Tema 8. Estructura y propiedades de las sustancias.

1. Estructura del átomo y modelos atómicos.

En 1808, el químico J. Dalton formuló su teoría atómica. En ella rompía con las ideas tradicionales y postulaba que la materia estaba formada por átomos.

El concepto de átomo como partícula indivisible se mantuvo con éxito durante casi un siglo.

A finales del s.XIX y principios del s. XX los experimentos sobre la interacción de la electricidad con la materia, demostraron la existencia de *partículas subatómicas* lo que impulsó el cambio de la idea de una materia constituida por átomos indivisibles a la concepción eléctrica de la materia. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

1.1. El electrón.

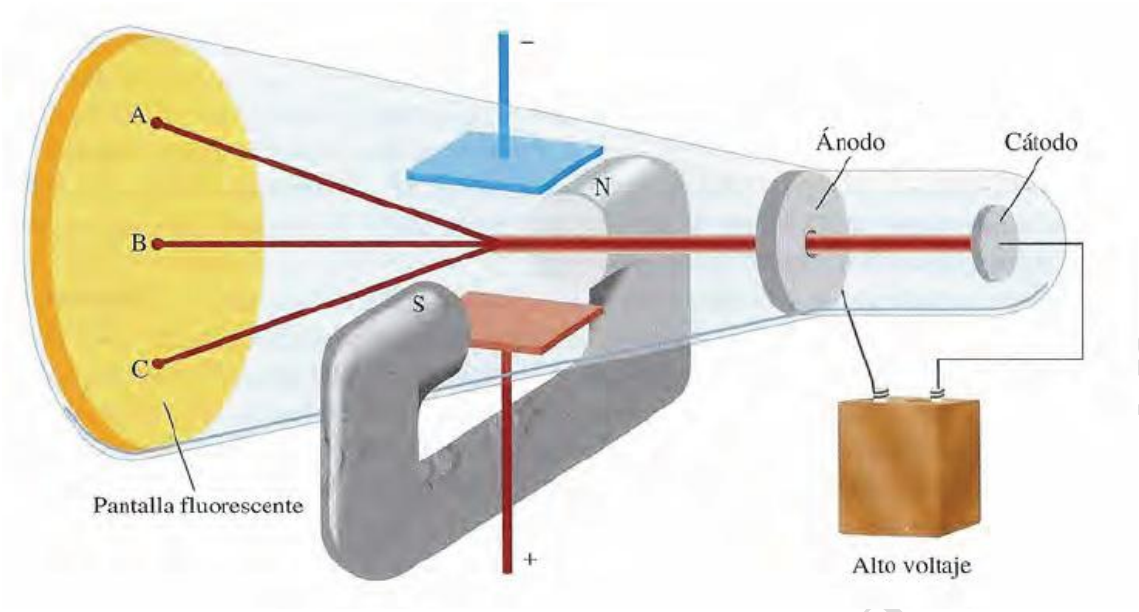
El electrón es descubierto en los *rayos catódicos*.

Para originar los rayos catódicos se utilizó un tubo de descarga o *tubo de rayos catódicos*, precursor de los tubos utilizados en los televisores. Consta de un tubo de vidrio en cuyo interior se encierra un gas a muy baja presión y del cual se ha evacuado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, llamada *cátodo*, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, llamada *ánodo*, que pasa por una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza la superficie, recubierta de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante.

En 1879, W. Crookes, al estudiar el comportamiento de los rayos catódicos en un campo magnético llegó a la conclusión de que dichos rayos están constituidos por partículas materiales, ya que el haz de rayos catódicos es desviado por un campo magnético en el sentido que corresponde a cargas negativas.

En 1895, J. Perrín, al someter los rayos catódicos a la acción de un campo eléctrico demostró que las partículas constituyentes de los mismos están cargadas negativamente, ya que se desvían hacia la placa positiva. Actualmente, estas *partículas con carga negativa* se conocen como *electrones.*

Juan Pedro Quintanilla Lozano



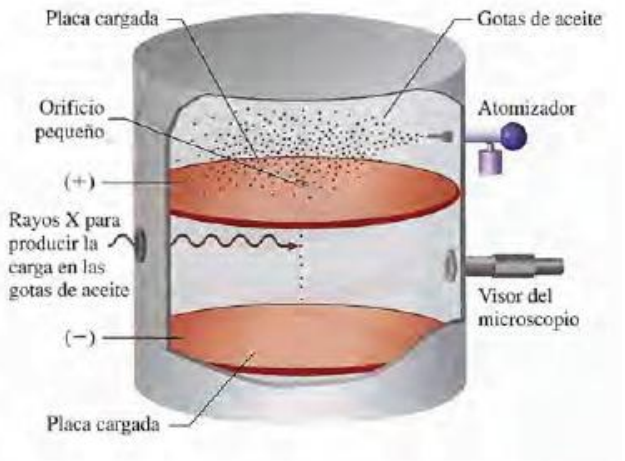
Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.

Los estudios sobre los rayos catódicos culminaron con los trabajos de J.J. Thomson, que le permitieron (en 1897) determinar la relación entre la carga e y la masa m, de sus partículas constituyentes o electrones. Thomson utilizó para ello un tubo de descarga especial, en la que sometía a un fino haz de rayos catódicos a las acciones simultáneas de un campo eléctrico y otro magnético, perpendiculares entre sí. Mediante estos tubos pudo determinar la relación:
$e/m = -1{,}76 \times 10^{8}$ C/g

Asimismo, pudo comprobar que este valor era el mismo siempre, independiente del metal que formase los electrodos, así como del gas que llenase el tubo, de donde pudo deducir que los electrones eran constituyentes comunes de toda la materia.

Los experimentos de Thomson solo permitían determinar la relación e/m; para conocer ambas era necesario determinar una de ellas por separado. La carga del electrón fue medida por primera vez en 1909, por R.A. Millikan mediante sus experimentos sobre la gota de aceite.

En su experimento, analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio. A partir de sus conocimientos en electrostática encontró que la carga del electrón es de $-1{,}6022 \cdot 10^{-19}$ C.

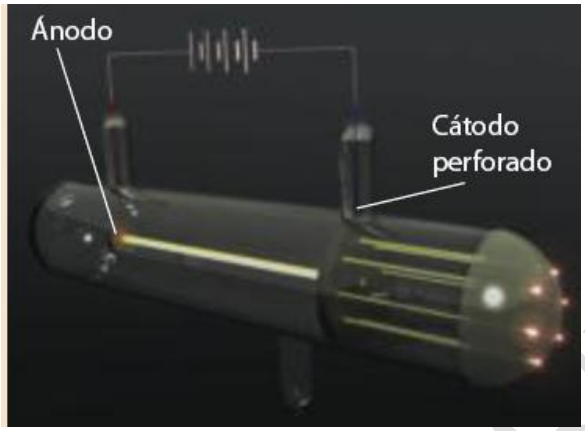


A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$masa = \frac{\text{carga}}{\text{carga} / masa} = \frac{-1,6022 \times 10^{-19}\,\text{C}}{-1,76 \times 10^{8}\,\text{C/g}} = 9,1\times10^{-28}\,g = 9,1\times10^{-31}\,kg$$

1.2. El protón.

Al mismo tiempo que los rayos catódicos o negativos, se habían estudiado también los rayos positivos, descubiertos por E. Goldstein en 1886, utilizando un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado pudo observar que detrás del mismo emergía un haz de rayos procedentes del ánodo y que pasaban a través de las citadas perforaciones o canales del cátodo, por lo que designó a esta nueva radiación con el nombre de *rayos canales*. En 1898 Wien puso de manifiesto que los rayos canales eran desviados por campos eléctricos y magnéticos en dirección a la placa eléctrica negativa. De todo ellos pudo deducirse que dichos rayos estaban formados por partículas positivas, y que eran características del gas que llenaba el tubo, al contrario de lo que ocurrido en los rayos catódicos.



Los rayos canales viajaban del ánodo al cátodo. El rayo se desviaba por la acción de campos eléctricos y magnéticos. Concretamente era atraído por la placa eléctrica negativa, por lo que estaban formados por partículas con carga eléctrica de carga positiva.

La relación q/m resultó ser mayor cuando el gas encerrado es hidrogeno, lo cual sugirió que el ion positivo del átomo de hidrogeno era otra partícula. Esta partícula resultó ser el núcleo de hidrógeno, y para ella, en 1920, propuso Rutherford el nombre de *protón*.

Los iones positivos de menor masa son los llamados protones, que son átomos de hidrogeno ionizados, cuya carga es exactamente la del electrón, pero positiva, esto es, $+1,6022 \cdot 10^{-19}$ C, siendo su masa 1836 veces mayor que la del electrón, aproximadamente igual a 1 u.m.a.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

1.3. Modelo atómico de Thomson.

Para explicar la distribución en el átomo de las cargas positivas y negativas, Thomson propuso, en 1904, un átomo como una esfera uniforme cargada positivamente dentro de cual se encontraban incrustados los electrones, como las pasas de un pastel (figura), neutralizando las cargas positivas. Este modelo, llamado "modelo de pudín de pasas", se aceptó como una teoría durante algunos años.

Modelo atómico de Thomson, conocido como el modelo del "pudín de pasas", por su semejanza con un postre tradicional inglés hecho con pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva.

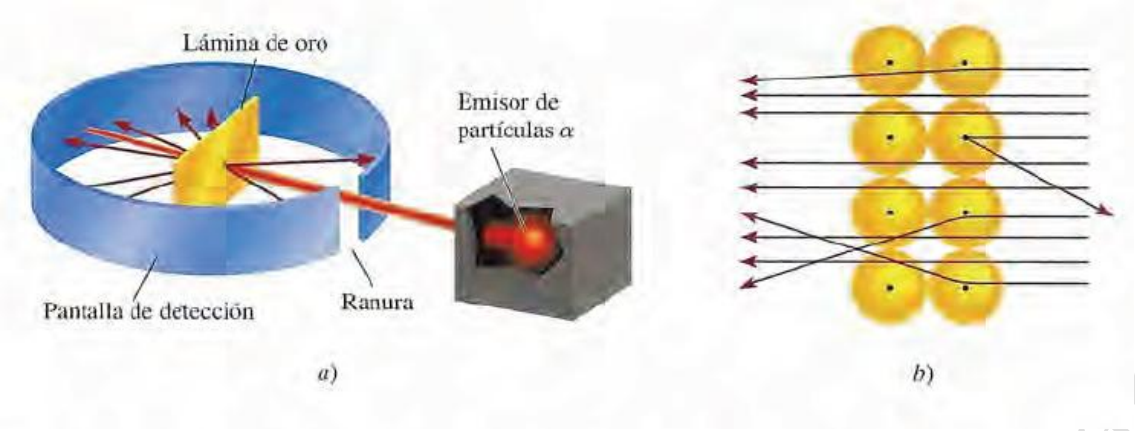
Este modelo explica la electrización y la formación de iones pero pronto fue descartado por la imposibilidad de explicar experimentos relacionados con el fenómeno de la *radiactividad* que es la emisión espontánea de radiación. La *radicación* es la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas.

Este modelo fue sustituido por el llamado modelo nuclear, propuesto en 1911 por Ernest Rutherford.

1.4. Modelo atómico de Rutherford.

En 1911, un físico neozelandés, Ernest Rutherford, que estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geigerl y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden, Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α ($^{4}_{2}He$), que constan de partículas cargadas positivamente, provenientes de una fuente radiactiva como el radio. Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De cuando en cuando, algunas partículas α eran dispersadas o desviadas de su trayectoria con un gran ángulo. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva (una de cada 20000)! Éste fue el descubrimiento más sorprendente, pues según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaría que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima.

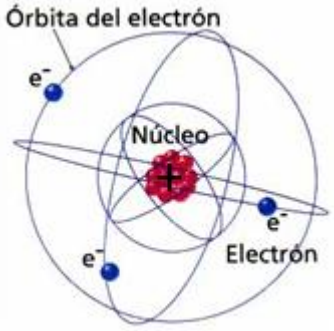
Juan Pedro Quintanilla Lozano



a) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α mediante una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desviaron con un ángulo grande. En ocasiones alguna partícula α invierte su trayectoria. *b)* Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

Rutherford para justificar los resultados antes indicados, sugiere que:

- La mayor parte del átomo debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación.
- La mayor parte de la masa (99,9 %) y toda la carga positiva del átomo está concentrada en una región muy pequeña denominada *núcleo*. Esto explica por qué cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Además, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo. Las *partículas del núcleo que tienen carga positiva* reciben el nombre de *protones*.
- En torno al núcleo, y a una gran distancia, giran los electrones en orbitas circulares, cubriendo una zona llamada corteza. Los electrones se mantienen en su órbita por la compensación de la fuerza centrífuga y la fuerza de atracción electrostática.



Según el modelo atómico de Rutherford, el núcleo queda concentrada la carga positiva del átomo y, prácticamente, toda su masa. Los electrones giran alrededor del núcleo.

A pesar de que el modelo atómico de Rutherford ha sido muy importante en la historia de la química, presenta dos limitaciones:

1. Según las leyes del electromagnetismo, cuando una partícula cargada, el electrón lo es, que se mueve con un movimiento acelerado, el movimiento circular del electrón alrededor del núcleo lo es, emite radiación electromagnética de forma continua. Esta emisión de radiación haría que el electrón fuese perdiendo energía, por tanto, velocidad, y al final se precipitaría sobre el núcleo, con lo que el modelo nuclear no sería estable. Rutherford no logró resolver este problema.

2. Según el modelo atómico de Rutherford, toda la carga y la mayor parte de la masa del átomo se concentran en el núcleo. Pero la masa total de los protones y de los electrones no es la masa total del átomo; por eso Rutherford supuso que existía otra partícula en el núcleo, el neutrón.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

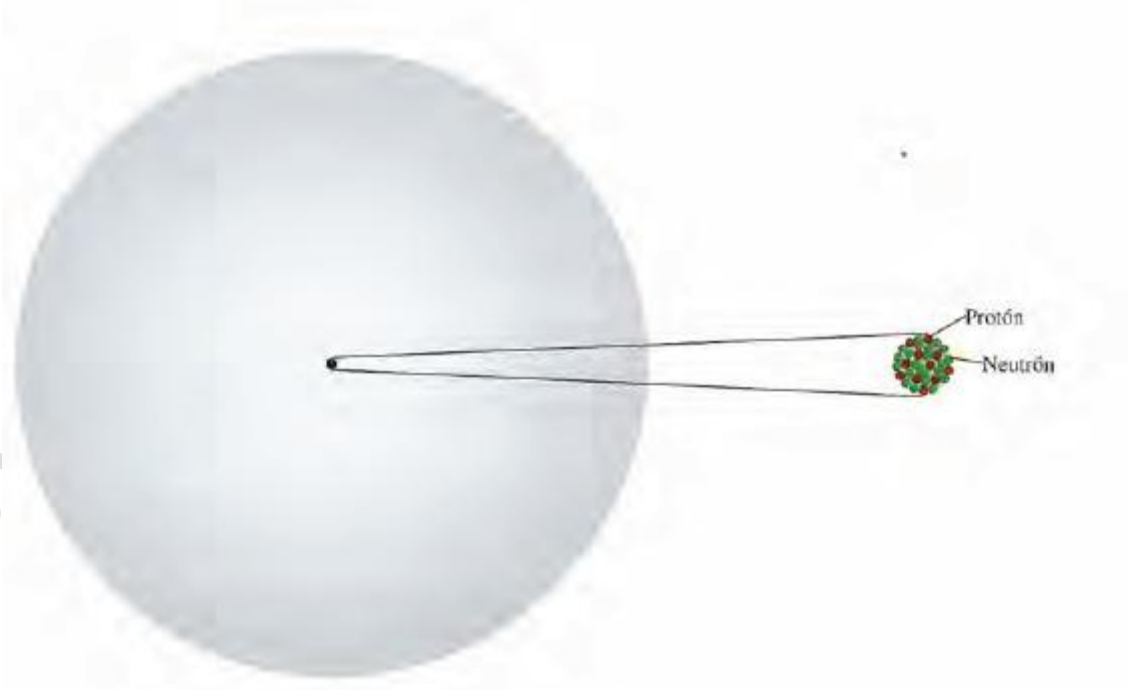
1.5. El neutrón.

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía sólo un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2: l (debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4: 1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick probó en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas *a*, el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos δ.

$$ {}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} $$

Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó *neutrones*, debido a que se demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones. El misterio de la relación de las masas ahora se podía explicar. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por lo tanto, la relación es 4: 1.

En la figura se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo. Existen otras partículas subatómicas, pero el electrón, el protón y el neutrón son los tres componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química. En la tabla 1 se muestran los valores de carga y de masa de estas tres partículas elementales.



Los protones y los neutrones de un átomo están confinados en un núcleo extremadamente pequeño. Los electrones se representan como "nubes" que circundan el núcleo.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

Tabla 1. Masa y carga de las partículas subatómicas.

	Carga (C)	Masa (kg)	Unidad de carga
protón	$1{,}6022 \cdot 10^{-19}$	$1{,}6725 \cdot 10^{-27}$	+1
neutrón	0	$1{,}6748 \cdot 10^{-27}$	0
electrón	$-1{,}6022 \cdot 10^{-19}$	$9{,}1091 \cdot 10^{-31}$	−1

2. Número atómico, número másico, iones e isotopos.

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El *número atómico (Z)* es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones.

El *número másico (A)* es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por:

número másico = número de protones + número de neutrones
número másico = número atómico + número de neutrones

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico *(A* − Z). Por ejemplo, el número de masa del flúor es 19 y su número atómico es 9. Así, el número de neutrones en un átomo de flúor es 19 −9 = 10. Observe que el número atómico, el número de neutrones y el número de masa deben ser enteros positivos.

La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de másico de un elemento (X) es:

número másico → ^{A}
número atómico → $_{Z}X$

Un *ión* es un átomo o grupo de átomos que puede perder o ganar electrones, quedando cargado eléctricamente.

Los iones pueden simbolizarse así:

$$^{A}_{Z}X^{q}$$

Siendo q la carga eléctrica adquirida, que puede calcularse como la diferencia entre el número de protones y electrones.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

Cuando un átomo o grupo de átomos gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa y se transforma en un *ion negativo o anión*. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^-:

Átomo de Cl	**Ion Cl^-**
17 p^+	17 p^+
17 e^-	18 e^-

Cuando un átomo o grupo de átomos pierde electrones, adquiere un defecto de carga negativa y se transforma en un *ion positivo o catión.* Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+:

Átomo de Na	**Ion Na^+**
11 p^+	11 p^+
11 e^-	10 e^-

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más *isótopos. Isótopos* son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico (tabla 2). Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones.

Así, para los isótopos de hidrógeno se escribe:

^1_1H	^2_1H	^3_1H
hidrógeno	deuterio	tritio

Tabla 2. Algunos elementos con varios isótopos

Nombre	*Símbolo*	*Número atómico (Z)*	*Número neutrónico (N)*	*Número másico (A)*	*Masa*	*Abundancia natural, %*
Hidrógeno–1	^1H	1	0	1	1,674 10^{-24} g, 1,008 u	99,985
Deuterio	^2H o D	1	1	2	3,344 10^{-24} g, 2,014 u	0,015
Tritio	^3H o T	1	2	3	1,674 10^{-24} g, 3,016 u	muy inestable
Carbono–12	^{12}C	6	6	12	1,9926 10^{-23} g, 12 u exactas	98,90
Carbono–13	^{13}C	6	7	13	2,159 10^{-23} g, 13,00 u	1,10
Cloro–35	^{35}Cl	17	18	35	5,807 10^{-23} g, 34,97 u	75,77
Cloro–37	^{37}Cl	17	20	37	6,138 10^{-23} g, 36,97 u	24,23

En la naturaleza, un elemento químico está formado por una mezcla de átomos de sus distintos isótopos, en una proporción determinada, según su abundancia. La masa atómica del elemento se calculará, por tanto, como la media de las masas atómicas de los isótopos, teniendo en cuenta su abundancia en %.

$$A_r = \frac{A_{r1} \times \%_1 + A_{r2} \times \%_2 + \ldots}{100}$$

Juan Pedro Quintanilla Lozano

3. Espectros atómicos.

3.1. Ondas.

Una *onda* es la alteración vibrátil mediante la cual se transmita energía.

Las propiedades características de las ondas:

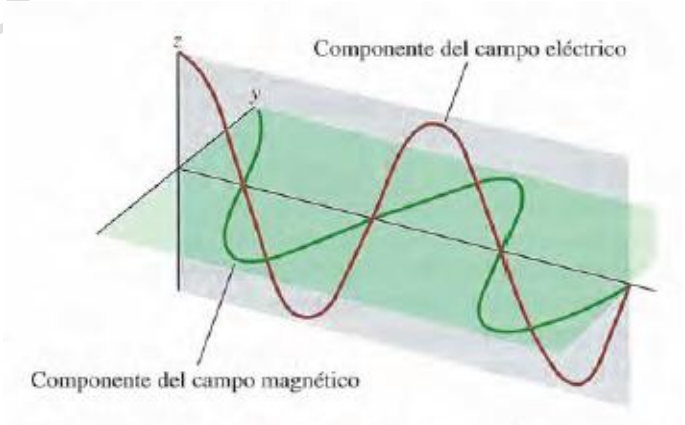
- La *longitud de onda*, λ, es la distancia entre puntos iguales de ondas sucesivas.
- *La frecuencia, ν,* es el número de ondas que pasan por un punto particular en, un segundo.
- La *amplitud* de la onda, A, es la distancia vertical de la línea media de una onda a su cresta o a su valle.

Existen muchos tipos de ondas, como las del agua, del sonido y de la luz.

3.2. Radiación electromagnética.

La luz visible no necesita ningún medio material para propagarse a este tipo de ondas se les llama ondas electromagnéticas.

La emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas es una *radiación electromagnética.*



Componentes del campo eléctrico y del campo magnético de una onda electromagnética. Ambos componentes tienen la misma longitud de onda, frecuencia y amplitud, pero vibran en dos planos recíprocamente perpendiculares.

Las ondas electromagnéticas viajan a $3.00 \cdot 10^8$ m/s. Por convención, la velocidad de las ondas electromagnéticas, que comúnmente se llama *velocidad de la luz,* se expresa con el símbolo c.

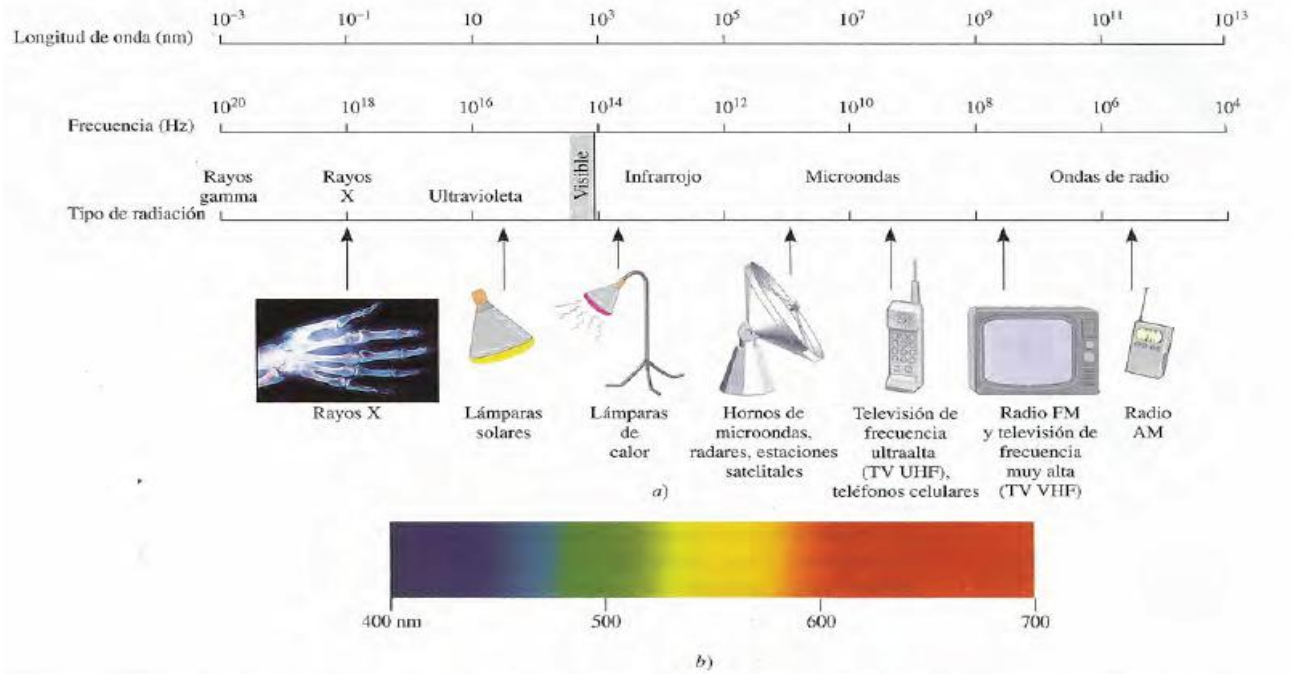
Una onda electromagnética viene determinada por su frecuencia *ν* o por su longitud de onda λ, relacionadas entre sí por:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

La longitud de onda de las ondas electromagnéticas se expresa comúnmente en nanómetros (nm).

Juan Pedro Quintanilla

La figura muestra diversos tipos de radiación electromagnética con distinta longitud de onda y frecuencia.



a) Tipos de radiación electromagnética, Los rayos gamma tienen la longitud de onda más corta y la frecuencia más alta; las ondas de radio tienen la longitud de onda más larga y la frecuencia más baja. Cada tipo de radiación abarca un intervalo específico de longitudes de onda (y frecuencias), *b)* La luz visible abarca longitudes de onda que van desde 400 nm (violeta) hasta 700 nm (rojo).

3.3. Espectros atómicos.

Cuando la luz blanca pasa a través de un prisma óptico cambia de dirección, es decir, se refracta y se dispersa, es decir, se descompone en sus colores: rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, añil y violeta. Son los colores del arco iris. Cada color corresponde a una radiación electromagnética monocromática que se caracteriza por su longitud de onda y frecuencia propia. Si se recoge sobre una pantalla el haz emergente del prisma se obtiene un espectro.

Un *espectro* consiste en un conjunto de radiaciones electromagnéticas puestas de manifiesto de alguna manera sensible (pantalla, fotografía…) o también, es la representación gráfica de la radiación electromagnética que emite o absorbe una sustancia.

Los espectros pueden ser de *emisión* o de *absorción.*

3.3.1. Espectros de emisión y espectros de absorción.

Los *espectros de emisión* son producidos por la luz emitida por un cuerpo incandescente. Cuando la luz es producida por un sólido o líquido incandescente, el espectro que se obtiene es continuo, es decir, contiene todos los colores visibles que forman la luz blanca (véase la región visible). Pero si la sustancia que emite la radiación se encuentra en estado gaseoso, el espectro que se obtiene es discontinuo o de rayas, pues solo contiene algunas longitudes de onda. Cada raya del espectro discontinuo corresponde a una radiación de onda determinada λ y *v*, que es característica de la sustancia que lo emite.

Espectro de emisión discontinuo de vapres de Li

Juan Pedro Quintanilla

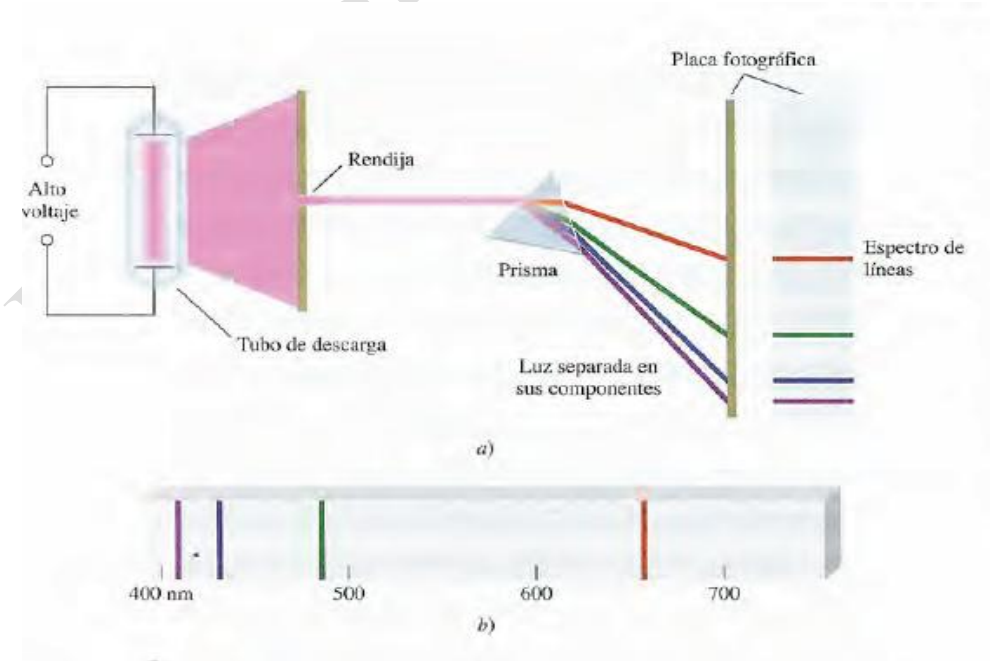
Los *espectros de absorción* son los espectros obtenidos cuando la luz blanca pasa a través de un gas a baja presión. La sustancia intercalada absorbe determinadas radiaciones, las que no aparecen en el espectro. En su lugar quedan unas rayas oscuras, que ocupan la misma posición de las rayas brillantes del espectro de emisión discontinuo de esta sustancia.

Espectro de absorción de H

Espectro de absorción de vapores de Li

3.3.2. Espectros atómicos.

Cuando un elemento en estado gaseoso, se calienta o se excita por una descarga eléctrica, emite una radiación que constituye su espectro atómico de emisión. Los espectros atómicos no son continuos: están constituidos por rayas luminosas de frecuencias definidas, separadas por zonas oscuras. Cada elemento da lugar a un espectro propio. El espectro es como la huella dactilar del elemento, de tal modo que puede utilizarse para identificarlo.



a) Dispositivo experimental para estudiar los espectros de emisión de átomos y moléculas. El gas en estudio se encuentra en un tubo de descarga que contiene dos electrodos. Al fluir los electrones del electrodo negativo al electrodo positivo chocan con el gas. Este proceso de choque finalmente provoca la emisión de la luz por parte de los átomos (o moléculas). La luz emitida se separa en sus componentes por medio de un prisma. Cada componente de color se enfoca en una posición definida, de acuerdo con su longitud de onda, y da lugar a una imagen colorida sobre la placa fotográfica. Las imágenes a color se denominan líneas espectrales. *b)* Espectro de emisión de líneas de los átomos de hidrógeno.

4. Modelo atómico de Bohr.

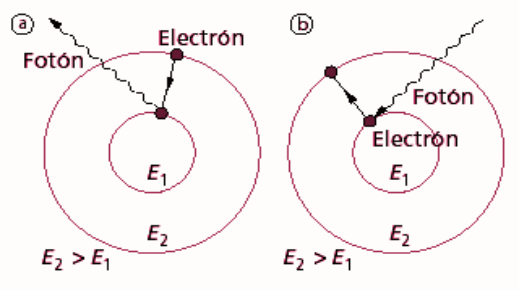
Para salvar las dificultades que presentaba el modelo atómico de Rutherford y con el fin de explicar el espectro del hidrógeno, el físico danés Niel Bohr propuso en 1913 un nuevo modelo atómico.

Bohr desarrolló su modelo en tres postulados:

1º) El electrón gira alrededor del núcleo en orbitas circulares sin emitir energía radiante.

2º) *Solo son posibles unas determinadas orbitas*, lo que quiere decir que el electrón no puede girar a cualquier distancia alrededor del núcleo, sino que sólo se puede encontrar en ciertas órbitas de radios concretos.

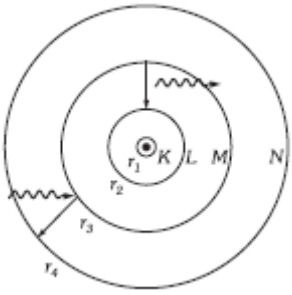
3º) Cuando un electrón pasa de una órbita estacionaria de mayor energía (órbita externa) a una de menor energía (órbita interna), emite un fotón. En caso contrario lo absorbe.



Esquema de emisión (a) y absorción (b) de un fotón por un átomo según el tercer postulado de Bohr.

De los tres postulados de Bohr resulta un modelo atómico del tipo planetario, con órbitas circulares que se denominan niveles de energía o capas electrónicas, y que se designan con las letras:

- En el primer nivel de energía (K, el más cercano al núcleo atómico) puede haber hasta 2 electrones.
- En el segundo nivel de energía (L) puede haber hasta 8 electrones.
- En el tercer nivel de energía (M) puede haber hasta 16 electrones.
- En el cuarto nivel de energía (N) puede haber hasta 32 electrones, etc.



Órbitas permitidas en el hidrógeno según el modelo de Bohr.

El nº máximo de electrones por nivel (n) = $2n^2$

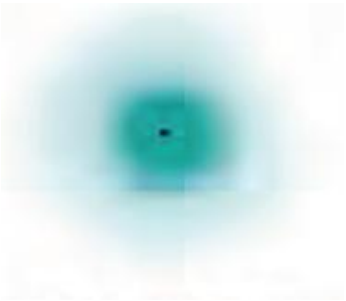
Este modelo muestra varios inconvenientes:

- Sólo es aplicable al átomo de hidrógeno y a sistemas con un único electrón, como el He^+.
- No consigue explicar la estructura fina de los espectros.
- Considera fijo el núcleo y en realidad tiene movimiento de rotación.
- Supone que las órbitas descritas por el electrón son circulares aunque también puede ser elípticas.
- Considera infinita la masa del núcleo con respecto a la del electrón.
- No explica el hecho de que muchas líneas espectrales sean múltiples o de que sean unas más intensas que otras.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

5. Modelo mecano-cuántico.

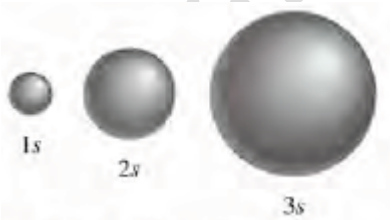
En 1927, el físico E. Schrödinger estableció el modelo mecano-cuántico del átomo, ya que el modelo de Bohr suponía que los electrones se encontraban en órbitas concretas a distancias definidas del núcleo; mientras que, el nuevo modelo establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud. Introduce así el concepto de *orbital*, que es la zona del espacio en la que la probabilidad de encontrar el electrón es máxima.



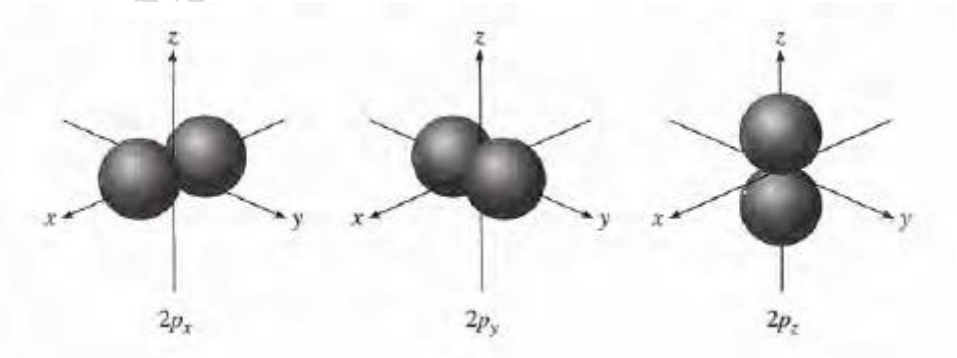
Representación de la probabilidad de encontrar al electrón en el átomo de hidrógeno.

Los estudios de Schrödinger demostraron que existen distintos tipos de orbitales que se identifican con las letras: s, p, d y f. Así:

- Los orbitales s tiene forma esférica.

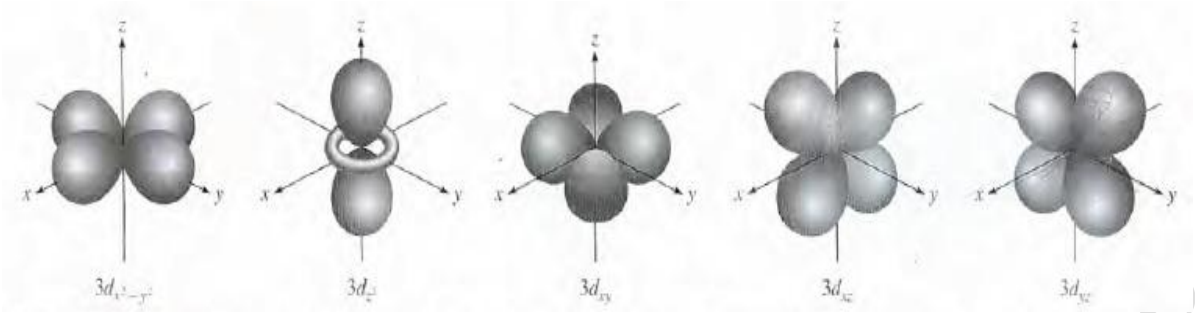


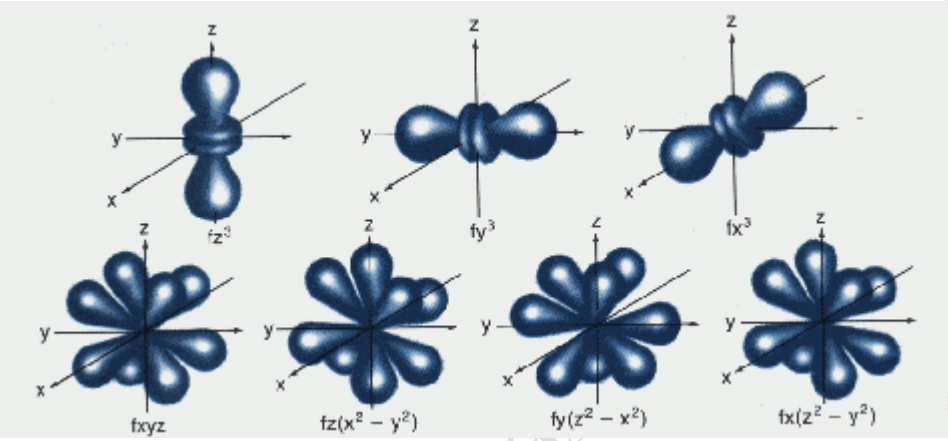
- Los orbitales p son dos lóbulos situados en lados opuestos del núcleo.



Juan Pedro Quintanilla Lozano

- Los orbitales d y los f tienen formas más complejas.



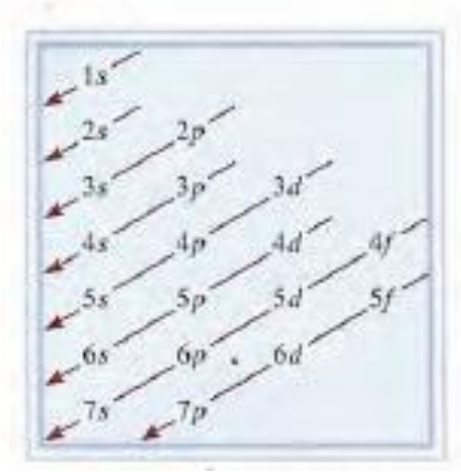


6. Configuración electrónica.

La *configuración electrónica* de un átomo es una designación de la distribución de sus electrones entre sus diferentes orbitales atómicos. Esta distribución se hace siguiendo unas reglas:

1. En cada orbital sólo puede haber 2 electrones.
2. Los electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía.
3. Cuando se llenan orbitales con la misma energía (1 orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f), pueden entrar en ellos hasta 1·2 = 2 electrones en orbital s, 3·2 = 6 electrones en orbital p, 5·2 = 10 electrones en orbital d y 7·2 = 14 electrones en orbital f.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller:



Juan Pedro Quintanilla Lozano

De acuerdo con esto se puede llegar fácilmente a la configuración electrónica de la mayor parte de los átomos de los elementos en su estado fundamental.

Tabla 3. Configuración electrónica de los elementos en su estado fundamental*

Número atómico	Símbolo	Configuración electrónica	Número atómico	Símbolo	Configuración electrónica	Número atómico	Símbolo	Configuración electrónica
1	H	$1s^1$	38	Sr	$[Kr]5s^2$	75	Re	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$
2	He	$1s^2$	39	Y	$[Kr]5s^24d^1$	76	Os	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$
3	Li	$[He]2s^1$	40	Zr	$[Kr]5s^24d^2$	77	Ir	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$
4	Be	$[He]2s^2$	41	Nb	$[Kr]5s^14d^4$	78	Pt	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$
5	B	$[He]2s^22p^1$	42	Mo	$[Kr]5s^14d^5$	79	Au	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$
6	C	$[He]2s^22p^2$	43	Tc	$[Kr]5s^24d^5$	80	Hg	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$
7	N	$[He]2s^22p^3$	44	Ru	$[Kr]5s^14d^7$	81	Tl	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
8	O	$[He]2s^22p^4$	45	Rh	$[Kr]5s^14d^8$	82	Pb	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$
9	F	$[He]2s^22p^5$	46	Pd	$[Kr]4d^{10}$	83	Bi	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
10	Ne	$[He]2s^22p^6$	47	Ag	$[Kr]5s^14d^{10}$	84	Po	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
11	Na	$[Ne]3s^1$	48	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$	85	At	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
12	Mg	$[Ne]3s^2$	49	In	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	86	Rn	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
13	Al	$[Ne]3s^23p^1$	50	Sn	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	87	Fr	$[Rn]7s^1$
14	Si	$[Ne]3s^23p^2$	51	Sb	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	88	Ra	$[Rn]7s^2$
15	P	$[Ne]3s^23p^3$	52	Te	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	89	Ac	$[Rn]7s^26d^1$
16	S	$[Ne]3s^23p^4$	53	I	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	90	Th	$[Rn]7s^26d^2$
17	Cl	$[Ne]3s^23p^5$	54	Xe	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	91	Pa	$[Rn]7s^25f^26d^1$
18	Ar	$[Ne]3s^23p^6$	55	Cs	$[Xe]6s^1$	92	U	$[Rn]7s^25f^36d^1$
19	K	$[Ar]4s^1$	56	Ba	$[Xe]6s^2$	93	Np	$[Rn]7s^25f^46d^1$
20	Ca	$[Ar]4s^2$	57	La	$[Xe]6s^25d^1$	94	Pu	$[Rn]7s^25f^6$
21	Sc	$[Ar]4s^23d^1$	58	Ce	$[Xe]6s^24f^15d^1$	95	Am	$[Rn]7s^25f^7$
22	Ti	$[Ar]4s^23d^2$	59	Pr	$[Xe]6s^24f^3$	96	Cm	$[Rn]7s^25f^76d^1$
23	V	$[Ar]4s^23d^3$	60	Nd	$[Xe]6s^24f^4$	97	Bk	$[Rn]7s^25f^9$
24	Cr	$[Ar]4s^13d^5$	61	Pm	$[Xe]6s^24f^5$	98	Cf	$[Rn]7s^25f^{10}$
25	Mn	$[Ar]4s^23d^5$	62	Sm	$[Xe]6s^24f^6$	99	Es	$[Rn]7s^25f^{11}$
26	Fe	$[Ar]4s^23d^6$	63	Eu	$[Xe]6s^24f^7$	100	Fm	$[Rn]7s^25f^{12}$
27	Co	$[Ar]4s^23d^7$	64	Gd	$[Xe]6s^24f^75d^1$	101	Md	$[Rn]7s^25f^{13}$
28	Ni	$[Ar]4s^23d^8$	65	Tb	$[Xe]6s^24f^9$	102	No	$[Rn]7s^25f^{14}$
29	Cu	$[Ar]4s^13d^{10}$	66	Dy	$[Xe]6s^24f^{10}$	103	Lr	$[Rn]7s^25f^{14}6d^1$
30	Zn	$[Ar]4s^23d^{10}$	67	Ho	$[Xe]6s^24f^{11}$	104	Rf	$[Rn]7s^25f^{14}6d^2$
31	Ga	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	68	Er	$[Xe]6s^24f^{12}$	105	Db	$[Rn]7s^25f^{14}6d^3$
32	Ge	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	69	Tm	$[Xe]6s^24f^{13}$	106	Sg	$[Rn]7s^25f^{14}6d^4$
33	As	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	70	Yb	$[Xe]6s^24f^{14}$	107	Bh	$[Rn]7s^25f^{14}6d^5$
34	Se	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	71	Lu	$[Xe]6s^24f^{14}5d^1$	108	Hs	$[Rn]7s^25f^{14}6d^6$
35	Br	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	72	Hf	$[Xe]6s^24f^{14}5d^2$	109	Mt	$[Rn]7s^25f^{14}6d^7$
36	Kr	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	73	Ta	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$	110	Ds	$[Rn]7s^25f^{14}6d^8$
37	Rb	$[Kr]5s^1$	74	W	$[Xe]6s^24f^{14}5d^4$	111	Rg	$[Rn]7s^25f^{14}6d^9$

* El símbolo [He] se denomina núcleo de helio y representa $1s.^2$ [Ne] se denomina núcleo de neón y representa $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. [Ar] se denomina núcleo de argón y representa $[Ne]\ 3s^2\ 3p^6$. Kr] se denomina núcleo de kriptón y representa $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$. [Xe] se denomina núcleo de xenón y representa $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$. [Rn] se denomina núcleo de radón y representa [Xe] $6s^24f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^6$.

7. Evolución histórica de la clasificación de los elementos.

El concepto de *elemento* tal y como actualmente lo conocemos fue definido por Robert Boyle en el s. XVI como una sustancia básica que puede combinarse con otros elementos para formar compuestos y que, por el contrario, no puede descomponerse en una sustancia más simple, una vez aislada de un compuesto.

A principios del siglo XIX la cantidad de elementos conocidos era lo suficientemente grande como para establecer una clasificación de los mismos que explicasen sus propiedades físicas y químicas.

La primera división de los elementos atendiendo a su aspecto y propiedades físicas fue en *metales* y *no metales*, llamados antiguamente metaloides.

Lavoisier agrupa a las sustancias elementales en *elementos no metálicos* formadores de ácidos y *elementos metálicos* formadores de sales, etc. Dumas estableció varias familias naturales de elementos con propiedades químicas claramente semejantes como: *los halógenos* (cloro, bromo y iodo), *los anfígenos* (azufre, selenio y telurio), *los alcalinos* (litio, sodio, potasio), etc. Estas divisiones de los elementos tenían un carácter limitado y excluyente y en algunos casos eran completamente artificiosas.

La primera clasificación se realizó en 1829 por Johan Döbereiner. Se basaba en la existencia de grupos de tres elementos, triadas, que presentan analogías en sus propiedades físicas y químicas. En estas triadas, la masa atómica del elemento intermedio es aproximadamente igual a la media de las masas atómicas de los otros dos elementos.

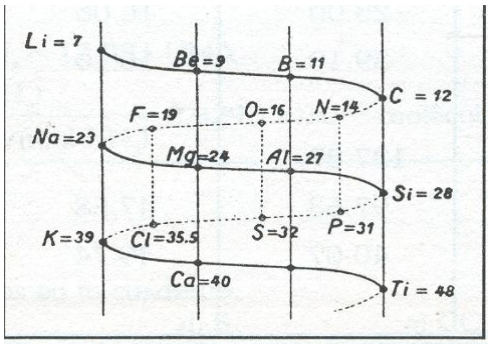
Tabla 4. Triadas de Döbereiner.

Elementos	Masas atómicas	Masa aritmética	Propiedades
S, Se, Te	32, 79, 128	80	No metales
Ca, Sr, Ba	40, 88, 137	88,5	Metales reactivos
Cl, Br, I	35, 80, 127	81	No metales

A pesar de esto, otros químicos demostraron que en realidad los elementos debían agruparse en series de más de tres elementos análogos, así, a la triada del Cloro, Bromo y Iodo, hubo que agregarle el Flúor de igual manera que hubo que agregar el Magnesio a la triada inicialmente formada por el Calcio, Estroncio y Bario.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

El siguiente intento de clasificación lo realizó Alexandre-Emilie Béguyer de Chancourtois en 1862. Ordenó los elementos según sus masas atómicas y los dispuso sobre una hélice de 45º de pendiente, desarrollada sobre un cilindro (el "*tornillo telúrico*"). De esta manera, los elementos que diferían entre sí en masa atómica en aproximadamente 16 unidades o múltiplos de 16 caen más o menos en la misma línea vertical y sorprendentemente, estos elementos tenían propiedades similares.



Tornillo telúrico de Chancourtois.

El tornillo telúrico de Chancourtois no fue aceptado pues pareció muy complicado y recibió muy poca atención.

En 1864, el químico inglés John Newlands observó que cuando los elementos se ordenaban según sus masas atómicas, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes. Newlands se refirió a esta peculiar relación como la *ley de las octavas.* Sin embargo, tal "ley" resultó inadecuada para elementos de mayor masa que el calcio, por lo cual el trabajo de Newlands fue rechazado por la comunidad científica.

Tabla 5. Ley de las octavas de Newlands.

1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

La tercera octava comienza con el Potasio, análogo al Litio y Sodio, al que sigue el Calcio, parecido al Berilio y Magnesio, pero más allá de estos dos elementos, la ley de Las octavas de Newlands ya no puede aplicarse. Como a partir del Ca dejaba de cumplirse la regla, esta ordenación no fue apreciada por la comunidad científica.

La siguiente etapa en la historia de la clasificación periódica de los elementos químicos tuvo lugar en 1869, desarrollada independientemente por el alemán Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeleiev. Elaboraron una tabla periódica basada en la siguiente ley de periódica:

"Cuando los elementos se organizan en orden creciente de sus masas atómicas, algunas propiedades se repiten periódicamente".

Juan Pedro Quintanilla Lozano

La tabla periódica de Meyer se organizaba en orden creciente de volúmenes atómicos (El volumen atómico o volumen molar es el volumen que ocupa un mol de átomos de un determinado elemento químico, y se halla dividiendo la masa molar del elemento químico entre la densidad de su forma sólida).

Meyer presento sus propiedades como representación del volumen atómico frente a la masa atómica. Ahora se suelen representar estos resultados como puede verse en la figura que muestra el volumen molar frente al número atómico. Observe cómo los valores de los volúmenes atómicos se repiten periódicamente para los metales alcalinos Li, Na, K, Rb y Cs. Meyer examinó otras propiedades físicas de los elementos y sus compuestos tales como la dureza, comprensibilidad y punto de fusión y encontró que muchas de ellas también adoptan valores que se repiten periódicamente.

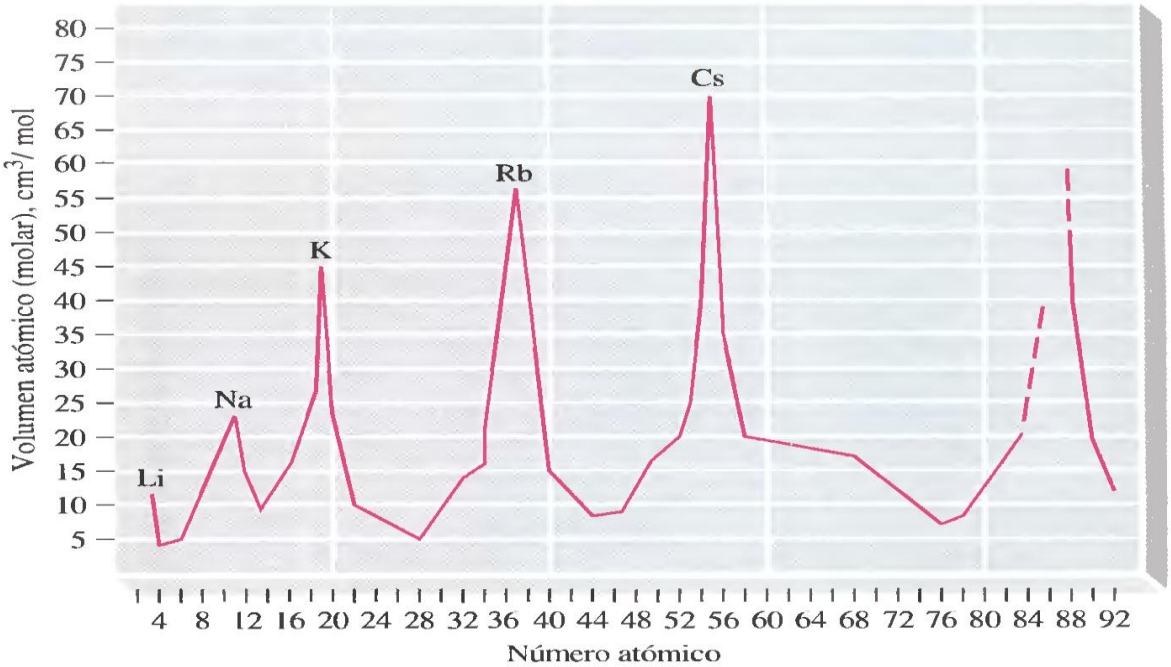


Ilustración de la ley periódica. Variación del volumen atómico con el número atómico.

La tabla periódica de Mendeleiev se organizaba en orden creciente de masas atómicas. El trabajo de Mendeleiev atrajo más atención que el de Meyer por dos motivos: dejó espacios en blanco para elementos todavía por descubrir que corresponderían a las masas atómicas 44, 68, 72 y 100, masas de los elementos que ahora conocemos como Sc, Ga, Ge y Tc; y, corrigió los valores de algunas masas atómicas como los del In y el U.

Mendeleiev planteó la existencia de un elemento desconocido que llamó eka-aluminio y predijo algunas de sus propiedades. (*Eka* es una palabra en sánscrito que significa "primero"; así, el eka-aluminio sería el primer elemento bajo el aluminio en el mismo grupo.) Cuando el galio se descubrió, cuatro años más tarde, notó que sus propiedades coincidían significativamente con las propiedades que pronosticó para el eka-aluminio.

Tabla 6. Predicciones y valores experimentales de las propiedades del galio.

Propiedad	Eka-aluminio (Ea)	Galio (Ga)
Masa atómica	68 uma	69,9 uma
Punto de fusión	Bajo	29,78 ºC
Densidad	5,9 g/cm^3	5,94 g/cm^3
Fórmula del óxido	Ea_2O_3	Ga_2O_3

La tabla periódica de Mendeleiev incluyó los 63 elementos que se conocían hasta entonces.

Row	Group I — R_2O	Group II — RO	Group III — R_2O_3	Group IV RH_4 RO_2	Group V RH_3 R_2O_5	Group VI RH_2 RO_3	Group VII RH R_2O_7	Group VIII — RO_4
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 = 59, Ni = 59, Cu = 63
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, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	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, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

Tabla periódica de Mendeleiev. Dispuso los elementos de sus tabla periódica en ocho grupos y doce filas. Las fórmulas aparecen como Mendeleiev las escribió. R^2O, RO,…, son fórmulas de óxidos (como Li_2O, MgO,…); RH^4, RH^3,…, fórmulas de hidruros (como CH_4, NH_3)

A pesar de que esta tabla periódica tuvo gran éxito, sus primeras versiones mostraron algunas incongruencias:

- No previó el grupo de elementos formado por los gases nobles y no dejó espacios en blanco para ellos.
- No situaba los lantánidos y actínidos.
- Existían grupos de elemento que, si se situaban en orden creciente de sus masas atómicas, no cumplían la condición de que los elementos con propiedades similares se encontraban en un mismo grupo. Mendeleiev había acertado en el orden asignado, pero no en la razón de este orden. Por ejemplo, la masa atómica del argón (39.95 uma) es mayor que la del potasio (39.10 uma). Si los elementos se hubieran ordenado sólo de acuerdo con su masa atómica creciente, el argón debería aparecer en la posición que ocupa el potasio en la tabla periódica actual. Pero ningún químico colocaría al argón, un gas inerte, en el mismo grupo que el litio y el sodio, dos metales muy reactivos. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada. Resultó que dicha propiedad se relaciona con el número atómico.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

En 1913, un joven físico inglés, Henry Moseley, descubrió una correlación entre lo que él llamó *número atómico* y la frecuencia de los rayos X que se generaban al bombardear un elemento con electrones de alta energía. Moseley observó que la frecuencia de los rayos X emitidos por los elementos se podía correlacionar con la ecuación:

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b)$$

donde v es la frecuencia de los rayos X emitidos y *a* y *b* son constantes para todos los elementos. Así, a partir de la raíz cuadrada de la frecuencia medida de los rayos X emitidos, es posible determinar el número atómico de un elemento.

Con muy pocas excepciones, Moseley encontró que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica. Por ejemplo, el calcio es el vigésimo elemento en orden de masa atómica creciente y tiene un número atómico de 20. Entonces, ahora cobraban sentido las discrepancias que habían encontrado anteriormente los científicos. El número atómico del argón es 18 y el del potasio es 19, por lo que el potasio debe colocarse después del argón en la tabla periódica.

8. La Tabla Periódica actual.

La tabla periódica actual, conocida como tabla periódica larga o de Werner y Paneth, es la ordenación de los elementos químicos actualmente conocidos según su número atómico creciente de tal manera que los elementos con propiedades físicas y químicas análogas se colocan en las mismas columnas. Los elementos están ordenados en 7 filas horizontales, llamadas periodos, y en 18 columnas verticales, conocidas como grupos.

Periodos

Las siete filas horizontales se denominan periodos. En ellos los 118 elementos conocidos hasta el momento se sitúan en orden creciente de sus números atómicos y, las propiedades varían de forma periódica.

Los elementos de un mismo periodo de la Tabla Periódica, tienen en común el mismo número de niveles energéticos. El número de cada periodo coincide con el valor del número cuántico principal (n).

El primer periodo posee 2 elementos, H y He. El segundo y el tercer periodo están formados por 8 elementos cada uno. El cuarto y el quinto cuentan con 18 elementos cada uno. El sexto periodo lo integran 32 elementos, ya que la tercera casilla contiene 15 elementos, los lantánidos. El séptimo periodo está incompleto porque los elementos 113, 115, 117 y 118 tienen nombres sistemáticos temporales de la IUPAC. Al igual que el sexto periodo, la tercera casilla contiene 15 elementos, los actínidos.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

Grupos

La Tabla Periódica está formada por 18 columnas o grupos. Los elementos de un mismo grupo tienen idéntica configuración electrónica, y como consecuencia, similares propiedades químicas. La IUPAC recomienda que a los grupos se les asigne la numeración del 1 al 18. Los elementos se distribuyen en tres categorías:

- Elementos representativos: son los elementos incluidos en los grupos 1, 2 y del 13 al 18. Se caracterizan porque los electrones externos van llenado los orbitales *s* y *p*. Poseen las siguientes configuraciones electrónicas externas:

  Grupo 1 (I A): metales alcalinos: ns^1
  Grupo 2 (II A): metales alcalinotérreos: ns^2
  Grupo 13 (III A): térreos: $ns^2\ np^1$
  Grupo 14 (IV A): carbonoideos: $ns^2\ np^2$
  Grupo 15 (V A): nitrogenoideos: $ns^2\ np^3$
  Grupo 16 (VI A): calcógenos o anfígenos: $ns^2\ np^4$
  Grupo 17 (VII A): halógenos: $ns^2\ np^5$
  Grupo 18 (VIII A): gases nobles: $ns^2\ np^6$, excepto el He que es $1s^2$

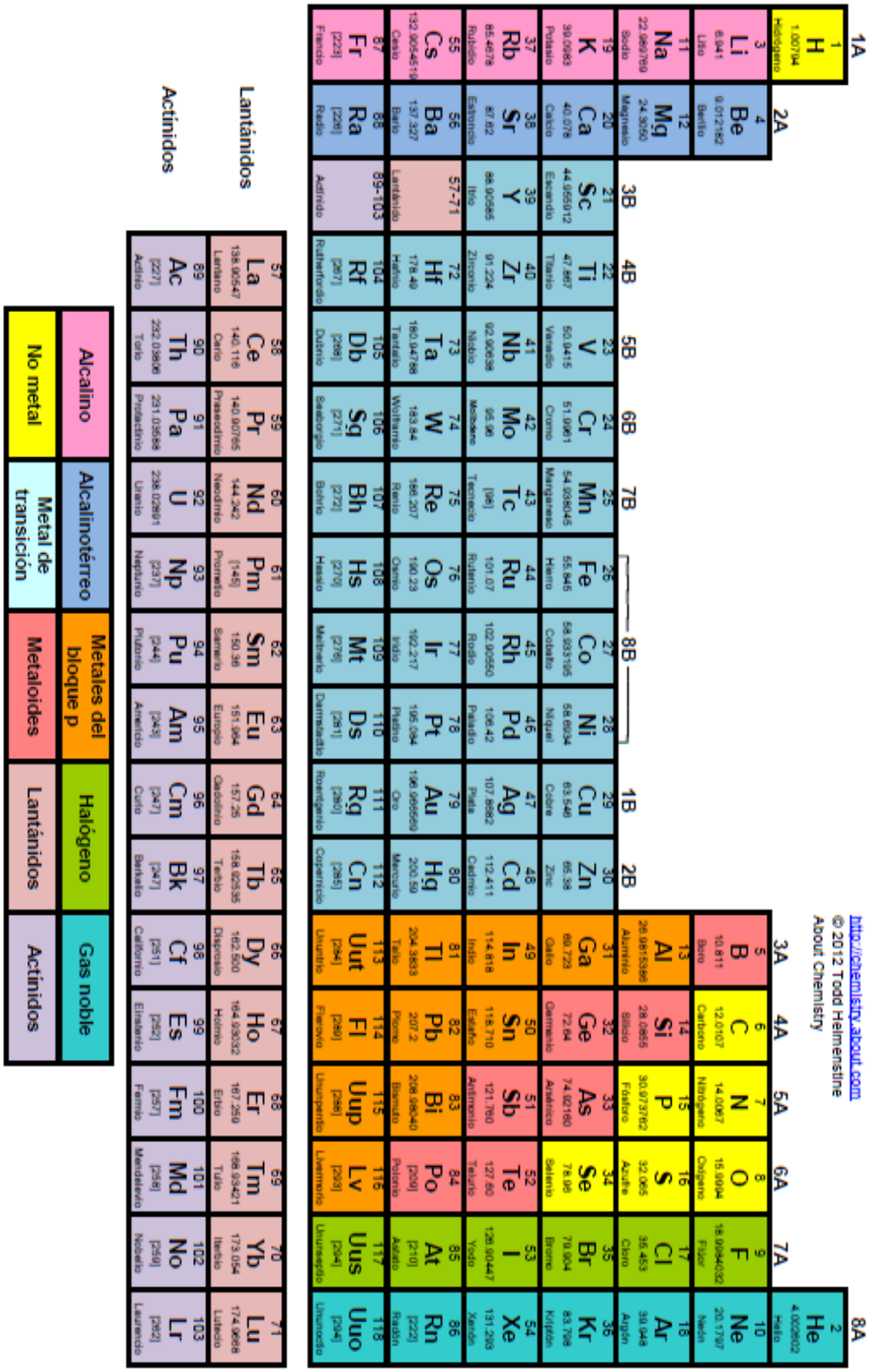
- Elementos de transición: están situados en la parte central de la Tabla Periódica, desde los grupos 3 al 12. Se caracterizan porque los electrones externos ocupan los orbitales d correspondientes al nivel (n – 1).

  Las configuraciones electrónicas externas varían desde $(n-1)d^1\ ns^2$, para los elementos del grupo 3, hasta $(n-1)d^{10}\ ns^2$, para los elementos del grupo 12, donde n toma valores 4 para los elementos de la primera serie de transición, 5 para la segunda, 6 para la tercera y 7 para la cuarta.

- Elementos de transición interna o tierras raras: forman dos series de 14 elementos cada una, situados fuera de la Tabla Periódica por razones de espacio, y se caracterizan porque sus electrones externos ocupan orbitales f del nivel (n – 2).

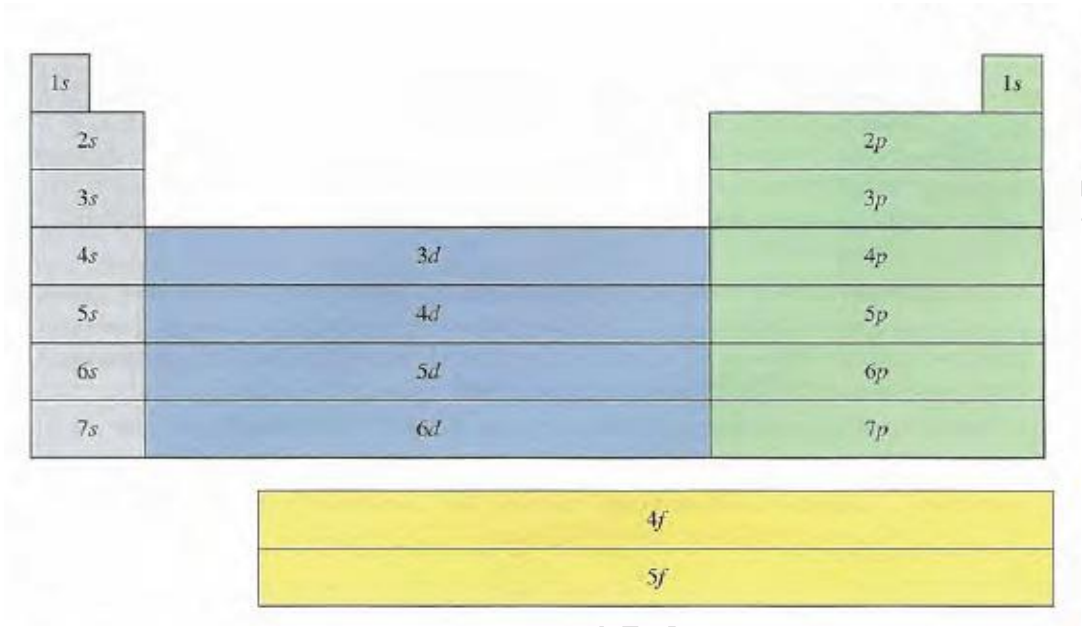
  La configuración electrónica externa de estos elementos, aunque con muchas excepciones, se puede escribir de forma general $(n-2)f^{1-14}\ (n-1)d^1\ ns^2$, donde n toma valores de 6 para los lantánidos y 7 para los actínidos.

Juan Pedro Quintanilla Lozano



La tabla periódica moderna. Los elementos están organizados de acuerdo con los números atómicos, que aparecen sobre sus símbolos. Con excepción del hidrógeno (H), los no metales aparecen en la extrema derecha de la tabla. Las dos filas de metales que se localizan por debajo de la tabla principal se ubican convencionalmente aparte para evitar que la tabla sea demasiado grande. En realidad, el cerio (Ce) debería seguir al lantano (La), y el torio (Th) debería ir justo después del actinia (Ac), La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado la designación de los grupos 1-18 pero su uso aún no es frecuente. En este texto utilizamos la notación estadounidense para los números de los grupos (1A-8A y 1B-8B).

A la vista de todo lo expuesto, se puede dividir la Tabla Periódica en cuatro bloques: s, p, d y f, constituidos cada uno de ellos por los elementos cuyos electrones diferenciadores se sitúan en los orbitales s, p, d y f, respectivamente. Los bloques s y p corresponden a los elementos representativos, el d a los elementos de transición y el f a los elementos de transición interna.

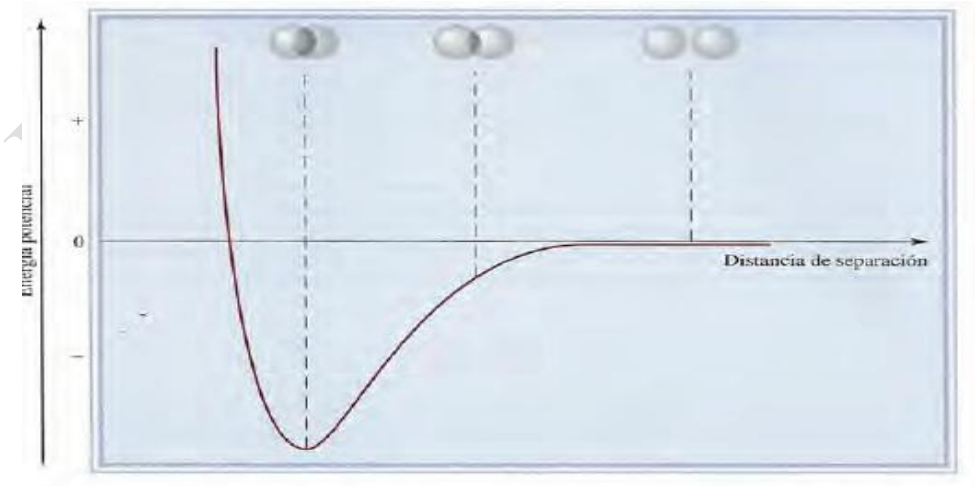


Clasificación de los grupos de elementos en la tabla periódica de acuerdo con el tipo de subnivel externo que los electrones están llenando.

9. El enlace químico.

La gran variedad de propiedades que presentan las sustancias químicas puras se debe no sólo a que están constituidas por distintos elementos, sino también a la forma en que éstos se unen, o mejor, al tipo de fuerzas que los mantienen unidos.

Los *enlaces químicos* son las fuerzas atractivas que mantienen unidos a los átomos. Ello es debido a que al aproximarse los átomos hasta distancias suficientemente pequeñas se producen interacciones entre ellos que originan dichas fuerzas atractivas, de forma que la energía del sistema es menor que la energía de los átomos separados. Cuando mayor es la energía liberada en la formación del enlace, mayor estabilidad tiene éste.



Energía de interacción entre dos átomos de hidrógeno

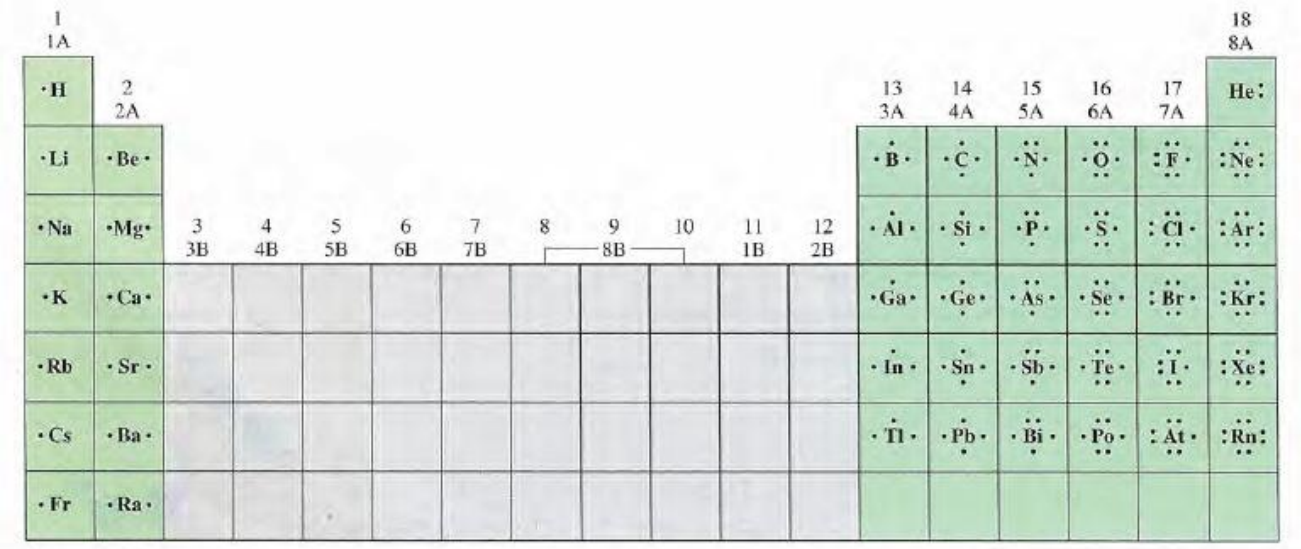
Los átomos se unen para formar agrupaciones de mayor estabilidad y menor energía que la que tenían los átomos por separado.

Gilbert Lewis en 1916, con su regla del octeto dio una buena explicación al por qué se mantienen unidos los átomos.

9.1. Símbolos de Lewis y regla del octeto.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando se estudian los enlaces químicos se consideran sobre todo los electrones de valencia. Para reconocer los electrones de valencia y asegurarse de que el número total de electrones no cambia en una reacción química, los químicos utilizan el sistema de puntos desarrollado por Lewis. Un *símbolo de Lewis* consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia de un átomo del elemento. Por ejemplo, para el cloro cuya configuración es [Ne] $3s^2\ 3p^5$, y tiene 7 electrones de valencia, su símbolo será:

La figura indica los símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles.



Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos no apareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

La explicación propuesta por Gilbert Lewis sobre el enlace químico es que los átomos se combinan, ganando o perdiendo electrones, para alcanzar una configuración electrónica más estable. Se trata de la configuración electrónica de un gas noble con 8 electrones en la capa de valencia que constituyen un octeto, excepto el helio que tiene dos. Esto se conoce como la *regla del octeto*.

Una estructura de Lewis es una combinación de símbolos de Lewis que representa la transferencia o compartición de electrones en un enlace químico.

9.2. Tipos de enlace químicos.

Existen tres tipos de enlaces entre átomos: iónico, covalente y metálico.

9.2.1. Enlace iónico.

Un *enlace iónico* se forma entre un metal y un no metal, de forma que hay una transferencia de electrones del metal al no metal dando lugar a iones positivos y negativos, respectivamente, que se atraen por fuerzas de atracción electrostática.

Por ejemplo, la reacción entre sodio y cloro produce cloruro de sodio. La configuración electrónica del sodio es $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ y la del cloro es $ls^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Cuando estos átomos entran en contacto, el electrón de valencia $3s^1$ del sodio se transfiere al átomo de cloro. Esta trasferencia electrónica puede representarse de la siguiente forma:

$$Na([Ne]3s^1) + Cl[Ne]3s^2 3p^5 \rightarrow Na^+([Ne]) + Cl^-([Ne]3s^2 3p^6 = [Ar])$$

Si se representa mediante símbolos de Lewis:

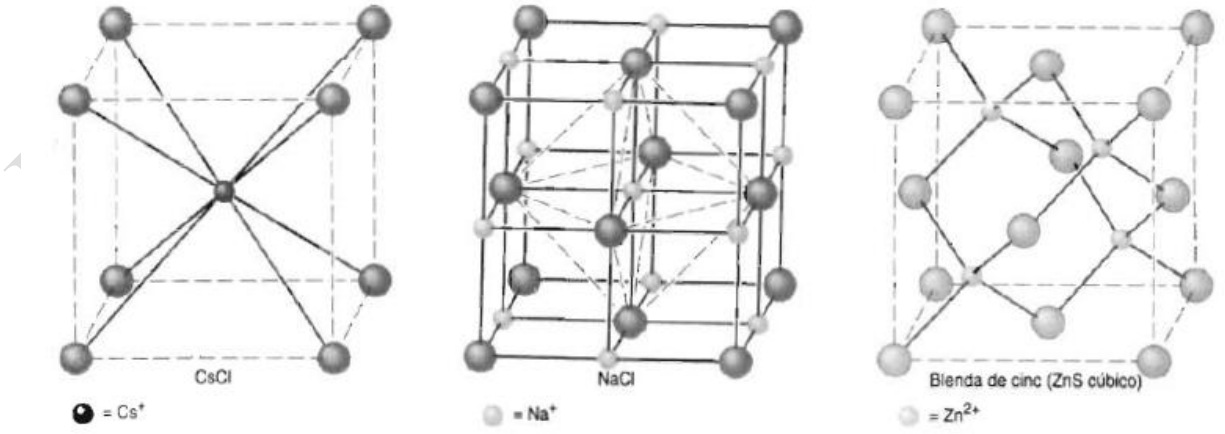
Símbolos de Lewis Estructura de Lewis

Como consecuencia se han formado dos iones Na^+ Cl^-, cada uno con la configuración de gas noble, de signo contrario, que se atraen por fuerzas de atracción electrostáticas, dando lugar al enlace iónico, y formando el compuesto iónico NaCl.

En los compuestos iónicos no se forma un único enlace entre un ión negativo (anión) y un ión positivo (catión), sino que se forma una red cristalina o cristal iónico. En ellas, cada ión atrae a los iones próximos de signo contrario, de tal forma que cada anión está rodeado por un número determinado de cationes y cada catión está a su vez rodeado por un número determinado de aniones.

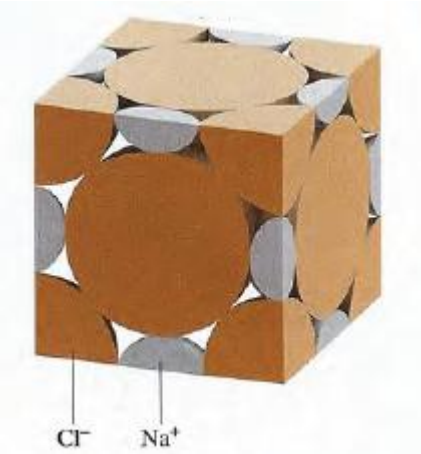
Se llama *número o índice de coordinación* al número de iones de un signo que rodean a un ión de signo contrario. Así, en el NaCl es 6, en el CsCl es 8 y en el ZnS es 4.

La figura muestra las estructuras cristalinas de tres compuestos iónicos: NaCl, CsCl y ZnS.



Estructuras cristalinas del CsCl red centrada en el cuerpo), NaCl e(red cúbica centrada en las caras) y ZnS (red tetraédrica). En cada caso en catión es la esfera más pequeña.

En realidad, las esferas representan átomos, moléculas o iones que están en contacto entre sí.



Porciones de iones Na+ y CI- en una celda unitaria cúbica centrada en las caras.

9.2.1.1. Propiedades de los compuestos iónicos.

- Son *sólidos*, ya que los iones están unidos por fuerzas electrostáticas intensivas.
- Tienen *puntos de fusión y de ebullición elevados*, porque se necesitan altas temperaturas para conseguir romper las fuerzas electrostáticas entre los iones.
- Poseen *elevada dureza*, que es la resistencia que ofrecen a ser rayados. Son duros, debido a la gran resistencia que oponen a ser rayados, puesto hay que romper un cierto número de enlaces que son fuertes, ya que son de tipo electrostático.
- Son *frágiles*. La fragilidad es la resistencia que ofrece un cuerpo a romperse por efecto de un golpe. Son frágiles debido a que, al golpearlos, se desplazan los iones de signo positivo respecto de los de signo negativo y las fuerzas atractivas se convierten en repulsivas. Suelen romperse por planos.
- *Son solubles en disolventes polares* como el agua, amoníaco… Es debido a que los iones de la superficie del cristal están en contacto con las moléculas del disolvente polar y se ejerce una fuerte interacción entre ellas, debilitando las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones de la red cristalina, produciéndose así la separación del sólido en sus iones, que se quedan rodeados de las moléculas del disolvente, proceso conocido como solvatación.
- Los *cristales iónicos fundidos o disueltos* son *conductores de la electricidad* debido a la gran movilidad que presentan sus iones al romperse la estructura cristalina. En estado sólido, los compuestos iónicos no conducen la electricidad porque sus iones carecen de movilidad ya que están fijos en las redes cristalinas.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

9.2.2. Enlace covalente.

Un *enlace covalente* se forma entre no metales, o no metales y el hidrógeno por compartición de pares de electrones entre ellos, de manera que se minimiza la fuerza de repulsión entre los núcleos, alcanzándose la mínima energía y por tanto, la máxima estabilidad.

9.2.2.1. Teoría de Lewis.

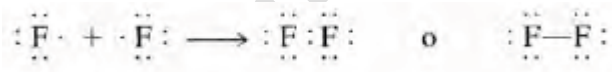
Según Lewis un enlace covalente es un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos. Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes.

Lewis describió la formación de un enlace químico en el hidrógeno como:

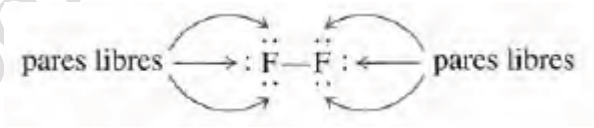
$$H\cdot + \cdot H \rightarrow H{:}H$$

Cada átomo de hidrógeno comparte un electrón al par de electrones y logra la configuración de gas noble del He. Para simplificar, el par de electrones compartidos se representa a menudo como una sola línea. Así, el enlace covalente de la molécula de hidrógeno se escribe como H−H.

En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos sólo participan los electrones de valencia. Considere por ejemplo la molécula de flúor, F_2. La configuración electrónica del F es $ls^2\ 2s^2\ 2p^5$. Los electrones ls son de baja energía y pasan la mayor parte del tiempo cerca del núcleo, por lo que no participan en la formación del enlace. En consecuencia, cada átomo de F tiene siete electrones de valencia (los electrones 2s y 2p). La formación de la molécula de F_2 se representa como sigue:



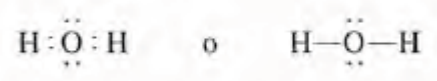
Los demás, electrones no enlazantes, se llaman *pares libres*, es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de F en la molécula de F_2 tiene tres pares libres de electrones:



Con frecuencia, los pares de electrones libres se representan con guiones. Así:

$$\overline{|F} - \overline{F|}$$

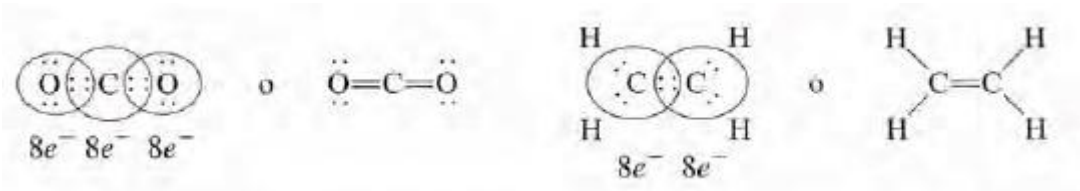
Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. En un enlace sencillo, dos átomos se unen por medio de un par de electrones. Estos enlaces se encuentran en moléculas como hidrógeno (H_2), flúor (F_2) y agua (H_2O):



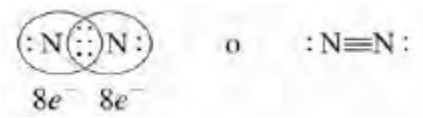
En muchos compuestos se forman enlaces múltiples, es decir, cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se

Juan Pedro Quintanilla Lozano

denomina enlace doble. Estos enlaces se encuentran en moléculas como dióxido de carbono (CO_2) y etileno (C_2H_4):



Un enlace triple surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (N_2):



9.2.2.2. Propiedades de los compuestos covalentes.

Hay dos tipos de sustancias covalentes, que tienen estructuras y propiedades diferentes: *sustancias moleculares* y *sólidos atómicos o con redes covalentes*.

a) Sustancias moleculares.

Estas sustancias están formadas por moléculas. Presentan las siguientes propiedades:

- A *temperatura ambiente* la mayoría son *gaseosas* (O_2, N_2, H_2, F_2, SO_2, etc), también son *líquidas* (Br_2, H_2O, CH_3CH_2OH) e incluso *sólidas* (I_2, naftaleno, etc).
- En *estado sólido* son *blandas*.
- *Son malos conductores de la electricidad y del calor*.
- Las *sustancias polares* como HF o CH_3COOH son *solubles en disolvente polares* como el H_2O y el CH_3CH_2OH. Las *sustancias no polares* como el I_2 son *solubles en disolvente no polares* como el C_6H_6 y el CCl_4

b) Sólidos atómicos o con redes covalentes.

Estos sólidos están formados por un número ilimitado de átomos unidos por enlaces covalentes fuertes, formando redes cristalinas covalentes, como el dióxido de silicio (cuarzo), el diamante y el grafito. Presentan las siguientes propiedades:

- Son *sólidos* a temperatura ambiente., pues para fundirlos es necesario romper enlaces covalentes muy fuertes entre los átomos. Por ejemplo, el SiO_2 funde a 1610 ºC y el diamante a 3550 ºC.
- *Puntos de fusión y de ebullición muy altos*, pues se necesita mucha energía para romper sus redes cristalinas
- Son *duros*.

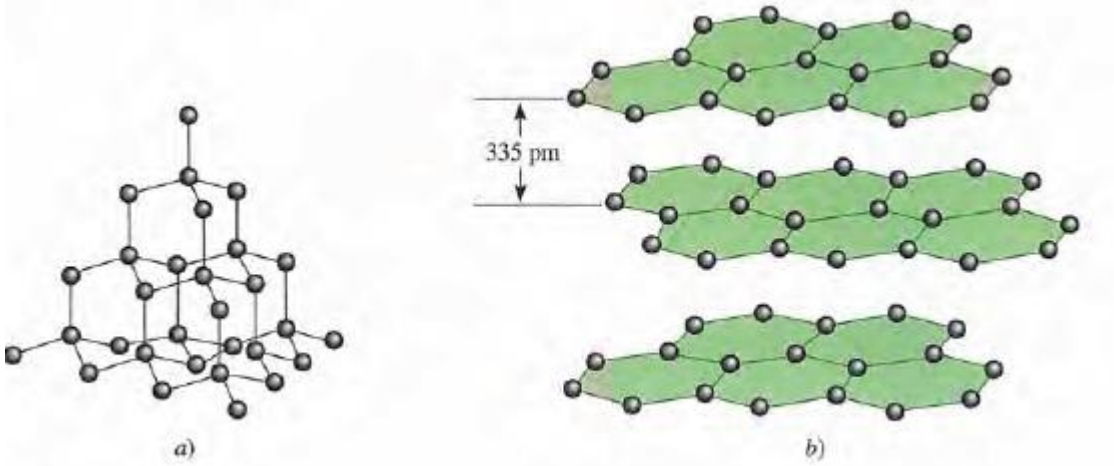
Juan Pedro Quintanilla Lozano

- *Insolubles en todo tipo de disolventes*, pues los disolventes son incapaces de destruir sus redes cristalinas.
- *Malos conductores.*

El diamante y el grafito son dos variedades alotrópicas del carbono. En la siguiente tabla se indican la diferencia de propiedades entre el grafito y el diamante.

Tabla 7. Propiedades del diamante y del grafito.

Diamante	**Grafito**
P.F. > 3500 ºC	P.F. < 3500 ºC
Duro	Blando
No conductor	Conductor
Transparente	Negro (brillo metálico)
Densidad 3,51	Densidad 2,25



a) Estructura del diamante. Cada carbono está enlazado de manera tetraédrica a otros cuatro átomos de carbono. *b)* Estructura del grafito. La distancia entre las capas sucesivas es de 335 pm.

9.2.3. Enlace metálico.

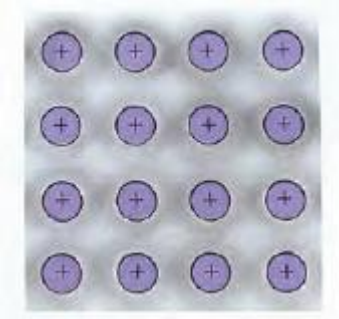
El enlace metálico se forma por la unión de átomos de un mismo metal.

Según el modelo de nube electrónica se caracteriza por:

- Los átomos del metal ceden sus electrones de valencia convirtiéndose en iones positivos. Estos se reordenan geométricamente en una red cristalina cuyas características dependen del metal.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

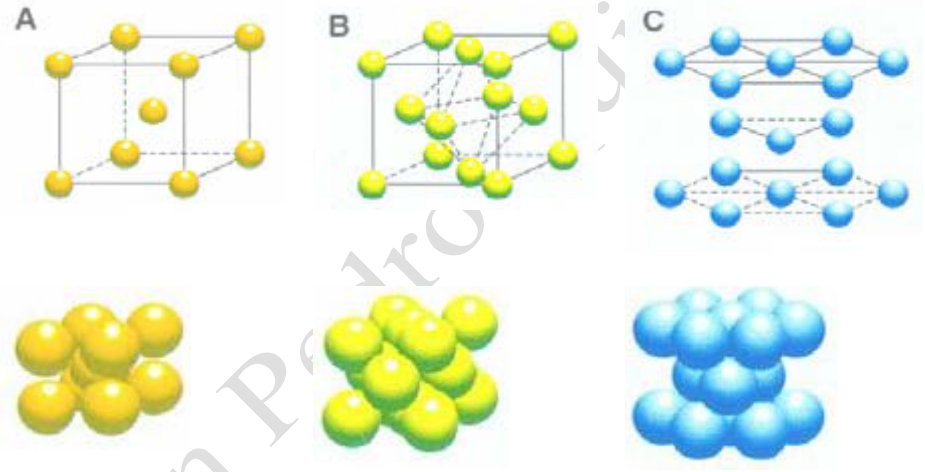
- Los electrones de valencia forman una nube electrónica alrededor de los iones positivos y pueden desplazarse en el interior del metal.
- La interacción entre iones positivos y la nube electrónica estabiliza el cristal. En general, el enlace es tanto más fuerte cuanto mayor es el número de electrones de valencia del metal.



Corte transversal de un cristal metálico. Cada carga positiva representa al núcleo y a los electrones internos de un átomo metálico. El área gris que rodea a los iones metálicos positivos indica el mar móvil de electrones.

Las densidades de los metales son elevadas, por lo tanto, sus átomos han de estar cercanos unos a otros, formando redes muy compactas. Estas estructuras metálicas pueden ser de tres tipos:

- ✓ Red cúbica centrada en el cuerpo (V, Ba…)
- ✓ Red cúbica centrada en las caras o cúbica compacta (Cu, Ag, Au…)
- ✓ Red hexagonal compacta (Mg, Zn, Cd…)



Redes de los metales: a) cúbica entrada en el cuerpo, b) cúbica compacta, c) hexagonal compacta.

9.2.3.1. Propiedades de los metales.

- Son buenos conductores de la electricidad y del calor debido a la movilidad de los electrones.
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio que es líquido.
- Tienen puntos de fusión y ebullición altos, debido a que el enlace es muy fuerte.
- Poseen densidades elevadas por tener una estructura compacta.
- Tienen brillo metálico, que se explica por el hecho de que los electrones al estar libre, pueden absorber y emitir luz en todas las direcciones.

Juan Pedro Quintanilla Lozano

- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor (efecto termoiónico) o en forma de luz (efecto fotoeléctrico).
- Son insolubles en agua.
- Son dúctiles (pueden formar hilos) y maleables (pueden obtenerse de ellos láminas muy delgadas). Esto es debido a que toda deformación en un metal implica un deslizamiento de los cationes del cristal, sin que la red sufra apenas, gracias a la movilidad de los electrones de valencia.

Actividades

1. Completa la siguiente tabla:

Símbolo		Mn	Ca	
Nombre	Carbono			Bromo
N.º atómico		25		35
N.º másico		55		80
N.º de protones	6			
N.º de neutrones	6		20	
N.º de electrones			20	

2. Completa la siguiente tabla:

Especie atómica		Plata		Ion fluoruro
Símbolo	Mg^{2+}		Cu^{+}	
Z	12		29	
A	24			
N.º de protones		47		
N.º de neutrones		60	34	9
N.º de electrones				10

3. Observa la siguiente tabla y responde a las cuestiones:

Especie atómica	1	2	3
Z	9	35	11
A	18	72	23
N.º de electrones	10	35	10

a) ¿Cuál de las especies atómicas es un átomo neutro?
b) ¿Cuál es un catión?
c) ¿Cuál es un anión?

4. La plata se presenta en la naturaleza con dos isótopos estables: $^{107}_{47}Ag$ (51,82 %) y $^{109}_{47}Ag$ (48,18 %). ¿Cuál será entonces la masa atómica de la plata?

5. El boro se presenta en la naturaleza en forma de dos isótopos: uno de masa atómica 10 y otro de masa atómica 11. Si la masa atómica del boro es 10,8, determina la proporción en que se encuentran ambos isótopos.

6. Escribe la configuración electrónica del bromo (Z = 35) y del plomo (Z = 82)

7. Indica cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de los siguientes elementos para alcanzar la configuración del gas noble más próximo.

Símbolo	Elemento	N.º de electrones en su nivel de valencia	Electrones que gana	Electrones que pierde	Carga del ion
Rb					
Se					
Ga					
Be					
Sn					
Kr					
I					

8. Escribe la configuración electrónica de los siguientes átomos. Explica la carga que tendrán sus iones.

Elemento	Configuración electrónica	Carga del ion
Mg		
S		
Al		
Br		
K		

9. Completa la tabla de iones y escribe su configuración electrónica:

Átomo	Número de protones	Número de electrones	Configuración electrónica
$^{23}_{11}Na^{1+}$			
$^{14}_{7}N^{3-}$			
$^{40}_{20}Ca^{2+}$			
$^{32}_{16}S^{2-}$			

10. Analiza el tipo de enlace que se da entre los átomos en las siguientes sustancias: $BaCl_2$, SO, Mg, HF, NaF, NF_3, H_2O_2.

11. Completa en tu cuaderno las columnas que relacionan las sustancias con el tipo de enlace:

Sustancia	Tipo de enlace	Átomo/molécula/cristal
Nitrógeno: N_2		
Cobre: Cu		
Cloruro de magnesio: $MgCl_2$		
Neón: Ne		
Litio: Li		
Óxido de magnesio: MgO		
Agua		

12. Escribe la representación de Lewis de las siguientes moléculas: a) H_2O_2 b) CH_4 c) CO_2 d) PCl_3 e) SCl_2 h) Cl_2