



Figura 1. Demócrito es considerado como uno de los padres del atomismo.

1. El átomo: conceptos básicos

Desde el siglo V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales. Veamos.

1.1 El átomo a través del tiempo

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 a. de C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito** (figura 1), propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa indivisible. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

1.1.1 Teoría atómica de Dalton

En 1805 el inglés **John Dalton** (1766-1844), publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton (figura 2) a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.



Figura 2. John Dalton, retomando las ideas de los atomistas griegos propuso la primera teoría atómica dentro del marco de la química moderna.



1.1.2 Modelo atómico de Thomson

1.1.2.1 Antecedentes

■ Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. **Tales de Mileto** observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

■ Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado **tubo de rayos catódicos** (figura 3), que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés **William Crookes**, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos. Posteriormente, **J. Thomson** estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de **electrones**. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9,11 \cdot 10^{-28}$ g.

■ Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos (figura 4). El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $+1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1,673 \cdot 10^{-24}$ g.

Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

1.1.2.2 El nuevo modelo

En 1904, **Joseph Thomson** (1856-1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín (figura 5). Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

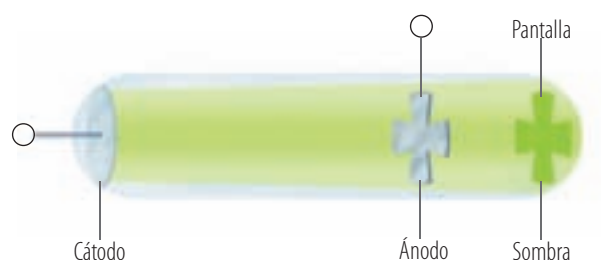


Figura 3. En el diseño que se muestra en la figura, se ha colocado un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos. Este objeto produce sombra, lo que sirvió para comprobar el carácter material y particulado de los electrones.

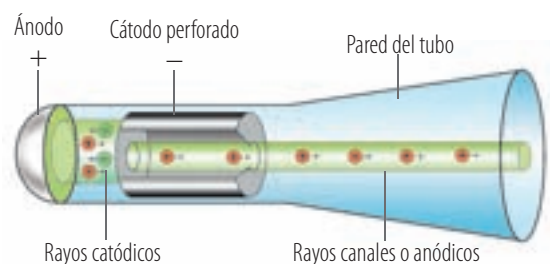


Figura 4. Tubo de rayos catódicos modificado por Goldstein.

EJERCICIO

Investiga sobre las aplicaciones prácticas del tubo de rayos catódicos. ¿Qué aparato de uso común se basa en este principio?

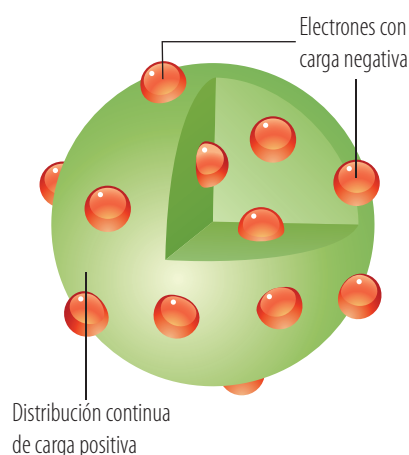


Figura 5. Modelo atómico de Thomson.

1.1.3 Modelo de Rutherford

1.1.3.1 Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de **Henri Becquerel** (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea.

Posteriormente, los esposos **Pierre** (1859-1906) y **Marie Curie** (1867-1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio (figura 6).

La **radiactividad** se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia.

Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

Rayos alfa (α): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.

Rayos beta (β^-): se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.

Rayos beta (β^+): son haces de partículas similares a los electrones, pero con carga positiva, denominadas **positrones**. Tienen las mismas propiedades que las partículas β^- , en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.

Rayos gamma (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración (figura 7).

Figura 6. Los esposos Curie fueron pioneros en la investigación sobre radiactividad.

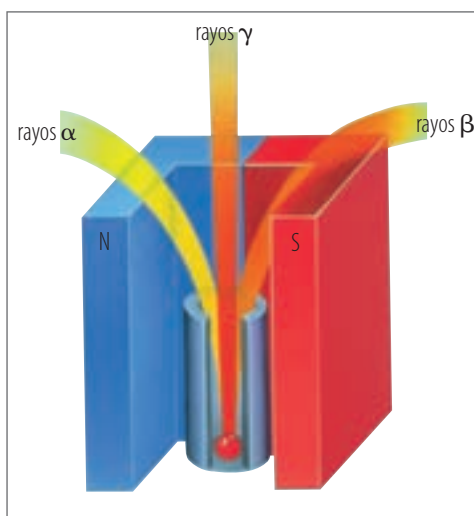


Figura 7. Tres de los cuatro tipos de radiaciones mencionadas fueron descubiertas por Rutherford, empleando un aparato como este, en el cual cada radiación en virtud de su carga y peso relativo se desvía de un modo característico al pasar junto a un campo magnético.



■ Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, **Wilhelm Roentgen** (1845-1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano-platinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó **rayos X**.

Los dos descubrimientos mencionados dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

1.1.3.2 El modelo: proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 8), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (figura 9), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

1.1.3.3 Inconsistencias del modelo

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

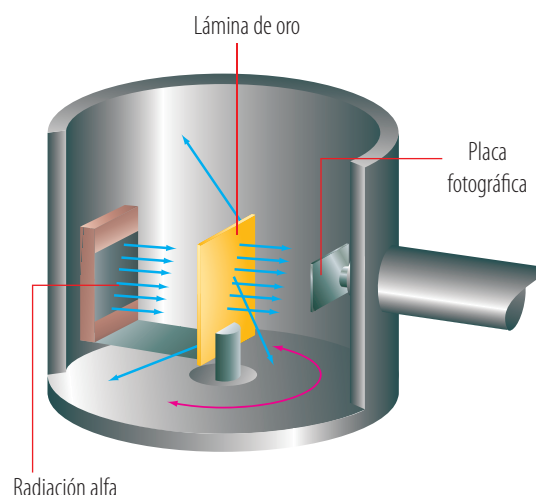


Figura 8. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

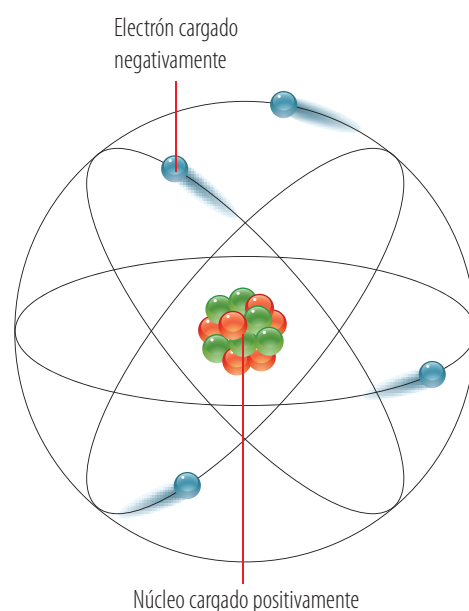


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.



Figura 10. Niels Bohr es uno de los hombres que más ha aportado a la comprensión de la estructura atómica.

1.1.3.4 Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1,675 \cdot 10^{-24}$ gramos.

Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

1.1.3.5 Otras partículas subatómicas

Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta o relativa	Masa (g)	Masa relativa a la masa de un e^-
Electrón	e^-	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1095 \cdot 10^{-28}$	1
Protón	p	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	1,836
Neutrón	n	Neutra	0	$1,6749 \cdot 10^{-24}$	1,838

1.1.4 Modelo planetario de Bohr

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** (figura 10) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (figura 11). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

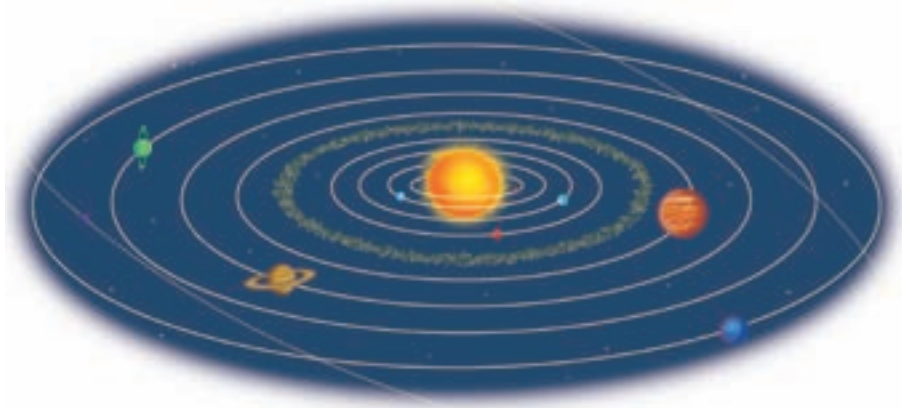


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Imagina las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.



Figura 12. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos se relacionan con la constitución interna de sus átomos. Veamos algunos ejemplos: a) cinabrio, mineral de mercurio; b) esfalerita, mineral de cobre y c) hematites, mineral de hierro.

1.2 Algunas propiedades de los átomos

Hemos visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las **propiedades físicas** de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones (figura 12).

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

1.2.1 Número atómico (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es $Z = 1$. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

1.2.2 Número de masa (A)

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N.

$$Z = 11; N = 12$$

$$A = N + Z, \text{ es decir, } A = 12 + 11 = 23$$

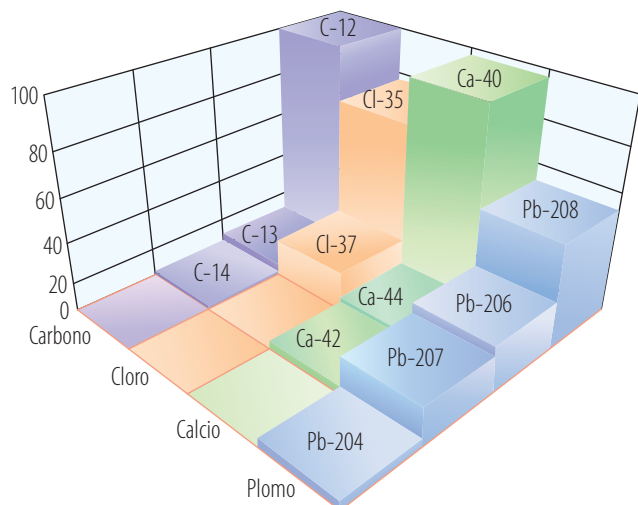


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

EJERCICIO

- Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
 - El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
 - El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
 - El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.
- El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.

1.2.3 Isótopos

Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con $A = 16$ ($Z = 8$ y $N = 8$), el 0,037% poseen $A = 17$ ($Z = 8$ y $N = 9$) y el 0,004% esta representado por átomos con $A = 18$ ($Z = 8$ y $N = 10$). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:

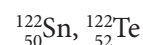
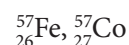
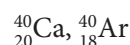
■ Átomo de oxígeno (16, 17 y 18) $^{16}_8\text{O}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{18}_8\text{O}$

■ Átomo de carbono (12, 13 y 14) $^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35.

1.2.4 Isóbaros

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.



MENTES BRILLANTES

Completa el siguiente cuadro:

Elemento	Número de protones (Z)	Número de neutrones	Número másico (A)	Símbolo
Sodio	11	12	23	$^{23}_{11}\text{Na}$
Silicio	14	14	?	$^{?}_{14}\text{Si}$
Flúor	?	?	19	$^{?}_{9}\text{F}$

* EJEMPLOS

Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

a) $^{84}_{36}\text{Kr}$ b) $^{238}_{92}\text{U}$

a) Como $Z = 36$, se tienen 36 protones y 36 electrones. A, número de masa, es igual a 84 y como $A = N + Z$, entonces, $N = A - Z$, reemplazando tenemos que $N = 84 - 36$ y $N = 48$.

b) De la misma forma como resolvimos el punto anterior: $Z = 92$, $A = 238$, por lo tanto, $N = 238 - 92 = 146$, de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.



1.2.5 Masa atómica

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es $1,67 \cdot 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica (abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a $1/16$ de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a $1/12$ de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a.

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada uno de sus formas isotópicas.

Ahora bien, si tomamos una cantidad en gramos, igual a la masa atómica de un elemento, expresada en u.m.a., obtenemos una nueva magnitud, denominada **átomo-gramo**. Así, un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g (figura 14).



Figura 14. Aparatos como las balanzas electrónicas no pueden registrar la masa de un átomo, por ello debemos manipular cantidades mayores de elementos o compuestos.

MENTES BRILLANTES

El cloro tiene dos isótopos, el Cl-35 cuya masa es de 34,96 u.m.a. y registra una abundancia de 75,5% y el Cl-37 cuya masa es de 36,96 u.m.a. y presenta una abundancia del 24,5%. Sabiendo además que el número atómico de este elemento es $Z = 17$. Determina:

- El número de neutrones en cada isótopo.
- La masa atómica promedio del cloro.

1.2.6 Masa molecular

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

* EJEMPLOS

- Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son respectivamente:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde, la masa atómica promedio es:

$$\frac{78,9183 \cdot 50,44}{100} + \frac{80,9163 \cdot 49,46}{100} = 79,82 \text{ u.m.a.}$$

- Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4 .

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

$$\text{H: } 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{S: } 32 \cdot 1 = 32$$

$$\text{O: } 16 \cdot 4 = 64$$

$$\text{Luego, } 2 + 32 + 64 = 98.$$

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.



a



b



c



Figura 15. Volúmenes comparativos de un mol de: a) sulfato de cobre (249,5 g); b) zinc (65 g) y c) cloruro de sodio (58,5 g).

1.2.7 Número de Avogadro: concepto de mol

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un mol se define como **la cantidad de sustancia que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto**. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno. A este número se le conoce como número de Avogadro, pues fue el químico italiano **Amadeo Avogadro** (1776-1856) quien estableció esta regla. Avogadro descubrió que *volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas* (figura 15).

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes, tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 g, mientras que un mol de carbono pesa 12 g, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono.

El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

1 mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas, átomos o moléculas cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.

* EJEMPLOS

1. ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 u.m.a.)
 $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

$$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40,0 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. ¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 32,064 g?

Empleando una regla de tres simple tenemos que:

$$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64,128 \text{ g}}{32,064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un átomo individual pesará:

$$\frac{1,008 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Interpreta

- 1 El número atómico, Z , se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico, A , como el número de protones más el número de neutrones. Completa la siguiente tabla utilizando la información que se encuentra en ella:

Elemento	A	Z	P+
$^{57}_{26}\text{Fe}$			
	35	17	
	27		13
$^{19}_9\text{F}$			

- 2 Marca con una **X** la respuesta correcta en las preguntas 2 a 4. Justifica tu respuesta.

Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:

- a) periferia
 - b) niveles de energía
 - c) núcleo
 - d) órbitas
- 3 Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:
- a) órbitas
 - b) subniveles
 - c) orbitales
 - d) niveles
- 4 Determina para el isótopo $^{109}_{47}\text{Ag}$:
- a) Número atómico y número de protones
 - b) Número de electrones
 - c) Número de masa
 - d) Número de neutrones



Argumenta

- 5 En el modelo atómico de Bohr el electrón pasa a una órbita superior cuando se le suministra energía (absorbe un cuanto de energía). Al volver a su estado fundamental, emite un cuanto de energía (pierde energía). ¿En qué se diferencian los dos procesos mencionados? ¿Por qué los átomos presentan espectros de emisión y de absorción?

- 6 Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el $^{65}_{29}\text{Cu}$ con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el $^{63}_{29}\text{Cu}$ con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a.
- 7 John Dalton (1766-1844) fue maestro de matemáticas, químico y meteorólogo. Famoso por su teoría atómica cuyos inicios se encuentran en los experimentos de meteorología que realizaba desde muy joven. Su interés por las ciencias lo llevó a experimentar con agua y gases, lo que le permitió establecer importantes leyes acerca de la presión; además asignó a los átomos el valor relativo de la masa atómica.

¿Cómo contribuyó Dalton con sus experimentos al desarrollo y al avance de la química?



Propone

- 8 Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente.
- a) ¿Qué fenómenos físicos y químicos se presentan al tomar una radiografía?
 - b) ¿Cuál es la relación entre este tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?
- 9 Los isótopos radiactivos se han convertido en una herramienta muy útil para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. El empleo de radiofármacos que tienen una vida media discreta permite estudiar los órganos y tipos de tejidos sin alterarlos. La técnica consiste en dar el radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación y, a través de un dispositivo de detección, seguir el recorrido hasta que se concentre en un tejido u órgano. La radiación emitida por el radiofármaco permite crear una imagen del órgano, la cual se puede reproducir en un computador para su observación.
- a) ¿Qué efectos producen los radiofármacos en un paciente?
 - b) ¿Qué ventajas y desventajas presenta esta clase de tratamientos?
 - c) ¿Los radioisótopos se emplean únicamente en salud? Explica.



Figura 16. Cuando la luz blanca atraviesa un prisma, se descompone en una gama de colores.

2. Modelo atómico actual

En las primeras décadas del siglo XX, continuaba siendo un interrogante la forma como se organizaban los electrones alrededor del núcleo atómico. La respuesta a este interrogante provino de un campo al parecer sin relación con el átomo: la espectroscopia, rama de la ciencia que estudia la emisión y absorción de energía, en forma de luz, por parte de la materia. Veamos.

2.1 Antecedentes

2.1.1 La naturaleza de la luz: dualidad onda-partícula

En 1865, Maxwell estableció que la luz era una onda electromagnética de alta energía y que podía propagarse en el vacío.

La naturaleza ondulatoria de la luz fue comprobada luego por numerosas observaciones y sirvió para explicar gran variedad de fenómenos, en los que los haces de luz se reflejaban o se refractaban, como si fueran ondas. Por ejemplo, la descomposición de un haz de luz blanca al pasar a través de un prisma, podía explicarse como el resultado de la refracción de la luz al cambiar de medio (figura 16).

A finales del siglo XIX un buen número de fenómenos no encajaban bien con este modelo. Uno de ellos era el **efecto fotoeléctrico** (figura 17), según el cual una placa metálica al ser sometida a la incidencia de la luz, emitía energía en forma de electrones, que de algún modo eran arrancados de los átomos del metal. De acuerdo con la naturaleza ondulatoria de la luz, estos electrones serían estimulados por la luz incidente y sólo se desprenderían de sus átomos al recibir una cantidad de energía suficiente, es decir, con cierto retraso con relación al momento de la incidencia del haz de luz. Sin embargo, lo que se observaba era que los electrones se desprendían inmediatamente después de ser estimulados por la luz.

Por otro lado, dependiendo del color de la luz empleada, el fenómeno se producía o no, de manera que la expulsión de electrones debía estar relacionada con la longitud de onda de la luz incidente. Todo esto dejaba entrever que la luz podía comportarse también como una partícula. No obstante, hubo que esperar algunas décadas para que esta idea fuera planteada formalmente y aceptada por la comunidad científica.

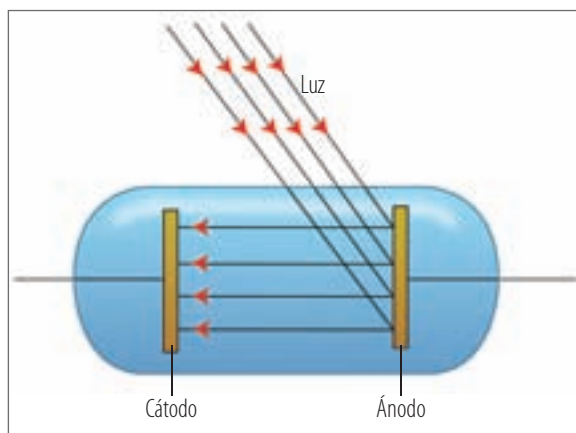


Figura 17. El efecto fotoeléctrico no se puede explicar por la teoría ondulatoria.

2.1.2 El espectro electromagnético

La luz, dada su naturaleza ondulatoria, puede presentar diferentes frecuencias (ν , en nm^{-1} o Hz) y longitudes de onda (λ , en \AA), que se ordenan en el llamado **espectro electromagnético** (figura 18).

La cantidad de energía que transporta una onda electromagnética es función de la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad con que viaja, según la siguiente ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu,$$



donde c es la velocidad de propagación de la luz en el vacío, 300.000 km/s, λ es la longitud de onda y ν es la frecuencia. Así, a mayor frecuencia, menor será la longitud de onda y viceversa (figura 18). Las ondas de alta frecuencia son las más energéticas, como los rayos gamma o los rayos ultravioleta. Por el contrario, las ondas de radio o las microondas tienen relativamente poca energía. Dentro del espectro visible, que es solo una parte muy pequeña de éste, la luz roja tiene menos energía que la azul (figura 19).

Ahora bien, ¿qué relación tiene esto con la estructura atómica de la materia?

Resulta que cuando un elemento cualquiera es calentado hasta la incandescencia, emite luz de un color característico, que se denomina **radiación electromagnética**. Si esta radiación se hace pasar a través de un prisma, lo cual se logra en un aparato llamado **espectroscopio**, se obtiene un conjunto de haces luminosos de diferentes colores, que conforman el denominado **espectro de emisión** (figura 20).

El espectro de emisión es característico para cada elemento químico, como si se tratara de su huella digital. A diferencia del espectro de la luz blanca, que es continuo, tal como se observa en el arco iris, los espectros de los elementos son discontinuos, están formados por una serie de líneas.

De la misma manera como es posible registrar el espectro de emisión de un elemento, es posible también obtener el **espectro de absorción** (figura 20), consistente en los haces de luz que no son absorbidos luego que un rayo de luz blanca atraviesa una masa del elemento en cuestión.

Los espectros de absorción y de emisión son imágenes inversas, en las que los colores que aparecen en uno, no están presentes en el otro.

Para sintetizar, el espectro de un elemento es el **registro de las radiaciones absorbidas o emitidas por los átomos que lo componen**.

El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender el arreglo de los electrones alrededor del núcleo; adicionalmente permite identificar los distintos elementos que hay en una muestra aunque sólo existan trazas de los mismos.

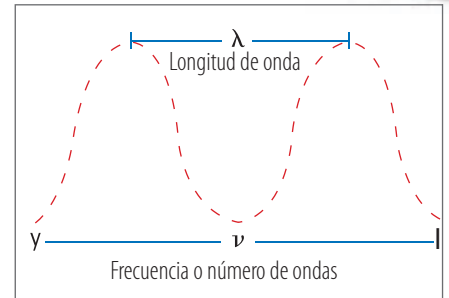


Figura 18. Relación entre la frecuencia y la longitud de onda.

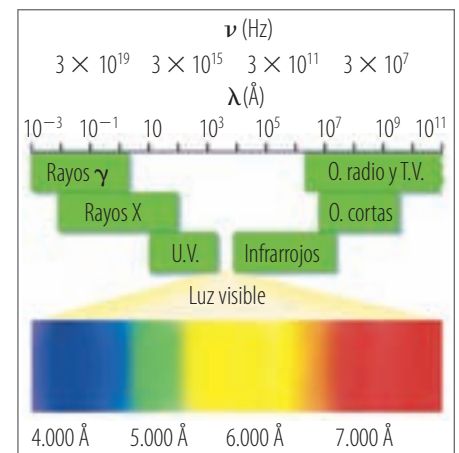


Figura 19. El espectro electromagnético. Observa que solo una pequeña parte del espectro es visible para el ojo humano.

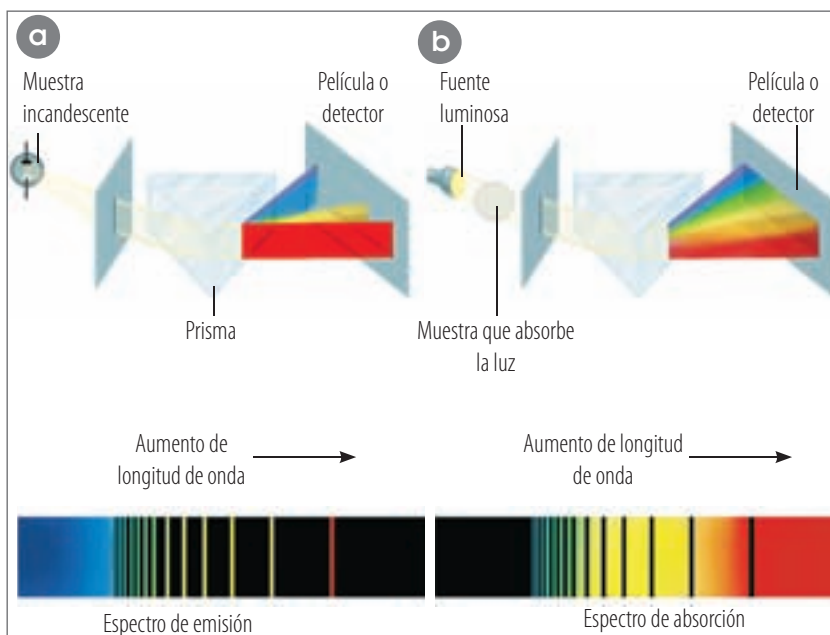


Figura 20. Espectros de emisión (a) y absorción (b), obtenidos con un espectroscopio. Observa la discontinuidad entre las líneas que conforman los espectros.



Figura 21. Max Planck (1858-1947).

2.1.3 Teoría cuántica de Planck

El estudio de los espectros de emisión y absorción de diferentes sustancias y cuerpos, llevó al siguiente dilema: ¿Qué pasaría con un cuerpo capaz de absorber todas las longitudes de onda de la luz incidente sobre él? Sería un **cuerpo negro**, pues no reflejaría luz de ningún color.

Ahora bien, este cuerpo negro debería por lo tanto emitir luz de todas las longitudes de onda presentes en el espectro electromagnético. Dado que la región ultravioleta del espectro es la más extensa, la radiación de un cuerpo negro debería ser principalmente violeta, produciendo lo que se llamó una “catástrofe ultravioleta”. Los cuerpos negros no se conocen en la naturaleza, por lo que la única manera de resolver el misterio era construir un aparato que se comportara como un cuerpo negro y observar cómo lo hacía. Este aparato consistía en una cámara de hierro cuyas paredes internas eran rugosas y estaba provista de un pequeño agujero, de manera que la luz que entraba en la cámara era completamente absorbida, y debería ser emitida nuevamente al exterior, produciendo una catástrofe ultravioleta. Esto no ocurrió así. Por el contrario, la mayor cantidad de radiaciones pertenecían a regiones cercanas al infrarrojo.

Para resolver el conflicto el físico alemán **Max Planck** (1858-1947) (figura 21) propuso, en 1900, que la radiación emitida o absorbida por los cuerpos calientes no se presentaba de manera continua, sino en forma de cantidades discretas de energía, a las que llamó **cuantos**. El tamaño de un cuanto sería directamente proporcional a la frecuencia de la radiación emitida o absorbida y la magnitud de energía intercambiada debería ser un múltiplo de esta unidad.

Planck resumió estos postulados en la siguiente expresión: $E = h \cdot \nu$, donde E es la energía, ν es la frecuencia y h es una constante, la constante de Planck, con un valor de $6,6 \cdot 10^{-27}$ ergios \cdot s ($6,6 \cdot 10^{-34}$ julios \cdot s).

Albert Einstein, en 1905, utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico. Einstein sugirió que la luz estaba formada por paquetes de energía, que denominó **fotones**, cada uno de los cuales poseía una energía igual a $h\nu$, de donde se deduce que la luz de alta frecuencia, como el color azul o la radiación ultravioleta, tiene fotones más energéticos que aquella de baja frecuencia, como las ondas de radio o el color rojo. Como la energía necesaria para remover los electrones en la superficie del metal es suministrada por la luz incidente, Einstein consideró el efecto fotoeléctrico como el choque de dos partículas: un fotón y un electrón, en el cual, un electrón sólo sería expulsado por un fotón suficientemente grande. Esto explicaba por qué la expulsión de electrones ocurría instantáneamente y sólo con haces de luz de ciertos colores.

Solo había un problema: la luz debería comportarse al mismo tiempo como una onda y como una partícula. Actualmente, el carácter dual de la luz ha sido aceptado como una hipótesis de trabajo que sirve para dar explicaciones a un cierto número de observaciones, de otro modo inexplicables.

2.2 El modelo de Bohr

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962), basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura 22). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

EJERCICIO

1. ¿Qué entiendes por hipótesis de trabajo?
2. Con base en lo que hemos visto hasta ahora, escribe un breve ensayo acerca de la relación que existe entre la realidad y los modelos que ha propuesto la ciencia para representarla. ¿Crees que existe una sola realidad o que, por el contrario, somos prisioneros del alcance de nuestros sentidos?



- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (figura 22). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

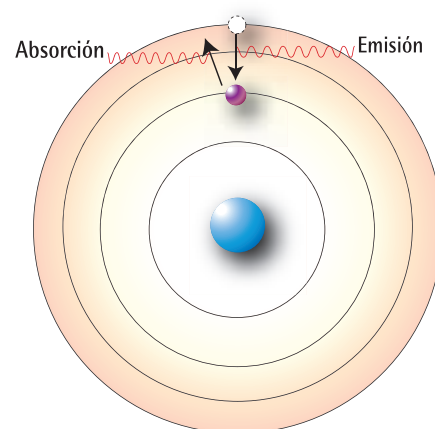


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

2.3 El modelo de Sommerfeld

Algunos años después, espectroscopios más sensibles, permitieron observar que algunas de las líneas que formaban los espectros de emisión estaban en realidad compuestas de varias líneas más finas, lo cual hizo pensar que existían estados energéticos intermedios, entre los orbitales propuestos por Bohr.

Arnold Sommerfeld (1868-1951), físico alemán, propuso en 1916, una ligera modificación al modelo de Bohr, según la cual, existían órbitas elípticas, además de circulares, permitiendo la existencia de niveles y subniveles de energía (figura 23).

2.4 Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia

- **La materia es ondulatoria:** en 1924, el físico francés **Louis de Broglie** (1892-1977) planteó que si la energía podía ser particulada, la materia también podía entenderse como energía en forma de ondas. De esta suerte, para una partícula cualquiera, en movimiento, habría una onda asociada. De Broglie sintetizó esta idea en la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

donde λ y v describen la longitud y la frecuencia de la onda asociada, h es la constante de Planck y m es la masa de la partícula.

La ecuación de De Broglie implica que si m es grande, la longitud de onda es tan pequeña que no es perceptible. Mientras que, si m es tan pequeña como en un electrón, la onda asociada tiene una λ elevada y medible. Esto explica que en nuestra experiencia diaria, la materia no aparente una naturaleza ondulatoria, como sí lo hace en el mundo subatómico.

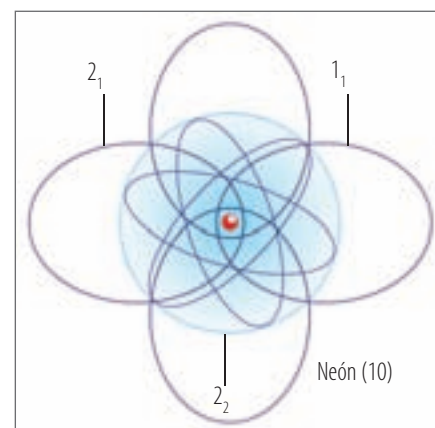


Figura 23. Modelo de Sommerfeld para el átomo de neón ($Z = 10$).

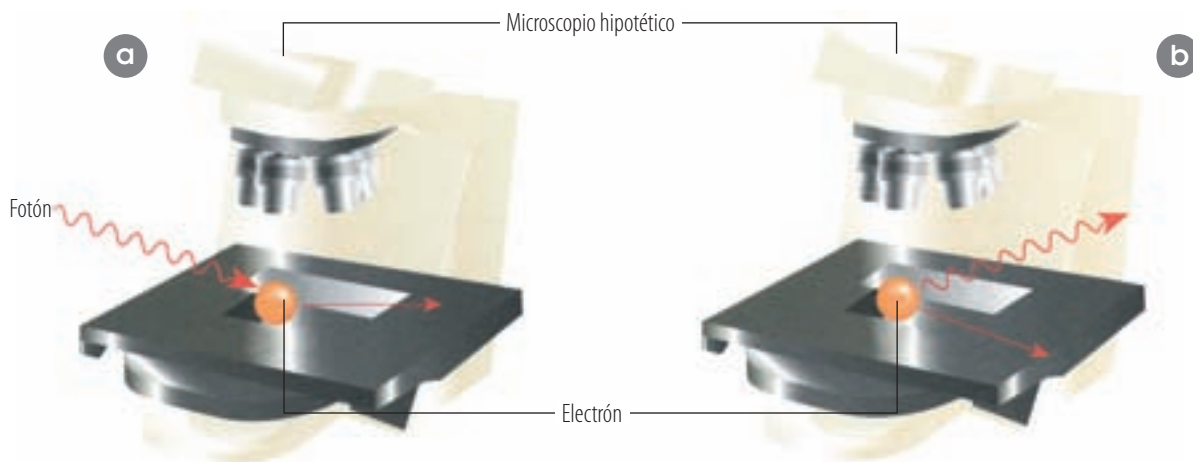


Figura 24. Esquema del principio de incertidumbre. Un electrón libre se mueve delante del foco en un microscopio hipotético (a). En la colisión, el fotón de luz transfiere su energía al electrón (b). El fotón reflejado puede verse a través del microscopio, pero el electrón se ha movido del foco de observación, por lo cual es imposible determinar la posición exacta del electrón.

■ **El principio de incertidumbre de Heisenberg.** De acuerdo con lo establecido por Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno gira en torno al núcleo siguiendo una trayectoria bien definida, y por lo tanto es posible calcular su posición y cantidad de movimiento en cada punto (figura 24). Sin embargo, en 1926, **Werner Heisenberg** (1901-1976) sostuvo que tal descripción no era posible, pues nuestra forma de observar y medir las cosas no nos permite hacerlo con completa objetividad. Así, siempre que observamos o medimos algo, afectamos al objeto observado. El resultado de esta premisa es que no es posible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento (momento lineal) de una partícula subatómica, pues cuanto más exacta sea la estimación de un parámetro, menos podremos saber sobre el otro. De esta manera ya no se emplean números absolutos sino probabilidades para referirse a cualquier parámetro que caracterice una partícula subatómica.



Figura 25. Erwin Schrödinger (1887-1961) contribuyó significativamente a la elaboración del modelo atómico actual, con la formulación de un sistema probabilístico para indicar la ubicación de un electrón cualquiera en la periferia de un átomo.

2.5 Arquitectura electrónica

2.5.1 La ecuación de Schrödinger

En 1926, **Erwin Schrödinger** (1887-1961) (figura 25) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t , sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados **números cuánticos**.



2.5.2 Los números cuánticos

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras **n**, **l**, **m_l** y **m_s**.

- **Número cuántico principal (n).** Define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo (figura 26). Los valores que puede tomar **n** son los números 1, 2, 3, etc. Entre mayor sea el valor de **n**, la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo la energía que esta partícula posea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l).** Determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve (figura 27). Los posibles valores de **l** dependen de **n**, de modo que, para cada valor de **n**, **l** puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y (**n** - 1). Por ejemplo, si **n** = 4, el número **l** puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico **l**:

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

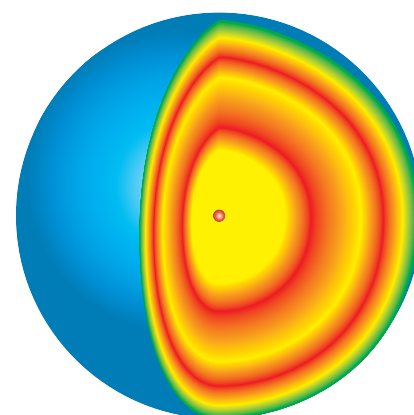


Figura 26. El número cuántico principal determina el nivel de energía.

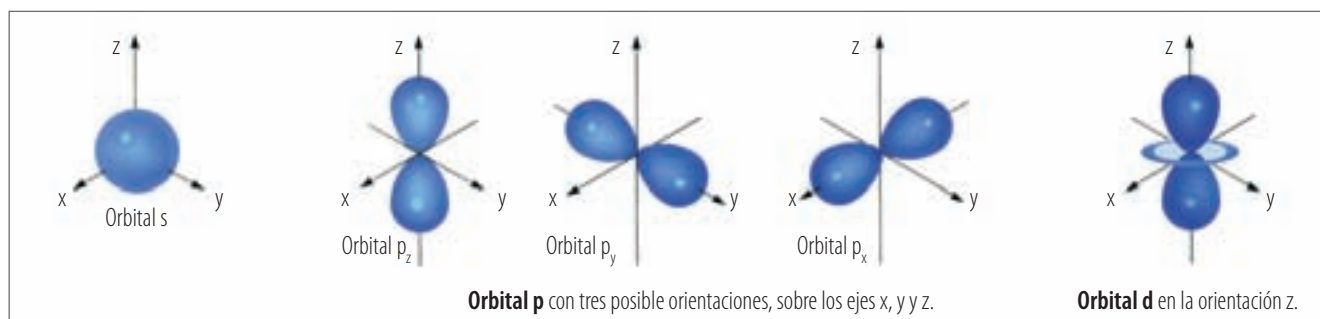


Figura 27. El número cuántico secundario (**l**) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como **subniveles** de energía.

- **Número cuántico magnético (m_l).** Define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo. Para cada valor de **l**, **m_l** puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre -**l** y +**l**. Así, si **l** = 2, los valores posibles de **m_l** serán: -2, -1, 0, 1 y 2.
- **Número cuántico de espín (m_s).** Un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como sólo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico **m_s** puede tomar solamente dos valores, que son +1/2 y -1/2, y que también se simbolizan con flechas contrarias (↑↓). Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro (figura 28).

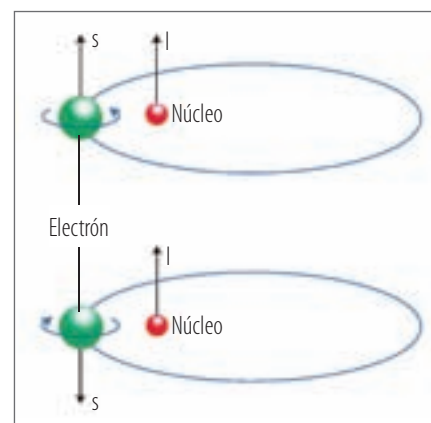


Figura 28. Representación del número cuántico **m_s** o espín.

2.5.3 Configuraciones electrónicas

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

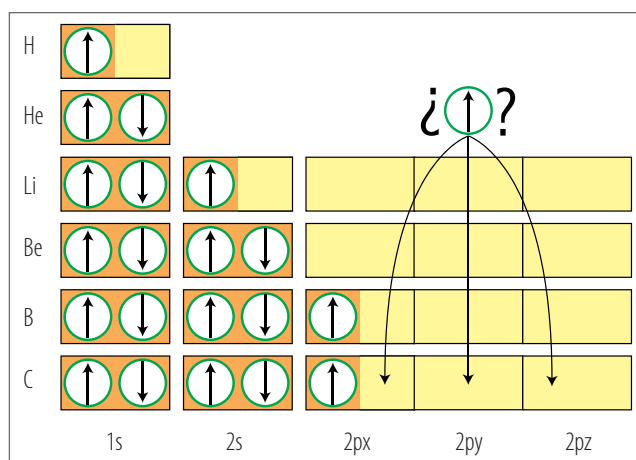


Figura 29. Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ($Z = 1$), hasta el C ($Z = 6$). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en $2p_y$.

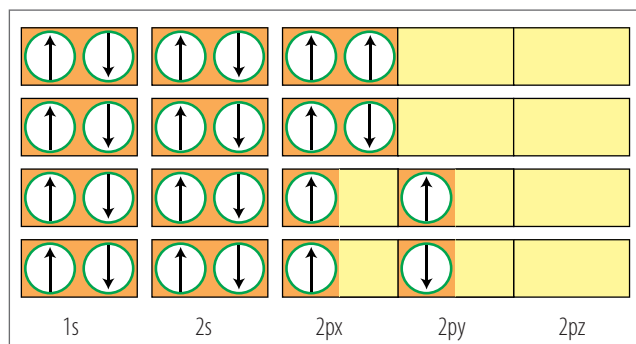


Figura 30. En el esquema se muestran cuatro posibles soluciones para la configuración electrónica de un elemento hipotético. Según la regla de Hund, ¿cuál de estas disposiciones electrónicas es la correcta?

Algunas consideraciones preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z = 6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z = 5$).
- **Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan $\uparrow\downarrow$.
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está **desapareado** (figuras 29 y 30).

Distribución de los electrones en el átomo

En el esquema de la figura 17 se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 a 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q; las letras minúsculas s, p, d y f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así, 2 para s, 6 en p, 10 en d y 14 en f.



Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo, en la dirección y sentido que señalan las flechas, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos, hasta completar tantos electrones como requiera el número atómico del elemento.

* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) se expresa de la siguiente manera:



Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z .

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

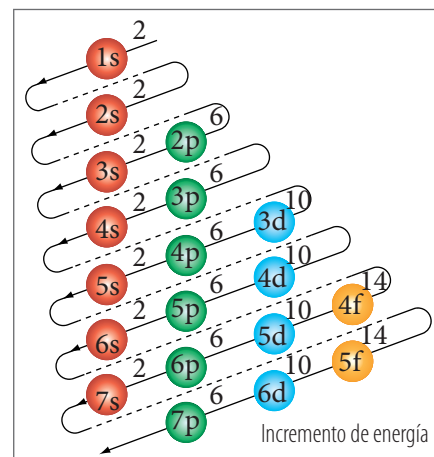


Figura 31. El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

* EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

A manera de ejemplo el siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles (figura 31).

Nivel de energía (n)	Subnivel de energía (l)	Orientación del orbital m_l	Giro del electrón m_s	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1 (K)	0 (1s)	0	$\pm 1/2$	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	$\pm 1/2$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
3 (M)	0 (3s)	0	$\pm 1/2$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, 1, +2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
4 (N)	0 (4s)	0	$\pm 1/2$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$\pm 1/2$, para cada valor de m_l	14	



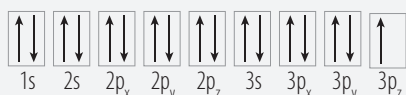
* EJEMPLOS

1. La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que $Z = 17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Diagrama de orbitales:



2. Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar ($Z = 18$):

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Diagrama de orbitales:



3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ($Z = 19$) es:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Diagrama de orbitales:



4. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos:

- Calcio, Ca: $Z = 20$.
- Potasio, K: $Z = 19$.
- Azufre, S: $Z = 16$.
- Hierro, Fe: $Z = 26$.

- Ca, $Z = 20$.

La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:

$1s^2$ para el primer nivel

$2s^2$ y $2p^6$ para el segundo nivel

$3s^2$ y $3p^6$ para el tercer nivel

$4s^2$ para el cuarto nivel

Para un total de 20 electrones.

Observa que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel $4s$ en vez del $3d$. Las razones son de carácter energético.

- K, $Z = 19$.

Como se puede ver, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- S, $Z = 16$.

De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

- Fe, $Z = 26$.

El hierro es un elemento que pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas establecidas en las páginas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. Veamos la configuración del hierro:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6...$

Hasta aquí hemos distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que mencionamos, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel $4s$, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d . La configuración completa sería entonces:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

EJERCICIOS

- Utiliza la información de la tabla de la página anterior para decir si son posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos relacionándolos con la configuración electrónica posible.
 - $n = 1, l = 0, m_l = +1/2$.
 - $n = 1, l = 3, m_l = 3, m_s = -1/2$.
 - $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = +1/2$.
 - $n = 5, l = 2, m_l = 2, m_s = -1/2$.
- Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos.
 - As, $Z = 33$
 - Zn, $Z = 30$
 - Si, $Z = 14$
 - Ni, $Z = 28$



Interpreta

- 1 Completa el siguiente cuadro:

Número cuántico	Símbolo	Información que suministra
Principal		
Secundario o azimutal		
Magnético		
Espín		

- 2 Responde: ¿Cómo influye el concepto de onda electromagnética en la construcción del modelo atómico actual?
- 3 El mercurio (Hg) es uno de los pocos metales que a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido, razón por la cual es utilizado en la fabricación de termómetros. Imagina que un recipiente tienes 5 mL de esta sustancia. ¿Cuántos gramos, átomos y moles tiene esta muestra?
- La densidad del mercurio es $13,60 \text{ g/cm}^3$.
- 4 Realiza la configuración electrónica indicando niveles, subniveles, orbitales y espines para los átomos de los siguientes elementos: tungsteno (W), platino (Pt) y telurio (Te).
- ¿Qué información aporta la configuración electrónica en relación con las propiedades de las sustancias?

Argumenta

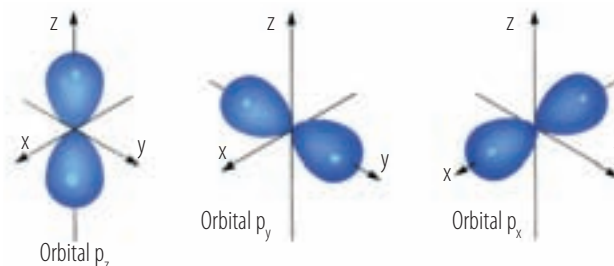
- 5 Responde: ¿Cuál ha sido el aporte de la espectroscopia a la construcción de los modelos atómicos?
- 6 Existen varios modelos que explican el comportamiento del átomo.
- a) ¿Por qué fue necesario construir varios modelos atómicos?
- b) ¿Qué tienen en común estos modelos?
- 7 Algunas reacciones químicas en los seres vivos ocurren por la excitación de los electrones, lo que produce luz visible, como en el caso de las luciérnagas. Discute, con tus compañeros, sobre este fenómeno teniendo en cuenta las teorías atómicas.

- 8 Completa la información de la siguiente tabla:

Elemento	Configuración	Grupo	Período	Diagrama de espines
Na				
		VIIA	3	
				$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 1s 2s
	$1s^2$ $2s^2$ 2p ⁶ $3s^2$			
Ba				

Propone

- 9 El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, es decir, la región donde se mueve el electrón. Por ejemplo, el orbital p presenta tres regiones: p_x , p_y y p_z :



Orbital p con tres posibles orientaciones, sobre los ejes x, y y z.

- a) ¿Qué significa que una configuración electrónica termine en $2p^1$?
- b) ¿Qué diferencias existen entre las regiones p_x , p_y y p_z ?
- c) ¿Por qué las regiones s y p son diferentes?
- 10 El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender la organización de los electrones alrededor del núcleo; además, permite identificar los diferentes elementos que están presentes en una muestra de cualquier sustancia.
- a) ¿Por qué los espectros permiten la identificación de los elementos químicos?
- b) ¿En qué se diferencian los espectros de dos elementos químicos distintos?
- c) ¿Cómo se puede obtener el espectro de la luz solar?
- d) ¿Qué relación puedes establecer entre los espectros y la formación de un arco iris?



TABLA PERIÓDICA

<div><div>1 IA</div><div>1,00794 -259,34 -252,87 0,0899 2,20 13,598 H 1s¹ Hidrógeno</div><div>2 IIA</div><div>6,941 180,5 1,342 0,534 0,98 5,392 Li (He)2s¹ Litio</div><div>3 IIIB</div><div>44,955910 1,541 2,830 2,989 1,36 6,54 Sc (Ar)3d¹4s² Escandio</div><div>21 3 Número atómico Estado de oxidación Simbolo Configuración electrónica</div><div>2 IIA</div><div>9,012182 1,287 2,471 1,8477 1,57 9,322 Be (He)2s² Berilio</div><div>3 IIIB</div><div>22,989768 97,72 883 0,97 0,93 5,139 Na (Ne)3s¹ Sodio</div><div>4 IIA</div><div>24,3050 650 1,090 1,74 1,31 7,646 Mg (Ne)3s² Magnesio</div><div>3 IIIB</div><div>47,88 1,668 3,287 4,5 1,54 6,82 Ti (Ar)3d²4s² Titanio</div><div>4 IVB</div><div>50,9415 1,910 3,407 5,96 1,63 6,74 V (Ar)3d³4s² Vanadio</div><div>5 VB</div><div>51,9961 1,907 2,671 7,20 1,66 6,766 Cr (Ar)3d⁵4s¹ Cromo</div><div>6 VIB</div><div>54,93805 1,246 2,061 7,47 1,55 7,435 Mn (Ar)3d⁵4s² Manganeso</div><div>7 VIIB</div><div>55,847 1,538 2,861 7,86 1,83 7,870 Fe (Ar)3d⁶4s² Hierro</div><div>8 VIII</div><div>58,93320 1,495 2,927 8,92 1,88 7,86 Co (Ar)3d⁷4s² Cobalto</div><div>9 VIII</div><div>85,4678 39,31 688 1,532 0,82 4,177 Rb (Kr)5s¹ Rubidio</div><div>19 I</div><div>87,62 777 1,382 2,6 0,95 5,695 Sr (Kr)5s² Estroncio</div><div>38 2</div><div>88,90585 1,526 3,336 4,409 6,49 1,22 6,38 Y (Kr)4d¹5s² Itorio</div><div>39 3</div><div>91,224 1,855 4,409 6,49 1,33 6,84 Zr (Kr)4d²5s² Zirconio</div><div>40 4</div><div>92,90638 2,477 4,744 8,57 1,6 6,9 Nb (Kr)4d⁴5s¹ Niobio</div><div>41 3, 5</div><div>95,94 2,623 4,639 10,2 2,16 7,099 Mo (Kr)4d⁵5s¹ Molibdeno</div><div>42 2, 3, 4, 5, 6</div><div>97,9072 2,157 4,265 11,5 1,9 7,28 Tc (Kr)4d⁵5s² Tecnecio</div><div>43 7</div><div>101,07 2,334 4,150 12,3 2,2 8,7 Ru (Kr)4d⁷5s¹ Rutenio</div><div>44 2, 3, 4, 6, 8</div><div>102,90550 1,964 3,695 12,4 2,28 7,46 Rh (Kr)4d⁸5s¹ Rodio</div><div>45 2, 3, 4</div><div>132,90543 28,44 671 1,879 0,79 3,894 Cs (Xe)6s¹ Cesio</div><div>55 1</div><div>137,327 727 1,897 3,594 0,89 5,212 Ba (Xe)6s² Bario</div><div>56 2</div><div>138,9055 920 3,455 6,146 1,10 5,577 La (Xe)5d¹6s² Lantano</div><div>57 3</div><div>178,49 2,233 4,603 13,31 1,3 7,0 Hf (Xe)4f¹⁴5d²6s² Hafnio</div><div>72 4</div><div>180,9479 3,017 5,458 16,6 1,5 7,89 Ta (Xe)4f¹⁴5d³6s² Tántalo</div><div>73 5</div><div>183,84 3,422 5,555 19,35 2,36 7,98 W (Xe)4f¹⁴5d⁴6s² Tungsteno</div><div>74 2, 3, 4, 5, 6</div><div>186,207 3,186 5,596 20,5 1,9 7,88 Re (Xe)4f¹⁴5d⁵6s² Renio</div><div>75 -1, 2, 4, 6, 7</div><div>190,23 3,033 5,012 22,61 2,2 8,7 Os (Xe)4f¹⁴5d⁶6s² Osmio</div><div>76 2, 3, 4, 6, 8</div><div>192,22 2,446 4,428 22,65 2,20 9,1 Ir (Xe)4f¹⁴5d⁷6s² Iridio</div><div>77 2, 3, 4, 6</div><div>223,0197 27 677 0,7 - Fr (Rn)7s¹ Francio</div><div>87 1</div><div>226,0254 700 -<1,140 5,8 0,9 5,279 Ra (Rn)7s² Radio</div><div>88 2</div><div>227,0278 1,051 3,198 10,07 1,1 6,9 Ac (Rn)6d¹7s² Actinio</div><div>89 3</div><div>261,11 - - - - - Rf (Rn)5f¹⁴6d²7s² Ruterfordio</div><div>104 4</div><div>262,114 - - - - - Ha (Rn)5f¹⁴6d³7s² Hahnio</div><div>105 5</div><div>263,118 - - - - - Sg (Rn)5f¹⁴6d⁴7s² Seaborgio</div><div>106 6</div><div>262,12 - - - - - Bh (Rn)5f¹⁴6d⁵7s² Borio</div><div>107 7</div><div>265 - - - - - Hs (Rn)5f¹⁴6d⁶7s² Hasio</div><div>108 8</div><div>266 - - - - - Mt (Rn)5f¹⁴6d⁷7s² Meitnerio</div><div>109 9</div><div>140,115 799 3,424 6,770 1,12 5,466 Ce (Xe)4f¹5d¹6s² Cerio</div><div>58 3, 4</div><div>140,90765 931 3,510 6,773 1,13 5,422 Pr (Xe)4f³6s² Praseodimio</div><div>59 3, 4</div><div>144,24 1,016 3,066 7,00 1,14 5,489 Nd (Xe)4f⁴6s² Neodimio</div><div>60 3</div><div>144,9127 1,042 3,000 7,264 1,13 5,554 Pm (Xe)4f⁶6s² Prometio</div><div>61 3</div><div>150,36 1,072 1,790 7,536 1,17 5,631 Sm (Xe)4f⁶6s² Samario</div><div>62 2, 3</div><div>232,0381 1,750 4,788 11,72 1,3 6,08 Th (Rn)6d²7s² Torio</div><div>90 4</div><div>231,03588 1,572 - 15,37 1,5 5,89 Pa (Rn)5f²6d¹7s² Protactinio</div><div>91 4, 5</div><div>237,04372 1,135 4,131 19,050,02 1,38 6,05 U (Rn)5f³6d¹7s² Uranio</div><div>92 3, 4, 5, 6</div><div>237,0482 644 - 20,45 1,36 6,19 Np (Rn)5f⁴6d¹7s² Neptunio</div><div>93 3, 4, 5, 6</div><div>244,0642 640 3,228 19,816 1,28 5,8 Pu (Rn)5f⁶7s² Plutonio</div><div>94 3, 4, 5, 6</div></div>
--

* Indica valores aproximados



DE LOS ELEMENTOS

										18 0																	
										4,002602 -272,2 ²⁶ atm -268,93 0,1785 - 24,587 1s ² Helio	2																
										13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA													
										10,811 2,075 4,000 2,31 2,04 8,298 (He)2s ² p ¹ Boro	5 3 B	12,011 4,492 ^{TP} 3,825 ^{SP} 2,25 2,55 11,260 (He)2s ² p ² Carbono	6 2, ±4 C	14,00674 -210,00 -195,79 1,25046 3,04 14,534 (He)2s ² p ³ Nitrógeno	7 2, ±3, 4, 5 N	15,9994 -218,79 -182,95 1,429 3,44 13,618 (He)2s ² p ⁴ Oxígeno	8 -2 O	18,9984032 -219,62 -188,12 1,69 3,98 17,422 (He)2s ² p ⁵ Flúor	9 -1 F	20,1797 -248,59 -246,08 0,9002 21,564 (He)2s ² p ⁶ Neón	10 - Ne						
										26,981539 660,32 2,519 2,702 1,61 5,986 (Ne)3s ² p ¹ Aluminio	13 3 Al	28,0855 1,414 3,265 2,33 1,90 8,151 (Ne)3s ² p ² Silicio	14 4 Si	30,973762 44,15 277 1,82 2,19 10,486 (Ne)3s ² p ³ Fósforo	15 ±3, 4, 5 P	32,066 115,21 444,60 2,07 2,58 10,360 (Ne)3s ² p ⁴ Azufre	16 ±2, 4, 6 S	35,4527 -101,5 -34,04 3,214 3,16 12,967 (Ne)3s ² p ⁵ Cloro	17 ±1, 3, 5, 7 Cl	39,948 -189,35 -185,85 1,784 - 15,759 (Ne)3s ² p ⁶ Argón	18 - Ar						
										58,6934 1,455 2,913 8,90 1,91 7,635 (Ar)3d ⁸ 4s ² Níquel	28 2, 3 Ni	63,546 1,084,62 1,562 8,94 1,90 7,726 (Ar)3d ¹⁰ 4s ¹ Cobre	29 1, 2 Cu	65,39 419,53 907 7,14 ^{2SC} 1,65 9,394 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² Zinc	30 2 Zn	69,723 29,76 2,204 6,095 1,81 5,999 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ¹ Galio	31 3 Ga	72,61 938,25 2,833 5,35 2,01 7,899 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ² Germanio	32 4 Ge	74,92159 817 ^{TP} 614 ^{SP} 5,727 ^{2SC} 2,18 9,81 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ³ Arsénico	33 ±3, 5 As	78,96 221 685 4,81 2,55 9,752 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ⁴ Selenio	34 -2, 4, 6 Se	79,904 -72 58,8 3,119 2,96 11,814 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ⁵ Bromo	35 ±1, 5 Br	83,80 -157,36 -153,22 3,74 - 13,999 (Ar)3d ¹⁰ 4s ² p ⁶ Kriptón	36 - Kr
										106,42 1,554,9 2,963 12,02 2,20 8,34 (Kr)4d ¹⁰ Paladio	46 2, 4 Pd	107,8682 961,78 2,162 10,5 1,93 7,576 (Kr)4d ¹⁰ 5s ¹ Plata	47 1 Ag	112,411 321,07 767 8,642 1,69 8,993 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² Cadmio	48 2 Cd	114,818 156,60 2,072 7,30 1,78 5,786 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ¹ Indio	49 3 In	118,710 231,93 2,602 7,28 1,96 7,344 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ² Estaño	50 2, 4 Sn	121,757 630,63 1,587 6,684 ^{2SC} 2,05 8,641 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ³ Antimonio	51 ±3, 5 Sb	127,60 449,51 988 6,25 2,1 9,009 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ⁴ Telurio	52 -2, 4, 6 Te	126,90447 113,7 184,4 4,93 2,66 10,451 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ⁵ Yodo	53 ±1, 5, 7 I	131,29 -111,75 -108,04 5,89 - 12,130 (Kr)4d ¹⁰ 5s ² p ⁶ Xenón	54 - Xe
										195,08 1,768,4 3,825 21,45 2,28 9,0 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Platino	78 2, 4 Pt	196,96654 1,064,18 2,856 19,31 2,54 9,225 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Oro	79 1, 3 Au	200,59 -38,83 356,73 13,546 2,00 10,437 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Mercurio	80 1, 2 Hg	204,3833 304 1,473 11,85 2,04 6,108 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ¹ Talio	81 1, 3 Tl	207,2 327,46 1,749 11,34 2,33 7,416 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ² Plomo	82 2, 4 Pb	208,98037 271,40 1,564 9,78 2,02 7,289 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ³ Bismuto	83 3, 5 Bi	(208,9824) 254 962 9,196 2,0 8,42 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁴ Polonio	84 2, 4 Po	(209,9871) 302 337 - 2,2 - (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁵ Astatio	85 1, 3, 5, 7 At	(222,0176) -71 -61,7 9,73 - 10,748 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁶ Radón	86 - Rn
										269 - - - - - 1994 Unn	110 Unn	272 - - - - - 1994 Uuu	111 Uuu	277 - - - - - 1996 Uub	112 Uub	285 - - - - - 1999 Uut	113 Uut	285 - - - - - 1999 Uuq	114 Uuq	289 - - - - - 1999 Uup	115 Uup	289 - - - - - 1999 Uuh	116 Uuh	293 - - - - - 1999 Uus	117 Uus	293 - - - - - 1999 Uuo	118 Uuo
										151,965 822 1,596 5,244 1,2 5,666 (Xe)4f ⁷ 6s ² Europio	63 2, 3 Eu	157,25 1,314 3,264 7,901 1,20 6,141 (Xe)4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Gadolinio	64 3 Gd	158,92534 1,359 3,221 8,230 1,2 5,842 (Xe)4f ⁹ 6s ² Terbio	65 3, 4 Tb	162,50 1,411 2,561 8,551 1,22 5,927 (Xe)4f ¹⁰ 6s ² Disproso	66 3 Dy	164,93032 1,472 2,694 8,80 1,23 6,018 (Xe)4f ¹¹ 6s ² Holmio	67 3 Ho	167,26 1,529 2,862 9,066 1,24 6,101 (Xe)4f ¹² 6s ² Erbio	68 3 Er	168,93421 1,545 1,946 9,321 1,25 6,18436 (Xe)4f ¹³ 6s ² Tulio	69 2, 3 Tm	173,04 824 1,194 6,966 1,1 6,25394 (Xe)4f ¹⁴ 6s ² Yterbio	70 2, 3 Yb	174,967 1,663 3,393 9,84 1,27 5,42589 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Lutecio	71 3 Lu
										(243,0614) 1,176 2,607 13,67 1,3 5,993 (Rn)5f ⁷ 7s ² Americio	95 3, 4, 5, 6 Am	(247,0703) 1,345 - 13,51 1,3 6,02 (Rn)5f ⁷ 6d ¹ 7s ² Curio	96 3 Cm	(247,0703) 1,050 - 14,78 1,3 6,23 (Rn)5f ⁹ 7s ² Berkelio	97 3, 4 Bk	(251,0796) 900 - 1,3 6,30 (Rn)5f ¹⁰ 7s ² Californio	98 3 Cf	(252,083) 860 - 1,3 6,42 (Rn)5f ¹¹ 7s ² Einsteinio	99 3 Es	(257,0951) 1,527 - 1,3 6,50 (Rn)5f ¹² 7s ² Fermio	100 3 Fm	(258,10) 827 - 1,3 6,58 (Rn)5f ¹³ 7s ² Mendelevio	101 2, 3 Md	(259,1009) 827 - 1,3 6,65 (Rn)5f ¹⁴ 7s ² Nobelio	102 2, 3 No	(262,11) 1,627 - - - - (Rn)5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Laurencio	103 3 Lr