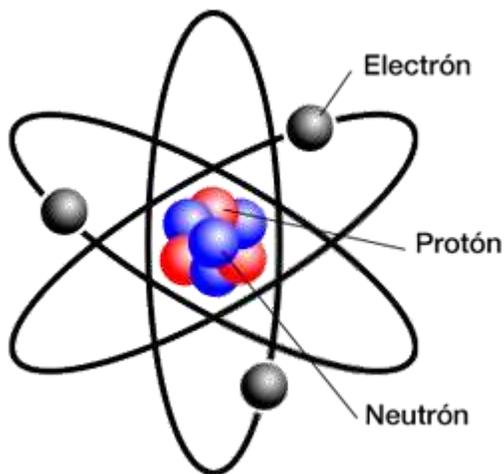


Aportaciones científicas que contribuyeron al establecimiento del modelo atómico actual.

Para llegar al modelo atómico que tenemos en la actualidad, se han utilizado **modelos científicos** que nos ayudan a comprender los fenómenos y nos dan una explicación de algo que no podemos ver a simple vista. Estos modelos son aproximaciones de lo que en realidad sucede, así entonces, desde que la ciencia y los químicos iniciaron el estudio de la composición y de las propiedades de la materia, han desarrollado la teoría atómica como un modelo científico para comprender la naturaleza del átomo.



El *átomo* está constituido por un núcleo que contiene protones y neutrones y una corteza o envoltura de electrones.

La *materia* está formada por átomos, y sus propiedades como: dureza, maleabilidad, color, entre otras, dependen del comportamiento de éstos. Pero te preguntarás ¿Cómo se puede afirmar lo anterior? Para llegar a esta conclusión

pasó mucho tiempo y se dio mediante aportaciones de diferentes científicos que lo investigaron.

El primer científico al que le debemos el concepto de átomo es a Demócrito, filósofo griego, quien afirmó que al dividir la materia se tendría que llegar a una última partícula sólida e indestructible, la cual ya no se podría dividir. A esta partícula la llamó átomo, que significa indivisible.

Posteriormente Aristóteles refutó la teoría de Demócrito y en su lugar apoyó la de Empédocles, que sostenía que la materia estaba constituida por cuatro elementos fundamentales tierra: aire, agua y fuego.

Teoría atómica de Dalton.

En 1803, el químico británico John Dalton retomó el concepto de átomo, y con experimentos demostró la relación que tiene la masa en todas las sustancias. Se le considera el padre de la teoría atómica moderna. John Dalton, descubrió en 1792,

que no era capaz de distinguir colores, este problema es conocido actualmente como Daltonismo.

El modelo atómico de Dalton puede resumirse así:



1. Los elementos están formados por partículas diminutas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos y poseen las mismas propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos presentan propiedades diferentes.
4. Los compuestos químicos se forman al unirse

dos o más átomos de diferentes elementos en proporciones fijas.

5. Los átomos se combinan para formar compuestos en proporciones definidas, uno a uno, dos a dos, etcétera.

6. Los átomos de dos elementos se pueden combinar en proporciones diferentes para formar compuestos diferentes.



Modelo atómico de Thompson

En 1897, el científico británico Joseph J. Thomson realizó experimentos con rayos catódicos y al someterlos a un campo magnético externo pudo observar que se desviaban de su trayectoria. Descubrió una nueva partícula, mil veces más ligera que el hidrógeno, que posteriormente sería conocida como electrón. Estos experimentos llevaron a Thomson a inventar el primer espectrómetro de masas.

Postulados de Thompson

1. El átomo es una esfera de electricidad positiva en la que se encuentran inmersos los electrones.
2. A las partículas eléctricamente negativas, presentes en la materia, las llamó electrones.
3. Aún concebía al átomo como una partícula compacta e indivisible

El átomo de Rutherford

En 1911, el físico neozelandés, junto con su equipo de trabajo realizó diferentes experimentos en los que utilizaron rayos provenientes de una fuente radiactiva para determinar la estructura atómica.

Aportaciones de Rutherford al modelo atómico

1. El experimento de Rutherford estableció que el protón es un componente del núcleo.
2. El átomo está formado por un pequeño núcleo con carga positiva y alrededor de él se encuentran los electrones describiendo diferentes trayectorias.
3. Toda la carga positiva y también casi toda la masa se concentra en el *núcleo atómico*.
4. A las partículas positivas las llamó *protones* y dedujo que los átomos, al ser eléctricamente neutros, tienen la misma cantidad de protones que de electrones.

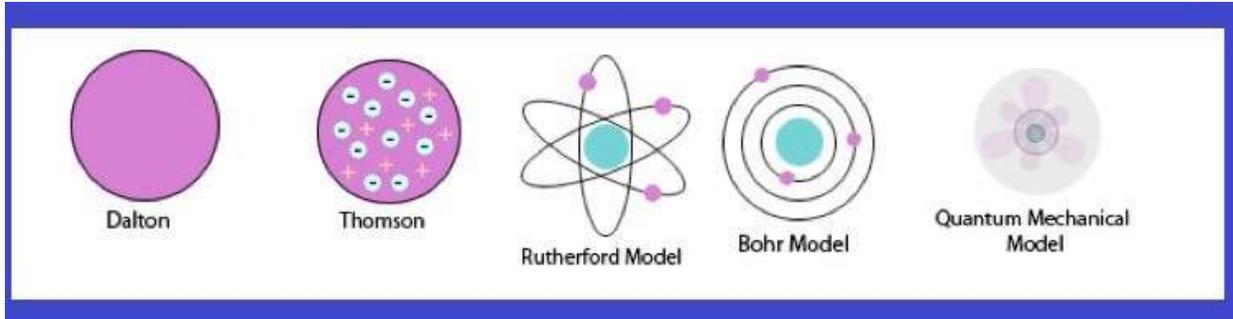


Modelo atómico de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Borh desarrolló un modelo atómico abordando las consideraciones de la Física cuántica e incluyendo restricciones al modelo de Rutherford y su modelo planetario. Niels Borh, fue galardonado en 1922 con el Premio Nobel de Física "por su investigación acerca de la estructura de los átomos y la radiación que emana de ellos".

La hipótesis de Bohr establece los siguientes postulados:

1. El átomo tiene un núcleo central diminuto cargado positivamente.
2. Los electrones no pueden estar distribuidos al azar, sino que giran alrededor del núcleo ocupando niveles de energía específicos describiendo órbitas circulares.
3. Los electrones pueden alcanzar niveles de energía más altos por la absorción de cantidades fijas de energía.
4. A cada nivel de energía le asignó un número entero positivo al que denominó *número cuántico principal n*), el cual sólo podía contener un determinado número de electrones de acuerdo con la fórmula $2n^2$.



Partículas subatómicas

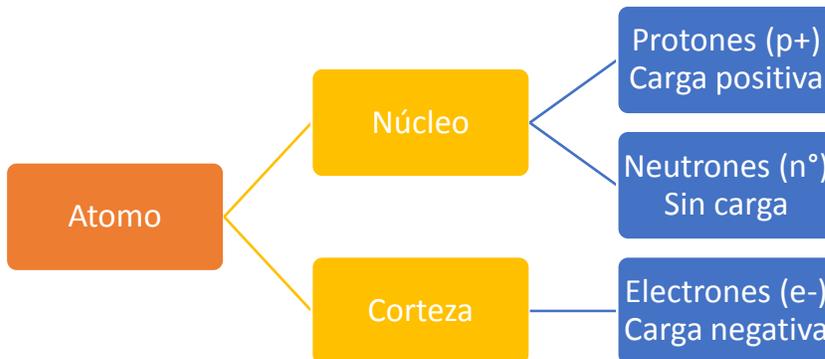
Desde mediados del siglo XIX varios científicos tuvieron grandes aportaciones al modelo atómico actual y al conocimiento de la estructura del átomo. El estudio de la conductividad eléctrica de los gases a bajas presiones dio la primera evidencia de que los átomos eran divisibles, a diferencia de lo que aportaron Demócrito y Dalton en sus postulados. Con esto se demuestra la existencia de *partículas subatómicas*

Una partícula subatómica es una partícula más pequeña que el átomo. Las tres partículas fundamentales son el electrón, el protón y el neutrón.

En el átomo se pueden distinguir dos zonas específicas, la corteza y el núcleo:

1. Los *electrones* son partículas de carga negativa y son los responsables de los enlaces que forman los átomos entre sí.
2. Los *protones* son partículas de carga positiva y el número de ellos que se encuentran en el núcleo.
3. Los *neutrones* son eléctricamente neutros y determinan casi la masa total del átomo.

El siguiente diagrama resume lo antes dicho:



Elementos Químicos.



Modelos atómicos y tabla periódica.

Son sustancias simples que no pueden descomponerse en otras más sencillas por procedimientos químicos. Se caracterizan por su **número atómico** y por su **número másico**. A cada **elemento** se le asigna un **nombre** y un **símbolo** para identificarlo. El nombre proviene principalmente de voces griegas y latinas. El símbolo consta de una o dos letras que coinciden con las iniciales del nombre en inglés, excepto para aquellos elementos conocidos desde la antigüedad. Isótopos son dos **átomos** que pertenecen al mismo elemento y tienen igual número atómico, pero distinto número másico.

Por ejemplo:



Son isótopos del elemento C, con números másicos 12 y 14 y número 6.

Compuestos químicos.

Un **compuesto químico** está formado por la unión de varios elementos químicos combinados en proporciones fijas y que se pueden separar por procedimientos químicos. Los compuestos químicos se representan mediante fórmulas químicas. Una **fórmula** indica la proporción entre el número de **átomos** que forman un compuesto.

Ejemplo:

*La fórmula del agua **H₂O** indica que está formada por hidrógeno y oxígeno y, además, por cada átomo de oxígeno, hay dos átomos de hidrógeno.*

Formulación química

El objetivo de la formulación y de la nomenclatura química es que, a partir del nombre de un compuesto se sepa cuál es su fórmula y, que a partir de la fórmula se sepa el nombre. Esto ha sido normalizado por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

Valencia y número de oxidación

Valencia es la capacidad que tiene un **elemento** para combinarse con los átomos de otros elementos y formar **compuestos**. Es un número positivo o negativo

que indica el número de electrones que gana, pierde o comparte un átomo con otro átomo

Ejemplo: En el HCl, el cloro tiene valencia 1 porque se combina con un átomo de hidrógeno (con valencia 1).

Número de oxidación de un átomo en un compuesto es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

Ejemplo: En el CH₄, el carbono tiene número de oxidación +4 y el hidrógeno +1.

Valencia:

Si se toma como referencia el hidrógeno, al que se le asigna valencia 1, entonces valencia es el número de átomos de hidrógeno que se combinan o equivalen a un átomo de ese elemento.

Conceptos Básicos.

Puesto que todos los átomos pertenecen a algún elemento químico, es necesario establecer criterios para identificarlos, por lo cual se introducen algunos conceptos relativos al átomo.

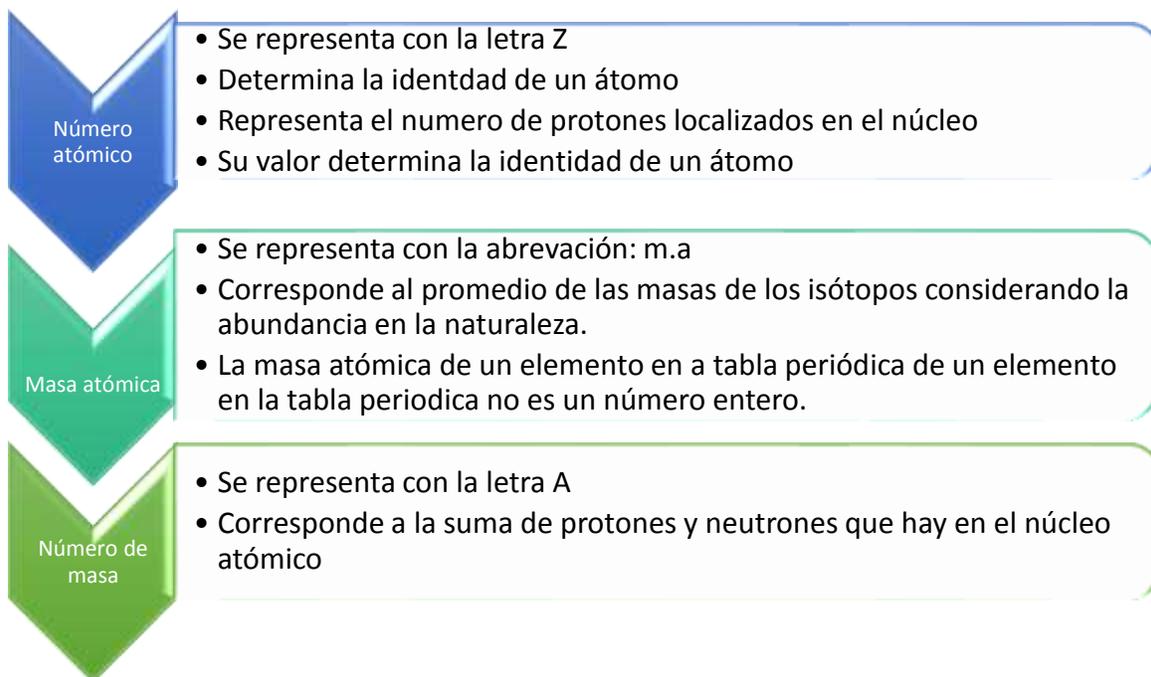


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



Tabla Periódica de los Elementos

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------|---------------------|----------------------|--------------------|---------------------|--------------------|---------------------|--------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|--------------------|---------------------|---------------------|---------------------|--------------------|--------------------|--------------------|
| 1 1A | 2 IIA | | | | | | | | | | | 13 IIIA | 14 IVA | 15 VA | 16 VIA | 17 VIIA | 18 VIIIA | | |
| 1 H 1.008 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He 4.003 | | |
| 3 Li 6.941 | 4 Be 9.012 | | | | | | | | | | | 5 B 10.81 | 6 C 12.011 | 7 N 14.007 | 8 O 15.999 | 9 F 18.998 | 10 Ne 20.180 | | |
| 11 Na 22.990 | 12 Mg 24.305 | 3 III B | 4 IV B | 5 V B | 6 VI B | 7 VII B | 8 VIII B | | | 9 IX B | 10 X B | 11 IB | 12 IIB | 13 Al 26.982 | 14 Si 28.086 | 15 P 30.974 | 16 S 32.06 | 17 Cl 35.453 | 18 Ar 39.948 |
| 19 K 39.098 | 20 Ca 40.078 | 21 Sc 44.956 | 22 Ti 47.88 | 23 V 50.942 | 24 Cr 51.996 | 25 Mn 54.938 | 26 Fe 55.847 | 27 Co 58.933 | 28 Ni 58.693 | 29 Cu 63.546 | 30 Zn 65.38 | 31 Ga 69.723 | 32 Ge 72.64 | 33 As 74.922 | 34 Se 78.96 | 35 Br 79.904 | 36 Kr 83.80 | | |
| 37 Rb 85.468 | 38 Sr 87.62 | 39 Y 88.906 | 40 Zr 91.224 | 41 Nb 92.906 | 42 Mo 95.94 | 43 Tc 98.906 | 44 Ru 101.07 | 45 Rh 101.07 | 46 Pd 106.36 | 47 Ag 107.868 | 48 Cd 112.411 | 49 In 114.818 | 50 Sn 118.71 | 51 Sb 121.76 | 52 Te 127.6 | 53 I 126.905 | 54 Xe 131.29 | | |
| 55 Cs 132.905 | 56 Ba 137.327 | 57-71 Lanthanides | 72 Hf 178.49 | 73 Ta 180.948 | 74 W 183.84 | 75 Re 186.207 | 76 Os 190.23 | 77 Ir 192.22 | 78 Pt 195.084 | 79 Au 196.967 | 80 Hg 200.59 | 81 Tl 204.387 | 82 Pb 207.2 | 83 Bi 208.980 | 84 Po 209 | 85 At 209 | 86 Rn 222 | | |
| 87 Fr 223 | 88 Ra 226 | 89-103 Actinides | 104 Rf 181 | 105 Db 185 | 106 Sg 187 | 107 Bh 188 | 108 Hs 189 | 109 Mt 190 | 110 Ds 191 | 111 Rg 191 | 112 Cn 191 | 113 Uut 191 | 114 Uuq 191 | 115 Uup 191 | 116 Uuh 191 | 117 Uus 191 | 118 Uuo 191 | | |
| | | 57 La 138.905 | 58 Ce 140.12 | 59 Pr 140.908 | 60 Nd 144.24 | 61 Pm 144.913 | 62 Sm 150.36 | 63 Eu 151.964 | 64 Gd 157.25 | 65 Tb 158.925 | 66 Dy 162.5 | 67 Ho 164.930 | 68 Er 167.26 | 69 Tm 168.934 | 70 Yb 173.054 | 71 Lu 174.967 | | | |
| | | 89 Ac 227 | 90 Th 232 | 91 Pa 231 | 92 U 238 | 93 Np 237 | 94 Pu 244 | 95 Am 243 | 96 Cm 247 | 97 Bk 247 | 98 Cf 251 | 99 Es 252 | 100 Fm 257 | 101 Md 258 | 102 No 259 | 103 Lr 260 | | | |
| | | Alkali Metal | Alkali Earth | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | Transition Metal | |

A mediados del siglo XIX el número de elementos conocidos era tal, que los químicos de la época se plantearon la necesidad de clasificarlos de alguna forma, para facilitar su estudio y comprender mejor sus propiedades.

La **Tabla Periódica o Sistema Periódico de los elementos** es la ordenación que, atendiendo a diversos criterios, distribuye los distintos **elementos químicos** conforme a ciertas características.

La ley química que afirma que las propiedades de todos los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas fue desarrollada independientemente por dos químicos: en 1869 por el ruso Dimitri I. Mendeléiev y en 1870 por el alemán Julius Lothar Meyer.

La clave del éxito de sus esfuerzos fue comprender que los intentos anteriores habían fallado porque todavía quedaba un cierto número de elementos por descubrir, y había que dejar los huecos para esos elementos en la tabla. Por ejemplo, aunque no existía ningún elemento conocido hasta entonces con una masa atómica entre la del calcio y la del titanio, Mendeléiev le dejó un sitio



Modelos atómicos y tabla periódica.

vacante en su sistema periódico.

Este lugar fue asignado más tarde al elemento escandio, descubierto en 1879, que tiene unas propiedades que justifican su posición en esa secuencia. El descubrimiento del escandio sólo fue parte de una serie de verificaciones de las predicciones basadas en la ley periódica, y la validación del sistema periódico aceleró el desarrollo de la química inorgánica.



Después de la contribución de cada uno de los científicos, la tabla periódica ha experimentado diversos cambios para incluir nuevos elementos químicos, agregar datos más exactos, incluir información extra en cada uno y también agregar diferentes clasificaciones.

Actualmente existen 118 elementos químicos, 89 en la naturaleza, mientras que el resto ha sido creado artificialmente por el hombre.

Los símbolos de los elementos químicos se escriben con una o dos letras como máximo. La primera se escribe con mayúscula y la siguiente en minúscula.

Grupos

Son las columnas verticales de la Tabla Periódica. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma **valencia**, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí. Por ejemplo los elementos en el grupo **IA** tienen valencia de 1. Los grupos de la Tabla Periódica, numerados de izquierda a derecha son:



Grupo 1 (IA): **Metales alcalinos.** (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)

Entre ellos no está considerado el hidrógeno que es un no metal. Los elementos de este grupo son brillantes y muy **reactivos** químicamente. Su reacción con el agua es muy violenta por su elevada reactividad con la naturaleza, no se encuentran en estado elemental, sólo combinados en forma de sales.

Grupo 2 (IIA): **Metales alcalinotérreos.** (He, Mg, Sr, Ba, Ra)

Grupo II A o familia de los metales alcalinotérreos. Se llaman alcalinos porque al reaccionar forman hidróxidos o álcalis y térreos por su aspecto de tierra. Los metales de este grupo son maleables y dúctiles. Conducen bien la electricidad y cuando se calientan arden fácilmente en el aire. Se les puede encontrar como sulfatos y carbonatos.

Grupo 3 al Grupo 12: metales de transición, metales nobles y metales mansos

Grupo 13 (IIIA) **Téreos.** (B, Al, Ga, In, Tl)

Grupo III A o familia del boro- aluminio o térreos. Son metales muy activos, con excepción del boro que tienen propiedades de un semimetal o metaloide. El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre. Generalmente se encuentran como óxidos.

Grupo 14 (IVA) **Carbonoideos.** (C, Si, Ge, Sn, Pb)



Modelos atómicos y tabla periódica.

Grupo IV A o familia de los carbonoides. El carbono es un no metal, le siguen 2 metaloides como el silicio y el germanio y metales como el estaño y el plomo. El carbono es el elemento más importante de la naturaleza debido a que da origen a las biomoléculas que son el sustento de la vida. El silicio es muy abundante en la corteza terrestre.

Grupo 15 (VA) **Nitrogenoideos.** (N, P, As, Sb, Bi)

Grupo V A o familia de los nitrogenoides. El nitrógeno es un elemento esencial de las proteínas de todos los animales y plantas, constituye el 78% en volumen de la atmósfera y se encuentra formando sales. Los tres primeros elementos de este grupo son no metales.

Grupo 16 (VIA) **Calcogénos o anfígenos.** (S, Se, Te, Po)

Grupo VI A o familia de los anfígenos. Todos los elementos de esta familia son no metales excepto el polonio, se le encuentra en la naturaleza en forma libre. También se les llama calcógenos que significa formado por cenizas. En esta familia se encuentra el oxígeno que es muy importante para la vida.

Grupo 17 (VIIA) **Halógenos.** (F, Cl, Br, I, At)

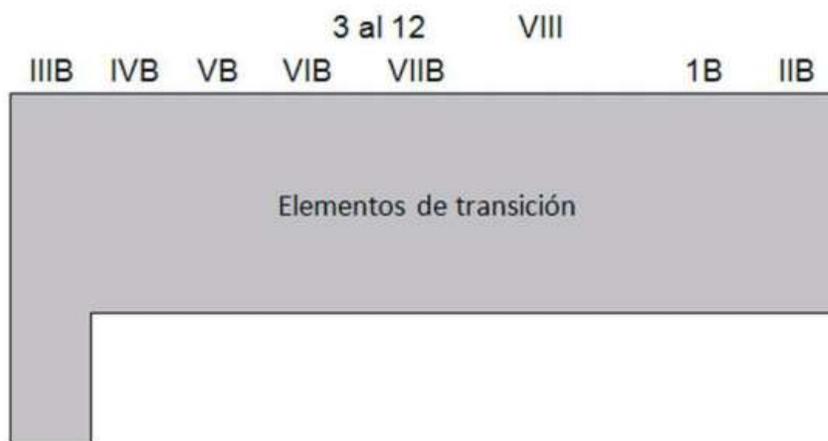
Grupo VII A familia de los halógenos. Son los elementos no metálicos con mayor actividad química. En la naturaleza no se encuentran en forma libre. Halógeno significa formadores de sal. Son los no metales más reactivos, capaces de reaccionar con todos los metales y no metales, incluso entre sí formando moléculas diatómicas. El astato es el más pesado y radioactivo, es carcinógeno.

Grupo 17 (VIIIA) **Gases nobles.** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Grupo VII A familia de los gases nobles. Se encuentran al final de cada período. Son incoloros, diamagnéticos, no reactivos o inertes debido a su configuración electrónica estable.

Los grupos del IB al VIII B están formados por elementos metálicos, tienen la característica común de que sus átomos contienen órbitas internas incompletas.

Modelos atómicos y tabla periódica.



Elementos radioactivos. Se dividen en dos series, los lantánidos y los actínidos, reciben el nombre de tierras raras o elementos de transición interna, son difíciles de separar y aun cuando se encuentran en la naturaleza son relativamente poco comunes.

De los actínidos solo existen en la naturaleza tres de ellos (torio, protactinio y uranio), los demás son sintéticos

Periodos

Son las filas horizontales de la Tabla Periódica. En este caso, los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes pero masas similares.

Valencias de los elementos más importantes del Sistema Periódico:

METALES

| Valencia -1 | | Valencia 2 | | Valencia 3 | |
|----------------|-----------|-----------------|-----------|---------------------|-----------|
| Flúor | F | Berilio | Be | Aluminio | Al |
| Sodio | Na | Magnesio | Mg | | |
| Potasio | K | Calcio | Ca | | |
| Rubidio | Rb | Estroncio | Sr | | |
| Cesio | Cs | Cinc | Zn | | |
| Francio | Fr | Cadmio | Cd | | |
| Plata | Ag | Bario | Ba | | |
| | | Radio | Ra | | |
| Valencias 1, 2 | | Valencias 1,3 | | Valencias 2,3 | |
| Cobre | Cu | Oro | Au | Níquel | Ni |
| Mercurio | Hg | Talio | Tl | Cobalto | Co |
| | | | | Hierro | Fe |
| Valencias 2,4 | | Valencias 2,3 6 | | Valencias 2,3,4,6,7 | |
| Platino | Pt | Cromo | Cr | Manganeso | Mn |
| Plomo | Pb | | | | |
| Estaño | Sn | | | | |

NO METALES

| Valencia 1 | | Valencias +/-1,3,5,7 | | Valencia -2 | |
|-----------------------|-----------|-------------------------|-----------|---------------------|-----------|
| Flúor | F | Cloro | Cl | Oxígeno | O |
| | | Bromo | Br | | |
| | | Yodo | I | | |
| Valencias +/-2,4,6 | | Valencias 2 +/-3,4,5 | | Valencias +/-3,5 | |
| Azufre | S | Nitrógeno | N | Fósforo | P |
| Selenio | Se | | | Arsénico | As |
| Teluro | Te | | | Antimonio | Sb |
| Valencias +/-2,4 | | Valencia 4 | | Valencia 3 | |
| Carbono | C | Silicio | Si | Boro | B |
| Valencias +/-1 | | | | | |
| Hidrógeno | H | | | | |