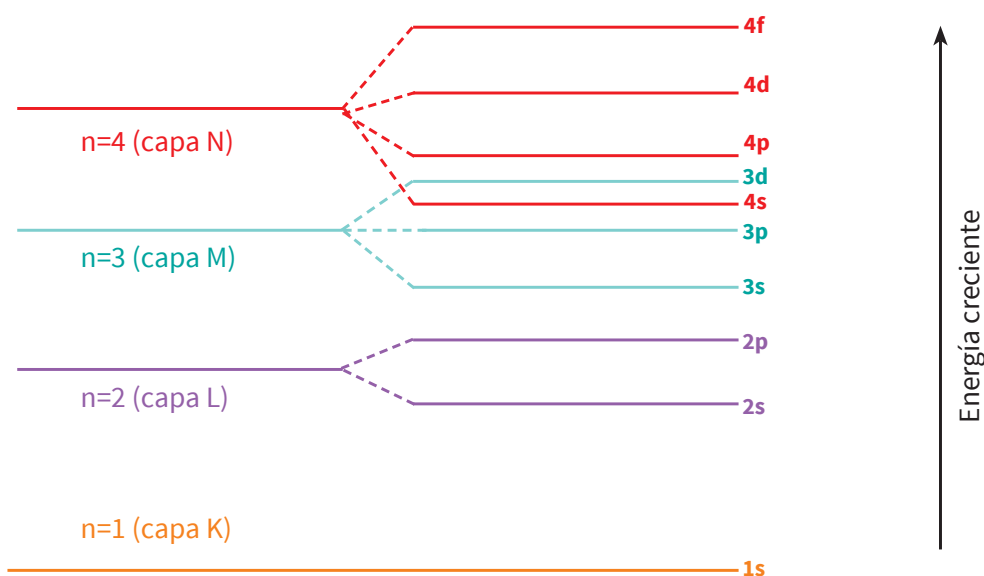
Los subniveles se indican con letras minúsculas s, p, d, y f que provienen de palabras en inglés relacionadas con las características de los espectros atómicos.

El número cuántico magnético (**m**), determinará la orientación espacial del orbital según los ejes de coordenadas. Si el valor de **m** es igual a cero, el orbital será esférico, esta forma corresponde a orbitales s. Si se trata de orbitales p, se podrán ubicar espacialmente según los ejes X, Y y Z, dando como resultado tres sub-orbitales: p_x , p_y , y p_z .

En el caso de los orbitales d, las posibilidades de orientación espacial serán cinco y habrá siete formas de orientación espacial para los orbitales f.

El número cuántico spin (**s**), indicará el sentido de giro de los electrones.

Dentro de cada suborbital pueden ubicarse solamente dos electrones, ambos girarán sobre su propio eje con sentidos opuestos: sentido horario y anti horario.



Observen cómo se superponen los orbitales a medida que aumenta el número de electrones y de niveles.

EL PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

El físico austríaco Wolfgang Pauli (1900-1958) estableció, estudiando los espectros atómicos, un principio que limita la cantidad de electrones que pueden ubicarse en un orbital:

“En un átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos con el mismo valor”.

Esto significa que en un mismo suborbital pueden existir solamente **dos electrones**, que tendrán **spin** opuesto.

Este principio sirve también para calcular el número máximo de electrones por cada orbital:

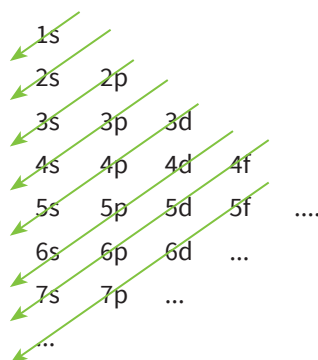
Tipo de orbital	Nº máximo de electrones
s	2
p	6 (en tres suborbitales)
d	10 (en cinco suborbitales)
f	14 (en siete suborbitales)

¿CÓMO SE DISTRIBUYEN LOS ELECTRONES EN LOS ORBITALES?

Hay excepciones al principio de Pauli, que son provocadas por la repulsión electrónica (las cargas de igual signo se repelen), y por la disposición de los electrones que siempre tienden a la menor energía.

Además al aumentar el número de electrones comienza el entrecruzamiento y superposición de orbitales.

Por esta razón se ha diseñado un esquema nemotécnico basado en resultados experimentales llamado **regla de las diagonales**, que permite completar con exactitud la distribución de los electrones en niveles y subniveles para determinar la **configuración electrónica externa**, que es de suma importancia porque hace posible predecir: el comportamiento químico de un átomo, las uniones que establecerá con otros átomos, su reactividad y otras propiedades.



Regla de las diagonales.

Siguiendo la **dirección** y **sentido** de las líneas diagonales se puede determinar el orden en que los electrones van ocupando los subniveles y niveles de energía del átomo. Este procedimiento puede aplicarse a cualquier elemento.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo se indica:

- El nivel de energía, con un número (1 para el primer nivel, 2 para el segundo, etc.).
- El subnivel de energía, con una letra que corresponde al orbital (s, p, d, f).
- El número de electrones, con un superíndice.

Por ejemplo, para el átomo de sodio, la cantidad de electrones es once, que se distribuyen de la siguiente manera:

Na: $Z = 11$, por lo tanto 11 e- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Esto significa que en el **primer nivel**, subnivel **s** hay **dos** electrones.

En el **segundo nivel**, hay **dos** electrones en el subnivel **s** y **seis** en el subnivel **p** y por último hay **un** electrón en el **tercer nivel** subnivel **s**. Se observa que en el tercer nivel está incompleto, esto determina que para completar su último nivel el sodio debe combinarse con otros elementos.

Para el átomo de calcio su configuración electrónica CE será:

Ca: $Z = 20$, por lo tanto: 20 e- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

La CE del átomo de yodo que tiene $Z = 53$ será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

Configuración electrónica externa (C.E.E.)

Hay una estrecha relación entre las propiedades químicas de un elemento y su configuración electrónica.

Los electrones más alejados del núcleo atómico (electrones externos) son los responsables de las reacciones químicas de los elementos.

Los electrones de niveles más internos se hallan atraídos por el núcleo y generalmente no participan.

En todos los elementos químicos, los electrones internos de un átomo son los mismos que los del gas inerte que los precede en la tabla periódica, por eso usualmente, para abreviar, cuando el número de electrones es grande, se escribe la configuración electrónica colocando el símbolo del gas inerte precedente entre corchetes, más la **configuración electrónica externa** que completa la del elemento en cuestión.

Por ejemplo:

Para el elemento Cloro:

Cl.: 17 electrones, su CE es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

En forma resumida podría escribirse: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

Lo que significa que el elemento cloro tiene la configuración electrónica del neón más siete electrones, ubicados en el tercer nivel subnivel s (dos electrones) y subnivel p (cinco electrones)

Siendo en este caso la CEE (configuración electrónica externa): $3s^2 3p^5$ la responsable de la forma en que el elemento cloro se combina químicamente con otros elementos.

Analizando el comportamiento de los gases inertes, que son los únicos elementos que no tienen reactividad química en condiciones normales, se observó que todos ellos menos el helio (He) tienen **ocho electrones** en su último nivel de energía.

De esto se deduce que la configuración electrónica más estable para los átomos es aquella en la cual se completan los **ocho electrones** en el nivel más externo (**regla del octeto**).

Para la netbook



- Para entender cómo se van ocupando los orbitales atómicos, pueden ver un simulador en:

<http://www.educaplus.org/play-73-Configuración-electrón>

Sitio: E+educaplus.org

¿Para qué sirve conocer la configuración electrónica?

- Se puede deducir y justificar electrónicamente el período de la tabla periódica a la que pertenece cada elemento.
Por ejemplo si tiene **tres niveles** de energía pertenece al **período tres**.
- Se pueden deducir los números de oxidación factibles, es decir las formas en que se van a combinar los elementos.
- Se puede deducir el grupo al que pertenecen los elementos. (El número de grupo se relaciona con el número de electrones de la CEE).

Actividades

- Escriban las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos utilizando la regla de las diagonales: estroncio ($Z = 38$), hierro ($Z = 26$), silicio ($Z = 14$), plata ($Z = 79$), molibdeno ($Z = 42$) y telurio ($Z = 52$).
- La configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a:
 - Un gas inerte.
 - Un elemento de transición.
 - Un elemento del grupo 1.
 - Ninguno de los elementos mencionados.
 ¿Cómo lo supieron?

- Completen el cuadro siguiente:

Configuración electrónica	Z	Período	Grupo	Tipo de elemento
	6			
		4	14	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$				

- Dados los siguientes números atómicos: 7, 32, 10, 51, 18, 33, 15, 36
Formen grupos con los elementos que pertenezcan al mismo grupo tomando como referencia la CE

LA TABLA PERIÓDICA: CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En el siglo XIX muchos químicos encontraron similitudes en el comportamiento de algunos elementos, por ejemplo: el neón, el helio y el argón eran gases y todos ellos tenían muy poca o nula reactividad química; el sodio y el potasio tenían propiedades físicas similares. Con estas evidencias y muchas otras, pensaron que los elementos químicos seguramente podrían agruparse de alguna manera.

Sin dudas, el gran desafío era encontrar un criterio que permitiera reunir los 63 elementos conocidos por entonces en grupos que tuvieran propiedades fisicoquímicas semejantes.

Las primeras ideas consistieron en relacionar los elementos de pesos atómicos similares, y así se organizaron primero en tríadas (de a tres elementos) y luego en octavas (grupos de ocho).



Dimitri Mendeleiev

En 1869 el alemán **Julius Lothar Mayer** y el ruso **Dimitri Mendeleiev**, cada uno en forma independiente, e inspirados por las ideas de Newlands y sus octavas, ordenaron los elementos según sus pesos atómicos crecientes, de manera que los que quedaban en la misma columna tenían propiedades similares.

Pero fue Mendeleiev el más visionario, ya que cuando en su ordenamiento faltaba algún elemento dejaba un “hueco” suponiendo que seguramente más adelante sería descubierto el elemento que ocuparía ese lugar.

En febrero de 1869 formuló su ley periódica:

“Los elementos ubicados según sus pesos atómicos crecientes presentan periodicidad en sus propiedades”.

La tabla periódica de Mendeleiev era sin lugar a dudas una genialidad, y tal como él lo predijo los elementos “faltantes” se iban descubriendo, pero, se presentaban algunos problemas al ordenar los elementos por sus pesos atómicos; era necesario hacer algunas inversiones o cambios para que quedaran ordenados en la columna correspondiente. El químico ruso creyó que esto se debía a que los pesos atómicos habían sido mal calculados, pero en realidad esto indicaba que debería haber otro criterio que permitiera que cada elemento estuviera ubicado en su familia correspondiente.

En el año 1913, el físico británico **Henry Moseley** observó en sus experimentos que el número de protones aumentaba en una unidad al pasar de un elemento a otro y decidió ordenar la tabla periódica por número atómico (número de protones) creciente, observando que así desaparecían las inversiones que preocupaban a Mendeleiev.

¿Sabías qué...?



Dimitri Mendeleiev, considerado el creador de la tabla periódica de los elementos, nació en Siberia oriental el 1 de febrero de 1834.

Fue nombrado profesor de la Universidad de San Petersburgo cuando solo tenía 31 años de edad.

Murió en el año 1907 y en su honor se llamó mendelevio (Mv) al elemento $Z = 101$.

De esta manera la tabla periódica actual quedó constituida ubicando los elementos por **número atómico creciente**. Los elementos quedan así ubicados en filas horizontales llamadas **períodos**, y columnas verticales denominadas **grupos**.

La ley periódica fue modificada de la siguiente manera:

“Los elementos ubicados según sus números atómicos crecientes presentan propiedades periódicas”.

Hacia 1940 habían sido descubiertos 92 elementos, del hidrógeno (H) al uranio (U); entonces comenzaron a producirse los primeros elementos artificiales, como resultado del bombardeo de átomos de uranio con otros átomos o con partículas subatómicas.

Por otro lado se observó que había un grupo de elementos del $Z = 58$ (cerio) al $Z = 71$ (lutecio) que tenían propiedades y características muy similares al lantano ($Z = 57$). Por razones de espacio y comodidad se ubicaron estos elementos y los obtenidos artificialmente en dos filas horizontales al pie de la tabla y se los denominó:

Lantánidos: elementos de $Z = 58$ a $Z = 71$.

Actínidos: elementos de $Z = 90$ a $Z = 103$.

Hubo algunas modificaciones posteriores hasta llegar a la tabla periódica que hoy conocemos. La última fue realizada por el químico **Glenn Seaborg**, quien en 1951 recibió el Premio Nobel de Química por sus trabajos en este tema, que, además, predecían las propiedades de otros elementos aún no descubiertos. En su honor el elemento $Z = 106$ se llamó seaborgio (Sg).

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

Cada elemento se representa con un símbolo que es la inicial de su nombre en letras mayúsculas (en algunos casos del nombre original, que fue griego o latino).

Si varios elementos tienen la misma inicial se agrega a continuación la segunda o tercera letra del nombre en letras minúsculas.

Es importante recordar que los símbolos químicos son universales, por tanto deben respetarse las convenciones.

En la tabla periódica a cada elemento corresponde un casillero donde figura la siguiente información:

- El número atómico Z que indica el número de protones y por lo tanto el número de electrones.
- El número A que indica la masa atómica relativa (que es el promedio de las masas atómicas de todos sus isótopos).
- El nombre del elemento.
- La configuración electrónica.
- El valor de electronegatividad.
- Los números de oxidación más frecuentes.
- Información adicional (estado de agregación, densidad, estructura cristalina, etc.).

5	10,811
	3
(2030)	B
2,34	
$1s^2 2s^2 2p^1$	
Boro	

Casillero de la tabla periódica actual.

Tabla Periódica de los Elementos

1A													2A																									8A
1	H												4	Be																								2
1.00794	Hidrógeno												9.012182	Berilio																								4.002602
3	Li												9	Ne																								10
6.941	Litio												24.3050	Magnesio																								18.9984032
11	Na												12	Mg																								Neón
22.989769	Sodio												24.3050	Magnesio																								20.1797
19	K												20	Ca																								36
39.0983	Potasio												40.078	Calcio																								39.948
37	Rb												38	Sr																								85
85.4678	Rubidio												87.62	Estroncio																								83.798
55	Cs												56	Ba																								131.293
132.9054519	Cesio												137.327	Bario																								126.90447
87	Fr												88	Ra																								210
223	Francio												226	Radio																								210
294	Ununseptio												293	Ununpentio																								294
294	Ununseptio												293	Ununpentio																								294

57 La 138.90547 Lantano	58 Ce 140.116 Cerio	59 Pr 140.90765 Praseodimio	60 Nd 144.242 Neodimio	61 Pm [145] Prometio	62 Sm 150.36 Samario	63 Eu 151.964 Europio	64 Gd 157.25 Gadolinio	65 Tb 158.92535 Terbio	66 Dy 162.500 Disprosio	67 Ho 164.93032 Holmio	68 Er 167.259 Erbio	69 Tm 168.93421 Tulio	70 Yb 173.054 Iterbio	71 Lu 174.9668 Lutecio
89 Ac [227] Actinio	90 Th 232.03806 Torio	91 Pa 231.03588 Protactinio	92 U 238.02891 Uranio	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curio	97 Bk [247] Berkelio	98 Cf [251] Californio	99 Es [252] Einstenio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [262] Lawrencio

Lantánidos

Actínidos

Alcalino	Alcalinotérreo	Metales del bloque p	Halógeno	Gas noble
No metal	Metal de transición	Metales de transición	Lantánidos	Actínidos

Tabla periódica.

Organización de la tabla periódica

La tabla se organiza en siete (7) filas horizontales llamadas **períodos**, numeradas del 1 al 7, que **coinciden** con las órbitas o niveles energéticos de los átomos. El séptimo período está incompleto y allí se van agregando los nuevos elementos.

Cuenta además con dieciocho (18) **grupos** de elementos. Los grupos son columnas verticales que se numeran del 1 al 18 correlativamente, o con números romanos acompañados de las letras A y B. Dentro de un mismo grupo, los elementos presentan propiedades similares.

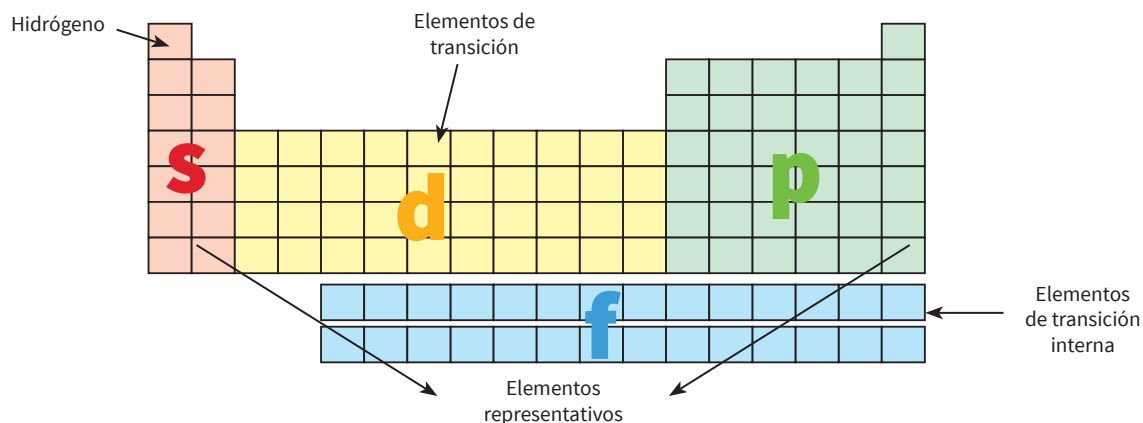
La **IUPAC** recomienda desde 1985 el uso de la numeración correlativa del 1 al 18, pero por el uso frecuente y la costumbre, también la tabla presenta la numeración antigua.

Según esta estructura de grupos y períodos, la tabla periódica queda dividida en cuatro **bloques** fundamentales: **s**, **p**, **d** y **f**, según sea el último orbital ocupado en la CEE

Los bloques **s** y **p** corresponden a los **elementos representativos**, comprenden a los metales y no metales (incluidos algunos que se conocen como metaloides).

Los elementos del bloque **d** son los **elementos de transición** y son todos metales.

El bloque **f** está formado por los **elementos de transición interna** (lantánidos y actínidos); algunos elementos son metales y la mayoría son elementos artificiales, obtenidos por síntesis.



Grupos de la tabla periódica

- **Elementos representativos:** tienen incompleto el último nivel de energía, el **electrón diferenciador** (electrón que diferencia en una unidad mayor a cada elemento con respecto al que se encuentra antes en la tabla periódica) ocupa el orbital **s** o **p**.

En los metales (grupos 1 y 2) el electrón diferenciador ocupa el orbital **s**.

No metales: (grupos 13, 14, 15, 16, y 17), el electrón diferenciador ocupa el orbital **p**.

Vocabulario



IUPAC

Unión internacional de química pura y aplicada. Organismo miembro de la ICSU (Consejo internacional para la ciencia). Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de compuestos químicos, nomenclatura, terminología y medición.

- **Elementos de transición**

Presentan los dos últimos niveles de energía incompletos, el electrón diferenciador ocupa generalmente el orbital **d** (son los grupos del 3 al 12), estos elementos pueden comportarse como metales o como no metales, según el elemento con el que reaccionen.

- **Elementos de transición interna**

Tienen los tres últimos niveles de energía incompletos.

- **Gases inertes, raros o nobles**

Presentan completo (con ocho electrones) el último nivel, el electrón diferenciador ocupa el orbital **p** con seis electrones, excepto el helio (He).

- **El hidrógeno**

No tiene una ubicación muy determinada en la tabla periódica.

Usualmente se lo ubica en el grupo 1 por tener un electrón en el último nivel (orbital **s**), pero sus propiedades son muy particulares y diferentes en muchos casos a las del grupo; por eso si bien pertenece a la primera columna de la tabla periódica, se encuentra separado de los demás elementos del grupo.

Otra forma utilizada para organizar los elementos de la tabla periódica es dividirlos en grupos teniendo en cuenta sus propiedades fisicoquímicas:

Los **metales** son elementos que tienen tendencia a perder electrones cuando se combinan con otros átomos, convirtiéndose en iones con carga positiva llamados cationes. Dentro de este conjunto los elementos del grupo 1 se denominan metales alcalinos y los del grupo 2 metales alcalinotérreos.

Los **no metales**, que se caracterizan por su tendencia a captar electrones de otros átomos, convirtiéndose en iones con carga negativa llamados aniones.

Dentro del grupo de los no metales se destaca la columna número 17 conocida como **halógenos**.

Los elementos del grupo 18 se denominan **gases inertes**, raros o nobles, justamente por sus curiosas propiedades y poca actividad química.

Los **elementos de transición** son un conjunto formado por metales entre los que se encuentran los más utilizados por el hombre moderno, como el hierro y el cobre.

Estos grupos se denominan de acuerdo al nombre del primer elemento de la columna, por ejemplo el grupo 12 es el grupo del cinc.

Los **metaloides** son un pequeño grupo formado por el boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astato, que en la tabla periódica se ubican como una diagonal entre los metales y no metales.

Los metaloides presentan propiedades en algunos casos similares y en otros intermedias entre los metales y los no metales.

Al final de la tabla se ubican los **lantánidos y actínidos**, que se conocen también como tierras raras, porque son poco frecuentes. Muchos de los lantánidos forman parte de los minerales y la mayoría de los actínidos fueron obtenidos por síntesis en los laboratorios o como productos de la desintegración radiactiva.

Actividades

El arte y la química

- 1 Ingresen en el siguiente sitio¹: <http://www.raci.org.au/periodic-table-on-show>

O escribiendo en un buscador la frase: “la tabla periódica más bonita del mundo”.

Allí podrán ver cómo 79 químicos y 38 artistas plásticos de la isla de Tasmania, con motivo de celebrar el año internacional de la química, ilustraron con grabados la tabla periódica resaltando alguna característica propia de cada elemento.

¿Por qué creen que los artistas han elegido esas imágenes para representar a los siguientes elementos: carbono, cobalto, oxígeno, calcio, aluminio, uranio y hierro?

¿Qué propiedad o característica de los elementos habrán deseado resaltar?

- 2 Si quieren conocer cómo son los elementos químicos pueden consultar²:

<http://www.educaplus.org/play-81>

O escribiendo en un buscador la secuencia: “educaplus+ química+ los elementos químicos”.

¹ Sitio: RACI, Instituto de Química de Australia. Disponible en: <http://www.raci.org.au>

² Sitio: E+educaplus.org. Disponible en: <http://www.educaplus.org>. Enlace: “Imágenes de los elementos químicos”.

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Hay propiedades de los elementos que varían en forma sistemática con respecto a la variación del número atómico dentro de un grupo o un período, son denominadas **propiedades periódicas** y entre las más importantes podemos citar:

► Radio atómico:

Si se considera al átomo como una esfera, se puede determinar experimentalmente la distancia del electrón más externo al núcleo del átomo y esta distancia, que se conoce como radio atómico, varía de la siguiente manera:

- Dentro de un período disminuye de izquierda a derecha, esto se debe a que a medida que aumenta la carga positiva del núcleo, los electrones están cada vez más atraídos hacia el centro del átomo, por tener carga opuesta (negativa).
- Dentro de un grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo, esto se explica, por el aumento de órbitas o niveles de energía, en este caso las “capas electrónicas” ejercen un efecto “pantalla”, que bloquea en cierta manera la atracción del núcleo sobre los electrones (figura a).

➤ Electronegatividad:

Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando forma un enlace químico con otros átomos. En la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo (figura b).

➤ Carácter metálico:

Se relaciona con la tendencia de un elemento a perder electrones. Los metales tienden a perder electrones, mientras que los no metales tienden a captarlos.

El carácter metálico aumenta de derecha a izquierda en un período y de arriba abajo en un grupo (figura c).



Figura a: radio atómico

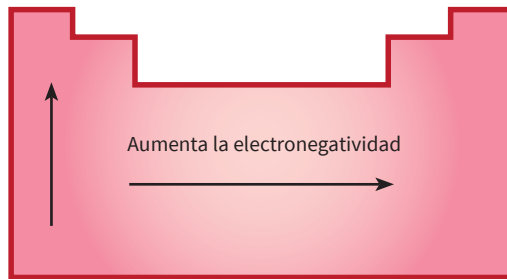


Figura b: electronegatividad

La electronegatividad es una propiedad muy importante, ya que permite establecer la forma en que los elementos se combinan químicamente.

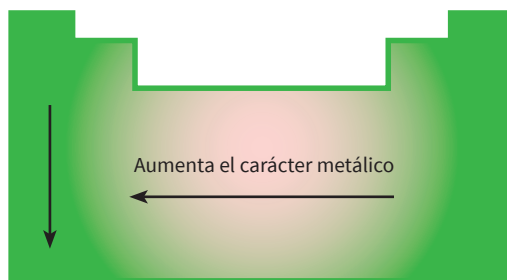


Figura c: carácter metálico

Actividades

- 1 Dados los siguientes elementos:
Al, S, Mg, Cu, Ba
 - a) Busquen en la tabla periódica el número de electrones.
 - b) Indiquen (sin utilizar la tabla periódica) su CE
 - c) Indiquen el elemento más electronegativo y el de mayor carácter metálico.
- 2 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:
 - a) $1s^2 2s^1$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^4$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 - 2.1. Clasifiquen en representativo o de transición los elementos correspondientes. Justifiquen.
 - 2.2 Determinen el número atómico de cada uno.
 - 2.3. Escriban su nombre y símbolo.
- 3 Dados los valores de Z de los siguientes elementos:

a) 9	d) 17
b) 13	e) 50
c) 32	f) 37

 - 3.2. Escriban su nombre y símbolo.
 - 3.3 Ordénenlos de acuerdo a su electronegatividad creciente.
- 4 Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrijan las falsas:
 - a) Los elementos del grupo 17 tienen 7 electrones en su último nivel.
 - b) El elemento más electronegativo está en el período 6.
 - c) El sodio es el elemento más electronegativo.
 - d) Los átomos de mayor radio atómico se encuentran en el primer período.
 - e) El potasio es un metal.
 - f) El elemento $Z = 9$ es un gas inerte.
 - g) El elemento que tiene 35 protones es representativo.
 - h) La tabla periódica está ordenada por pesos atómicos crecientes.

Actividades

- 5 Escriban la CE y señalen la CEE para los siguientes elementos:
- El segundo metal alcalino.
 - El tercer gas inerte.
 - El elemento Grupo 13 Período 3.
 - El selenio.
- 6 Unan con flechas los números atómicos de la izquierda (busquen en la tabla periódica los elementos a los cuales pertenecen) con la característica correspondiente de la derecha.

Z = 36	Elemento de transición interna.
Z = 14	Elemento de transición.
Z = 10	Gas inerte.
Z = 30	Elemento representativo.
Z = 19	Elemento del quinto período.
Z = 58	Metal alcalino.
Z = 80	Elemento del período 2.
Z = 5	Elemento del grupo 12.

Actividades

Leer el artículo de la página siguiente y responder:

- ¿Qué requisitos deben cumplirse para incorporar un elemento nuevo a la tabla periódica? ¿Quién lo autoriza?
- ¿Qué características tiene el elemento 117?
- ¿Cuántos protones tiene en su núcleo el ununseptio?
- ¿A qué grupo y período pertenece?
- ¿Cómo se sintetiza un nuevo elemento?



Lectura

Confirmado: Elemento 117, novedad en la tabla periódica de Mendeleiev

Un nuevo elemento químico podrá unirse oficialmente a la tabla periódica. Se trata del 117º elemento, sintetizado por científicos alemanes. El ununseptio (Uus) es el segundo elemento más pesado del mundo.

Físicos del centro de investigación de Alemania GSI, compañía para la investigación de iones pesados, lograron sintetizar cuatro átomos de un nuevo elemento químico, que es 40% más pesado que el plomo, informó la revista *NewScience*.

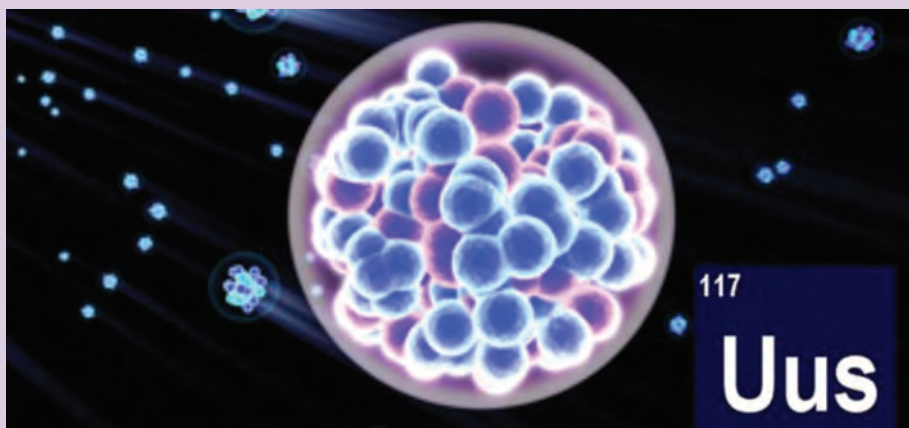
El ununseptio es el elemento 117 pero no es nuevo. Los primeros en sintetizarlo fueron un grupo de investigadores rusos y norteamericanos de la Universidad de Dubna en 2010, pero no estaba reconocido. Para que un nuevo elemento químico sea incorporado en la tabla periódica, debe de ser sintetizado al menos por dos laboratorios independientes.

Esa doble confirmación es la única manera de que la Unión internacional de química pura y aplicada (IUPAC) apruebe su entrada en la tabla. La confirmación de la nueva síntesis del elemento 117 ha sido anunciada por la Universidad Nacional de Australia, que también participaba en el proyecto, informa el portal Gizmodo.

“Hacer este elemento está en el límite absoluto de lo que es posible en este momento”, afirmó el profesor David Hinde, profesor de la Universidad Nacional de Australia. El ununseptio era el elemento químico con más protones que quedaba por confirmar, pero no es el más pesado de la tabla periódica. Ese récord lo tiene el elemento 118, el ununoctio.

Fuente: Servicio de Información y Noticias Científicas SINC (first state public agency specialising in science, technology and innovation information in Spanish).

Sitio: <http://www.agenciasinc.es/>. Publicado el 4 mayo de 2014.





Lectura

El enigma de la *partícula de Dios*

Un descubrimiento revolucionario deslumbra al mundo de la física y una científica platense, María Teresa Dova, explica por qué.

Por María Gabriela Ensinck

¿Qué es el bosón de Higgs? ¿Realmente es la partícula que da origen al universo?

Para entender qué es el bosón de Higgs tenemos que hablar de la teoría que describe las partículas fundamentales de la materia y las fuerzas que hacen que estas se unan para dar lugar al universo: el modelo estándar, el cual requiere de un mecanismo explicativo del origen de la masa de todas las partículas. Así se sugirió la existencia de un campo de fuerzas en el vacío, en el que las partículas adquieren masa a través de la interacción o fricción con el llamado campo de Higgs. Resulta que las partículas que interactúan más fuertemente adquieren mayor masa, mientras que aquellas que no la poseen pasan por ese campo como si no existiera. La consecuencia es que, si el campo de Higgs existe, deberíamos observar la partícula asociada al mismo, el bosón de Higgs. Los físicos estábamos buscando esta partícula desde hacía varias décadas, cuando el científico británico Peter Higgs propuso su existencia. No se trata de la partícula que dio origen al universo, sino que juega un rol central para entender el origen de la masa.

¿Por qué se la denomina *partícula de Dios*?

La confusión viene a partir del editor de un libro del Premio Nobel de Física (1988) León Lederman, que la bautizó así con más criterio marketinero que científico. El hecho es que su búsqueda llevó más de 20 años de trabajo de científicos, ingenieros, informáticos y técnicos de 80 países, y una inversión millonaria para la construcción del Gran Colisionador de Hadrones y sus detectores (ATLAS, CMS, ALICE, LHCb). Se trata de un instrumento altamente sofisticado situado bajo tierra, capaz de acelerar protones a altísima energía y producir choques entre ellos que dan lugar a la producción de partículas nuevas, entre ellas el bosón de Higgs. Por otro lado, los detectores que miden las partículas producidas en las colisiones son del tamaño de enormes catedrales.

¿Es cierto que para este hallazgo se reprodujo a escala el instante del *Big Bang*?

No. Ese es otro de los conceptos equivocados respecto del bosón de Higgs. Lo que hacemos en cada una de las millones de colisiones entre las partículas aceleradas en el Gran Colisionador de Hadrones es reproducir, en una pequeña porción del espacio, las condiciones de temperatura y energía altísima imperantes en fracciones de segundo después del *Big Bang*. No existe tecnología humana capaz de generar un *Big Bang*, donde el espacio-tiempo fue creado.

¿Qué implicancias tiene este hallazgo para la industria y la vida cotidiana?

Muchas tecnologías desarrolladas para construir el Gran Colisionador de Hadrones tienen un impacto revolucionario, como la *World Wide Web*. Fue un informático del CERN, Tim Berners

Lee, quien inventó la www (en 1989) por una necesidad que teníamos los físicos de intercambiar información a distancia. Esa búsqueda del conocimiento nos movió a desarrollar más recientemente en el CERN la tecnología Grid, para trabajar con enormes volúmenes de datos en sistemas altamente complejos.

El CERN cerró su colisionador de hadrones hasta 2015. ¿Esto quiere decir que finalizó el experimento?

Nada de eso. Hoy tenemos muchos más datos que hace un año, y de aquí a 2015, cuando vuelva a prenderse en un rango de energía mucho mayor, tenemos que analizarlos y estudiar todas las propiedades de la nueva partícula, así como continuar con la búsqueda de nuevas partículas y fuerzas. Esto nos ayudaría a responder a muchas incógnitas dentro del modelo estándar, como las relacionadas con la materia oscura o la asimetría entre materia y antimateria, entre otras.

Palabra de experta

María Teresa Dova es doctora en Física por la UNLP. Desde sus inicios participó en el proyecto del Gran Colisionador de Hadrones del CERN, Centro Europeo para la Investigación Nuclear con sede en Ginebra, Suiza.

Fuente: *La Nación Revista Ciencia*. Publicado el domingo 26 de mayo de 2013.

Actividades

Análisis

- 1 ¿Qué es el bosón de Higgs?
- 2 ¿Qué se logró descubrir con este experimento?
- 3 ¿Qué beneficios en lo cotidiano trajo la tecnología desarrollada en este proceso?
- 4 ¿Qué mitos existen alrededor de este experimento?
- 5 ¿Por qué creen que muchas personas sienten temor frente a estos ensayos?



¿Vamos al laboratorio?

Ensayos a la llama

Para los químicos, una de las primeras formas de identificar los elementos, fue observar el color que adquiría la llama cuando se exponía una sustancia al fuego. Estos experimentos ya eran utilizados desde la antigüedad por los chinos con fines recreativos, y hoy los conocemos como **fuegos artificiales**.

Los científicos observaron, más adelante, que cuando las sustancias en estado gaseoso se excitan por medio del calor emiten radiación electromagnética, que si se encuentra dentro del espectro visible, se observa como luz de un color característico para cada elemento químico.

Objetivo del experimento:

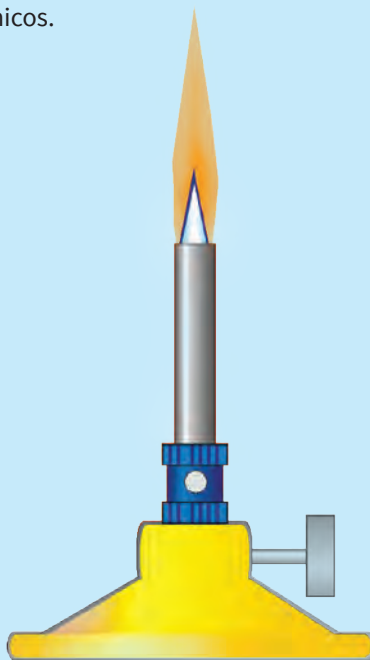
Observar los espectros de emisión de los elementos químicos.

Materiales:

- Mechero de Bunsen.
- Tizas blancas.
- Pinza metálica.
- Anteojos de seguridad.
- Vasos de precipitado (o frascos de vidrio).
- Espátula.
- Pipeta o gotero.
- Varillas de vidrio.

Reactivos:

- Etanol (alcohol medicinal).
- Cloruro o nitrato de sodio.
- Cloruro o nitrato de calcio.
- Cloruro o nitrato de potasio.
- Cloruro o nitrato de litio.
- Cloruro o nitrato cúprico.
- Agua destilada.
- Limaduras de hierro.
- Ácido clorhídrico.



Procedimiento:

Preparen soluciones mezclando una punta de espátula de cada uno de los reactivos con 10 ml de etanol. (Utilicen, para cada uno, un vaso o frasco rotulado con el nombre del reactivo).

Para facilitar la disolución agreguen 1 ml de agua destilada y una gota de ácido clorhídrico (HCl).

Agiten con una varilla de vidrio (recuerden lavar la varilla al pasar de un vaso a otro).

Una vez disueltos los reactivos sumerjan un trocito de tiza en cada vaso. Hagan lo mismo con un vaso que solo contenga alcohol (ensayo blanco).

Ahora tomen con una pinza metálica cada trocito de tiza y **con sumo cuidado, (utilizando anteojos de seguridad y a una distancia prudente del mechero)**, expongan a la llama y observen el color que adquiere.

Tomen una punta de espátula de limaduras de hierro y expónganla a la llama.

Registren los datos.

Pueden fotografiar con la cámara de sus celulares y agregar las fotografías al informe de laboratorio.

Registro de datos:

Completen el cuadro.

Sustancia	Color de la llama	Elemento responsable del color de la llama

Conclusiones:

1. Expliquen por qué el cloruro de sodio (Na Cl) y el nitrato de sodio (Na NO_3) producen el mismo color a la llama.
2. Expliquen por qué el cloruro de sodio (Na Cl) y el cloruro de potasio (KCl) producen distinto color a la llama.
3. ¿Qué es un espectro de emisión? ¿Por qué se produce?

Nota: cuando observen un espectáculo de fuegos artificiales, recuerden que los vistosos colores son producidos por la pérdida de un exceso de energía que habían adquirido los átomos de los metales que forman parte de su composición.

