

COMISION NACIONAL DE ENERGIA ATOMICA

MANUAL DEL CURSO DE METODOLOGIA

Y APLICACION DE RADIOISOTOPOS

CÁPITULO 6

FUNDAMENTOS DE FISICA NUCLEAR

Y ESTRUCTURA ATOMICA

JOSEFINA RODRIGUEZ

BUENOS AIRES
Reimpresión 1978

FUNDAMENTOS DE FISICA NUCLEAR Y ESTRUCTURA ATOMICA

SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS: METALES Y NO METALES. ATOMO.

Los cuerpos que nos rodean están constituidos por materia o sustancias.

Las sustancias pueden clasificarse en simples y compuestas.

Son sustancias simples aquellas que no pueden ser llevadas a un estado más elemental; ejemplos de sustancias simples son: el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno, el iodo, el azufre, el hierro, el cobre, el estaño, el antimonio, el calcio.

Existen otras sustancias que se logran descomponer en dos o más, o que pueden prepararse por la unión de dos o más sustancias simples. Estas sustancias reciben el nombre de sustancias compuestas.

Analogías superficiales observadas de muy antiguo, permiten clasificar las sustancias simples en metales y no metales.

Los metales son sustancias que en general son buenos conductores del calor y la electricidad (conductores de primera clase), reflejan la luz, de ahí que presenten brillo. Todos son sólidos a la temperatura ambiente; con excepción del mercurio que es líquido. Ejemplos de metales son el hierro, el estaño, el cobre, el sodio, el calcio, la plata, el platino, etc.

No metales son aquellas sustancias que en general no poseen brillo, y son malos conductores del calor y la electricidad. Algunos son sólidos, otros líquidos y otros gaseosos a la temperatura ambiente. Son no metales, entre otros, el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el carbono, el azufre, el iodo, el fósforo.

Desde muy antiguo se tenía la idea de que la materia estaba constituida por partículas elementales llamadas átomos.

Hasta finales del siglo pasado se sostuvo, entre otros conceptos, que los átomos de una sustancia simple pura eran idénticos entre si y diferentes de los de otras, así mismo que los átomos eran indivisibles, que no podían ser creados ni destruidos, ni transformados unos en otros.

Pero a la luz del descubrimiento de la radiactividad y de otras experiencias, se tuvo evidencia de que el átomo estaría constituido por partículas más pequeñas, y de que podrían transformarse unos en otros.

Por otro lado se comprobó que los átomos de una sustancia simple pura no son necesariamente idénticos. Así el carbón de la naturaleza está constituido por dos clases

de átomos que difieren en sus masas respectivas. Los más abundantes (98,893 %) son más livianos y se conocen como átomos de carbono 12 y los menos abundantes (1,107 %) conocidos como carbono 13 son más pesados.

Lo que puede decirse con certeza es que átomo es la porción más pequeña de materia que puede obtenerse de una sustancia por procedimientos exclusivamente químicos.

Pesos atómicos relativos. Unidad de masa atómica

La masa de los átomos es tan pequeña cuando se expresa en las escalas ordinarias de masa (tienen masas del orden de 10^{-21} g) que se recurre a otra escala.

A partir del año 1961, se utiliza como patrón de referencia la masa del átomo de carbono más abundante en la naturaleza (carbono 12) al que se le asignó una masa atómica exacta de 12,000000. De ahí que la unidad de masa atómica sea 1/12 ava parte de la masa del átomo de carbono 12 en lugar del gramo masa.

La unidad de masa atómica se simboliza con la letra u. La unidad de masa atómica tiene una masa expresada en el sistema cgs de $1,66043 (6) \cdot 10^{-24}$ g.

Por lo tanto el peso atómico relativo de una sustancia simple pura o elemento, (veremos más adelante que se entiende por elemento) es la relación entre el peso de un átomo del elemento y la 1/12 ava parte del peso del átomo de carbono 12.

Son elementos las sustancias simples puras de la naturaleza como carbono, oxígeno, hidrógeno, hierro, azufre, aluminio, calcio, estaño, etc.

En el año 1961 "La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada" (IUPAC) publicó la primera tabla de pesos atómicos relativos (tabla 1.1)

No sólo el carbono natural está constituido por átomos de distintas masas sino por el contrario, salvo pocas excepciones, la mayoría de las sustancias simples puras naturales están constituidas por átomos de distintos pesos.

Así el metal estaño natural está constituido por átomos de diez masas diferentes, y el cadmio natural por átomos de ocho masas diferentes.

Entre las excepciones más comunes tenemos el yodo natural que está constituido por átomos de una misma masa, igualmente el aluminio, el sodio, el fósforo.

Los átomos de carbono que tienen distintas masas se conocen con el nombre de isótopos de carbono, y la mezcla natural de ellos (98,893 % del liviano y 1,107 % del pesado) recibe el nombre de elemento carbono.

La mezcla natural de isótopos del gas hidrógeno (99,985 % de átomos más livianos y 0,01492 % de átomos más pesados llamados también deuterio) constituyen el elemento hidrógeno.

Por lo tanto el término elemento viene a reemplazar el de sustancia simple pura, en el sentido en que la hemos utilizado.

Los pesos atómicos relativos publicados en 1961 por IUPAC son la media (teniendo en cuenta la abundancia relativa natural) de los pesos atómicos de los isótopos que constituyen el elemento en la escala del carbono 12 y reciben el nombre de pesos atómicos relativos de los elementos.

De ahí que a pesar de habersele asignado al carbono 12 el peso atómico relativo 12, el elemento carbono tenga un peso atómico relativo ligeramente mayor: 12,01115 debido a la contribución al elemento de 1,107 % de átomos de carbono más pesados.

Atomo gramo.

Atomo gramo de un elemento es una masa del mismo, expresada en gramos, igual a su peso atómico.

Atomo gramo del elemento oxígeno	15,9994 g
Atomo gramo del elemento yodo	126,9044 g
Atomo gramo del elemento aluminio	26,9815 g
Atomo gramo del elemento carbono	12,01115 g

MOLECULA

La molécula puede definirse como la partícula más pequeña de una sustancia, que puede existir normalmente como tal.

Las moléculas de las sustancias simples pueden estar constituidas por un solo átomo (caso de los metales), en estos casos la molécula es idéntica al átomo. En otros casos están constituidas por dos átomos de la misma especie (caso de los gases, con excepción de los inertes y los no metales en general).

Hay moléculas como las del azufre que están constituidas por ocho átomos, pero se trata de un caso excepcional.

Las sustancias compuestas están formadas por dos o más átomos de distinta especie (distintos elementos). La molécula de agua está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Durante la respiración se expelle anhídrido carbónico, sustancia compuesta, cuyas moléculas están constituidas por dos átomos de oxígeno y un átomo de carbono.

Peso molecular.

El patrón de pesos moleculares es también el carbono 12.

El peso molecular de una sustancia es la relación entre el peso de una molécula de la sustancia para la cual se está definiendo el peso molecular y la 1/12-ava parte del peso del átomo de carbono 12.

El peso molecular de una sustancia se obtiene como suma de los pesos atómicos de los elementos constituyentes incluidos tantas veces como entren en la molécula. La molécula de agua (H_2O) está constituida por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, su peso molecular se obtendrá sumando dos veces el peso atómico del elemento hidrógeno y una vez el peso atómico del elemento oxígeno:

$$\begin{array}{rcl} \text{Dos veces el peso atómico del hidrógeno:} & 2 \times 1,00797 & = 2,01594 \\ \text{Peso atómico del oxígeno} & : & 15,9994 \\ & & \hline & & 18,01534 \end{array}$$

El peso molecular del elemento oxígeno, teniendo en cuenta que la molécula de oxígeno está constituida por dos átomos de oxígeno, es de:

$$2 \times 15,9994 = 31,9988$$

Molécula gramo o mol.

Molécula gramo o abreviadamente mol de una sustancia, es una masa de la misma expresada en gramos igual a su peso molecular.

Ejemplos:

Un mol de oxígeno es 31,9988 gramos.

Un mol de agua es 18,01534 gramos.

En el caso de los metales y de sustancias monoatómicas el mol queda expresado por el mismo número que el átomo gramo.

Ley de Avogadro.

A principios del siglo pasado el químico italiano A. Avogadro estableció que vo-

lúmenes iguales de gases diferentes bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.

Volumen molar - Número de Avogadro.

Ensayos llevados a cabo con un gran número de gases han mostrado, de acuerdo con Avogadro, previas correcciones por tratarse de gases reales, que un mol de cualquier gas en condiciones normales de temperatura y presión (0° de temperatura y una atmósfera de presión) ocupa 22,4136(30) litros. Este volumen se conoce con el nombre de volumen molar en condiciones normales de temperatura y presión. El número de moléculas presentes en este volumen recibe el nombre de número o constante de Avogadro, su valor es $6,02252(27) \cdot 10^{23} \cdot \text{mol}^{-1}$

Teniendo en cuenta que, encontradas las condiciones, cualquier sustancia se puede llevar al estado gaseoso, se concluye que un mol de cualquier sustancia, independientemente de su estado (sólido, líquido o gaseoso) contiene un número de moléculas igual a la constante de Avogadro.

El átomo gramo de cualquier elemento contiene el número de Avogadro de átomos.

ESTRUCTURA DEL ATOMO

La imagen más simple del átomo es la que lo presenta constituido por un núcleo central, cargado positivamente, que concentra prácticamente toda la masa del átomo, y una serie de electrones girando alrededor del mismo en distintas órbitas.

Los electrones son partículas muy livianas cargadas negativamente y cada átomo los posee en cantidad suficiente para neutralizar la carga positiva del núcleo.

Los radios atómicos son del orden de 10^{-8} cm.

Los radios nucleares varían entre $1,45 \times 10^{-13}$ cm para el hidrógeno y $9,5 \cdot 10^{-13}$ para el núcleo del uranio.

En pocas palabras, el diámetro del átomo, es del orden de 10^5 veces mayor que el diámetro nuclear. Si el átomo fuera una esfera de 1 km de diámetro, su núcleo sería una esferita de 1 cm de diámetro.

Si suponemos el átomo y el núcleo esféricos, se concluye que un átomo puede contener 10^{15} núcleos.

El núcleo de densidad enorme, (aproximadamente igual para todos: $1,2 \cdot 10^8$ toneladas/cm³) está constituido por dos tipos de partículas elementales: neutrones y

protones. Las partículas nucleares reciben el nombre genérico de nucleones.

El neutrón tiene una masa en reposo de $1,0086654(12) \text{ u} = 1,67482(9) \cdot 10^{-24} \text{ g}$. No posee carga eléctrica.

El protón tiene una masa en reposo de $1,00727663(24) \text{ u} = 1,67252(9) \cdot 10^{-24} \text{ g}$, valor muy semejante al de la masa del átomo de hidrógeno. Está cargado positivamente con una carga de $4,80298(21) \cdot 10^{-10} \text{ ues} = 1,60210(6) \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

La naturaleza de las fuerzas que mantienen a protones y neutrones unidos en el núcleo y que son de corto alcance, no se conocen muy bien, aunque se suele admitir que los nucleones se mantienen unidos dentro del núcleo, mediante el intercambio que realizan de partículas especiales llamadas mesones.

Otro constituyente del átomo es el electrón, que se reconoció a fines del siglo pasado como la unidad mínima de electricidad negativa. Su masa en reposo es de $5,4860(1) \cdot 10^{-4} \text{ u} = 9,1091(4) \cdot 10^{-28} \text{ g}$. La masa en reposo del electrón, es aproximadamente 1840 veces menor que la masa del átomo de hidrógeno.

La carga del electrón es de $4,80298(21) \cdot 10^{-10} \text{ ues} = 1,60210(6) \cdot 10^{-19} \text{ C}$

El radio del electrón es de $2,81777(12) \cdot 10^{-13} \text{ cm}$.

Podemos resumir la imagen atómica en esta forma: el átomo consta de un núcleo constituido por neutrones, protones y mesones. En órbitas externas se ubican los electrones en un número que iguala a los protones, lo que asegura la neutralidad del átomo entero.

El átomo más simple es el del hidrógeno más abundante en la naturaleza (99,985 %) con un protón en su núcleo y un electrón orbital como se indica en la figura 1.1. Es el único átomo que no tiene neutrones en su núcleo.

Existen átomos de hidrógeno muy poco abundantes en la naturaleza (0,01492 %) con un protón y un neutrón en su núcleo y un electrón orbital (figura 1.2), se los conoce también con el nombre de átomos de deuterio.

Otro átomo simple es el del helio más abundante en la naturaleza (cerca del 100%), con dos neutrones y dos protones en su núcleo y dos electrones en una órbita (figura 1.3)

Siguiendo el orden creciente de pesos atómicos llegamos al elemento litio cuyos átomos tienen todos tres protones en su núcleo. Los átomos más abundantes en la naturaleza (92,58%) tienen cuatro neutrones (figura 1.4) y los menos abundantes (7,42%) tres neutrones (figura 1.5), todos ellos tienen dos electrones en la primera órbita y un tercer electrón en la segunda y última órbita.

Luego se tiene el elemento berilio, que está constituido por una sola clase de átomos. Todos ellos tienen cuatro protones en su núcleo y cinco neutrones, dos electrones en la primera órbita y dos electrones en la segunda órbita.

En los elementos siguientes: boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, fluor y neón, en la segunda órbita va apareciendo un nuevo electrón, hasta completar ocho en el caso del neón. En cuanto al núcleo de los átomos de estos elementos, se va formando por incorporación de un protón y uno, dos y hasta tres neutrones en cada elemento.

Con el sodio, décimo primer elemento en orden creciente de pesos atómicos, cuyos átomos son todos iguales, aparece una tercera órbita, el núcleo está constituido por once protones y doce neutrones.

En los elementos siguientes se completa la tercera órbita, apareciendo luego sucesivas órbitas en los elementos de mayor peso atómico.

Las órbitas se suelen designar con letras: K, L, M, N, O, P, Q.

La órbita K es la más cercana al núcleo. Un electrón en la órbita N, se encuentra a un nivel energético mayor que un electrón de la órbita o capa M. Si por algún medio, un electrón de la capa N pasa a la capa M el átomo emitirá energía, en cambio para lograr que un electrón pase de una capa interna a otra más externa hay que suministrarle energía, es decir hay que realizar un trabajo.

Las órbitas o capas deben ser, estrictamente hablando, reemplazadas por el concepto de nivel energético del electrón.

Los electrones ubicados en órbitas o capas más internas están sólidamente unidos. Los electrones de la última capa son los que están unidos en forma más débil y reciben el nombre de electrones de valencia, son los que intervienen en las combinaciones químicas, y es su número el que fija, en cierta forma, el comportamiento del elemento al cual pertenecen.

De acuerdo a principios teóricos, cada órbita se completa con un número fijo de electrones. Así, la primera órbita, (la más cercana al núcleo) órbita K, se completa con dos electrones, la órbita L puede contener ocho electrones, la M 18 electrones, la N no puede admitir más de 32 electrones, y otros valores fijos se deducen para las demás capas.

Número atómico - Número de masa

El número de protones que posee el núcleo se conoce como número atómico, en adelante se designará con la letra Z, y determina las propiedades químicas del elemento. Cada elemento particular tiene un número atómico.

Los números atómicos de los elementos conocidos se extienden en la actualidad desde 1 para el hidrógeno a 104 para el kurchatovio (Ku). Recientemente se ha encontrado el elemento 105, aún sin nombre.

El número de neutrones en el núcleo se suele designar como número de neutrones y se simboliza con la letra N.

El número total de nucleones (neutrones más protones) en el núcleo de un átomo se llama número de masa y se simbolizará con la letra A. Es el número entero más cercano al peso atómico de un átomo en particular.

El símbolo utilizado para representar especies nucleares es el símbolo químico del elemento (tabla 1.1) con el número atómico como subíndice a la izquierda y abajo, y el número de masa a la izquierda y arriba.

A veces se suele omitir el número atómico, ya que queda indicado por el símbolo. Efectivamente, queda identificado el elemento ya sea que se hable de elemento con número $Z = 8$ ó que se hable de oxígeno (O).

Se conocen más de 1.500 átomos diferentes de los cuales 278 son estables y forman la materia común, los otros son inestables, es decir radiactivos, y desintegran hasta que se han transformado en uno de los núcleos estables.

Nucleído

Se llama nucleído a una especie atómica, que está definida por su número de masa, su carga nuclear y su estado energético.

Isótopos.

Todos los nucleídos que tienen la misma carga nuclear (igual Z) se llaman isótopos del elemento respectivo. Los isótopos de un elemento tienen todos el mismo número de protones pero distinto número de neutrones y con esto, naturalmente, diferente número de masa.

Ejemplo de isótopos:

$^{35}_{17}\text{Cl}$ (cloro 35), $^{36}_{17}\text{Cl}$ (cloro 36), $^{37}_{17}\text{Cl}$ (cloro 37), como el número Z configura su comportamiento químico, los tres se comportan en la misma forma.

Isóbaros.

Se llaman isóbaros los nucleídos que tienen el mismo número de masa pero

distinto número atómico.

Ejemplo de isóbaros:

$^{130}_{52}\text{Te}$ (teluro 130), $^{130}_{53}\text{I}$ (yodo 130), $^{130}_{54}\text{Xe}$ (xenón 130), $^{130}_{55}\text{Cs}$ (cesio 130), $^{130}_{56}\text{Ba}$ (bario 130).

Teniendo número atómico distinto se comportan químicamente en forma diferente.

Isómeros.

Se denominan así aquellos nucleídos que se diferencian solamente en su contenido energético, presentando igual número de masa e igual número atómico.

Ejemplo de isómeros:

$^{113\text{m}}_{49}\text{In}$ (indio 113m), $^{113}_{49}\text{In}$ (indio 113)

El $^{113\text{m}}_{49}\text{In}$ tiene mayor contenido energético que el $^{113}_{49}\text{In}$

Elemento.

Se llama elemento a la mezcla natural de isótopos con el número atómico correspondiente. Hay elementos (aluminio, iodo, flúor, sodio, fósforo) que están constituidos por un solo isótopo, pero la mayoría de los elementos se componen de varios isótopos estables, llegando el estaño a estar constituido por diez isótopos:

$^{112}_{50}\text{Sn}$, $^{114}_{50}\text{Sn}$, $^{115}_{50}\text{Sn}$, $^{116}_{50}\text{Sn}$, $^{117}_{50}\text{Sn}$, $^{118}_{50}\text{Sn}$, $^{119}_{50}\text{Sn}$, $^{120}_{50}\text{Sn}$, $^{122}_{50}\text{Sn}$, y $^{124}_{50}\text{Sn}$.

La relación entre el número de átomos isótopos de un elemento se llama abundancia, y se expresa en por ciento.

La composición del oxígeno atmosférico, como ya se indicó, es la siguiente: 99,759% de $^{16}_8\text{O}$, 0,0374 % de $^{17}_8\text{O}$, y 0,2039 % de $^{18}_8\text{O}$, es decir, de 100,000 átomos del oxígeno atmosférico, 99.759 átomos tienen número de masa 16, 37 átomos número de masa 17 y 204 átomos número de masa 18.

Salvo raras excepciones, la abundancia relativa de los isótopos que constituyen un elemento es siempre la misma independientemente de su origen.

EQUIVALENCIA ENTRE MASA Y ENERGIA.

A fin de poder tratar otros temas más adelante es necesario aceptar una nueva idea, la equivalencia entre masa y energía.

En 1905, como parte de su teoría especial de la relatividad, Alberto Einstein enunció que el contenido total de energía E de un sistema de masa M está dado por la relación:

$$E = M \cdot c^2 \quad (1.1)$$

siendo:

$c = 2,997925(3) \cdot 10^{10}$ cm/seg, velocidad de la luz.

Si M está expresado en gramo masa y c en cm/seg, E queda expresado en ergios. Por lo tanto la masa de un núcleo es una medida de su contenido total de energía, la que sería liberada si se lograra la destrucción integral del mismo, esto no sucede frecuentemente, pero es dado observar a menudo la desaparición de parte de la masa y su transformación en energía.

Mediante la expresión (1.1) la masa de un cuerpo cualquiera puede ser expresada en unidades de energía.

Así la energía equivalente a una unidad de masa atómica (u) es de $1,493 \cdot 10^{-3}$ ergios.

Una unidad de energía más utilizada en estudios nucleares es el electrón volt (eV), que es la energía que adquiere un electrón al atravesar un campo eléctrico de un voltio.

$$1 \text{ eV (electrón-volt)} = 1,602 \cdot 10^{-12} \text{ ergios; } 1 \text{ ergio} = 6,24 \cdot 10^{11} \text{ eV}$$

$$1 \text{ KeV (kiloelectrón-volt)} = 10^3 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-9} \text{ ergios.}$$

$$1 \text{ MeV (millón de electrón-volt)} = 10^6 \text{ eV} = 10^3 \text{ KeV} = 1,602 \cdot 10^{-6} \text{ ergios.}$$

Por lo tanto la unidad de masa atómica es igual a:

$$9,31478(15) \cdot 10^8 \text{ eV} = 9,31478(15) \cdot 10^5 \text{ KeV} = 9,31478(15) \cdot 10^2 \text{ MeV} = 931,5 \text{ MeV}$$

La energía equivalente a la masa en reposo del protón es de $9,38256(15) \cdot 10^2$ MeV.

La energía equivalente a la masa en reposo del neutrón es de $9,39550(15) \cdot 10^2$ MeV

La energía equivalente a la masa en reposo del electrón es de 0,511006(6) MeV.

Energía de unión de los núcleos

La masa medida de un núcleo es siempre más pequeña que la suma de las masas de sus nucleones constituyentes, y la diferencia entre los dos valores recibe el nombre de "energía de unión de los núcleos".

Esta cantidad sería la masa que se transformaría en energía, si se construyera un átomo determinado a partir del número necesario de electrones, protones y neutrones. La misma cantidad de energía sería necesaria para romper el átomo en sus partículas constituyentes, y de ahí que esta cantidad sea tomada como una medida de la energía de unión de los núcleos.

Lo que se ha expuesto permite explicar el origen de la energía radiante del sol. En éste, tienen lugar varias transformaciones cuyos efectos son la formación de átomos de helio a partir de átomos de hidrógeno. Esta reacción tiene lugar con gran pérdida de energía en forma de calor.

Estabilidad nuclear

Es de interés examinar la relación de neutrones a protones en los nucleídos naturales (estables), entendiendo por estables aquellos nucleídos que no desintegran.

La figura 1.6 muestra un gráfico en el cual se han ubicado los nucleídos estables, en abscisas se indica el número de neutrones (N) del nucleído representado y en ordenadas el número de protones (Z).

Se ha trazado una línea formando un ángulo de 45° con las abscisas, de manera que los puntos que se encuentran sobre esta línea representan los nucleídos que contienen igual número de protones y neutrones.

Se observa que para nucleídos estables de bajo número de masa, la relación neutrón a protón se aproxima a la unidad.

Cuando el número de protones en el núcleo es mayor de 20, la relación de neutrones a protones en nucleídos estables es siempre mayor que la unidad. Para el nucleído estable más pesado, tal como $^{208}_{82}\text{Pb}$, la relación de neutrones a protones es ligeramente mayor que 1,5.

REFERENCIAS

- 1) CAMERON, A. E., WICHES, E., Report of the International Commission on Atomic Weights (1961) (Journal of the American Chemical Society, v 84, n 22, (1962), p. 4175 - 4197).
- 2) KAPLAN, I., Física Nuclear, Aguilar, Madrid. (1961).
- 3) FRIEDLANDER G., KENNEDY, J. W., Nuclear and Radiochemistry, John Wiley and Sons, Inc., New York (1956).
- 4) GLASSTONE, S., Sourcebook on Atomic Energy, D. Van Nostrand Company Inc.
- 5) MOELLER, T., Química Inorgánica, Editorial Reverté, S.A., Barcelona (1956).
- 6) QUIMBY, E., FETTELBERG S., Radioactive Isotopes in Medicine and Biology - Basic Physics and Instrumentation, Lea and Febiger, Philadelphia (1963).
- 7) MELLOR, J. W., Química Inorgánica Moderna, Librería y Editorial El Ateneo, Buenos Aires. (1942)

Tabla 1.1 Pesos Atómicos Relativos (1961)

Basados en la masa atómica del $^{12}\text{C} = 12$. Por orden de número atómico

Número Atómico	Nombre	Símbolo	Peso Atómico
1	Hidrógeno	H	1,00797 *
2	Helio	He	4,0026
3	Litio	Li	6,939
4	Berilio	Be	9,0122
5	Boro	B	10,811 *
6	Carbono	C	12,01115 *
7	Nitrógeno	N	14,0067
8	Oxígeno	O	15,9994 *
9	Flúor	F	18,9984
10	Neón	Ne	20,183
11	Sodio	Na	22,98976
12	Magnesio	Mg	24,312
13	Aluminio	Al	26,9815
14	Silicio	Si	28,086 *
15	Fósforo	P	30,9738
16	Azufre	S	32,064 *
17	Cloro	Cl	35,453 **
18	Argón	Ar	39,948
19	Potasio	K	39,102
20	Calcio	Ca	40,08
21	Escandio	Sc	44,956
22	Titanio	Ti	47,90
23	Vanadio	V	50,942
24	Cromo	Cr	51,996 **
25	Manganeso	Mn	54,9380
26	Hierro	Fe	55,847 **
27	Cobalto	Co	58,9332
28	Níquel	Ni	58,71
29	Cobre	Cu	63,54
30	Zinc	Zn	65,37
31	Galio	Ga	69,72
32	Germanio	Ge	72,59
33	Arsénico	As	74,9216
34	Selenio	Se	78,96
35	Bromo	Br	79,909 **
36	Kriptón	Kr	83,80
37	Rubidio	Rb	85,47
38	Estroncio	Sr	87,62
39	Ytrio	Y	88,905
40	Zirconio	Zr	91,22
41	Niobio	Nb	92,906

42	Molibdeno	Mo	95,94
43	Tecnecio	Tc	...
44	Rutenio	Ru	101,07
45	Rodio	Rh	102,905
46	Paladio	Pd	106,4
47	Plata	Ag	107,870 **
48	Cadmio	Cd	112,40
49	Indio	In	114,84
50	Estaño	Sn	118,69
51	Antimonio	Sb	121,75
52	Teluro	Te	127,60
53	Yodo	I	126,9044
54	Xenón	Xe	131,30
55	Cesio	Cs	132,905
56	Bario	Ba	137,34
57	Lantano	La	138,91
58	Cerio	Ce	140,12
59	Praseodimio	Pr	140,907
60	Neodimio	Nd	144,24
61	Promecio	Pm	...
62	Samario	Sm	150,35
63	Europio *	Eu	151,96
64	Gadolinio	Gd	157,25
65	Terbio	Tb	158,924
66	Disprosio	Dy	162,50
67	Holmio	Ho	164,930
68	Erbio	Er	167,26
69	Tulio	Tm	168,934
70	Yterbio	Yb	173,04
71	Lutecio	Lu	174,97
72	Hafnio	Hf	178,49
73	Tantalio	Ta	180,948
74	Tungsteno	W	183,85
75	Renio	Re	186,2
76	Osmio	Os	190,2
77	Iridio	Ir	192,2
78	Platino	Pt	195,09
79	Oro	Au	196,967
80	Mercurio	Hg	200,59
81	Talio	Tl	204,37
82	Plomo	Pb	207,19
83	Bismuto	Bi	208,980
84	Polonio	Po	...
85	Astatinio	At	...
86	Radón	Rn	...
87	Francio	Fr	...
88	Radio	Ra	...
89	Actinio	Ac	...
90	Torio	Th	232,038

91	Protactinio	Pa	...
92	Uranio	U	238,03
93	Neptunio	Np	...
94	Plutonio	Pu	...
95	Americio	Am	...
96	Curio	Cm	...
97	Berkelio	Bk	...
98	Californio	Cf	...
99	Einsteinio	Es	...
100	Fermio	Fm	...
101	Mendelevio	Md	...
102	Nobelio	No	...

* Pesos atómicos variables a causa de variaciones naturales en la composición isotópica. Las variaciones observadas son las siguientes:

Hidrógeno	$\pm 0,00001$
Boro	$\pm 0,003$
Carbono	$\pm 0,00005$
Oxígeno	$\pm 0,0001$
Silicio	$\pm 0,001$
Azufre	$\pm 0,003$

** Pesos atómicos que presentan las siguientes incertidumbres:

Cloro	$\pm 0,001$
Cromo	$\pm 0,001$
Hierro	$\pm 0,003$
Bromo	$\pm 0,002$
Plata	$\pm 0,003$

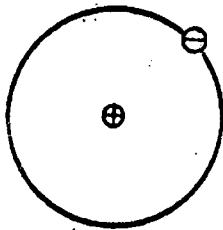


Fig. 1.1

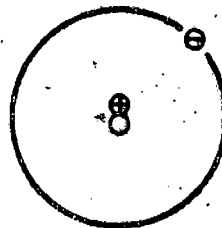


Fig. 1.2

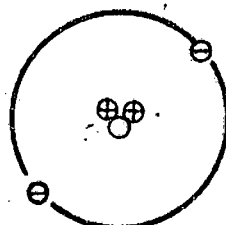
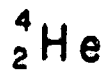
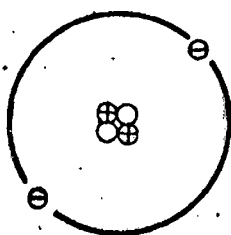
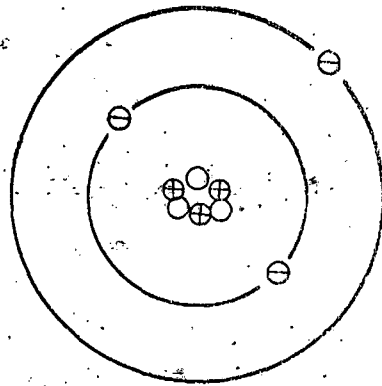
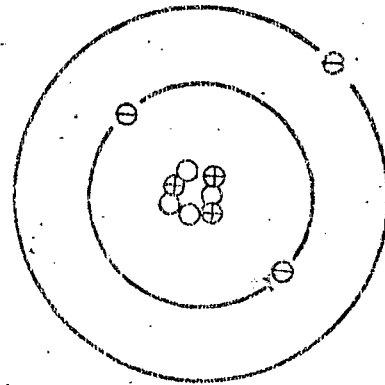


Fig. 1.3



${}^6_3\text{Li}$

Fig. 1.4



${}^7_3\text{Li}$

Fig. 1.5

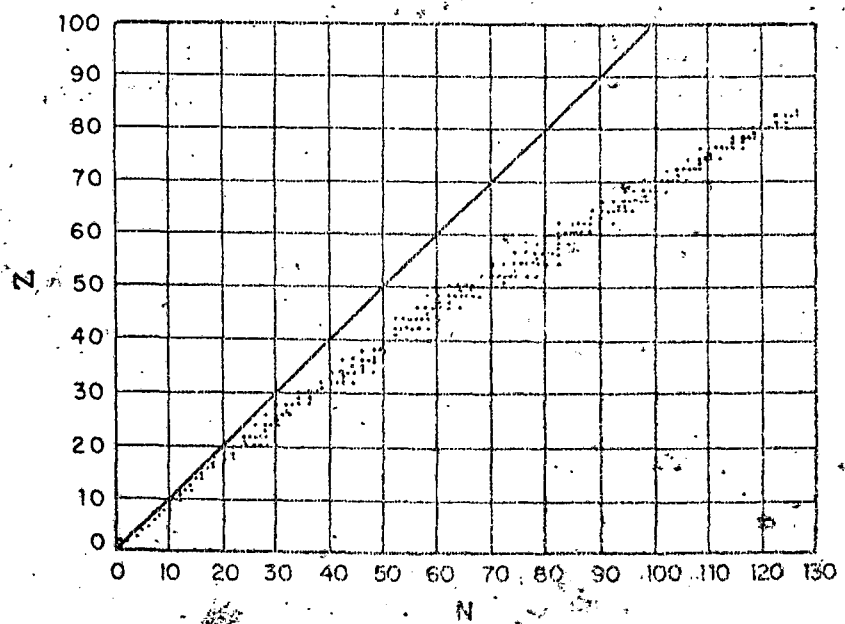


Fig. 1.6