

2

**ESTRUCTURA
ATÓMICA
Y TABLA
PERIÓDICA****OBJETIVO GENERAL**

El lector aprenderá la estructura y propiedades del átomo mediante el análisis de los modelos atómicos y la clasificación de los elementos químicos, lo que le permitirá desarrollar inferencias acerca del uso de diferentes modelos, sus implicaciones y repercusiones.

INDICADORES DE LOGROS

- 1** Explicar de manera clara el concepto de átomo a través de las leyes ponderales y de los primeros modelos atómicos.
- 2** Describir adecuadamente la composición del átomo por medio del modelo atómico de Thomson.
- 3** Valorar las repercusiones de las investigaciones atómicas en el desarrollo social y científico de la humanidad.
- 4** Explicar de manera sucinta la estructura del núcleo atómico, tomando como base el estudio de la radiactividad hecho por Rutherford y su modelo atómico.
- 5** Describir en forma acertada la estructura electrónica del átomo a partir del modelo atómico de Bohr-Sommerfeld y la organización periódica de los elementos.
- 6** Reconocer las partes que forman la tabla periódica, y puede explicar las propiedades de los metales, no metales y metaloides.
- 7** Conocer las distintas propiedades periódicas de los elementos.

EVALUACIÓN DE CONOCIMIENTOS DECLARATIVOS PREVIOS

¿QUÉ TIPO DE CONOCIMIENTO TIENES SOBRE LOS SIGUIENTES CONTENIDOS? MARCA TU RESPUESTA EN LA COLUMNA CORRESPONDIENTE; POSTERIORMENTE, HAZ LA SUMA PARA CADA UNA DE ELLAS. TE RECOMENDAMOS QUE INVESTIGUES LOS TEMAS QUE TE SEAN DESCONOCIDOS ANTES DE COMENZAR LA LECTURA DE ESTE CAPÍTULO. CONSULTA A TU PROFESOR PARA ACLARAR CUALQUIER DUDA QUE TENGAS AL RESPECTO.

Contenido	Dominio del tema			
	Poco	Regular	Bueno	Muy bueno
Átomo				
Leyes ponderales				
Teoría atómica de Dalton				
Partículas subatómicas				
Modelo atómico de Thomson				
Número atómico				
Masa atómica				
Número de masa				
Isótopos				
Configuración electrónica				
Modelo atómico de Rutherford				
Números cuánticos				
Modelo atómico de Bohr				
Tabla periódica				
Grupos y periodos				
Metales y no metales				
Suma de cada columna				

Primeras aproximaciones al modelo atómico actual

OBJETIVO

Explicar el concepto de átomo aplicando las leyes ponderales y los postulados de la teoría atómica, reconociendo la participación de los átomos en la formación de la materia.

Muchas de las propiedades de la materia descritas en el capítulo anterior tienen su explicación a nivel atómico. Los átomos son, en la escala de lo pequeño, los “ladrillos del universo” como señalaba Isaac Asimov, y es precisamente ahí donde haremos un viaje para explorar el interior del átomo.

Cada sustancia del universo, incluyéndonos a nosotros, está formada por átomos. Muchos de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza o que son generados en los laboratorios tienen una explicación a nivel microscópico, y para entenderlos tenemos que partir del conocimiento de la estructura y comportamiento del átomo.

En la actualidad, conocemos mucho de la estructura y propiedades de los átomos, pero ¿cómo se ha llegado a esto? Imaginemos que tenemos una caja en la cual se encuentran objetos de diversa índole, pero que no nos es permitido abrirla. ¿Qué harías para saber su contenido? Posiblemente recurrirías a realizar una serie de pruebas como agitar la caja de diferentes formas, escuchar los sonidos que se generan al moverla, sentir algún objeto pesado empleando el tacto, etc. A partir de estas acciones tendrías una idea del contenido de la caja y seguramente te atreverías a precisar el nombre de algunos objetos e incluso hacer predicciones del comportamiento de la caja.

Puesto que no podemos ver el contenido de la caja, al igual que no podemos ver un átomo, lo que hacemos es emplear nuestros sentidos e intelecto para crear un *modelo* que explique el contenido de la caja. De la misma manera, los científicos crean modelos que les permiten formular predicciones que los llevan al planteamiento de teorías sobre la naturaleza de un fenómeno llamado átomo. Un modelo no es una estructura rígida, sino todo lo contrario, se puede perfeccionar, cambiar o desechar si se vuelve obsoleto y ya no cumple la función para lo que fue propuesto.

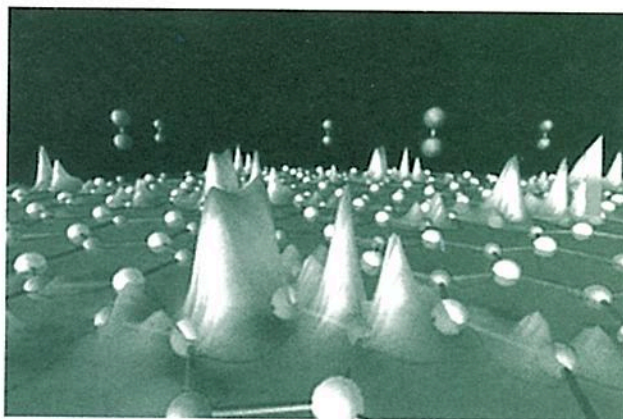


Fig. 2.1 Modelo en tres dimensiones del átomo.

Fig. 2.2 Demócrito de Abdera bautizó con el nombre de átomo a las partículas más pequeñas que se conocían.



Ahora, haremos un breve recorrido a través de 2 500 años que tiene el concepto de átomo, citando a los personajes y los momentos en que se produjeron los cambios más notables y los hechos experimentales que los indujeron.

Hablar de las diferentes teorías del átomo significa remontarnos al siglo V a. C. cuando en la antigua Grecia, cuna de la civilización, comenzaron los primeros cuestionamientos científicos que llevaron al hombre a percatarse de que en la naturaleza existen leyes que rigen el comportamiento de la materia, y que éste no obedece a mandatos o designios divinos. Fueron los filósofos griegos **Leucipo** y su discípulo **Demócrito**

de Abdera quienes en aquella época sugirieron que la materia estaba compuesta por diminutas partículas indivisibles llamadas **átomos**, palabra que significa en griego *indivisible*. Ellos creían que las sustancias se podían dividir hasta cierto límite, y que este límite llegaba precisamente a los átomos, los cuales ya no se podían dividir. Esta teoría no fue muy aceptada en su tiempo, incluso filósofos de la jerarquía de Aristóteles no la aceptaron, y desde la época de los romanos, y durante más de 2 000 años se consideró que toda sustancia estaba formada por la combinación de cuatro elementos: aire, fuego, tierra y agua.

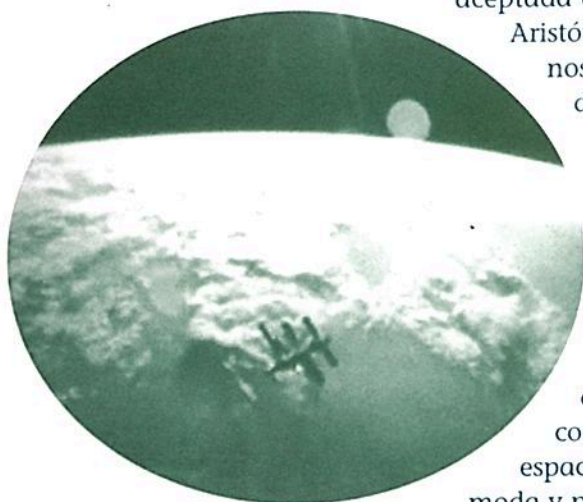


Fig. 2.3 Los satélites artificiales nos ayudan a llevar una vida más cómoda.

El modelo atómico actual no es un producto de la casualidad. Su concepción tiene un pasado maravilloso que abordaremos a continuación, porque para entender el presente hay que conocer su historia, la cual está repleta de personajes, acontecimientos, experimentos y teorías que dieron forma a lo que hoy conocemos del átomo. El conocimiento del átomo nos ha llevado a explorar el espacio exterior, nos ha proporcionado una vida más cómoda y placentera, y nos ha permitido conocer lo más íntimo del cuerpo humano. Éste y muchos otros aspectos son los beneficios de conocer la estructura atómica y sus propiedades. Empecemos entonces a conocer esa asombrosa historia.

Leyes ponderales y la teoría atómica de Dalton

El desarrollo de la química tomó un nuevo giro a partir de las investigaciones de **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794), quien realizó los primeros experimentos químicos realmente cuantitativos. Lavoisier demostró

que en una reacción química la cantidad de materia es la misma al comienzo y final de la reacción. Realizando un experimento con agua, pudo determinar que su peso, antes y después de una prolongada ebullición, era el mismo. Claro que bajo condiciones controladas, como un sistema cerrado, en el que no hubiera escapes de vapor, lo que le permitía realizar cálculos con gran precisión.

A partir de éste y otros experimentos enunció su ley conocida como **ley de la conservación de la materia**, la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma*. Por ello, Lavoisier es considerado el padre de la química moderna. Posteriormente, **Joseph Louis Proust** (1754-1826), químico francés, propuso la **ley de las proporciones definidas**, también conocida como *ley de la composición constante*. Esta ley establece que *los elementos se combinan para formar compuestos, y siempre lo hacen en proporciones definidas*. Proust realizó mediciones muy cuidadosas en las que comprobó que el cobre, el oxígeno y el carbono, que forman el carbonato de cobre II, CuCO_3 , se combinaban en las mismas proporciones de peso, 5 unidades de cobre por 4 de oxígeno por 1 de carbono, y se haga lo que se haga la proporción siempre será 5:4:1, lo que le llevó a pensar que no se trataba de una receta de cocina, donde ponemos una "pizca" de algún ingrediente o le quitamos otro. La proporción del CuCO_3 es inmutable.

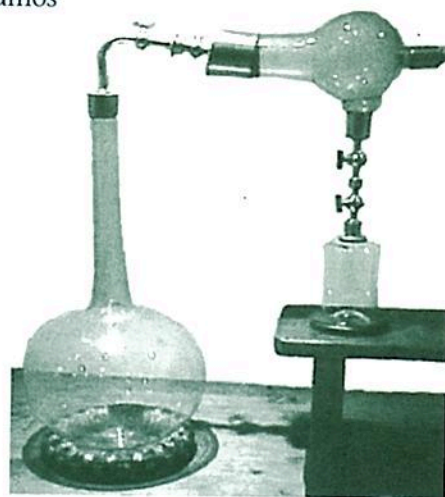
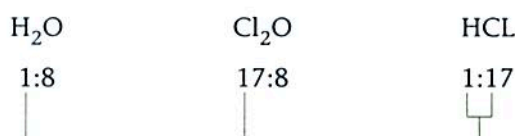


Fig. 2.4 Material que utilizó Lavoisier en una pintura de 1788 donde es acompañado por su esposa Marie Anne.

Otra ley fue establecida por un alemán llamado **Jeremías Benjamin Richter** (1762-1807) en 1792 llamada **ley de las proporciones recíprocas**, la cual establece que:

[...] la relación de masas de dos elementos, que se combinan con una cantidad fija de un tercero, es la misma con la cual se combinan para formar un compuesto.

Pero ¿qué quiere decir esto? Bueno, veámoslo con un ejemplo.



Observa que en el primer compuesto el hidrógeno (H) se combina con el oxígeno en una proporción 1:8, y en el segundo compuesto el cloro (Cl) también se combina con el oxígeno, pero en una proporción de 17:8. En estos dos primeros compuestos el oxígeno permanece constante en cantidad, mientras que los otros dos elementos varían. Pero cuando el hidrógeno (H) y el cloro (Cl) se combinan, lo hacen en la misma proporción que lo hicieron con el oxígeno, formando un tercer compuesto.

ACTIVIDAD 2.1

Demuestra la ley de las proporciones recíprocas con las siguientes moléculas: CO_2 , H_2O y CH_4 .

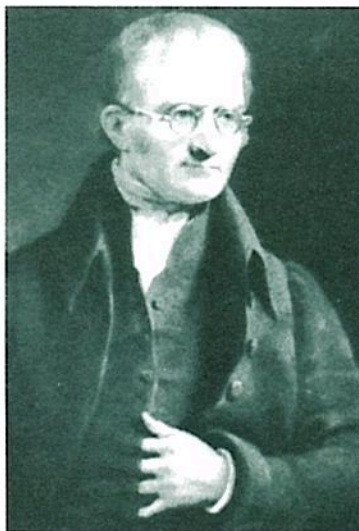


Fig. 2.5 El británico John Dalton creó la teoría atómica.

Una tercera ley fue postulada por el químico y físico británico **John Dalton** (1766-1844), en 1803, la cual señala que *los elementos se pueden combinar en más de una proporción, y que cada conjunto corresponde a un compuesto diferente*. Esta ley es conocida como **ley de las proporciones múltiples**. Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno se combinan en proporciones diferentes para convertirse por un lado en agua, H_2O , y por otro lado en agua oxigenada, H_2O_2 . El primero es un constituyente esencial para los seres vivos tanto en su naturaleza biológica como en las actividades humanas, mientras que el segundo compuesto se emplea como anti-

séptico general, oxidante, neutralizante, en la decoloración del cabello, en la limpieza de dentaduras y desinfección bucal, así como para blanquear pieles. Como verás, ambos compuestos están formados por los mismos elementos, pero el hecho de que el oxígeno se haya combinado en doble proporción hizo que se formaran dos compuestos con propiedades totalmente distintas.

Al conjunto de estas leyes se les conoce como **leyes ponderales** o *leyes de las combinaciones químicas*, puesto que rigen la proporción de la masa y el volumen en los compuestos.

Entre 1808 y 1810, Dalton publicó su obra titulada *Un nuevo sistema de filosofía química*, en la cual establece su **teoría atómica** a través del estudio de propiedades físicas del aire atmosférico y de otros gases. Asimismo, Dalton incluyó en ese trabajo la masa atómica de varios elementos y compuestos conocidos. Aunque sus masas no eran muy precisas, esto constituyó una aportación importante en la clasificación de los elementos. También proporcionaba una simbología para representar a los elementos químicos y las moléculas.

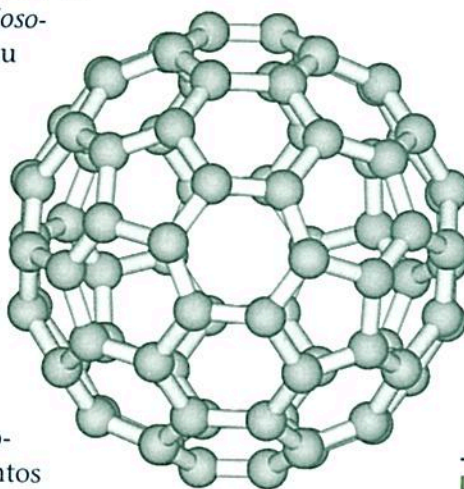


Fig. 2.6 Modelo de Dalton.

Dalton estableció los siguientes postulados, que son la esencia de su teoría atómica:

- Los elementos se componen de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en propiedades, incluida la masa; los átomos de elementos diferentes son diferentes entre sí y tienen propiedades distintas.
- Los átomos de un elemento no se crean ni se destruyen en una reacción química, sino que simplemente se reordenan.
- La formación de compuestos resulta de la combinación de dos o más átomos y siempre lo hacen en proporciones fijas de números enteros positivos.

Con su teoría atómica, Dalton hizo referencia a las leyes ponderales anteriormente descritas, y estableció una diferencia entre los compuestos formados por un solo elemento y los formados por dos o más elementos diferentes, a los que llamó moléculas. Esta teoría ayudó a explicar el comportamiento de la materia en diversas situaciones, conjuntamente con algunos hechos experimentales.

Ciertamente, esta teoría presentaba algunas imprecisiones, pues como veremos más adelante, el átomo sí se puede dividir, y sí existen elementos iguales, pero con masa distinta; por ello, Dalton no llegó a presentar una propuesta clara de la constitución estructural del átomo.

Partículas subatómicas

OBJETIVO

Explicar la composición del átomo a través de los experimentos que permitieron el descubrimiento del electrón y el modelo atómico de Thomson, valorando las repercusiones en el desarrollo social y científico de las investigaciones atómicas.

En el proceso histórico del desarrollo de las teorías y modelos atómicos resulta imprescindible hacer un recorrido por aquellos experimentos que fueron cambiando la concepción del átomo. Desde Alessandro Volta hasta Bohr y Sommerfeld existe un camino de más de 200 años de consolidación de la teoría atómica, en la cual se van reuniendo una serie de acontecimientos en la física y la química modernas que dieron forma a lo que hoy conocemos como átomo.

El electrón y el modelo atómico de Thomson

Uno de los fenómenos estudiados por la física, que aportó valiosa información y tuvo diversas aplicaciones en la química debido al desarrollo de los modelos atómicos fue el fenómeno de la electricidad. En el año de 1800, **Alessandro Volta** (1745-1827), empezó a experimentar con el carácter eléctrico de la materia y descubrió que dos metales en cierta solución conectados tenían la capacidad de producir una corriente eléctrica.

De esta manera, Volta descubrió la pila electroquímica a través de una reacción química.

Un año más tarde, el físico efectuó ante Napoleón una demostración de su generador de corriente. Impresionado, el emperador francés nombró a Volta conde y senador del reino de Lombardía. Este descubrimiento fue utilizado más tarde por **Humphrey Davy** (1778-1829) para el hallazgo de elementos como el magnesio, calcio y sodio. La pila de Volta sirvió como base para otros muchos descubrimientos científicos asociados con la electricidad, como el electromagnetismo, descubierto por el físico danés **Hans Christian Oersted**, o la electrólisis —descomposición química por medio de la corriente eléctrica— descubierta por Faraday. La pila de Volta ha sido el modelo para el desarrollo de las pilas utilizadas hasta nuestros días, aunque por lo general hoy se basan en una reacción entre el zinc y los cloruros.

Fig. 2.7 La pila de Volta y su creador.



El físico inglés **Michael Faraday** (1791-1867), descubrió que existían algunas sustancias que se podían descomponer en sus componentes elementales haciendo pasar a través de ellas una corriente eléctrica. El mismo Faraday propuso el nombre de **electrólisis** a la ruptura de moléculas por una corriente eléctrica, y llamó *electrolitos* a la solución a través de la cual fluía la corriente; *electrodos* a las varillas de metal introducidas en la solución. Al electrodo positivo lo llamó *ánodo* y al negativo *cátodo* y a las cargas en movimiento a través de la solución las llamó iones, que en griego podría traducirse como "vagabundo".

Estos fenómenos eléctricos estudiados condujeron al descubrimiento del **electrón**. Pero ¿por qué son importantes los electrones? ¿Qué características tienen que los hacen especiales? El descubrimiento de los electrones es de relevante importancia, pues muchos de los fenómenos químicos, como los enlaces entre los elementos, las reacciones de oxidación y reducción entre las sustancias, los fenómenos electroquímicos, entre muchos otros, se explican a través del comportamiento de los electrones. Veamos entonces los pasos previos a su hallazgo.

El descubrimiento de los electrones nació de estudiar el paso de la electricidad a través de los gases. Si encerramos en un tubo un gas y hacemos pasar corriente eléctrica por medio de electrodos conectados a una fuente eléctrica no observamos nada, pues los gases actúan como aislantes en condiciones naturales. Pero si generamos un vacío (disminuimos la cantidad de gas, es decir, reduciendo la presión) y se aumenta la corriente eléctrica, empezaremos a ver un hilo luminoso que pasa de un electrodo a otro y que el chocar con las paredes del recipiente produce una fluorescencia.

Una vez que había hecho sus estudios de electrólisis, Michael Faraday intentó producir descargas eléctricas en un recipiente en el que había producido un vacío parcial, observando una ligera fluorescencia, pero no pudo llegar a ninguna conclusión. En el año de 1857 el alemán **Heinrich Geissler** (1814-1879) diseñó un tubo donde intensificó el vacío, que Faraday

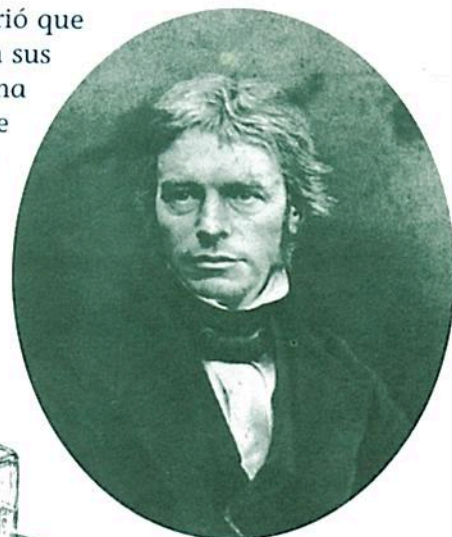


Fig. 2.8 Michael Faraday y el experimento de la electrólisis.

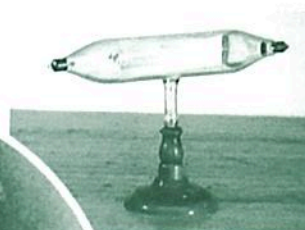
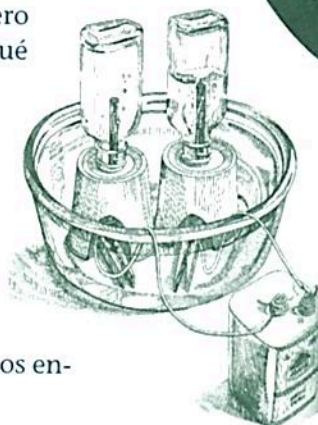
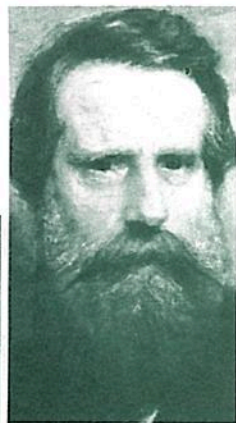
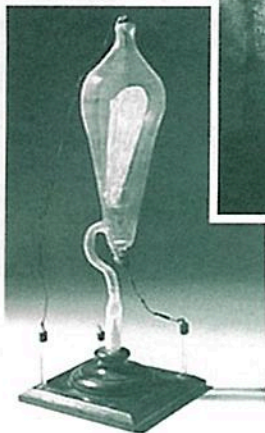


Fig. 2.9 Heinrich Geissler y el tubo de rayos catódicos.

Fig. 2.10 William Crookes y el tubo donde experimentó los rayos catódicos.



no pudo lograr, y conectando dos electrodos metálicos, uno negativo llamado *cátodo* y el otro positivo llamado *ánodo* a una fuente eléctrica de alto voltaje pudo observar la fluorescencia en las paredes del tubo que causaban los rayos. Observó que los rayos que se producían partían del cátodo y se transportaban hasta el ánodo, no importando el material de que estuviese hecho el cátodo, por lo que los llamó *rayos catódicos*.

El inglés **William Crookes** (1832-1919) mejoró el tubo de Geissler, fue el primero en sugerir la naturaleza de los rayos catódicos, y que podría tratarse de moléculas de gas cargadas eléctricamente en el cátodo, las cuales eran repelidas posteriormente por un campo eléctrico colocado en el exterior del tubo. Los rayos eran desviados por la acción del campo eléctrico, y cuando chocaban con el vidrio producían la fluorescencia.

En ese tiempo se sabía que un objeto cargado era afectado por un campo electromagnético, por lo que si los rayos catódicos presentaban carga, tendrían que ser desviados por esta fuerza. Entonces, **Joseph J. Thomson** modificó el tubo de rayos catódicos, colocando dos placas cargadas eléctricamente y un campo magnético. Ajustando el voltaje de las placas con los efectos desviadores del campo magnético los rayos catódicos viajaban en línea recta hasta el ánodo sin ser desviados. Al darse una variación en el campo eléctrico Thomson pudo demostrar que los rayos sufrían una desviación hacia la placa positiva del campo eléctrico mientras que la placa negativa lo repelía. Con esto se concluyó que los rayos catódicos eran partículas cargadas negativamente a las que posteriormente **Stoney** llamó **electrones**.



Fig. 2.11 Joseph J. Thomson modificó el tubo de rayos catódicos.



Experimento con electrones.

Adicionalmente a esto, Thomson pudo determinar la velocidad de los electrones por una relación de cocientes entre los campos eléctricos y magnéticos al ser neutralizados, permitiendo que los rayos catódicos viajaran en línea recta. Sin embargo, una de las cosas que más atrajo su atención de esta experiencia fue que el valor obtenido de la relación carga/masa (e/m) es siempre el mismo, independientemente del gas existente en el tubo, obteniendo un valor mil veces mayor que el valor de la partícula más ligera entonces conocida, que era el ion de hidrógeno en electrólisis.

Estos resultados sugieren la existencia de partículas más pequeñas que el átomo y que son un componente universal de la materia,

a las que Thomson llamó corpúsculos y que actualmente llamamos **electrones**. En otras palabras, los átomos no son las unidades indivisibles de la materia que habían descrito Demócrito y Dalton.

Un cálculo más preciso acerca de la carga del electrón fue llevada a cabo por el físico estadounidense **Robert Millikan** (1867-1953) en 1909, realizando un experimento (considerado uno de los más ingeniosos de su época y por el cual obtuvo el Premio Nobel). Con una cámara formada en su parte media por un juego de placas horizontales separadas a cierta distancia conectadas a una fuente eléctrica, entre esas dos placas se tienen dos orificios en donde por un lado se cuenta con un telescopio con escala en el ocular, por el otro, una fuente luminosa que permitirá observar el fenómeno, y en la parte superior de las dos placas colocó un atomizador que contiene aceite. Con el atomizador se rocían gotas de aceite encima de la placa superior, la cual contiene un orificio en la parte central por la que ocasionalmente pasan gotas a la placa inferior. El atomizador cumple con dos funciones importantes en este experimento; la primera es obtener gotas de aceite lo más pequeñas posible, y la segunda es que, al igual que una escuadra de plástico al frotarla adquiere propiedades eléctricas, las gotitas producidas por el atomizador adquieren también electricidad por fricción.

Al pasar alguna gota por el orificio de la placa, ésta cae con velocidad constante, sujeta a la fuerza de gravedad y a la acción del aire. En ese momento las placas no han sido activadas para generar un campo eléctrico. La masa de la gota se calcula a partir de la rapidez con la que cae por influencia de la gravedad. En un segundo momento se aplica un potencial a las placas de la cámara, estableciéndose un campo eléctrico, quedando la placa superior cargada positivamente y la inferior negativamente. Cuando el campo eléctrico era intenso, las gotas se movían hacia arriba, lo que señalaba que las gotas portaban una pequeña carga negativa. Al ajustar el campo las gotas quedaban suspendidas entre las dos placas, dándose un equilibrio entre la fuerza de gravedad y la fuerza eléctrica.

Después de realizar muchas mediciones con las gotitas de aceite, Millikan encontró que la carga de cada gota es siempre un múltiplo de un valor único, muy pequeño, que propuso como unidad fundamental de todas las cargas eléctricas donde $e = 1.60 \times 10^{-19}$ Coulombios. Con este valor y con la relación determinada por Thomson calculó la masa del

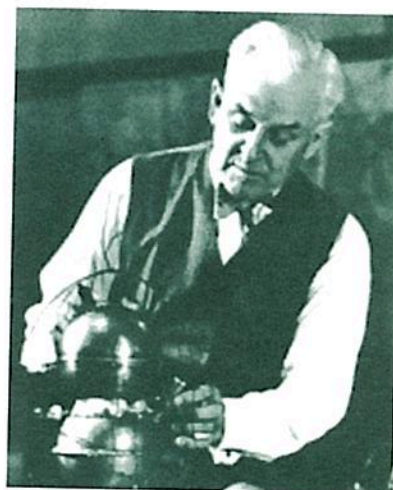
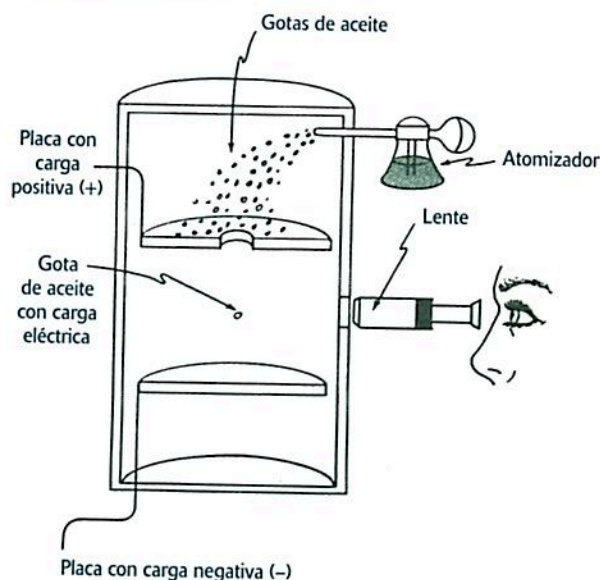


Fig. 2.12 Robert Millikan y su atomizador.



electrón en 9.11×10^{-28} g, aproximadamente 1 836 veces menor que la masa del átomo más ligero conocido: el hidrógeno. Con esto se deduce que el átomo no es la partícula mínima de la materia.

X

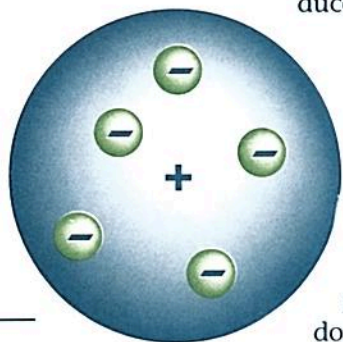
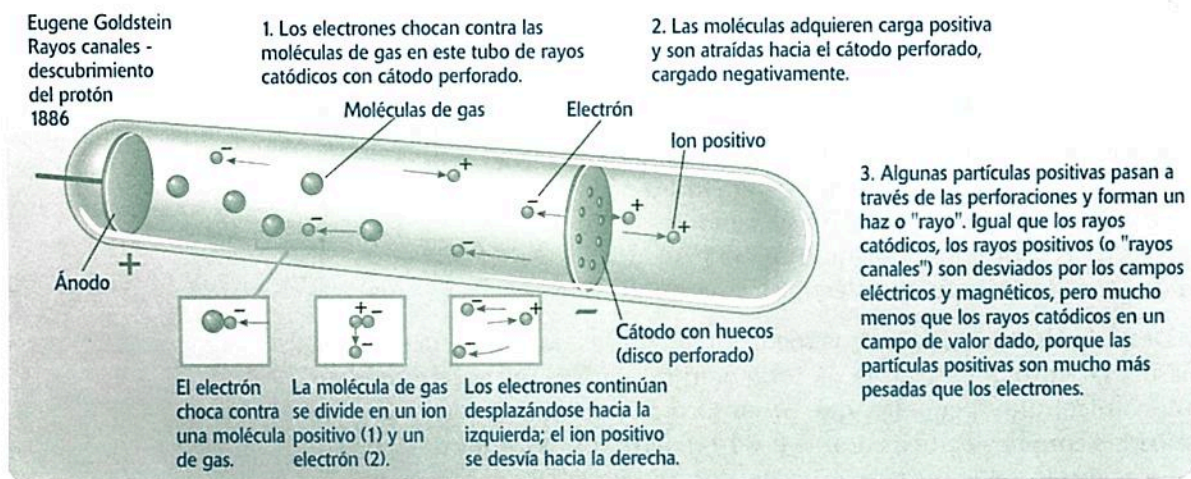


Fig. 2.13
Representación del modelo atómico de Thomson.

Ahora, si se sabía que los átomos son eléctricamente neutros debería de existir otra partícula con la misma cantidad de carga que el electrón, pero de naturaleza positiva. Este razonamiento llevó a los científicos a suponer la existencia de otras partículas a las que llamaron **protones**, lo que llevó a **Thomson** a proponer un **modelo atómico** al que llamó "modelo de budín de pasas", también conocido como "pastel con pasas", en donde las pasas representan a los electrones. Con este modelo se logró explicar por qué los átomos sólo podían emitir partículas negativas y no positivas.

En realidad, los **protones** fueron descubiertos antes que los electrones, sólo que se desconocía su naturaleza. Fue un físico alemán, **Eugen Goldstein** (1850-1931) quien, estudiando los rayos catódicos por medio de un tubo modificado donde se encontraban perforaciones en el cátodo, observó que los rayos se desplazaban hacia el ánodo, pero que algunos salían disparados hacia el lado contrario (ver figura). A estos rayos que atravesaban el cátodo los llamó **rayos canales**, y en 1895 **Jean Perrin** (1870-1942) demostró que los rayos canales eran partículas cargadas positivamente, ya que sufrían desviaciones hacia la placa negativa de un campo eléctrico.

Fig. 2.14 Descubrimiento del protón



La radiación y el modelo de Rutherford

OBJETIVO

Explicar la estructura nuclear del átomo revisando las investigaciones sobre radiactividad y el modelo atómico de Rutherford.

Hasta el momento, ya conocemos la existencia de dos partículas que forman al átomo, los electrones y los protones, pero ¿cómo se relacionan entre sí? ¿Tienen alguna ubicación específica en el átomo? ¿Hasta dónde conocemos su participación en las propiedades de la materia?

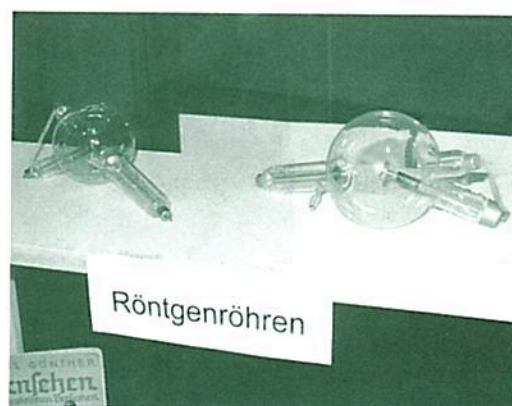
Para tratar de responder a estas preguntas indagaremos más acerca de la estructura del átomo, hasta llegar a lo más íntimo de composición, que es el **núcleo**. El conocimiento del núcleo del átomo comenzó con el descubrimiento de la **radiactividad**, en 1895, con el descubrimiento de los **rayos X**.

Poco antes de iniciar el siglo xx, el 8 de noviembre de 1895, **Wilhelm Konrad Röntgen** (1845-1923), un físico alemán, se encontraba trabajando con diversas sustancias usando el tubo de rayos catódicos, cuando descubrió una nueva clase de rayos. Cubrió el tubo con cartón y oscureció el laboratorio para poder observar mejor la nueva clase de rayos; después de unos segundos observó que el cartón empezó a irradiar una luz intensa. Accidentalmente interpuso su mano entre el tubo y el cartón y pudo ver su mano reflejada en el cartón. Röntgen no tuvo idea de la naturaleza de los rayos que acababa de descubrir y los llamó rayos X los cuales tienen la capacidad de traspasar el papel, la madera y la carne, provocando la impresión de placas fotográficas. Este acontecimiento fortuito marcó una nueva era en la historia del hombre.

Los rayos X vinieron a revolucionar la medicina, ya en un principio tuvimos la oportunidad de conocer las fracturas de huesos, y posteriormente la detección de tumores y otros padecimientos. En la actualidad, también son utilizados en los aeropuertos para detectar la presencia de armas en los equipajes. Su descubrimiento ha beneficiado a la humanidad, y lo más curioso es que Röntgen jamás quiso patentar su hallazgo, señalando que las aportaciones a la humanidad no deberían ser hipotecadas por patentes, licencias o contratos. Al final de sus días murió sin un duro (moneda de la época) en la bolsa. Que ironía, ¿no crees?



Fig. 2.15 Wilhelm Konrad Röntgen y los tubos de rayos catódicos con los que descubrió los rayos X.



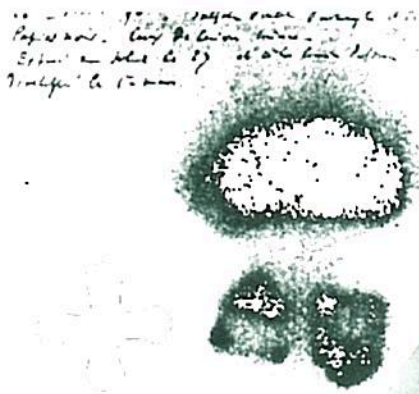
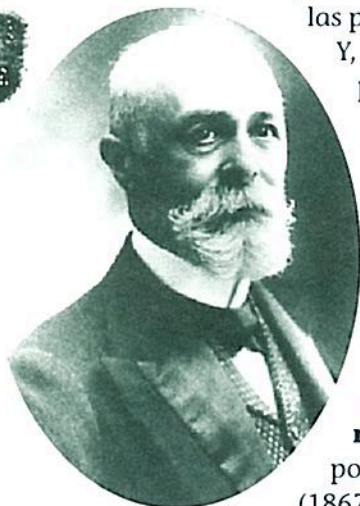


Fig. 2.16 Antoine Henri Becquerel y sus placas fotográficas veladas.

Poco después de que Röntgen anunciara el descubrimiento de los rayos X, **Antoine Henri Becquerel** (1852-1908), físico francés, comenzó a indagar si algunos otros elementos tenían la capacidad de emitir rayos X de manera espontánea. Con ese propósito, utilizó placas fotográficas envueltas en papel negro, poniéndolas en presencia de una sustancia cristalina llamada pechblenda, un mineral que contiene uranio, exponiéndolas al sol para ver si su luz velaba las placas a través de la cubierta protectora.



Y, efectivamente, cuando desenvolvía las placas éstas se encontraban veladas. Por fortuna, los siguientes días no hubo sol en París y guardó las placas envueltas en un cajón con las sales de uranio encima de ellas. Cuando sacó las placas, éstas ya estaban veladas aun en ausencia de sol, lo que explicaba que las sales de uranio emitían una radiación de naturaleza desconocida. De esta manera tan fortuita se descubrió la **radiactividad**, nombre que fue dado por el matrimonio **Marie Sklodowska** (1867-1934) de origen polaco (mejor conocida como **Madame Curie**) y **Pierre Curie** (1859-1906) originario de Francia, quienes empezaron a estudiar el raro fenómeno que había descubierto Becquerel.

Estudiaron diversos materiales y demostraron que la radiactividad no era resultado de una reacción química, sino una propiedad elemental del átomo, y que este fenómeno era característico del núcleo atómico. En junio de 1898 lograron aislar un elemento 400 veces más activo que el uranio, al que bautizaron con el nombre de *polonio*, en honor a la patria de Marie.

Meses más tarde, en diciembre del mismo año, aislaron otro elemento aún más activo que el uranio y el polonio, al que llamaron *radio*. Pierre probó el radio sobre su piel, resultando con una quemadura y una herida; pronto el radio serviría para tratar tumores malignos. En 1903 recibieron el Premio Nobel de Física, junto con Becquerel por el descubrimiento de la radiactividad, y posteriormente Marie Curie recibiría el Nobel de Química, en 1911.



Fig. 2.17 Los esposos Curie, Marie y Pierre, son considerados los descubridores de la radiactividad.

Los avances en el estudio de la radiactividad continuaron con **Ernest Rutherford** (1871-1937) que en 1898 comenzó a estudiar las propiedades de los rayos de Becquerel, descubriendo que existían al menos dos tipos de radiaciones, una que era fácilmente absorbida a la que llamó radiaciones alfa, y la otra de naturaleza más penetrante, llamándola radiaciones beta. Fue en 1914 que él mismo descubrió una tercera radiación llamada rayos gamma, aún más penetrante que las dos anteriores.

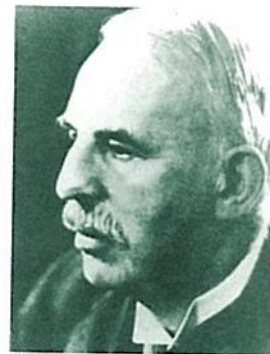


Fig. 2.18 Ernest Rutherford.

Rutherford descubrió que los rayos alfa podían ser desviados por un campo magnético con mucha mayor fuerza que las partículas beta pero en dirección opuesta, lo que significaba que las partículas alfa tenían una carga positiva contraria al electrón, pudiendo determinar con esto la relación carga/masa, como lo hiciera Thomson con el electrón.

En 1911, Ernest Rutherford y sus colaboradores, **Geiger y Mardsen**, realizaron un experimento que consistió en bombardear con partículas alfa una finísima lámina de oro con el fin de explorar el interior del átomo. Para esto colocaron detrás de la lámina de oro una pantalla fluorescente de sulfuro de zinc, con la finalidad de recoger los impactos de las partículas alfa. Los resultados que obtuvieron fueron reveladores, ya que la mayoría de las partículas atravesaron la lámina sin desviarse, y sólo una pequeñísima parte sufrió una desviación en pequeños ángulos, pero una cuantas fueron disparadas a ángulos grandes, de hasta 180° . Estos hechos hicieron suponer a Rutherford que las partículas desviadas habían chocado con algo muy denso y que ocupa un espacio muy pequeño en comparación con todo el tamaño del átomo. Esta parte pequeña fue llamada núcleo.

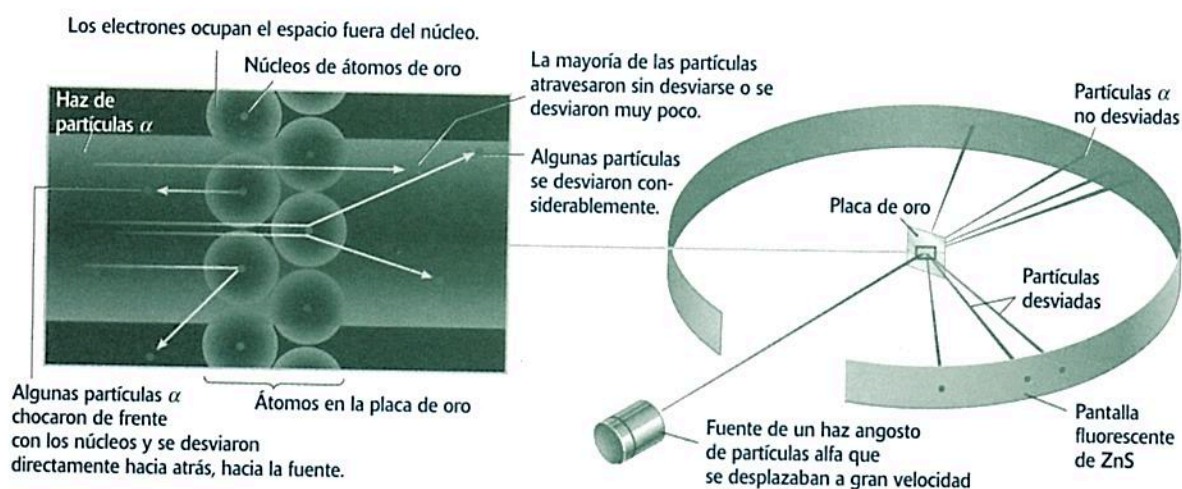


Fig. 2.19 Experimento de Rutherford para determinar la estructura del átomo. (derecha). Un haz de partículas α con carga positiva se dirigió hacia una placa de oro delgada y se empleó una pantalla luminiscente recubierta con sulfuro de zinc (ZnS) para detectar las partículas que la atravesaron. La mayoría de las partículas atravesó la placa de oro, pero algunas se desviaron en su trayectoria; inclusive, algunas de ellas se desviaron totalmente hacia atrás (izquierda). Interpretación de los resultados experimentales.

A partir de estos resultados, Rutherford postuló lo siguiente:

- Casi toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo y éste es extraordinariamente pequeño. Lo que conlleva a señalar que el átomo es en gran parte espacio vacío.
- Alrededor del núcleo se encuentran cargas eléctricas negativas con una masa insignificante, pero que sin embargo ocupan casi todo el volumen del átomo.

El modelo de Rutherford propone la existencia de dos cargas, los protones, ubicados en el núcleo del átomo y que concentran casi toda la masa, y los electrones, ubicados alrededor del núcleo ocupando el mayor volumen del átomo.

Pero, todavía faltaba una pieza en el rompecabezas para tener completa la estructura del átomo, ya que ciertos hechos experimentales demostraban que hacía falta algo más que protones y electrones.

ACTIVIDAD 2.2

1. ¿Qué establece la ley de la conservación de la materia?
2. Enuncia la ley de las proporciones múltiples.
3. ¿Cuáles fueron las ideas básicas de la teoría atómica de Dalton?
4. Describe brevemente las aportaciones de:
 - a) Volta
 - b) Davy
 - c) Faraday
5. ¿Qué importancia tuvo el descubrimiento del electrón?
6. Describe de manera concisa la manera en que Millikan determinó la carga del electrón.
7. ¿Cuál fue el modelo atómico propuesto por Thomson?
8. Científico que descubrió los rayos X. ()
 - a) Goldstein
 - b) Röntgen
 - c) Becquerel
 - d) Millikan

9. Los protones fueron descubiertos por ()

- a) Thomson
- b) Becquerel
- c) Goldstein
- d) Millikan

10. Realizó un experimento por el cual descubrió la radiactividad. ()

- a) Becquerel
- b) M. Curie
- c) Goldstein
- d) Röntgen

11. Relaciona las columnas:

- | | |
|---|---------------------|
| Partículas con poco poder de penetración () | a) Partículas beta |
| Partículas con gran poder de penetración () | b) Partículas gamma |
| Partículas con mediano poder de penetración () | c) Partículas alfa |

El neutrón y los experimentos de James Chadwick

En 1930 **Bother y Becker**, físicos alemanes, informaron que habían liberado del núcleo una misteriosa radiación bombardeando átomos de berilio con partículas alfa. Dos años después, los físicos Frédéric e Irene Joliot-Curie (hija de Pierre y Madame Curie) emplearon esta radiación ahora para bombardear parafina expulsando protones de la misma, lo que indicaba que eran de naturaleza muy penetrante.

James Chadwick propuso que la radiación descubierta por Bother y Becker estaba formada por partículas. Para determinar su tamaño bombardeó átomos de boro con ellas, y calculó que la partícula añadida al boro tenía una masa más o menos igual a la del protón. Sin embargo, no se podía detectar su carga, por lo Chadwick sugirió que no poseía carga eléctrica. Cabe mencionar que debido a su fuerza eléctrica las partículas cargadas interactúan con las de otros átomos a lo largo de su trayectoria dentro de un material, por lo que pierden energía rápidamente; cosa que no sucedía con la partícula estudiada por Chadwick. Esta nueva partícula fue llamada **neutrón** por su carencia de carga eléctrica. Los neutrones se encuentran en el núcleo junto con los protones.

Finalmente hemos estudiado las tres partículas elementales que forman al átomo, y a partir de aquí podemos definir tres propiedades que las caracterizan:

Número atómico, número de masa y masa atómica

El **número atómico** se define como: **el número de protones que tiene un átomo** y se simboliza con la letra Z. Recuerda que si el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones es igual al número de electrones. Para cada elemento su número atómico es único, por lo que si, por ejemplo, un átomo tiene 8 protones, nos estaríamos refiriendo al oxígeno, pero si tiene 7 protones estaríamos hablando del nitrógeno.

$$Z = \text{Número atómico} = \text{Número de protones}$$

Por otra parte, si consideramos que la masa de cualquier partícula que forma el átomo es extremadamente pequeña, en el orden de 1.67×10^{-24} g para los protones y neutrones y de 9.110×10^{-28} g para los electrones, resultaría muy complicado llevar a cabo mediciones de forma práctica. Por ello, los científicos crearon una medida que fuera de utilidad para fines prácticos llamada **uma (unidades de masa atómica)**. Tomando en cuenta que la masa de un protón o neutrón es 1 836 veces más grande que la de un electrón, se le asignó el valor de 1 uma tanto al protón como al neutrón y de 0 uma al electrón. Pensemos por un instante que tienes una masa de 60 kilogramos y que te tocara hacerla de electrón; entonces, al que le tocara hacerla de protón o neutrón tendría una masa de 110,160 kilogramos, algo así como 45 autos medianos juntos. ¿No crees que los 60 kg son insignificantes ante más de 11 toneladas?

Tabla 1 Propiedades de las partículas subatómicas*

Partícula	Masa		Carga	Símbolo
	Gramos	Masa relativa		
Electrón	9.109382×10^{-28}	0.0005485799	-1	${}_{-1}^0 e \text{ o } e^{-}$
Protón	1.672622×10^{-24}	1.007276	+1	${}_{1}^1 p \text{ o } p^{+}$
Neutrón	1.674927×10^{-24}	1.008665	0	${}_{0}^1 n \text{ o } n^0$

*Estas constantes y otras del libro se tomaron del sitio en la red del Instituto nacional de normas y tecnología NIST <http://physics.nist.gov/cuu/Constants/index.html>.

El **número de masa** se define como: **la suma de protones y neutrones que tiene un átomo**, designándosele mediante la letra A como símbolo.

$$\text{Número de Masa} = \text{Protones} + \text{Neutrones}$$

$$A = P + N$$

La representación de los distintos átomos puede tomar la siguiente forma



Por ejemplo:



Puesto que el número de protones y electrones es el mismo en un átomo y está representado por Z , el único que llega a variar es el número de neutrones, el cual se puede obtener despejando N de la fórmula $A = P + N$ por lo que tendríamos

$$N = A - P$$

Tomando los ejemplos de los elementos anteriores tendríamos:

${}^{14}_7\text{N}$	uma		
Protones	7	1	7
Neutrones	7	1	7
Electrones	7	0	0
			14 uma

${}^{40}_{18}\text{Ar}$	uma		
Protones	18	1	18
Neutrones	22	1	22
Electrones	18	0	0
			40 uma

${}^{75}_{35}\text{As}$	uma		
Protones	33	1	33
Neutrones	42	1	42
Electrones	33	0	0
			75 uma

Al observar los ejemplos se puede observar que en el primer caso tenemos el mismo número de protones, electrones y neutrones, pero en los siguientes el número de neutrones es el que varía en relación con las otras dos partículas.

La **masa atómica** se define como: **la masa promedio de los átomos de un elemento en relación con la masa del átomo de carbono-12 tomada como 12 uma exactamente**. La masa exacta de un átomo no es un número entero, como sucede en el número de masa, excepto el carbono-12 por definición. Por ejemplo, la masa exacta del As con 42 neutrones es 74.9216 uma, ligeramente inferior a su número de masa.

En realidad, los isótopos son los responsables de que la masa de los elementos químicos en la tabla periódica no sea un número entero, ya que la masa que se presenta en la tabla es una masa resultante de promediar las masas de los diferentes isótopos existentes de un mismo elemento.

Isótopos y sus aplicaciones

Un caso muy especial es aquel en el que existen *elementos con el mismo número atómico pero diferente número de masa*. A estos elementos se les llama **isótopos**, y podríamos mencionar como ejemplo, entre muchos otros al hidrógeno. El más abundante no contiene neutrones ${}^1_1\text{H}$, el isótopo del hidrógeno conocido como *deuterio* contiene un neutrón ${}^2_1\text{H}$ y otro isótopo denominado *tritio* contiene dos neutrones ${}^3_1\text{H}$. Todos ellos se encuentran en la naturaleza, sólo que los dos últimos se hallan en menor abundancia, de ahí que los datos de los elementos que aparecen en la tabla periódica (que veremos más adelante) pertenecen a los de mayor abundancia.

Poco después del descubrimiento de la radiactividad se encontró que existían elementos con propiedades químicas idénticas pero propiedades radiactivas diferentes, por lo que fueron llamados *radioisótopos*.

ACTIVIDAD 2.3

1. Define los siguientes términos:

- Número atómico
- Masa atómica
- Número de masa
- Isótopo

2. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Cl	17	35			
Mg		24	12		
Co			17	59	
Mo				54	42
Bi		209		126	

Modelo atómico actual

OBJETIVO

Describir la estructura electrónica del átomo a partir del modelo atómico de Bohr y las propuestas de Sommerfeld comprendiendo la organización periódica de los elementos.

Después de describir algunas características de los átomos en el apartado anterior, vayamos al planteamiento del modelo atómico actual, pero para ello es necesario considerar nuevas aportaciones de los científicos y las dificultades del modelo atómico de Rutherford.

El **modelo de Rutherford** suponía que los electrones se encontraban girando alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol y los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a seguir girando. Sin embargo, cierta información contradecía lo anterior, ya que de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, **un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya relación lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética**. Si el electrón que describía Rutherford modificaba su dirección, ya que seguía una trayectoria circular, luego entonces, debería emitir radiación electromagnética, causándole una disminución de su energía y, en consecuencia, debería describir una trayectoria espiral hasta chocar con el núcleo.

Pero, ¿qué es una radiación? Las radiaciones son emisiones de un cuerpo, ya sea de energía asociada a ondas electromagnéticas, o bien a partículas materiales. A su vez, las ondas electromagnéticas son producto de las cargas eléctricas en movimiento, y son ejemplo de esto la luz, las microondas, los rayos X, la televisión entre otras, y colectivamente reciben el nombre de radiaciones electromagnéticas.

Para que un cuerpo emita radiaciones, como por ejemplo los metales, tendríamos que administrarle energía, la cual absorbería el metal y en el transcurso de este proceso iríamos sintiendo primeramente ondas de calor, posteriormente lo veríamos al rojo vivo, y finalmente veríamos una luz blanca. Si esta luz blanca la hacemos pasar por un prisma al igual que luz solar, veríamos que se descompone en colores semejando los del arco iris.

Los distintos colores que podemos ver no son más que longitudes de onda. Estas ondas electromagnéticas se propagan a través del espacio mediante la vibración de un campo eléctrico y uno magnético, caracterizados por sus distintas longitudes de onda. Así, por ejemplo, el color amarillo se produce por sales de sodio, el verde por sales de bario, y el rojo por sales de estroncio.

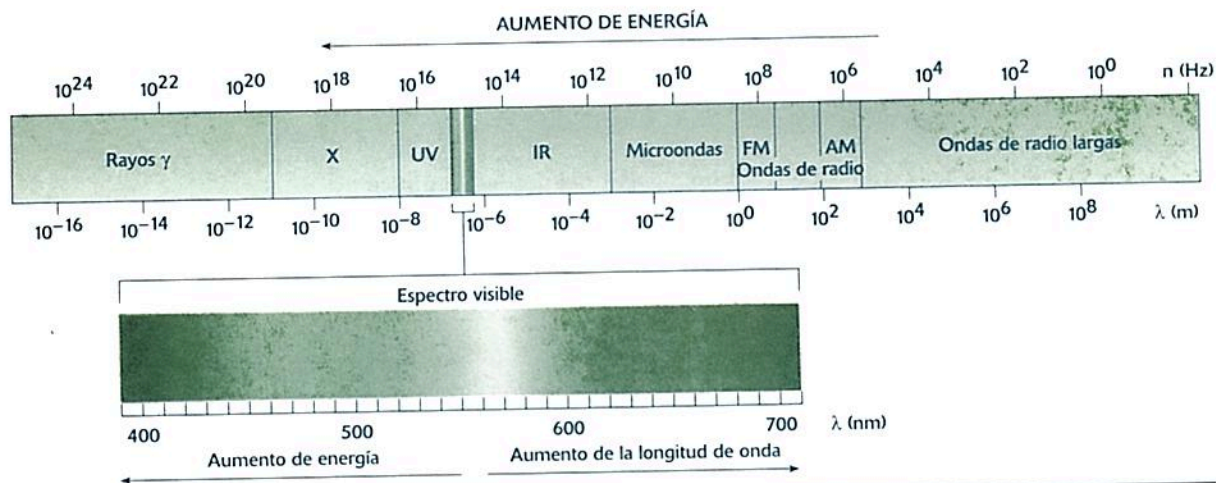


Fig. 2.20 El espectro electromagnético. La luz visible (porción ampliada) es una parte muy pequeña de todo el espectro. La energía de la radiación aumenta desde el extremo de las ondas de radio del espectro (baja frecuencia, ν , y gran longitud de onda, λ) hasta el extremo de los rayos γ (alta frecuencia y longitud de onda corta).

Cuando hacemos pasar la luz de un tubo de descarga que contenga un gas por un prisma, veremos algunas líneas de colores de ciertas longitudes de onda de luz impresas en una placa fotográfica. A este patrón de líneas se le conoce como espectro de emisión de luz. En realidad, cada elemento tiene un espectro de líneas característico que lo distingue de los demás. Es algo así como la "huella digital" en los seres humanos, donde no hay dos exactamente iguales.

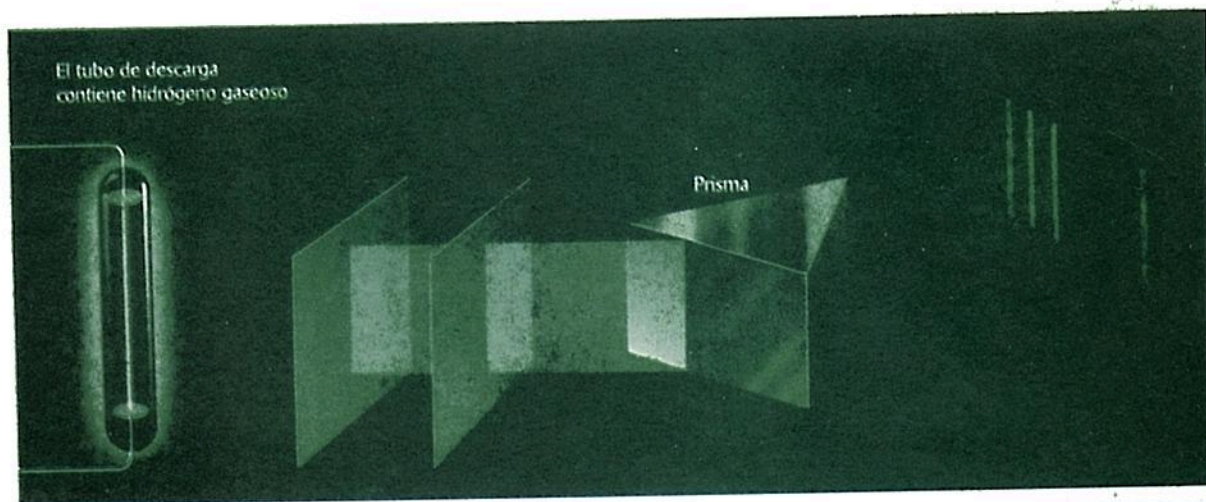


Fig. 2.21 El espectro de emisión de líneas del hidrógeno. La luz emitida se hace pasar por una serie de rendijas para crear un haz de luz angosto, que después se separa en las longitudes de onda componentes mediante un prisma. Puede emplearse una placa fotográfica o fotocelda para detectar las longitudes de onda separadas como líneas individuales. De ahí se deriva el nombre "espectro de líneas" para la luz emitida por el gas incandescente.

En 1900 **Max Planck** (1858-1947), físico alemán, expuso una hipótesis para interpretar cómo los cuerpos captaban o emitían radiaciones electromagnéticas. Supuso que cuando se calentaba un cuerpo sus átomos vibraban, dando lugar a radiaciones electromagnéticas, y supuso también que estas vibraciones estaban **cuantizadas**, es decir, que sólo se permiten ciertas vibraciones. Para ello propuso una ecuación en la que introdujo un valor h llamado constante de Planck.

$$E = h\nu$$

E = Energía

h = Constante de Planck (6.626×10^{-34} J. s)

ν = Frecuencia

En otros términos, esta ecuación nos indica que los átomos sólo pueden absorber o emitir ciertos valores permitidos de energía, y que los fenómenos subatómicos son de naturaleza discontinua debido a que se presentan líneas separadas entre sí por espacios oscuros.

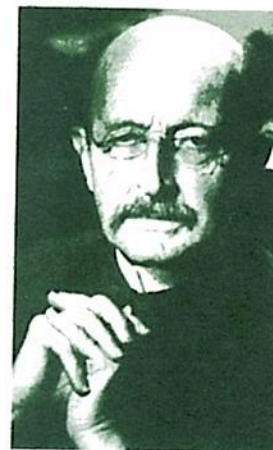


Fig. 2.22 Max Planck, Premio Nobel de Física en 1922.

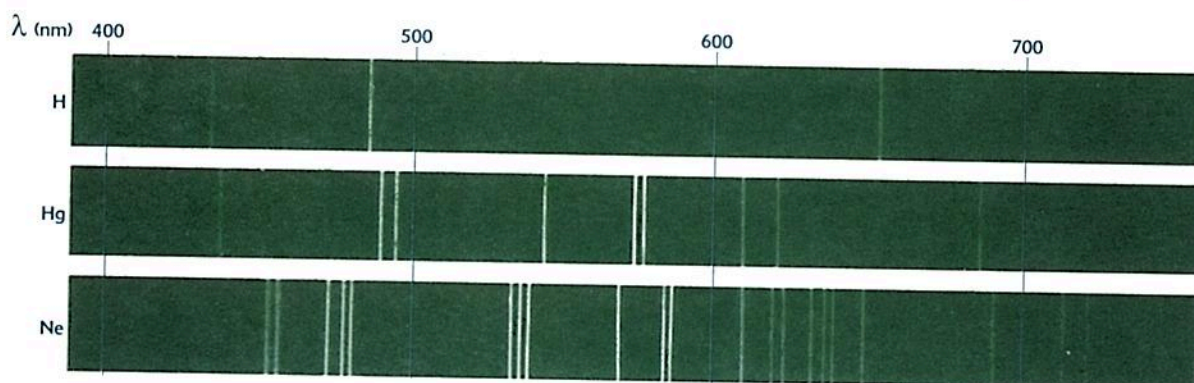


Fig. 2.23 Espectros de emisión de líneas del hidrógeno, el mercurio y el neón. Los átomos gaseosos excitados producen espectros característicos que permiten identificar a cada elemento y determinar en qué cantidad está presente en una muestra.

Los modelos de Bohr-Sommerfeld y los números cuánticos (n, l, m)

A partir de los estudios de Max Planck de la cuantización de la energía, **Niels Bohr** (1885-1962), físico danés, propuso una explicación a los espectros discontinuos de emisión de luz de los elementos gaseosos como el hidrógeno, a través de la formulación de un nuevo modelo de la estructura atómica que superaba las dificultades del átomo de Rutherford. El modelo implicaba los siguientes postulados:

- Los electrones giran en órbitas estacionarias sin emitir energía. Cada órbita tiene una energía fija y definida

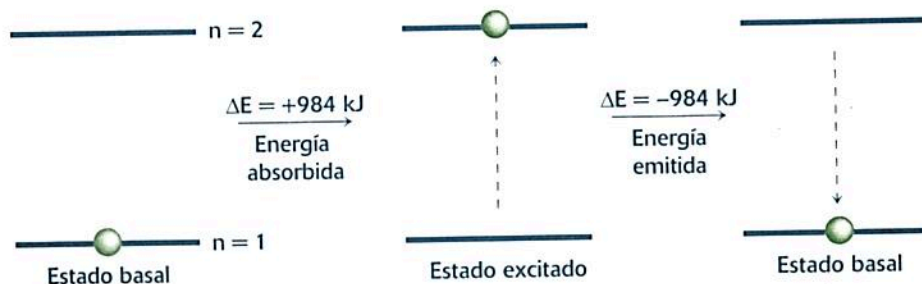
- Cuando al átomo se le suministra energía, los electrones brincan de una órbita de menor nivel a una de mayor nivel de energía, absorbiendo dicha energía.
- El electrón excitado se halla en un estado inestable y desciende a un nivel inferior, emitiendo una radiación cuya energía será igual a la diferencia de la que tienen entre los dos niveles.



Fig. 2.24 Niels Bohr científico danés explicó los espectros atómicos.

El modelo de Bohr es análogo al de Rutherford, pero consigue salvar la inestabilidad del electrón de Rutherford recurriendo a la noción de cuantificación. Bohr señalaba que en condiciones normales los electrones de un átomo se encuentran en los niveles de más baja energía, pero cuando éste recibe cierta cantidad de energía, brinca de una órbita de menor a mayor nivel absorbiendo dicha energía. A esta situación se le conoce como **estado excitado**. Cuando el electrón regresa a su órbita estacionaria emite la energía absorbida, y a esta etapa se le conoce como **estado basal**. Bohr argumentaba que no se puede perder energía continuamente, sino en cuantos o paquetes de energía (de acuerdo con la teoría de Planck) equivalentes a la diferencia de energía entre las órbitas posibles. A partir de este modelo Bohr propuso la existencia de niveles de energía donde se encuentran los electrones, a los que llamó posteriormente **número cuántico principal** simbolizándolo con la letra **n** y tomando valores de $n = 1, 2, 3, \dots$

Fig. 2.25 Absorción de energía en el átomo conforme el electrón se desplaza a un estado excitado. Cuando el electrón se desplaza del estado $n = 1$ al estado $n = 2$ ($\alpha E > 0$) se absorbe energía. Cuando el electrón regresa al estado $n = 1$, procedente del $n = 2$ ($\alpha E < 0$), emite energía.



Fue a partir de las series del hidrógeno, de las frecuencias de las distintas radiaciones emitidas, de donde Bohr dedujo los niveles de energía correspondientes a las órbitas permitidas a la par con su discontinuidad. Sin embargo, al aplicar esta distribución de los niveles energéticos a otros elementos no correspondían los cálculos teóricos con los experimentales de los espectros que eran mucho más complejos. Incluso el mismo átomo de hidrógeno con espectroscopios más precisos producía líneas que con el modelo de Bohr no se podían explicar.

El perfeccionamiento del espectroscopio permitió más precisión en las observaciones experimentales, y de ahí **Sommerfeld** propuso que las líneas más juntas que se observaban en el espectro del hidrógeno al someterlo a un campo magnético, podían deberse a la presencia de órbitas elípticas además de las circulares. Sommerfeld planteó un **número cuántico l** que determinaba un número mayor de órbitas por donde podía girar el electrón. De igual manera surgió otro **número cuántico m** el cual podía describir la orientación de los orbitales en un campo magnético, ya que cuando se obtiene el espectro de un átomo dentro de un campo magnético se observa un desdoblamiento de líneas más juntas y éste desaparece al desaparecer el campo magnético (lo cual observó Sommerfeld). A este fenómeno se le llamó **Efecto Zeeman**.

Una contribución importantísima en el conocimiento del átomo fue el estudio de la naturaleza de la luz. Desde tiempos antiguos los griegos ya habían observado algunos fenómenos asociados con la luz, como la propagación rectilínea, la reflexión y la refracción. En el siglo XVIII **Newton** propuso que la luz está compuesta por partículas luminosas, puesto que señalaba que la reflexión se debe al rebote de los corpúsculos sobre la superficie reflectora. En esa misma época **Huygens** propuso que la luz es una onda, ya que sostenía que la refracción es un fenómeno típico de las ondas. En la actualidad, aceptamos que la luz se comporta como **onda** y como **partícula**, por lo que presenta una **dualidad**.

- **La luz como onda.** En el siglo XIX se pudo medir la velocidad de la luz en diferentes medios, como el aire y el agua, observando que ésta disminuía al pasar de un medio a otro, sólo que aún no se explicaba su propagación en el vacío. En 1860, **Maxwell** presentó su teoría electromagnética, la cual predecía la existencia de ondas electromagnéticas que se propagaban a la misma velocidad de la luz, argumentando que la luz y otras ondas como la de radio consistían en un mismo fenómeno que sólo se diferenciaban por su frecuencia.
- **La luz como partícula.** En 1887 **Hertz** demostraba la teoría de Maxwell y observó un nuevo fenómeno llamado **efecto fotoeléctrico** el cual sólo puede explicarse por medio de un modelo de partículas para la luz. **Albert Einstein** (1879-1955) introdujo la idea de cuanto de luz, basándose en la teoría de Max Planck; que en esencia consiste en considerar que la luz está formada por fotones (partículas) que pueden tener diferente energía, dependiendo de su frecuencia, de tal forma que la radiación de frecuencia elevada (como los rayos ultravioleta, rayos X o los rayos gamma) está compuesta por fotones de alta energía. La idea de los fotones explicaba un fenómeno llamado **efecto fotoeléctrico**, que consiste en

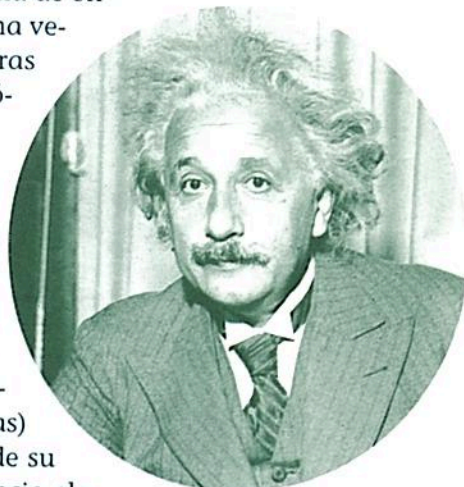


Fig. 2.26 Albert Einstein Premio Nobel de Física en 1921.

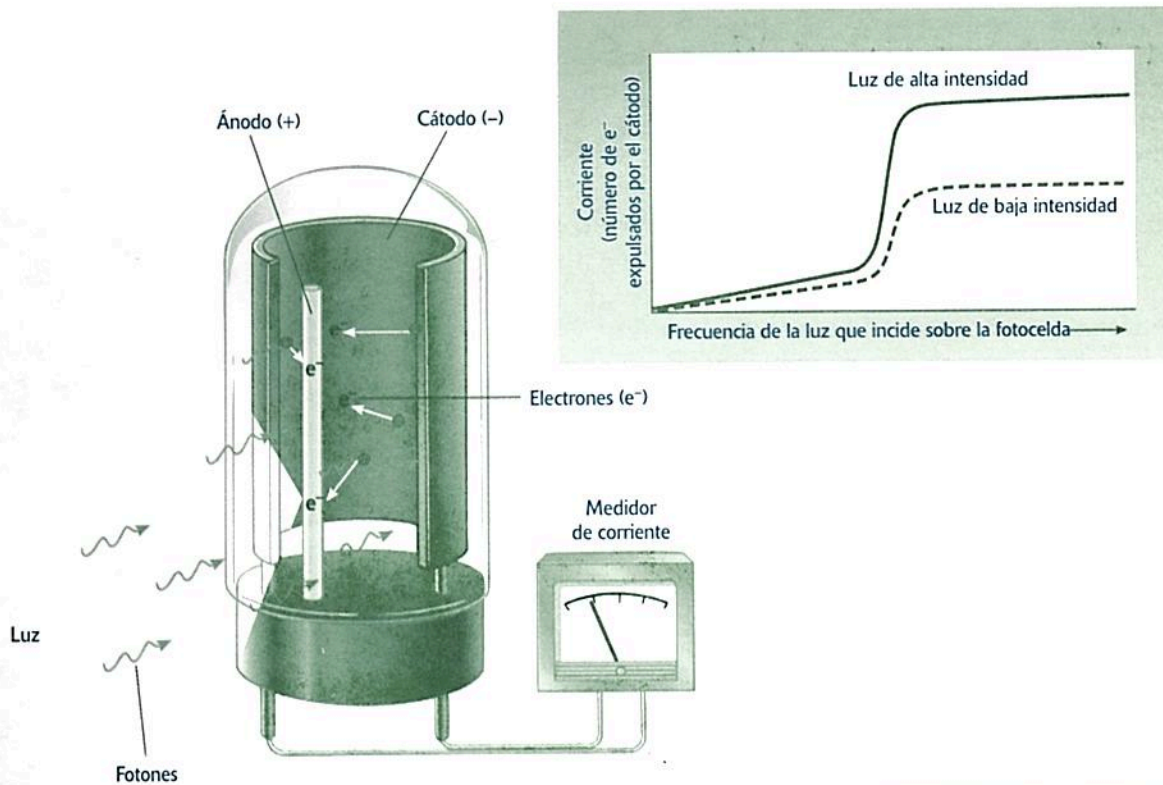


Fig. 2.27 Absorción de energía en el átomo conforme el electrón se desplaza a un estado excitado. Cuando el electrón se desplaza del estado $n = 1$ al estado $n = 2$ ($\alpha E > 0$) se absorbe energía. Cuando el electrón regresa al estado $n = 1$, procedente del $n = 2$ ($\alpha E < 0$), emite energía.

que los electrones de la superficie de algún metal se desprenden cuando se hace incidir luz sobre ellos. Se descubrió que estos electrones tenían una energía que nunca superaba una cantidad máxima.

Si se usaba una luz más intensa se excitaban más electrones, pero no se aumentaba su energía. Finalmente, se concluyó que los electrones sólo absorbían un cuanto de energía, o lo que es lo mismo un fotón.



Fig.2.28 Louis de Broglie reconoció que las partículas atómicas tienen propiedades ondulatorias.

Todas estas aportaciones apoyaban las observaciones realizadas en los espectros de emisión de luz de los átomos, y hasta 1924 **Louis de Broglie** (1892-1987) estableció finalmente la dualidad onda-partícula de la luz. Según De Broglie, el fotón puede ser considerado como una partícula que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética, convirtiéndose así en una partícula-onda.

A partir del comportamiento dual de la luz, podemos enunciar un principio llamado "**principio de incertidumbre**" postulado por **Werner Heisenberg** (1901-1976) según el cual *no puede ser conocida con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón*. En el caso de que pudiéramos "ver" un electrón para medir su velocidad habría que iluminarlo. Ahora bien, el fotón que iluminara a ese electrón modificaría su velocidad, por lo tanto, no podríamos medir su velocidad, y si no lo ilumináramos conoceríamos su velocidad, pero no su posición.

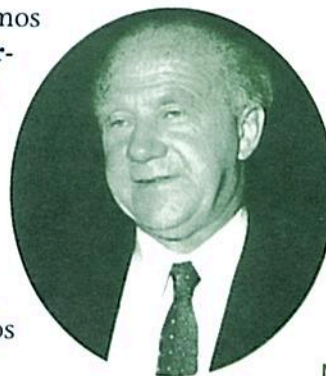


Fig. 2.29 Werner Heisenberg, Premio Nobel de Física en 1932.

Fue a partir de la dualidad de Louis de Broglie y del principio de incertidumbre de Werner Heisenberg que surge la mecánica cuántica para explicar los fenómenos de posición, velocidad y orbital donde se encuentra el electrón, y en 1926 el austriaco **Edwin Schrödinger** (1887-1961) desarrolla una ecuación, llamada **función de onda** ψ , donde considera al electrón como una onda asociada a los orbitales propuestos por Bohr, señalando la probabilidad de encontrar al electrón en una u otra situación. Esta ecuación sitúa al electrón en un espacio tridimensional en el plano cartesiano, de donde se desprenden tres números cuánticos, n , l y m que establecen el estado espacio-energía del electrón. Existe otro número cuántico que no depende de los tres anteriores, llamado spin s que depende de su momento angular (giro del electrón) y no orbital.



Fig. 2.30 Erwin Schrödinger, Premio Nobel en 1933.

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left(\frac{\delta^2\phi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\phi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\phi}{\delta z^2} \right) = E\phi$$

Números cuánticos

La situación de los electrones, su nivel de energía y otras características se expresan mediante los números cuánticos. Cada electrón dentro de un átomo puede ser identificado por cuatro números cuánticos.

- **Número cuántico principal n .** Este número cuántico determina la energía del electrón. Es una medida del tamaño del orbital y puede tomar valores de $n = 1, 2, 3, \dots (n + 1)$

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

- **Número cuántico secundario o azimutal l.** Está relacionado con la forma de la órbita donde gira el electrón. Sus valores dependen de n y puede tomar valores de $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$. Los valores de l se relacionan con **subcapas** o **subniveles** llamadas s (*sharp*: líneas nítidas pero de poca intensidad), p (*principal*: líneas intensas), d (*diffuse*: líneas difusas) y f (*fundamental*: líneas frecuentes en muchos espectros). Estos nombres están relacionados con la terminología que se emplea en la espectroscopia y la letra empleada no es más que la primera de cada nombre.

Cuando $n =$	$l = n - 1$	Orbital
1	$1 - 1 = 0$	s
2	$2 - 1 = 1$	p
3	$3 - 1 = 2$	d
4	$4 - 1 = 3$	f

n	1			2			3			4		
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3		
subniveles	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f		

- **Número cuántico magnético m.** Determina la orientación de la nube electrónica en el espacio cuando se somete el átomo a un campo magnético. Puede tomar valores dependiendo de l que van desde -l hasta +l pasando por cero, $m = 2l + 1$.

Cuando $l =$	$m = 2l + 1$	Valores
0	$2(0) + 1 = 1$	0
1	$2(1) + 1 = 3$	-1, 0, +1
2	$2(2) + 1 = 5$	-2, -1, 0, +1, +2
3	$2(3) + 1 = 7$	-3, -2, 0, +1, +2, +3

Números cuánticos			Subniveles	
n	l	m		
1	0	0	1s	
2	0	0	2s	
		1	2p	
	1	0		
-1				
3	0	0	3s	
		1	1	3p
			0	
	-1			
	2	2	2	3d
			1	
		0	0	
-1				
4	0	0	4s	
		1	4p	
	1	0		
		-1		
	2	2	2	4d
			1	
		0	0	
			-1	
			-2	
	3	3	3	4f
2				
1				
0		0		
		-1		
		-2		
-3				

Combinaciones permitidas de los números cuánticos

- **Número cuántico del spin m_s o s .** Hace referencia al momento angular de giro del electrón, el cual puede ser en el sentido de las manecillas del reloj o en sentido contrario, y puede tomar valores de $+1/2$ o $-1/2$. Se acostumbra representar a los dos estados de spin de un electrón mediante flechas verticales y de sentidos opuestos ($\uparrow\downarrow$) y se refieren al sentido positivo (\uparrow) o negativo (\downarrow).

Tabla 2 Resumen de los números cuánticos, sus interrelaciones y la formación que suministran sobre los orbitales.

Número cuántico principal	Momento angular Número cuántico	Número cuántico magnético	Número y tipo de orbitales en la subcapa
Símbolo = n Valores = 1, 2, 3, ... n = número de subcapas	Símbolo = l Valores = 0... $n - 1$	Símbolo = m_l Valores = $-l$... 0... $+l$	Número de orbitales en la capa = n^2 y número de orbitales en la subcapa
1	0	0	un orbital 1s (un orbital de un tipo en la capa $n = 1$)
2	0 1	0 +1, 0, -1	un orbital 2s tres orbitales 2p (cuatro orbitales de dos tipos en la capa $n = 2$)
3	0 1 2	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2	un orbital 3s tres orbitales 3p cinco orbitales 3d (nueve orbitales de tres tipos en la capa $n = 3$)
4	0 1 2 3	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2 +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	un orbital 4s tres orbitales 4p cinco orbitales 4d siete orbitales 4f (16 orbitales de cuatro tipos en la capa $n = 4$)

Orbitales atómicos

Fig.2.31 Imágen de un orbital 1s ($n = 1$ y $l = 0$).

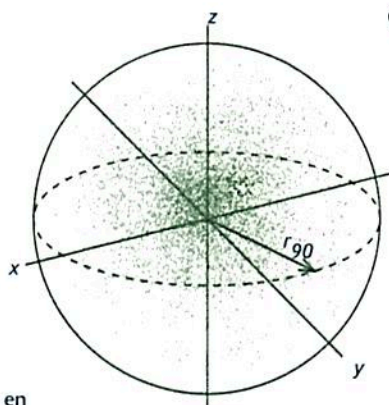


Diagrama puntual de un electrón en un orbital 1s. Cada punto representa la posición del electrón en un instante distinto. Observe que los puntos están más cercanos en la proximidad del núcleo. r_{90} es el radio de la esfera dentro de la cual se encuentra el electrón 90% del tiempo.

Como resultado de la aplicación de la teoría cuántica surge la probabilidad de predecir la ubicación del electrón en un punto determinado del espacio con relación al núcleo. El resultado de la ecuación de Schrödinger nos permite determinar el movimiento del electrón, y por lo tanto sus posibles orbitales. El volumen en el espacio donde es probable encontrar un electrón con determinada energía se llama orbital. Cada uno de los diferentes tipos de orbitales posee una forma distinta.

- **Orbitales s.** La forma de este orbital es esférica y se presenta cuando $l = 0$; su tamaño aumenta al aumentar el número cuántico n .

- **Orbitales p.** Tienen la forma de dos lóbulos situados en lados opuestos al núcleo y con un nodo, el cual es un plano imaginario que divide al núcleo a la mitad. Hay tres tipos de orbitales p ($l = 1, m = -1, 0, 1$) que difieren en su orientación. Los orbitales p del nivel n se denominan np_x, np_y y np_z de acuerdo con los tres posibles valores de m . Los orbitales, al igual que los s, aumentan al aumentar el número cuántico n .

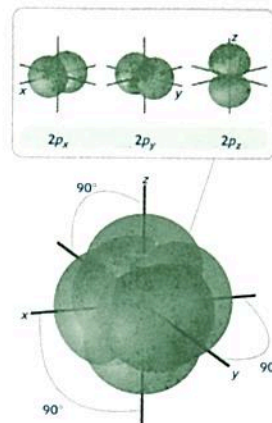
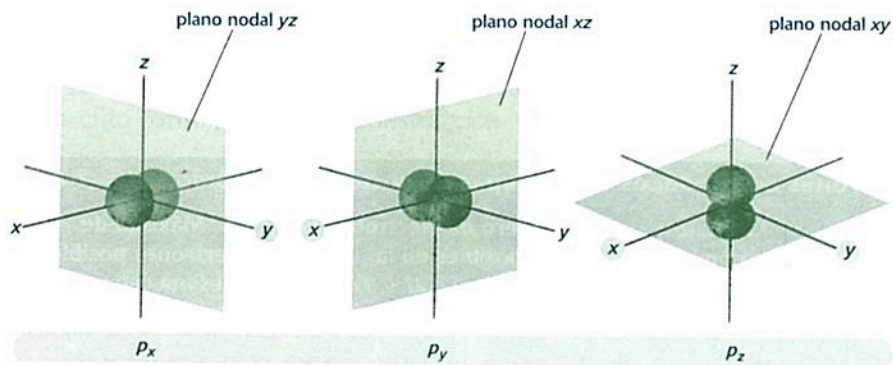
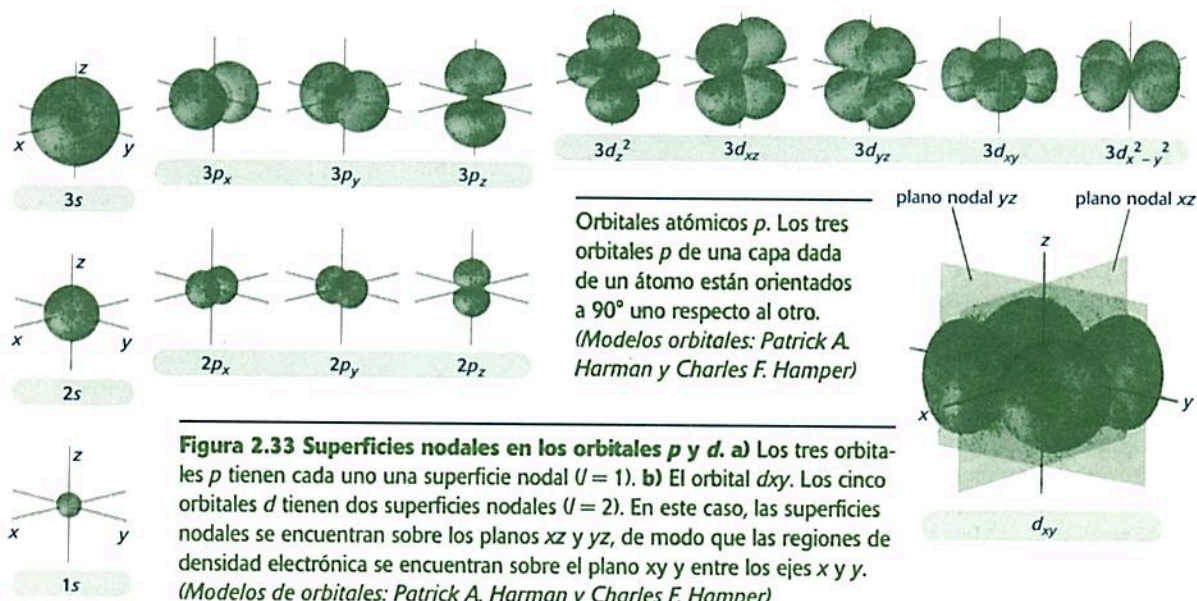


Figura 2.32 Orbitales atómicos. Diagramas de superficies limitantes para las densidades electrónicas de los orbitales $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$ y $3d$ de un átomo de hidrógeno. Para los orbitales p, la letra subíndice en la notación del orbital (x, y, z) indica el eje cartesiano a lo largo del cual se encuentra orientado dicho orbital.

- **Orbitales d.** Presentan la forma de lóbulos, pero con una distribución más compleja. Existen cinco tipos de orbitales d ($l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2$) que son $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$, de acuerdo con los cinco valores posibles de m .



- **Orbitales f.** Su forma es más compleja aún que los orbitales d. Su aspecto es multilobular y presenta siete diferentes arreglos en el espacio ($l = 3$, $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$) conforme a los siete valores posibles de m , sus arreglos serían f_{z^3} , f_{xz^2} , f_{yz^2} , f_{xyz} , $f_{z(x^2 - y^2)}$, $f_{x(x^2 - 3y^2)}$, $f_{y(3x^2 - y^2)}$.

Como en un orbital atómico los valores de n , l y m están determinados, sólo podrán contener electrones que difieran en el valor de s , ya que el número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores $+1/2$ o $-1/2$, **un orbital atómico podrá estar ocupado a lo sumo por dos electrones** que tengan valores de s opuestos ($\uparrow\downarrow$).

Tabla 3 Número de electrones acomodados en las capas y subcapas electrónicas $n = 1$ a 6

Capa electrónica (n)	Subcapas disponibles	Orbitales disponibles ($2l + 1$)	Número de electrones posibles en la subcapa [$2(2l + 1)$]	Máximo de electrones posibles n -ésima capa ($2n^2$)
1	s	1	2	2
2	s	1	2	8
	p	3	6	
3	s	1	2	18
	p	3	6	
	d	5	10	
4	s	1	2	32
	p	3	6	
	d	5	10	
	f	7	14	
5	s	1	2	50
	p	3	6	
	d	5	10	
	f	7	14	
	g^*	9	18	
6	s	1	2	72
	p	3	6	
	d	5	10	
	f^*	7	14	
	g^*	9	18	
	h^*	11	22	

*Estos orbitales no se emplean en el estado basal de ningún elemento conocido.

Configuración electrónica

La forma en que están distribuidos los electrones de un átomo entre los distintos orbitales se denomina *configuración electrónica*. Con la configuración electrónica se pretende predecir la distribución de los electrones en un átomo polielectrónico o con múltiples electrones. Para ello debemos de considerar las siguientes reglas o principios.

- **Principio de "Building-Up" o de Aufbau.** El cual establece que en un átomo polielectrónico los distintos electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía, es decir, primero ocupan los de menor energía y sucesivamente todos los demás. También es conocido como *principio de construcción*.
- **Principio de exclusión de Pauli.** Señala que no es posible que un determinado orbital esté ocupado por más de dos electrones, lo que nos lleva a que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.
- **Regla de Hund.** Establece que cuando varios electrones ocupan orbitales con más de un subnivel, lo hacen, en lo posible, ocupando orbitales diferentes, y con los spines despareados o paralelos.

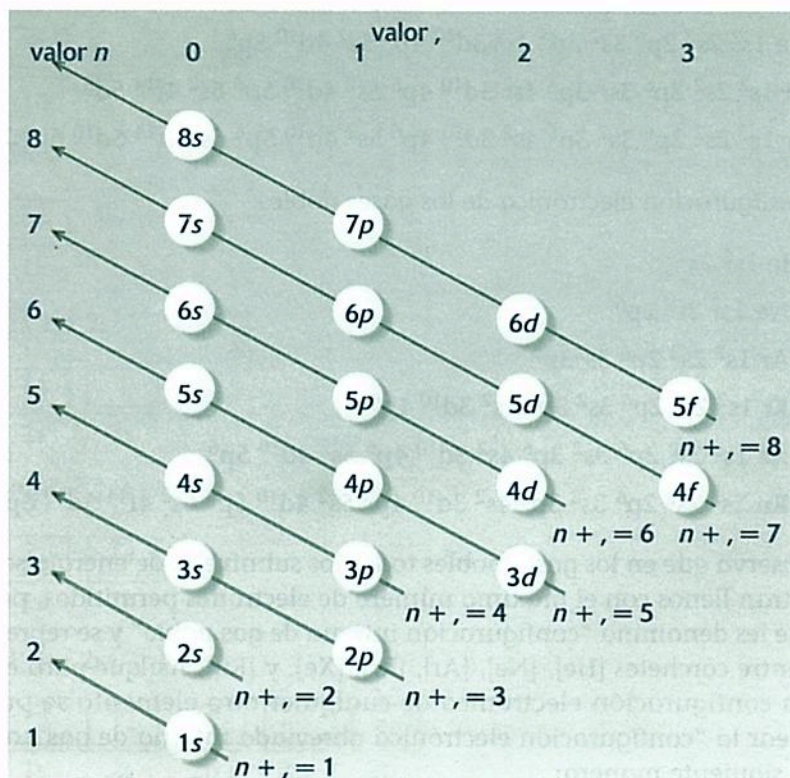
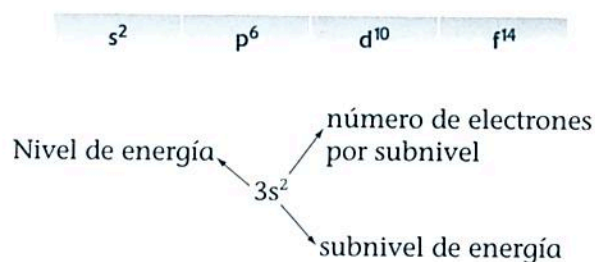


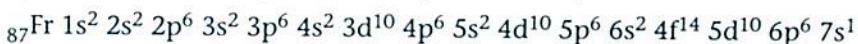
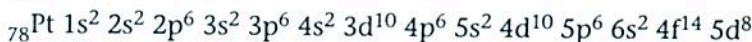
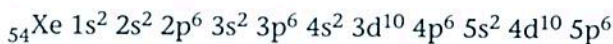
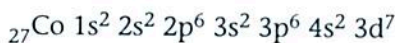
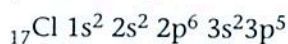
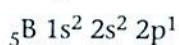
Figura 2.34 Orden de llenado de las subcapas. Las subcapas de los átomos se llenan por orden creciente de $n+l$. Cuando dos subcapas tienen el mismo valor de $n+l$ se llena primero la subcapa de n más bajo. Para utilizar el diagrama comienza en 1s y sigue las flechas de aumento de $n+l$. (Por tanto, el orden de llenado es $1s \Rightarrow 2s \Rightarrow 2p \Rightarrow 3s \Rightarrow 3p \Rightarrow 4s \Rightarrow 4p \Rightarrow 3d$, y así sucesivamente.)

De acuerdo con la tabla anterior, podemos señalar que cada subnivel de energía soporta un máximo de electrones dado de la siguiente manera:

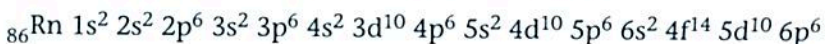
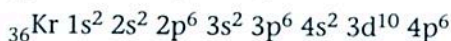
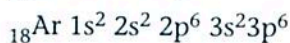
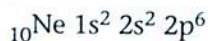
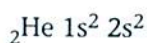


El orden de llenado de las subcapas o subniveles de energía de los átomos van en orden creciente, como marcan las flechas de la tablas de la configuración electrónica (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, y así sucesivamente).

Ejemplos:

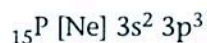


Configuración electrónica de los gases nobles:

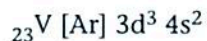


Observa que en los gases nobles todos los subniveles de energía se encuentran llenos con el máximo número de electrones permitidos, por lo que se les denomina "configuración interna de gas noble" y se representan entre corchetes [He], [Ne], [Ar], [Kr], [Xe], y [Rn]. Así que para escribir la configuración electrónica de cualquier otro elemento se puede emplear la "configuración electrónica abreviada interna de gas noble" de la siguiente manera:

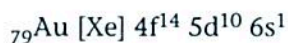
Consideremos por ejemplo al fósforo (P) con número atómico de 15, el cual se encuentra después del neón (Ne); podemos escribir su configuración electrónica de la siguiente forma:



Por el contrario, si hablamos del vanadio (V) con número atómico de 23 y que se encuentra después del argón (Ar) podemos escribir su configuración electrónica así:



Otro ejemplo sería el oro (Au) con número atómico de 79 y que se encuentra después del xenón (Xe):

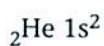


Cuando aplicamos la **Regla de Hund** debemos emplear una notación llamada caja de orbitales, en la que podamos distinguir claramente la distribución de los electrones en los diferentes orbitales.

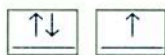
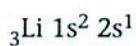
Ejemplo:



1s

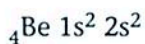


1s



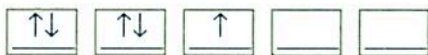
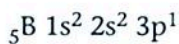
1s

2s



1s

2s



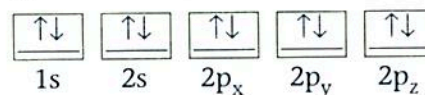
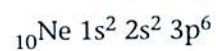
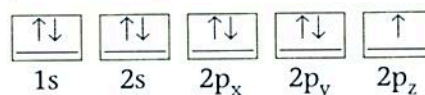
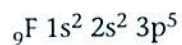
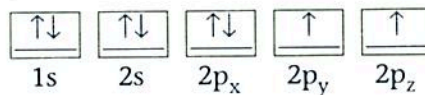
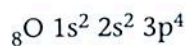
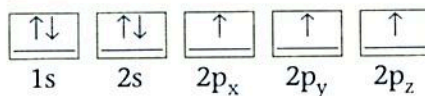
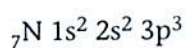
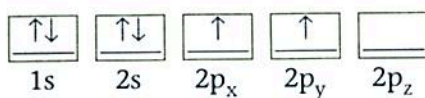
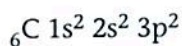
1s

2s

2p_x

2p_y

2p_z



Otro diagrama de caja para los elementos del Ca al Zn sería:

Tabla 4 Diagrama de cajas de orbitales para los elementos

		3d	4s						
Ca	[Ar]4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td></tr></table>						<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑↓									
SC	[Ar]3d ¹ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td></tr></table>	↑					<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑									
↑↓									
Ti	[Ar]3d ² 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td></tr></table>	↑	↑				<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑	↑								
↑↓									
V	[Ar]3d ³ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px;"></td></tr></table>	↑	↑	↑			<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑	↑	↑							
↑↓									
Cr*	[Ar]3d ⁵ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑	↑	↑	↑	↑	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑
↑	↑	↑	↑	↑					
↑									
Mn	[Ar]3d ⁵ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑	↑	↑	↑	↑	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑	↑	↑	↑	↑					
↑↓									
Fe	[Ar]3d ⁶ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑↓	↑	↑	↑	↑	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑↓	↑	↑	↑	↑					
↑↓									
Co	[Ar]3d ⁷ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑↓	↑↓	↑	↑	↑					
↑↓									
Ni	[Ar]3d ⁸ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑					
↑↓									
Cu*	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
↑									
Zn	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	<table style="display: inline-table; border-collapse: collapse;"><tr><td style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; text-align: center;">↑↓</td></tr></table>	↑↓
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
↑↓									

*Estas configuraciones no siguen la regla "n + l".

ACTIVIDAD 2.4

1. Define con tus propias palabras el "cuanto" de energía.

2. ¿En qué momento se puede hablar de un estado basal y un estado excitado?

3. Enuncia los postulados de la teoría atómica de Bohr.

4. ¿Cuáles fueron las aportaciones de Sommerfeld al modelo de Bohr?

5. El estudio de la luz fue fundamental en la comprensión del comportamiento del átomo. ¿Qué aportaciones tuvieron Maxwell y Einstein al estudio de dicho fenómeno?

6. Fue a partir del comportamiento dual de la luz que se estableció el principio de incertidumbre, el cual dice:

Tabla periódica

OBJETIVO

Describir a los elementos de acuerdo con su ubicación en la tabla periódica, destacando sus propiedades físicas y químicas, para poder valorar su utilidad e importancia socioeconómica en el país.

Una de las características del hombre ha sido su constante búsqueda de un orden en la naturaleza y su capacidad creadora para clasificar todo aquello que considera de importancia. Así, por ejemplo, tenemos un sistema de clasificación de los seres vivos que inicialmente se dividía en un reino vegetal y uno animal; posteriormente se hizo en cinco reinos, y en la actualidad clasifica tres dominios.

A principios del siglo XIX, los químicos se inquietaban por buscar criterios para clasificar los 55 elementos conocidos en ese tiempo, y en su momento poder predecir futuros descubrimientos. Fue así como se empezaron a desarrollar las primeras clasificaciones de los elementos en una agrupación que se llamaría Tabla Periódica, que prevalece hasta nuestros días. Pero, la tabla periódica actual no se parece en nada a las primeras propuestas de clasificación, por lo que analizaremos brevemente esos primeros intentos hasta llegar a la tabla actual.

- **Johann Döbereiner (1780-1849).** Observó en 1829 que entre ciertos elementos existía un comportamiento químico muy similar en relación con sus masas atómicas. Agrupó los elementos en **tríadas**, y pudo constatar que la masa del elemento intermedio es la media aritmética de los otros dos. Descubrió que el litio, sodio y potasio forman una tríada con propiedades parecidas, y la masa del sodio se puede obtener a partir de la media aritmética del litio y potasio. Otras tríadas estaban formadas por cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y telurio.
- **John Newlands (1838-1898).** En 1865 concibió una organización de los elementos muy parecida a la de Döbereiner, en el sentido del orden creciente de sus masas atómicas sólo que forma agrupaciones de siete elementos y establece una ley que llamó **ley de las octavas**, donde señala que el octavo elemento a partir de uno dado presenta propiedades muy similares al primero. Este ordenamiento guarda una analogía con las notas musicales. Veamos de qué manera:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Do	Re	Mi	Fa	Sol	La	Si
Do						
	Do	Re	Mi	Fa	Sol	La
Si	Do					

Cuando leemos las notas musicales repetimos la primera de ellas al final. De la misma manera, si leemos desde cualquier posición de la tabla propuesta por Newlands, por ejemplo el **Li**, al llegar al octavo elemento, el **Na**, encontramos que tienen propiedades similares (ambos son metales, alcalinos, son solubles en agua y forman sales).

Esta clasificación no tuvo éxito, debido a que a partir del **Cr** hasta el **Fe** no se cumple esa **periodicidad** de propiedades similares que se presenta en los elementos situados por encima de ellos.

- **Lothar Meyer (1830-1895)**. Realizó una de las mejores clasificaciones de los elementos, ordenados en orden creciente de sus masas atómicas pero tomando en cuenta una regularidad en los valores de los volúmenes atómicos. Meyer presentó una gráfica donde representaba los volúmenes atómicos de los diferentes elementos en relación con sus masas atómicas. A pesar de que publicó sus trabajos poco después del ruso Dimitri Mendeleiev tiene tanto mérito como la de este último.

- **Dimitri Mendeleiev (1834-1907)**. En 1869, el ruso Dimitri Mendeleiev publicó sus *Principios de química*, en el cual presentó una tabla donde ordenaba los 63 elementos conocidos bajo los siguientes criterios:

1. Los ordenó en forma creciente de sus masas atómicas.
2. Los agrupó en filas o periodos de distinta longitud.
3. Los asocia en grupos o columnas con propiedades químicas similares

Otro criterio notable de Mendeleiev fue que tomó en cuenta una propiedad llamada valencia, que se define como la capacidad que tienen los átomos para formar compuestos, la cual guardaba correspondencia con las masas atómicas en su ordenamiento, es decir, que los elementos que se ubicaban en la misma columna tenían la misma valencia, al igual que sus propiedades químicas.

Fig. 2.35 El ruso Dimitri Medeleiev fue uno de los químicos que propuso la creación de la tabla periódica.



Dimitri dejó espacios vacíos en su tabla, suponiendo que ahí deberían ir colocados elementos que todavía no se conocían y tuvo la capacidad de predecir sus propiedades químicas, las cuales se comprobaron con el descubrimiento del **escandio**, **galio** y **germanio**.

Tabla periódica de Dimitri Mendeleiev de 1871

Fila	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
	$\overline{R_2O}$	\overline{RO}	$\overline{R_2O_3}$	RH	RH_1	RH_1	RH	$\overline{RO_4}$
				RO_1	R_1O_3	RO_1	R_1O_T	
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 58.9, Ni = 58.7
5	Cu = 63	Zn = 65	- = 68	- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	- = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106
7	Ag = 108	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	Di = 138	Ce = 140				
9								
10			Er = 178	La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198
11	Au = 199	Hg = 200	Tl = 204	Pd = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

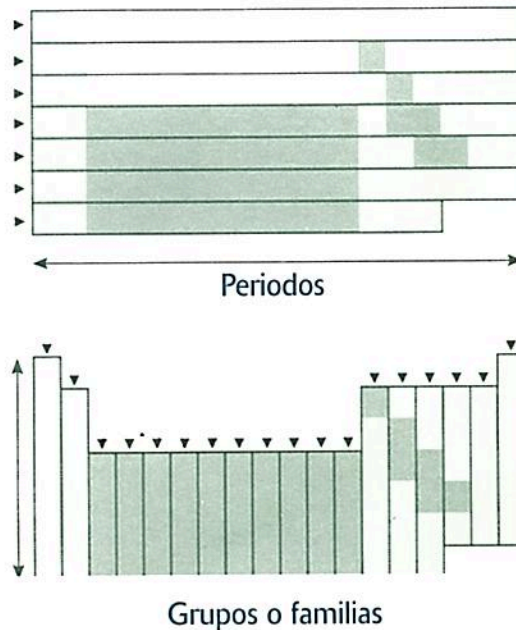
A pesar de ser un gran avance para la clasificación de los elementos, presenta algunos problemas, como que en ese tiempo el cálculo de las masas atómicas no era tan preciso y, por lo tanto, algunos de los elementos se hallan mal ubicados, como el níquel (**Ni**) y el cobalto, (**Co**), que deberían estar invertidos. Tampoco incluye a los gases nobles, algunos de los cuales se descubrieron estando aún con vida Mendeleiev, y tampoco pudo justificar la ubicación de los lantánidos.

- **Henry Moseley (1887-1915)**. En 1913, realizó experimentos con algunos metales en un tubo de rayos catódicos, y al ordenar los datos observó las longitudes de onda de los rayos X emitidos por un elemento dado y pudo determinar el **número atómico** de ese elemento. Moseley estableció el concepto de número atómico, como aquel que relacionaba el número de cargas positivas del núcleo de un átomo que coincide con el número de electrones en los niveles de energía.

Finalmente, ordenó los elementos de la tabla de Mendeleiev en función de su número atómico y estableció la **ley periódica**, la cual señala que *las propiedades de los elementos están en función de sus números atómicos*.

Tabla periódica actual

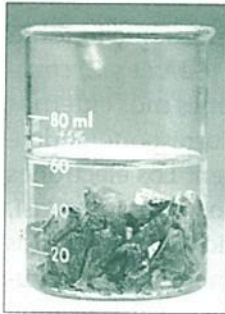
La tabla periódica es un sistema donde se clasifican los elementos conocidos hasta la fecha, y se colocan de izquierda a derecha y de arriba a abajo en orden creciente de sus números atómicos. Los elementos están ordenados en siete hileras horizontales llamados **periodos**, y en 18 columnas verticales llamadas **grupos o familias**.



Ubicación y clasificación de los elementos

Una forma de clasificar los elementos es numerar los grupos del 1 al 18 de izquierda a derecha del sistema periódico. Aunque la clasificación tradicional y más usual es aquella en la que se emplean números romanos del I al VIII seguidos por una letra **A** o **B**. Los grupos que llevan la letra A se llaman **elementos representativos** y reciben distintos nombres; el IA (1) metales alcalinos, IIA (2) metales alcalinotérreos, IIIA (13) grupo del boro, IVA (14) grupo del carbono (carbonoides), VA (15) grupo del nitrógeno (nitrogenoides), VIA (16) grupo del oxígeno (anfígenos o calcógenos), VIIA (17) halógenos y VIIIA o 0 (18) gases nobles y llevan la letra B los **elementos de transición** que van del I al VIII B (3-12).

Grupo 1A
Litio – Li (arriba)
Potasio – K (abajo)



Grupo 2A
Magnesio – Mg

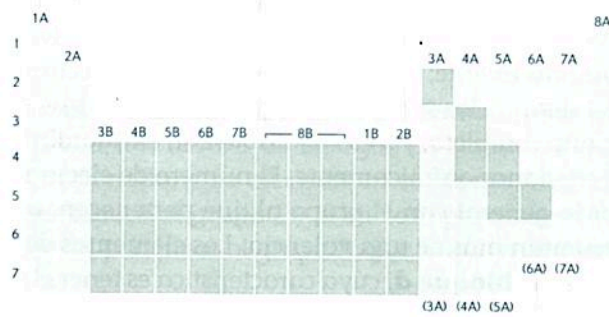
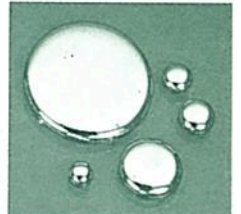
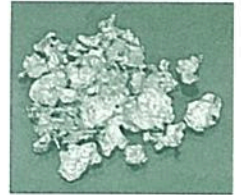


Metales de transición

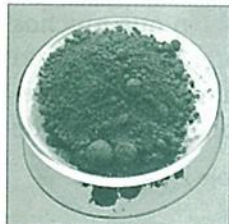
Titanio – Ti, Vanadio – V, Cromo – Cr,
Manganeso – Mn, Hierro – Fe, Cobalto – Co,
Níquel – Ni, Cobre – Cu



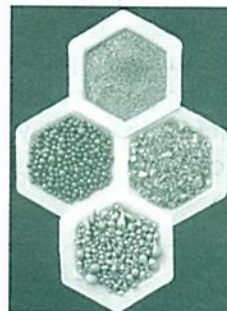
Grupo 2B
Zinc – Zn (arriba)
Mercurio – Hg (abajo)



Grupo 8A, Gases nobles
Neón – Ne

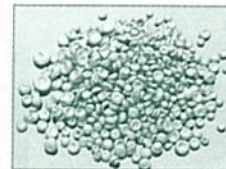
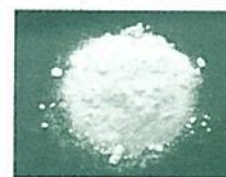
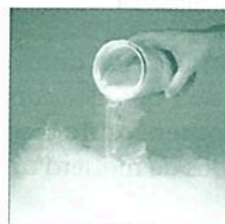


Grupo 3A
Boro – B (arriba)
Aluminio – Al (abajo)

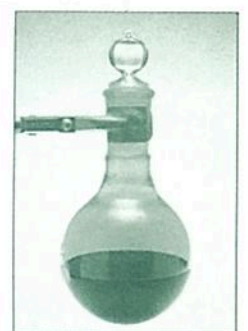


Grupo 4A
Carbono – C (arriba)
Plomo – Pb (izquierda)
Silicio – Si (derecha)
Estaño – Sn (abajo)

Grupo 5A
Nitrógeno – N₂ (arriba)
Fósforo – P (abajo)



Grupo 6A
Azufre – S (arriba)
Selenio – Se (abajo)



Grupo 7A
Bromo – Br

Fig. 2.36 Algunos de los 113 elementos conocidos. (Charles D. Winters)

La ley periódica es la base de la tabla periódica, y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de manera sistemática conforme aumenta el número atómico, de tal forma que todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos.

Grupos, periodos y bloques s, p, d y f

Al margen de la clasificación en grupos y periodos, tenemos que la tabla periódica se divide en bloques. Los dos primeros grupos I y IIA (1 y 2) constituyen el **bloque s**, cuya característica es que sus electrones más externos (llamados de valencia) están siempre en el subnivel *s*, correspondiéndole en nivel *n* igual al número del periodo al cual pertenecen. Los electrones de valencia coinciden con el grupo al cual pertenecen los elementos; así, los elementos del grupo IA tienen un electrón de valencia y los elementos del grupo IIA tienen dos electrones de valencia. Los elementos de los grupos III-VIIIA (13-18) constituyen el **bloque p**, cuya característica es muy similar al anterior, sólo que sus electrones de valencia se ubican en el subnivel *p*, por lo que el subnivel *s* está siempre lleno y el *p* se va llenando paulatinamente, hasta un máximo de seis electrones. Los gases nobles tienen siempre los subniveles *s* y *p* llenos, por lo que se dice que su última capa está completa, y a eso se atribuye su extraordinaria estabilidad e inercia a reaccionar químicamente. El número de electrones de valencia coincide por lo general con el grupo al que pertenecen, aunque muchos de ellos presentan más de una valencia. Los elementos de los grupos I-VIIIB constituyen el **bloque d**, cuya característica es tener el subnivel *s* lleno y el subnivel *d* (más externo) se va llenando progresivamente a lo largo de la serie de transición. El número de electrones de valencia coincide con el grupo al que pertenece el elemento, aunque cabe señalar también que muchos de ellos presentan más de una valencia. En la parte inferior de la tabla aparece el **bloque f** que está constituido por los elementos llamados **tierras raras** o **elementos de transición interna**, y una buena parte de ellos son obtenidos de manera artificial.

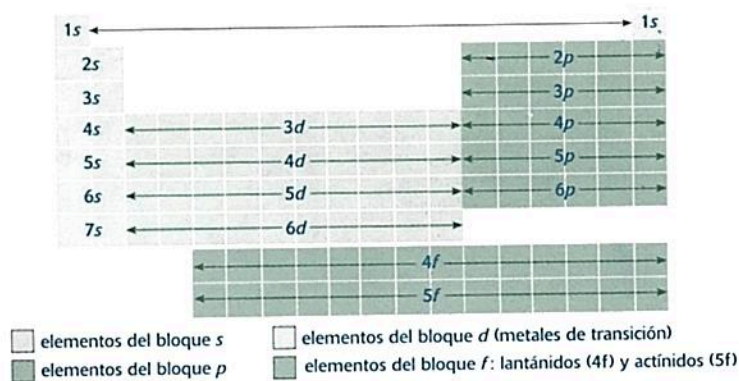
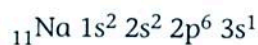


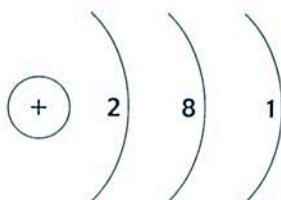
Fig. 2.37 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Los electrones más externos de un elemento se asignan a los orbitales indicados. Véase la tabla 8.2.

El agrupamiento de los elementos no sólo se da en función de sus números atómicos, sino que también lo hacen en función su configuración electrónica, de tal suerte que si conocemos su configuración podemos ubicar a un elemento en su periodo y grupo respectivo sin necesidad de ver la tabla periódica. ¿Pero de qué manera? Veamos unos ejemplos:

Pensemos en el sodio (${}_{11}\text{Na}$).



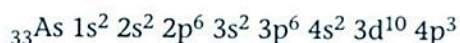
Hagamos su representación esquemática tomando como base el modelo de Bohr:



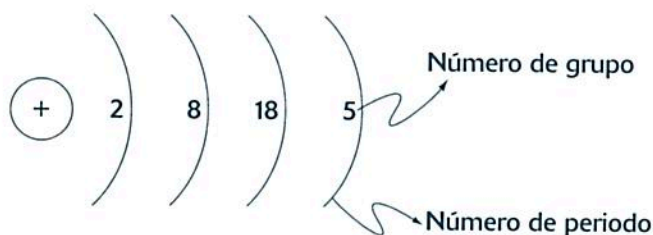
La configuración electrónica y la representación esquemática nos indican que el sodio cuenta con tres niveles de energía, que nos dice que el sodio pertenece al tercer periodo, y su electrón en el último nivel de energía nos señala que pertenece al grupo I y si su configuración electrónica termina en s, entonces pertenece al grupo A; por lo que resumiendo tenemos:

	Periodo	Grupo
${}_{11}\text{Na}$	3	IA

Veamos otro ejemplo:



Su representación esquemática sería:

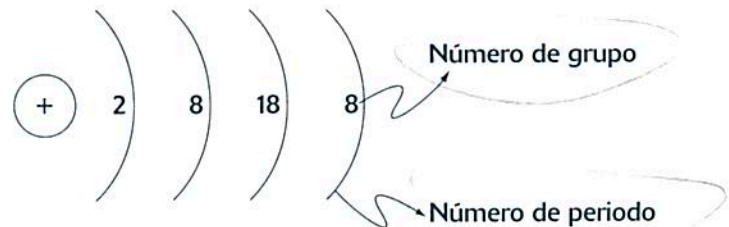
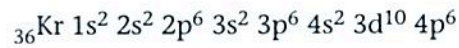


Bajo la interpretación anterior, tanto la configuración electrónica como el esquema gráfico nos muestran que al arsénico (As) pertenece al periodo 4, puesto que cuenta con cuatro niveles de energía, y ya que en el último nivel se tienen cinco electrones y su configuración electrónica termina en p , podemos decir que pertenece al grupo VA.

Como puedes observar, si la configuración electrónica termina en s o p el elemento pertenece al grupo A, y dependiendo de los electrones que se encuentren en el último nivel será I a VIII. El periodo está determinado por el número de niveles de energía que establece el coeficiente mayor de la configuración electrónica. Resumiendo tenemos:

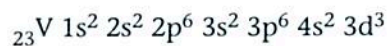
	Periodo	Grupo
${}_{33}\text{As}$	4	VA

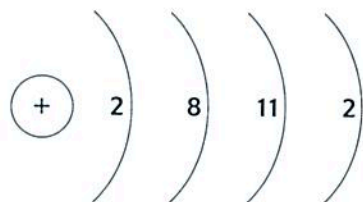
Hagamos ahora el del kriptón (${}_{36}\text{Kr}$)



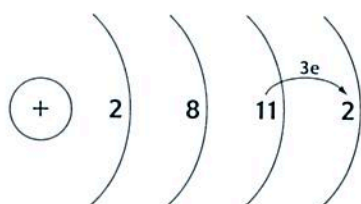
En conclusión, tenemos que el Kr pertenece al periodo 4 y al grupo VIIIA. Una característica de este elemento que pertenece a los gases nobles es que es muy estable y casi no reacciona. Esto se debe en gran parte a que tiene 8 electrones en su último nivel, lo que le confiere gran estabilidad. Pero si notas, sus niveles más internos cuentan con 8 o 18 electrones, excepto en el primero que en conjunto contribuyen también a esa estabilidad. Pensaríamos que mientras tengamos 8 o 18 electrones en los dos últimos niveles el átomo se comportaría de forma más estable.

Esto nos ayudará a comprender lo que sucede con los elementos cuya configuración electrónica termina en d y que pertenece a los elementos de transición. Consideremos el siguiente ejemplo.

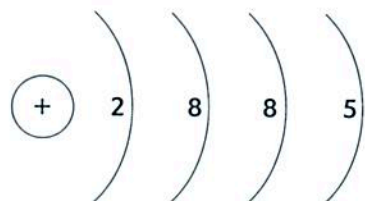




En el penúltimo nivel de energía se cuenta con 11 electrones, y como señalamos, lo más recomendable es que cuente con 8 o 18 electrones en los dos últimos niveles. Se propone entonces que entre estos dos niveles se dé un intercambio de electrones, de tal manera que se busque la estructura más estable, con la condición de que en el último nivel de energía no haya más de ocho (como en el caso de los gases nobles), pero que tampoco se quede sin electrones. Entonces lo que propondríamos sería pasar 3 electrones del nivel 3 al 4, de tal forma que el tercer nivel exista con 8 electrones y el último con 5 electrones, quedando de la siguiente manera:



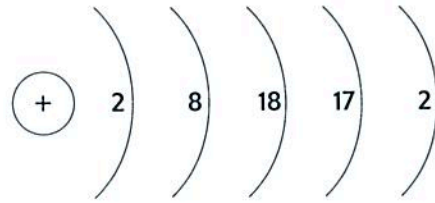
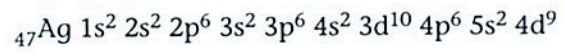
Quedando finalmente



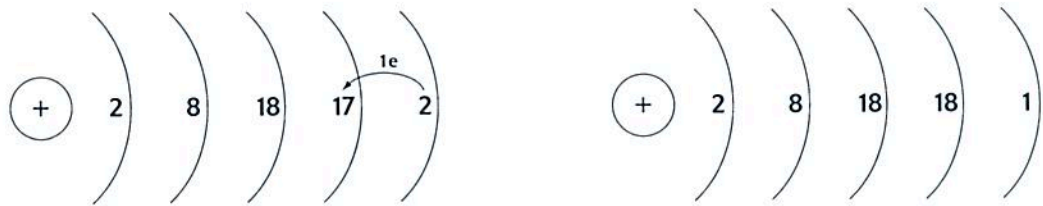
A partir de esta representación que muestra una mayor estabilidad, podemos ahora sí determinar el periodo y el grupo al que corresponde el elemento, con la aclaración de que si la configuración electrónica termina en el subnivel *d* pertenece al grupo B.

	Periodo	Grupo
${}_{23}\text{V}$	4	VB

Analizamos el siguiente ejemplo:



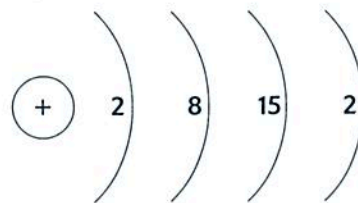
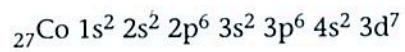
Aquí sólo nos falta un electrón en el penúltimo nivel de energía, por lo que pasaría un electrón del último nivel, para que se completara a 18 electrones el penúltimo, quedando:



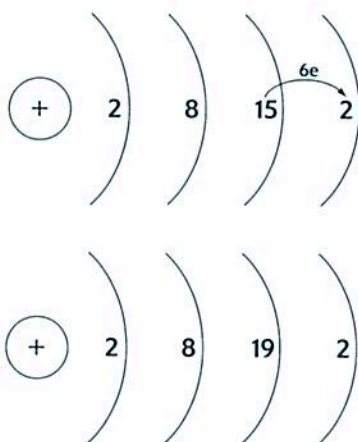
A partir de ello definimos que el grupo y el periodo son:

	Periodo	Grupo
${}_{47}\text{Ag}$	5	IB

Por último, veamos el ejemplo del cobalto (${}_{27}\text{Co}$):



Aquí se presenta una situación especial, dado que el último nivel de energía no podría donar sus dos electrones al siguiente anterior, ya que no se completarían los 18 electrones en este nivel, y el último nivel se quedaría sin nada. Entonces, la única situación posible se presentaría de la manera siguiente:



Ésta sería la estructura más estable, en la que sólo está permitido tener un máximo de 8 electrones en el último nivel. Debido a esto es que podemos observar en la tabla periódica tres grupos (8-10) como VIIIB.

	Periodo	Grupo
$_{27}\text{Co}$	4	VIIIB

ACTIVIDAD 2.5

Relaciona las columnas:

- Grupo de elementos que se ubican en el bloque d ()
 - Propone una agrupación de los elementos a las que llamó tríadas ()
 - Son las columnas verticales de la tabla periódica ()
 - Elementos que se ubican en el bloque s y p ()
 - Agrupar 63 elementos en orden creciente de sus masas atómicas ()
- a) Periodo
b) Moseley
c) Representativos
d) Grupos o familias
e) Mendeleiev

6. Señala que las propiedades de los elementos están en función de sus números atómicos () f) Transición interna
7. Representan las filas horizontales de la tabla periódica () g) Döbereiner
8. Establece una agrupación de los elementos a las que llamó ley de las octavas () h) Ley periódica
9. Determina agrupar a los elementos en función de sus números atómicos () i) Newlands
10. Elementos que pertenecen al bloque f () j) Transición

Obtén el periodo y grupo de los siguientes elementos, considerando la configuración electrónica.

- a) ${}_8\text{O}$
- b) ${}_{12}\text{Mg}$
- c) ${}_{17}\text{Cl}$
- d) ${}_{25}\text{Mn}$
- e) ${}_{32}\text{Ge}$
- f) ${}_{38}\text{Sr}$
- g) ${}_{42}\text{Mo}$
- h) ${}_{48}\text{Cd}$
- i) ${}_{55}\text{Cs}$
- j) ${}_{76}\text{Os}$
- k) ${}_{83}\text{Bi}$

Metales, no metales y semimetales o metaloides

Los elementos químicos también se pueden clasificar en metales, no metales y semimetales o metaloides, partiendo de sus propiedades físicas y químicas.

En la tabla siguiente resumiremos las propiedades que establecen la diferencia entre metales y no metales.

Metales (ubicados en los grupos IA, IIA y todos los del grupo B)	No metales (ubicados dentro de los grupos IVA al VIIA)
Alta conductividad eléctrica que disminuye al aumentar la temperatura	Baja conductividad eléctrica (excepto para el carbono como grafito)
Alta conductividad térmica	Buenos aislantes del calor
Presentan brillo metálico	Sin brillo metálico
Son sólidos (excepto el mercurio que es líquido)	Son sólidos, líquidos y gases
Son maleables (pueden laminarse)	Frágiles en estado sólido. Existen no metales que a menudo se pueden encontrar en varias formas distintas llamados alótropos. El carbono es un ejemplo, ya que se presenta como grafito y diamante. (Ver, Fig. 2.39)

Dúctiles

No dúctiles

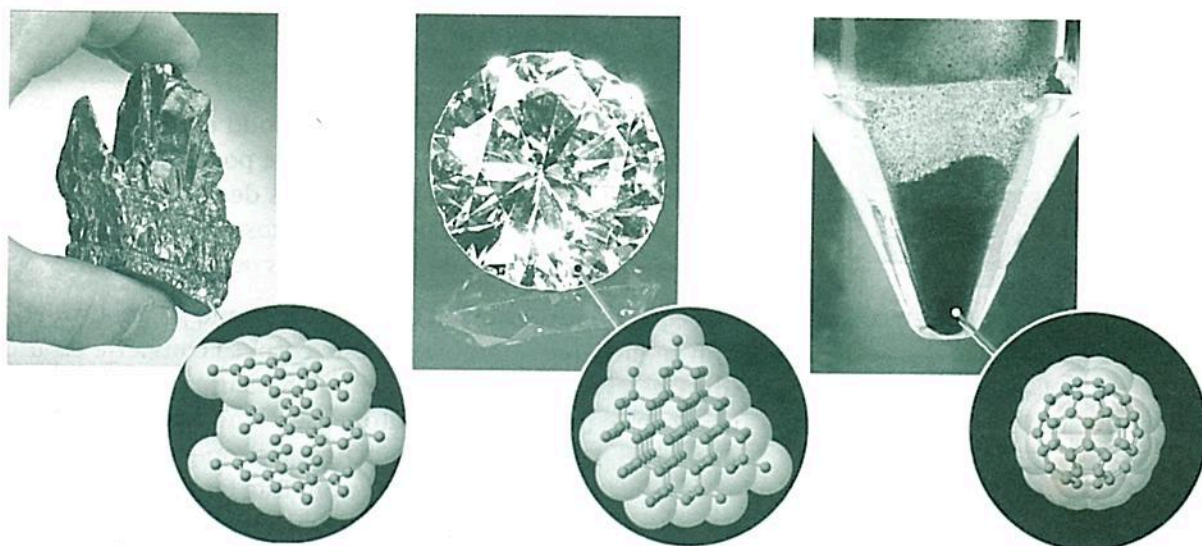


Fig. 2.38 Los alótropos del carbono. a) El grafito consta de capas de átomos de carbono. Cada átomo de carbono está enlazado con otros tres y forma una hoja de anillos hexagonales de seis miembros. b) El diamante. En este caso, los átomos de carbono también están ordenados en anillos de seis miembros, pero éstos no son planos porque cada átomo de C está conectado tetraédricamente con otros cuatro átomos de C. c) Balones de bucky. El miembro de la familia llamado buckminsterfullereno C_{60} es otro alótropo del carbono formado por 60 átomos de carbono ordenados en una jaula esférica, que se asemeja a un balón de fútbol soccer hueco. Observa que cada anillo de seis miembros forma parte de otros tres anillos de seis miembros y tres anillos de cinco miembros. Los químicos dan a esta molécula el nombre de "balón de bucky". (Charles D. Winters)

Existe un conjunto de elementos llamado semimetales o metaloides, que tienen propiedades intermedias entre un metal y un no metal y que se considera como una clase diferente. En la tabla periódica se ubican entre los metales y no metales parten del boro y bajan en forma diagonal en forma de escalera hasta llegar al astato.

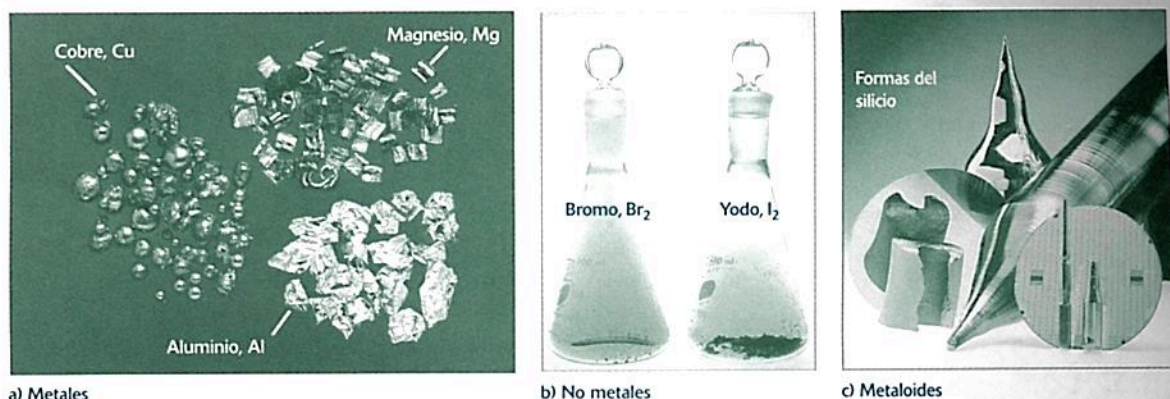


Fig. 2.39 Elementos representativos. a) Magnesio, aluminio y cobre. Todos ellos son metales y pueden moldearse a manera de alambres y conducen la electricidad. b) Sólo 15 elementos aproximadamente se clasifican como no metales. Aquí se muestran el bromo, que es el líquido color naranja, y el yodo como sólido color púrpura. c) En general, sólo seis elementos se clasifican como metaloides o semimetales. Ésta es una fotografía de silicio sólido en diversas formas, incluyendo una oblea en la cual están impresos circuitos electrónicos. (Charles D. Winters)

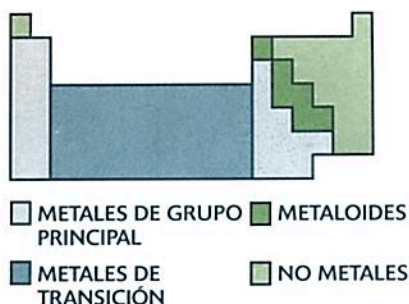


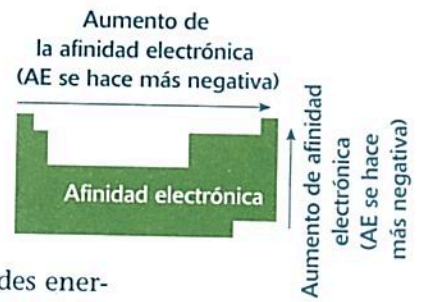
Fig. 2.40 Los elementos pueden clasificarse como metales, no metales y metaloides y ocupan regiones bien definidas de la tabla periódica.



La tabla periódica moderna está basada en la configuración electrónica, y es a partir de ésta que podemos encontrar ciertas regularidades en las propiedades de los elementos en función del número de electrones de éstos. Dichas propiedades se denominan propiedades atómicas genéricas y son:

- **Energía de ionización.** Cuando un átomo pierde un electrón se dice que se ioniza. En este caso, se convierte en un **ion positivo** o catión. La energía necesaria para arrancar un electrón (ionizar) de un átomo se llama **energía de ionización**. Los átomos con muchos electrones pueden sufrir más de una ionización. Este fenómeno se sucede con mucha frecuencia en las reacciones químicas. La energía de ionización aumenta en un periodo conforme aumenta el número atómico, y en un grupo disminuye conforme aumenta el número atómico.
- **Afinidad electrónica.** Cuando un átomo neutro incorpora un electrón a su estructura, se ioniza y en este caso se convierte en un **ion negativo** o anión. La energía necesaria para formar un ion negati-

vo adquiriendo un electrón se llama **afinidad electrónica**. Se considera que los átomos tanto neutros como iónicos se encuentran en estado gaseoso. La afinidad electrónica aumenta en un periodo conforme aumenta el número atómico, y en un grupo disminuye conforme aumenta el número atómico.



- **Electronegatividad.** Si analizamos las dos definiciones anteriores encontraremos que los no metales tienen grandes energías de ionización y afinidades electrónicas, mientras que los metales presentan energías de ionización y afinidades electrónicas pequeñas. Por lo general, se emplea un término llamado electronegatividad para medir el carácter químico de los elementos. **La electronegatividad** se define como la capacidad que tienen los átomos para atraer electrones. Aparentemente la electronegatividad y la afinidad electrónica parecen iguales, pero no es así, ya que la primera se aplica a los átomos en las moléculas, para ayudarnos a definir el tipo de enlace químico (el cual tocaremos en el siguiente capítulo), mientras que el segundo se emplea para átomos aislados. Su comportamiento en la tabla periódica es exactamente igual que en las dos definiciones anteriores.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A		
Li 1.3	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B					1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.9	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5		
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		

 < 1.0	 1.5 - 1.9	 2.5 - 2.9
 1.0 - 1.4	 2.0 - 2.4	 3.0 - 4.0

Fig. 2.41 Valores de electronegatividad de los elementos, según Pauling. Las tendencias de la electronegatividad constituyen el opuesto de las tendencias que definen el carácter metálico. Los no metales tienen valores altos de electronegatividad, los metaloides tienen valores intermedios y los metales tienen valores bajos.

- **Radio atómico.** No es tan fácil de medir, tomando en cuenta el radio de un átomo aislado, puesto que su nube de electrones se extiende indefinidamente en el espacio. Sin embargo, cuando los átomos se unen formando moléculas sencillas biatómicas como el Cl_2 sí es posible medir la distancia entre núcleos, tomando la mitad de la distancia como el radio atómico. En la tabla periódica el radio atómico aumenta en un grupo conforme disminuye el número atómico, y el radio atómico aumenta en un periodo conforme aumenta el número atómico.

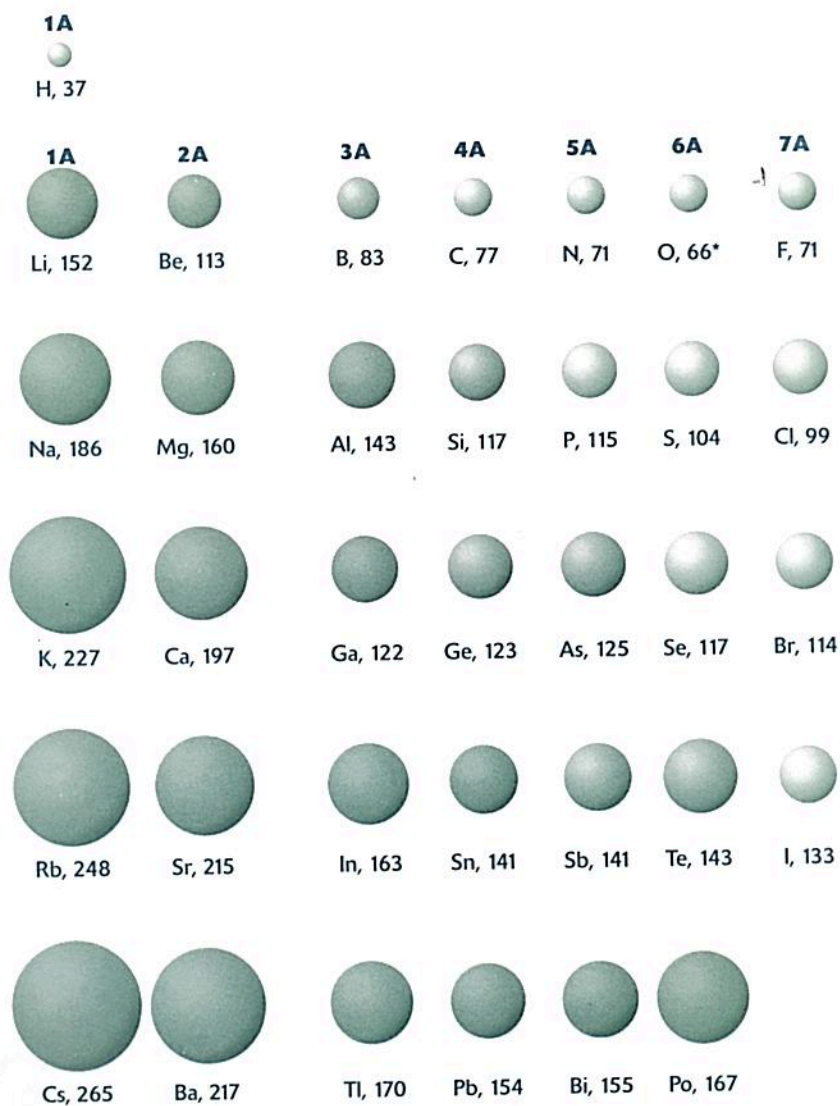


Figura 2.42 Radios atómicos en picómetros para elementos del grupo principal. (Datos de J. Emsley: *The Elements*, 3a. ed., Clarendon Press, Oxford, 1998.)

A

Afinidad electrónica. Es la energía en la cual el átomo adquiere un electrón.

Alótropos. Existencia de un elemento en dos o más formas.

Ánodo. Electrodo con carga positiva.

Átomo. La partícula más pequeña representativa de un elemento.

C

Campo magnético. Región de influencia magnética que rodea a una partícula cargada en movimiento.

Carga eléctrica. Propiedad eléctrica fundamental a la cual se atribuyen las atracciones o repulsiones mutuas entre electrones o protones.

Cátodo. Electrodo negativo.

Configuración electrónica. Disposición de los electrones en los orbitales atómicos.

Cuanto. Cantidad mínima con que interviene, en los fenómenos físicos, una magnitud cuantificada.

D

Ductilidad. Propiedad que presentan algunos metales y aleaciones al permitir grandes deformaciones mecánicas en frío, sin llegar a romperse.

E

Efecto fotoeléctrico. Ocurre cuando la luz choca contra la superficie de un metal y se emiten electrones de éste.

Efecto Zeeman. Desdoblamiento de una línea espectral en varias líneas cuando se somete a la acción de un campo magnético exterior.

Electrodo. Conductor de electricidad.

Electrólisis. Es la ruptura de compuestos por medio de la electricidad.

Electrolitos. Compuestos cuyas soluciones acuosas conducen la electricidad.

Electromagnetismo. Parte de la electricidad que estudia la relación entre los campos eléctricos y magnéticos.

Electrón. Partícula subatómica con carga negativa que se encuentra fuera del núcleo atómico y forma parte de todos los átomos.

Electronegatividad. Es una medida de atracción que ejerce un átomo de una molécula sobre un par de electrones compartidos.

Energía de ionización. Es la que se requiere para extraer un electrón de un átomo cuando éste se encuentra en su estado basal.

Espectro de absorción. Espectro continuo, como el que produce la luz blanca, interrumpido por rayas o bandas oscuras, causadas por la absorción de la luz de ciertas frecuencias en una sustancia a través de la cual pasa la luz.

Espectro de emisión. Distribución de longitudes de onda en la luz procedente de una fuente luminosa que pasa a través de un prisma por lo que se observan líneas de colores.

Estado basal. Es el estado límite de baja energía o más estable.

Estado excitado. Es el estado de mayor energía de un átomo o una molécula.

F

Fluorescencia. Propiedad de ciertas sustancias de absorber radiaciones de una frecuencia y reemitir radiaciones de una frecuencia menor.

G

Grupo o familia. Columnas verticales de elementos en la tabla periódica que tienen estructuras electrónicas semejantes.

I

Ión. Átomo o grupos de átomos que han perdido o ganado uno o más electrones.

Isótopo. Átomos cuyos núcleos tienen la misma cantidad de protones, pero distintas cantidades de neutrones.

L

Ley de la conservación de la masa. Señala que en todo proceso físico o químico, la masa total de las sustancias que participan permanece constante, es decir, no hay aumento ni disminución en la cantidad de masa, únicamente transformaciones.

Ley de las proporciones definidas. Establece que las masas de los elementos químicos que forman un compuesto se encuentran siempre en una proporción definida y en ninguna otra combinación.

Ley de las proporciones múltiples. Sostiene que si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se pueden combinar con la misma masa del otro se encuentran en proporciones de números enteros sencillos.

Ley de las proporciones recíprocas o de Richter. Establece que cuando dos elementos distintos se combinan con un tercero para formar otros compuestos, lo hacen en cantidades que guardan la misma relación que cuando se combinaban entre sí o en múltiplos o submúltiplos sencillos.

Ley periódica. Las propiedades de los elementos son función periódica de sus masas atómicas.

Longitud de onda. Distancia entre crestas sucesivas, valles sucesivos o partes idénticas sucesivas de una onda.

M

Maleabilidad. Capacidad de los materiales de sufrir una deformación plástica sin rotura.

Masa atómica. Es la masa promedio de una muestra representativa de átomos.

N

Neutrón. Partícula cuya carga eléctrica es nula. Interviene en la constitución de los núcleos atómicos y es inestable fuera de ellos.

Núcleo. Parte central de un átomo cargada positivamente, cuya masa coincide prácticamente con la masa atómica.

Número atómico. Es el número de protones que hay en un átomo de un elemento cualquiera.

Número de masa. Número de protones más neutrones que existen en un núcleo atómico.

Número cuántico. Cada uno de los números que caracterizan los diferentes orbitales atómicos en los que se encuentran los electrones.

Número cuántico principal. Número que determina la posibilidad de encontrar el electrón en las proximidades del núcleo atómico.

Número cuántico orbital o azimutal. Caracteriza el módulo del momento angular de un sistema.

Número cuántico magnético. Caracteriza la orientación de los orbitales atómicos respecto a un eje especificado.

O

Onda. Una perturbación que se repite en forma periódica en el espacio y en el tiempo, y que se transmite en forma progresiva de un lugar al siguiente, sin transporte neto de materia.

Orbital. Función de las coordenadas de un electrón que es la solución de la ecuación de ondas en el campo de fuerzas de un átomo.

P

Partícula alfa. Núcleo de un átomo de helio, formado por dos neutrones y dos protones, emitidos por ciertos núcleos radiactivos.

Partícula beta. Electrón o positrón emitido durante la desintegración de un átomo.

Periodo. Filas horizontales de la tabla periódica.

Pila electroquímica. Generador de corriente eléctrica a partir de la energía desprendida por una reacción química.

Principio de Aufbau. Señala que la ocupación de sus niveles energéticos y orbitales de los átomos siempre tiene un orden ascendente de energía.

Principio de exclusión de Pauli. Regla que establece que dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos iguales.

Principio de incertidumbre. Postula la imposibilidad de conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la velocidad de un electrón.

Protón. Partícula subatómica con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo.

R

Radiactividad. Proceso del núcleo atómico que produce la emisión de partículas energéticas.

Radiactivo. Término que se aplica a un átomo que tiene un núcleo inestable que puede emitir, en forma espontánea, una partícula y transformarse en el núcleo del otro elemento.

Rayos canales. Haz de iones positivos formados por choques de electrones, principalmente en el espacio de Crookes, en un tubo de descarga en el que adquieren una gran velocidad a causa de la intensidad del campo en la proximidad del cátodo, hacia el cual se dirigen.

Rayos catódicos. Electrones emitidos a elevada velocidad por el cátodo, en tubos que contienen gases a muy baja presión, cuando se aplican entre ambos electrodos diferencias de potencial de miles de voltios.

Rayos gama. Radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia, emitidas por núcleos atómicos.

Rayos X. Radiaciones electromagnéticas de mayor frecuencia que la ultravioleta; la emiten átomos cuando sus electrones orbitales más internos se excitan.

Regla de Hund. Establece que cuando se asignan electrones a los átomos y hay varios orbitales disponibles del mismo tipo, se coloca un solo electrón en cada orbital antes de permitir el apareamiento de electrones.

S

Subnivel de energía. Cada uno de los niveles de energía ligeramente diferentes dentro de un nivel energético principal del átomo.

T

Tabla periódica. Ordenación de los elementos químicos según su número atómico, dispuestos de tal modo que los que poseen propiedades químicas similares resultan agrupados.

Teoría. Representación abstracta de un conjunto de fenómenos que logra una explicación científica de los mismos, mediante la observación, la experimentación y el razonamiento.

Tríada. Cada uno de los conjuntos de tres elementos químicos de propiedades químicas similares, en los que las propiedades físicas del elemento central de cada tríada son intermedias a las de los otros dos.

U

Uma. Unidad de masa atómica.

Usos de isótopos radiactivos

La primera utilización de los isótopos radiactivos con fines experimentales se realizó en Austria, en 1913, justamente diez años después de la adjudicación del Premio Nobel a Henry Becquerel y Marie Curie por el descubrimiento de la radiactividad. Fue el físico George Charles de Hevery quien utilizó un isótopo de plomo (Pb-210) para estudiar la solubilidad del sulfato y cromato de plomo.

Con el invento del ciclotrón, a principios de la década de los años 30 de siglo xx y el posterior desarrollo de los reactores nucleares en la década de los años 50 dio inicio la fabricación industrial de isótopos radiactivos.

Las aplicaciones de los isótopos radiactivos son múltiples y abarcan distintos campos como la industria, la medicina y la investigación.

En cualquiera de estos campos se utilizan los isótopos para múltiples funciones tales como: medición de caudales, prospecciones mineras, control de contaminación de aguas, elaboración de radiofármacos, estudios y análisis citológicos, investigación bioquímica, radiodiagnóstico, tratamiento del cáncer, y muchos otros.

Todas estas aplicaciones son muy provechosas para la humanidad, pero como cualquier otra actividad generan residuos, que es necesario tratar y gestionar para preservar al hombre y al medio ambiente de las acciones perniciosas de las radiaciones.

Desde finales de la década de los años 40, se produjo una expansión en el empleo pacífico de diversos tipos de isótopos radiactivos en diversas áreas del quehacer científico y productivo del hombre.

Estas áreas se pueden clasificar en:

Agricultura y alimentación

a) Control de plagas

Se sabe que algunos insectos pueden ser muy perjudiciales tanto para la calidad y productividad de cierto tipo de cosechas, como para la salud humana. En muchas regiones del planeta aún se les combate con la ayuda de gran variedad de productos químicos, muchos de ellos cuestionados o prohibidos por los efectos nocivos que producen en el organismo humano. Sin embargo, mediante la tecnología nuclear es posible aplicar la llamada "Técnica de los Insectos Estériles (TIE)", que consiste en suministrar altas emisiones de **radiación ionizante** a un cierto grupo de insectos machos mantenidos en laboratorio. Luego, estos machos estériles se dejan en libertad para facilitar su apareamiento con los insectos hem-

bra. No se produce, por ende, la necesaria descendencia. De este modo, luego de sucesivas y rigurosas repeticiones del proceso, es posible controlar y disminuir su población en una determinada región geográfica.

b) Mutaciones

La irradiación aplicada a semillas, después de importantes y rigurosos estudios, permite cambiar la información genética de ciertas variedades de plantas y vegetales de consumo humano. El objetivo de esta técnica es la obtención de nuevas variedades de especies con características particulares que permitan el aumento de su resistencia y productividad.

c) Conservación de alimentos

En el mundo mueren cada año miles de personas como producto del hambre, por lo que existe una gran preocupación por procurar un adecuado almacenamiento y sustento de los alimentos. Las radiaciones son utilizadas en muchos países para aumentar el periodo de conservación de muchos alimentos. Es importante señalar que la técnica de irradiación no genera efectos secundarios en la salud humana, siendo capaz de reducir en forma considerable el número de organismos y microorganismos patógenos presentes en variados alimentos de consumo masivo.

Medicina

a) Medicina nuclear

El uso de radiaciones y de radioisótopos como agentes terapéuticos y de diagnóstico se ha extendido con gran rapidez en medicina.

En el diagnóstico se utilizan radiofármacos para diversos estudios de:

- tiroides
- hígado
- riñón
- metabolismo
- circulación sanguínea
- corazón
- pulmón
- tractos gastrointestinales

Por medio de las técnicas nucleares se puede combatir ciertos tipos de cáncer en la terapia médica. Con frecuencia se utilizan tratamientos con base en irradiaciones con rayos gamma provenientes de fuentes de cobalto-60, así como esferas internas radiactivas y agujas e hilos de cobalto radiactivo. Combinando el tratamiento con una adecuada y prematura detección del cáncer, se obtienen terapias con resultados exitosos.

b) Radioinmunoanálisis

Se trata de un método y procedimiento de gran sensibilidad utilizado para realizar mediciones de hormonas, enzimas, virus de la hepatitis, ciertas proteínas del suero, fármacos y variadas sustancias. El procedimiento consiste en tomar muestras de sangre del paciente, a las que posteriormente se añadirá algún radioisótopo específico, el cual permite obtener mediciones de gran precisión respecto de hormonas y otras sustancias de interés.

c) Radiofármacos

En este rubro se administra al paciente un cierto tipo de fármaco radiactivo que permite estudiar, mediante imágenes bidimensionales (centelleografía) o tridimensionales (tomografía), el estado de diversos órganos del cuerpo humano.

De este modo se puede examinar el funcionamiento de la tiroides, el pulmón, el hígado y el riñón, así como el volumen y circulación sanguíneos. También, se utilizan radiofármacos como el cromo-51 para la exploración del bazo, el selenio-75 para el estudio del páncreas y el cobalto-57 para el diagnóstico de la anemia.

Medio ambiente

En esta área se utilizan técnicas nucleares para la detección y análisis de diversos contaminantes del medio ambiente. La técnica más conocida recibe el nombre de Análisis por Activación Neutrónica, basada en los trabajos desarrollados en 1936 por el científico húngaro J.G. Hevesy, Premio Nobel de Química en 1944. La técnica consiste en irradiar una muestra para de obtener a posteriori los espectros gamma que ella emite, y finalmente procesar la información ya computarizada. La información espectral identifica los elementos presentes en la muestra y las concentraciones de los mismos.

Se han podido aplicar una serie de estudios a diversos problemas de contaminación, como las causadas por el bióxido de azufre, las descargas gaseosas a nivel del suelo, en derrames de petróleo, en los desechos agrícolas, en aguas contaminadas y en el esmog generado por las ciudades.

Industria e investigación**a) Trazadores**

En este ámbito se elaboran sustancias radiactivas que son introducidas en un determinado proceso. Luego se detecta la trayectoria de la sustancia gracias a su emisión radiactiva, lo que permite investigar diversas variables propias del proceso. Entre otras, se puede determinar caudales de

fluidos, filtraciones, velocidades en tuberías, dinámica del transporte de materiales, cambios de fase de líquido a gas, velocidad de desgaste de materiales, etcétera.

b) Instrumentación

Se han elaborado instrumentos radioisotópicos que permiten realizar mediciones sin contacto físico directo. Se utilizan indicadores de nivel, de espesor, o bien de densidad.

c) Imágenes

Es posible obtener imágenes de la estructura interna de algunas piezas utilizando radiografías basadas en rayos gamma, o bien por medio del flujo de neutrones. Estas imágenes reciben el nombre de gammagrafía y neutrografía respectivamente, y son de gran utilidad en la industria como método inocuo de control de calidad. Aplicando estos métodos se puede comprobar la calidad en soldaduras estructurales, en piezas metálicas fundidas, en piezas cerámicas, en el análisis de humedad en materiales de construcción, etcétera.

d) Datación

Para determinar la edad en formaciones geológicas y arqueológicas se emplean técnicas isotópicas. Una de las técnicas utiliza el carbono-14, que consiste en determinar la cantidad de dicho isótopo contenida en un cuerpo orgánico. La radiactividad existente debida a la presencia de carbono-14, disminuye a la mitad cada 5 730 años, por lo tanto, al medir con precisión su actividad se puede inferir la edad de la muestra.

e) Investigación

Utilizando haces de neutrones generados por reactores, es posible llevar a cabo diversas investigaciones en el campo de las ciencias de los materiales. Por ejemplo, se puede obtener información de estructuras cristalinas, defectos en sólidos, estudios de monocristales, distribuciones y concentraciones de elementos livianos en función de la profundidad en sólidos, etcétera.

En el ámbito de la biología, la introducción de compuestos radiactivos marcados ha permitido observar las actividades biológicas hasta en sus más mínimos detalles, dando un gran impulso a los trabajos de carácter genético.

Dentro de la gran cantidad de usos que se le puede dar a la radiactividad, los mencionados anteriormente resultan ser una forma correcta de usarlos para beneficio y ayuda de la humanidad, pero es de todos bien sabido que con estos elementos o reacciones también se pueden crear artificios en perjuicio de la humanidad misma.

Tomado de www.rincondelvago.com