

Sm 142 72 m K β ⁻ 1,03	Sm 143 340 d K 0,66 kein β ⁻ γ 0,06; ... e	Sm 145 5-10 ⁷ a α 2,55	Sm 147 14,97 1,2-10 ¹¹ a α 2,23 α 87	Sm 148 11,24	Sm 149 13,83 α 40000	Sm 150 7,44	Sm 151 ~ 93 a β ⁻ 0,076 γ 0,02 α* 12400	Sm 152 26,72 α 140	Sm 153 47 h β ⁻ 0,70; 0,64; 0,80; γ 0,10; 0,07; ...	Sm 154 22 α 5,5	
Pm 141 ~ 20 m β ⁻ ~ 2,6 γ	Pm 142 34 s β ⁻ 3,78; ... γ	Pm 143 265 d K γ 0,74	Pm 144 ~ 400 d K kein β ⁻ γ 0,62; 0,70; 0,48; ...	Pm 145 18 a K 0,14 γ 0,072; 0,067	Pm 146 710 d K β ⁻ 0,78 γ 0,75; 0,45	Pm 147 2,65 a β ⁻ 0,23; ... γ 2,1; 60	Pm 148 42 d 5,3 d β ⁻ 0,13 2,33; 0,77; 1,06 γ 0,55 0,18; 0,73 0,56; 0,31	Pm 149 53 h β ⁻ 1,05; 0,78; ... γ 0,29	Pm 150 2,7 h β ⁻ 2,3; 3,16; ... γ 0,33; ...	Pm 151 28,4 h β ⁻ 1,1 γ 0,34; 0,17; ...	Pm 152 6 m β ⁻ 2,2 γ 0,12; 0,24; ~ 1
Nd 140 3,3 d K γ 0,11-0,5	Nd 141 64 s 2,5 h K β ⁻ 0,78 γ 0,04; 0,42; 1,14;	Nd 142 27,11 α 18	Nd 143 12,17 α 240	Nd 144 23,85 2,4-10 ¹⁵ a α 1,83 α 50	Nd 145 8,30 α 60	Nd 146 17,22 α 1,8	Nd 147 11,1 d β ⁻ 0,81; 0,37; ... γ 0,09; 0,53; ... e	Nd 148 5,73 α 3,7	Nd 149 1,8 h β ⁻ 1,1; 1,5; 0,95 γ 0,03; 0,65	Nd 150 5,62 α 1,5	Nd 151 12 m β ⁻ 2,06; 1,19; 1,82; 1,65; γ 0,09-2,17
Pr 139 4,5 h K β ⁻ 1,0 γ 1,3; 1,6; ...	Pr 140 3,4 m K β ⁻ 2,37; ... γ 1,60; 0,90; ...	Pr 141 100 α 10,8	Pr 142 19,1 h β ⁻ 2,15; 0,58 γ 1,57 α* 18	Pr 143 13,7 d β ⁻ 0,93 kein γ α 89	Pr 144 17,3 m β ⁻ 2,98; 2,29; ... γ 0,69; ...	Pr 145 5,9 h β ⁻ 1,80; ... γ 0,07-1,15	Pr 146 25 m β ⁻ 3,7; 2,3 γ 0,46; 1,49; 0,75	Pr 147 12 m β ⁻ 0,32-1,7	Pr 148 2 m β ⁻ 0,30		
Ce 138 9,2 ms 0,250 0,80 1,04 α 0,007 0,6	Ce 139 60 s 140 d K β ⁻ 0,75 kein β ⁻ γ 0,17	Ce 140 88,48 α 0,31	Ce 141 32,5 d β ⁻ 0,44; 0,58 γ 0,15	Ce 142 11,07 α 0,94	Ce 143 33,4 h β ⁻ 1,09; 1,38; 0,50; γ 0,06; 0,29; 0,67; ... α* 6,0	Ce 144 284 d β ⁻ 0,32; 0,19; 0,24 γ 0,13; 0,08; ...	Ce 145 3,0 m β ⁻ 2,0; ... γ	Ce 146 14 m β ⁻ 0,70 γ 0,32; 0,22; 0,14; ...	Ce 147 1,2 m β ⁻	Ce 148 0,7 m β ⁻	
La 137 6-10 ⁴ a K kein γ	La 138 0,089 1,1-10 ¹¹ a K kein β ⁻ β ⁻ 1,43; 0,81	La 139 99,911 α 8,2	La 140 40,2 h β ⁻ 1,38; 1,10; 0,83; γ 1,60; 0,49; 0,32; 0,82; ...	La 141 3,9 h β ⁻ 2,43; 0,91 γ 1,37	La 142 92 m β ⁻ ~ 4,0; ... γ 0,63; 2,40; 0,90; 2,08; ...	La 143 14,0 m β ⁻ 3,30; ... γ 0,63; 1,17; 0,80; 1,98; ...	La 144 kurz β ⁻	07.65.02			
Ba 136 7,81 α 0,016 + ?	Ba 137 2,6 m 11,32 β ⁻ 0,66 α 5,1	Ba 138 71,66 α 0,5	Ba 139 85 m β ⁻ 2,30; 2,14; 1,40; ... γ 0,17; 0,78; ... α 4	Ba 140 12,8 d β ⁻ 1,01; 0,48; 0,6; 0,9 γ 0,54; 0,03; 0,44; 0,16; ...	Ba 141 18 m β ⁻ 2,8; ... γ 0,19; 0,29; 0,46; ...	Ba 142 11 m β ⁻ ~ 4 γ 0,26; 0,89; 1,20; ...	Ba 143 13 s β ⁻	Ba 144 kurz β ⁻			
Cs 135 2,0-10 ⁶ a β ⁻ 0,21 kein γ α 8,7	Cs 136 13 d β ⁻ 0,34; 0,66 γ 0,83; 1,07; 0,34; ...	Cs 137 30 a β ⁻ 0,51; 1,18 α ~ 2	Cs 138 32 m β ⁻ 3,40; ... γ 1,43; 1,01; 0,46; 2,21; ...	Cs 139 9,5 m β ⁻ 4,3; ... γ	Cs 140 66 s β ⁻ 0,59	Cs 141 kurz β ⁻	Cs 142 ~ 1 m β ⁻	Cs 143 kurz β ⁻	Cs 144 kurz β ⁻		
Xe 134 10,44 α 1 + 0,7	Xe 135 15,7 m 9,2 h β ⁻ 0,53 γ 0,25; 0,27-10 ⁶	Xe 136 8,87 α 0,15	Xe 137 3,9 m β ⁻ 3,5 γ 0,27; 0,45	Xe 138 17 m β ⁻ 2,4 γ 0,42; 0,51; 1,78; 2,0	Xe 139 41 s β ⁻ 0,90-0,52	Xe 140 16 s β ⁻	Xe 141 1,7 s β ⁻	Xe 142 ~ 1,5 s β ⁻	Xe 143 1 s β ⁻	Xe 144 ~ 1 s β ⁻	
I 133 21 h β ⁻ 1,23; 0,59; γ 0,53; 0,87; ...	I 134 53 m β ⁻ 2,41; 1,25; 1,49; ... γ 0,85; 0,89; 0,61; 1,07; ...	I 135 6,7 h β ⁻ 1,0; 0,47; 1,4 γ 1,14; 1,26; 1,72; ...	I 136 83 s β ⁻ 4,2; 7,0; 5,6; 2,7 γ 1,32; 0,40; 0,27; ...	I 137 24 s β ⁻ n	I 138 6 s β ⁻ n	I 139 2,7 s β ⁻ n					
Te 132 78 h β ⁻ 0,22; ... γ 0,05; 0,23 e	Te 133 50 m ~ 2 m β ⁻ 1,32; 4 γ 0,75; 0,91; 0,43; ... γ 0,33	Te 134 42 m β ⁻ 0,20; 0,26; 0,17; ...									
Sb 131 23 m β ⁻	Sb 132 2,1 m β ⁻	Sb 133 4,1 m β ⁻	Sb 134 0,8 m β ⁻								
						5,8 86	6,4 88	6,4 88	5,8 90	5,6	

G.N.E.A. Biblioteca
ARCHIVO PUBLICACIONES
Nº 1
AÑO 1965



Manual del Curso de Metodología y Aplicación de Radioisótopos

COMISION NACIONAL DE ENERGIA ATOMICA

BUENOS AIRES — REPUBLICA ARGENTINA



República Argentina

COMISION NACIONAL DE ENERGIA ATOMICA

CURSO DE APLICACION DE RADIOISOTOPOS

FUNDAMENTOS DE FISICA NUCLEAR
Y DE ESTRUCTURA ATOMICA

Josefina Rodríguez

FUNDAMENTOS DE FÍSICA NUCLEAR Y DE ESTRUCTURA ATOMICA

Desde muy antiguo se tenía la idea de que la materia estaba constituida por partículas elementales llamadas átomos. Pero fué en realidad John Dalton, quien a comienzos del siglo pasado canalizó, resumió y aportó nuevas ideas al concepto de átomo.

El sugirió que :

- a) La materia está compuesta de diminutas partículas reales, llamadas átomos.
- b) Los átomos de cualquier sustancia pura no pueden ni subdividirse ni transformarse unos en otros.
- c) Los átomos no pueden ser destruidos ni creados.
- d) Los átomos de una sustancia pura son idénticos entre sí en peso, tamaño y en las demás propiedades.
- e) Los átomos de una sustancia pura difieren en peso y en las demás características de los átomos de las demás sustancias.
- f) La combinación química es la unión de átomos en proporciones numéricas definidas.

Más tarde (1815) Prout propuso que los pesos de todos los átomos eran múltiplos sencillos del peso del átomo de hidrógeno, y que éste era la materia fundamental a partir de la cual se construyeron todas las demás sustancias. Aunque fundamentalmente incorrecta, la hipótesis de Prout incluye la idea de que los átomos son complejos y que deben contener partículas más sencillas.

En 1833 M. Faraday comprobó que la materia es de naturaleza eléctrica, y se encontró la equivalencia entre energía eléctrica y transformaciones químicas.

Más adelante con el descubrimiento de la radioactividad por Enrique Becquerel en 1896, y del electrón como constituyente de la materia por J.J. Thomson en 1897, se tuvieron evidencias de que el átomo estaría constituido por partículas más pequeñas, y de que podrían transformarse unos átomos en otros.

Por otro lado pronto se comprobó que los átomos de una sustancia pura no son necesariamente idénticos, como se verá en detalle más adelante. Así el oxígeno atmosférico que es una sustancia pura, está constituido por tres tipos de átomos que difieren en sus masas respectivas. 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.

La imagen más simple que se puede dar del átomo, a la luz de las experiencias de gran número de investigadores principalmente J.J. Thomson, Rutherford, Barkla, Geiger, Moseley, Chadwick, Bohor y otros, es la que lo presenta constituido por una parte central muy pequeña cargada positivamente, en la que prácticamente está concentrada la masa del átomo, y una serie de electrones en movimiento ubicados en capas externas del núcleo, en distintos niveles de energía.

En las capas electrónicas tienen origen distintos fenómenos (producción de rayos X, uniones químicas, fenómenos luminosos), de los que no nos ocuparemos. En cambio concentrarán nuestra atención los llamados fenómenos nucleares o radiactivos, denominados así en base a que se llevan a cabo por entrada o salida en el núcleo de partículas elementales (neutrones, partículas α , electrones, deuterones, protones, etc.) ó por reacomodación de los elementos constitutivos del mismo.

Generalmente estos fenómenos se acompañan por emisión de rayos Gamma o rayos X (ondas electromagnéticas).

Masa Atómica ó Peso Atómico.

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 otras escalas.

Una de las escalas utilizadas es la llamada escala física de pesos atómicos, en la que se toma como patrón la masa del átomo de oxígeno más abundante en la atmósfera, y se le asigna la masa de exactamente 16,00000 unidades de masa atómica física (16,00000 uma). De ahí que la unidad de masa atómica física (uma) es 1/16 ava parte del peso del átomo de oxígeno más abundante en la naturaleza.

Por lo tanto el peso del átomo, en esta escala es la relación entre el peso de ese átomo y la 1/16 ava parte del peso del átomo de oxígeno 16. Esta relación se conoce con los nombres de peso atómico físico, ó masa atómica precisa.

Otra escala muy utilizada, sobre todo por los químicos en los cálculos de combinaciones químicas, es la llamada escala de pesos atómicos químicos.

En la escala química de pesos atómicos, se le ha asignado al oxígeno natural (constituido por 99,759% de átomos de masa atómica precisa 16,00000, 0,2039% de átomos de masa atómica precisa 18,00486 y 0,0374% de átomos de masa atómica precisa 17,004534) el valor de exactamente 16.00000.

La unidad utilizada es por lo tanto mayor en la escala química que en la escala física, y el valor numérico de cualquier peso atómico es más pequeño cuando se expresa en la escala química.

Trataremos de calcular el factor de conversión de una escala a otra.

$$\text{Peso atómico promedio de la mezcla de oxígeno natural en la escala física} = \frac{99,759 \times 16 + 0,2039 \times 18,00486 + 0,0374 \times 17,00453}{100}$$

$$= \frac{1596,144 + 3,671 + 0,636}{100} = \frac{1600,451}{100} = 16,00451$$

$$\frac{\text{Peso atómico en la escala física}}{\text{Peso atómico en la escala química}} = \frac{16,00451}{16,00000} = 1,000281$$

De ahí:

$$\text{Peso atómico en la escala química} = \frac{\text{Peso atómico en la escala física}}{1,000281}$$

$$\text{Peso atómico del oxígeno de 16 uma en la escala química} =$$

$$= \frac{16}{1,000281} = 15,9955$$

En los últimos años, fué propuesta y aceptada como unidad de masa atómica la 1/12ava parte de la masa del átomo de carbono de masa atómica precisa 12,00380 uma (en la escala física). A este isótopo de carbono en esta nueva escala se le asigna el peso atómico de 12,000000.

En esta escala, los valores numéricos de pesos atómicos difieren poco de los valores obtenidos utilizando al oxígeno como patrón:

Conviene hacer notar que cuando se trabaje con masas atómicas en escala física se acompañará el valor con la abreviatura uma. Si la escala utilizada es la del carbono 12 la abreviatura será u; no se acompañará el número con ninguna abreviatura en el caso de pesos atómicos químicos.

No solo el oxígeno atmosférico está constituido por átomos de distintas masas sino por el contrario, salvo pocas excepciones como el iodo, aluminio, escandio, cobalto, manganeso, fósforo, sodio, fluor, berilio, arsénico, itrio, niobio, rodio, cesio, praseodimio, turbio, holmio, tamaro, oro, bismuto, la mayoría de las sustancias puras naturales (ciento tres en la actualidad) están constituidas por átomos de distintos pesos.

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

Estos átomos de oxígeno de diferentes masas (16,000000 uma; 17,00453 uma y 18,00485 uma) se conocen con el nombre de isótopos de oxígeno, y la mezcla natural de ellos (99,76% de oxígeno de 16,000000 uma; 0,037% de oxígeno de 17,00453 uma y 0,204% de oxígeno de 18,00485 uma) recibe el nombre de elemento oxígeno.

La mezcla natural de isótopos de magnesio (78,6% de átomos de magnesio de 23,99264 uma; 10,11% de átomos de magnesio de 24,99375 uma; 11,29% de átomos de magnesio de 25,990854 uma) constituye el elemento magnesio.

Por lo tanto el vocablo elemento viene a reemplazar el de sustancia pura, en el sentido en que lo hemos utilizado hasta este momento.

Los pesos atómicos químicos (utilizados en los cálculos estequiométricos) son la media (teniendo en cuenta la abundancia relativa natural) de los pesos atómicos de los isótopos que constituyen el elemento en la escala química, y se conocen con el nombre de pesos atómicos del elemento.

El peso atómico del elemento oxígeno se definió como 16.

El peso atómico del elemento carbono es 12,011, y el del elemento estaño es 118,70.

El peso atómico del elemento iodo es 126,91. Como el elemento iodo está constituido por un solo isótopo, el iodo de masa atómica física o masa atómica precisa 126,94480, su peso atómico químico es $= \frac{126,94480}{1,000281}$, siendo 1,000281 el factor de conversión de la escala

física a la escala química.

Molécula.

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

Las moléculas de los gases (excepción hecha de los gases inertes) y de los no metales en general, están constituidas por dos átomos y en algunos casos por más. Las moléculas de los metales están constituidas en general por un solo átomo. En estos casos la molécula es idéntica al átomo.

Peso Molecular.

El patrón de pesos moleculares químicos es el oxígeno natural.

El peso molecular de una sustancia en la escala química, es la relación entre el peso de una molécula de la sustancia para la cual se está definiendo el peso molecular y la 1/16 av. parte del peso del átomo de oxígeno en la mezcla natural.

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

Dos veces el peso atómico del hidrógeno	$2 \times$	1,0080	=	2,0160
Peso atómico del oxígeno			+	<u>16</u>
Peso molecular del agua				18,0160

Para este cálculo se han utilizado los pesos atómicos (en escala química) del elemento hidrógeno y del elemento oxígeno.

El peso molecular del elemento oxígeno, teniendo en cuenta que la molécula de oxígeno está constituida por dos átomos, es 32 en la escala química.

Ley de Avogadro.

A principios del siglo pasado el químico italiano A. Avogadro estableció que volúmenes iguales de gases diferentes bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.

La densidad de una sustancia (sólida, líquida ó gaseosa) es la masa de un volumen determinado de la misma (la masa de un cm^3 , la masa de un litro). Teniendo en cuenta la ley de Avogadro.

$$\frac{n. \text{ Peso de una molécula de un gas } / V}{n. \text{ Peso de una molécula de oxígeno } / V} =$$

$$\frac{\text{Densidad del gas (ó de una sustancia al estado de vapor)}}{\text{Densidad del oxígeno}}$$

Siendo

n = número de moléculas del gas en el volumen V

$$\frac{\frac{\text{Peso de una molécula de un gas}}{1/16 \text{ Peso del átomo del oxígeno natural}}}{\frac{\text{Peso de una molécula de oxígeno}}{1/16 \text{ Peso del átomo del oxígeno natural}}} = \frac{\text{Densidad del gas}}{\text{Densidad del oxígeno}}$$

De aquí:

$$\text{Peso de una molécula del gas en la escala química (Peso molecular)} =$$

$$= \text{Peso molecular del oxígeno} \cdot \frac{\text{Densidad del gas}}{\text{Densidad del oxígeno}}$$

Peso molecular del gas = $32 \frac{\text{Densidad del gas}}{\text{Densidad del oxígeno}}$, expresión que nos

permite determinar el peso molecular de una sustancia, determinando en las mismas condiciones de temperatura y presión la densidad de la misma al estado de vapor, y la densidad del oxígeno.

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 32 gr de oxígeno

Un mol de agua es 18,016 gr de agua.

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 22,414 litros. Este volumen se conoce con el nombre de volumen molar en condiciones normales de temperatura y presión. El número de moléculas presente en este volumen recibe el nombre de número de Avogadro o constante de Avogadro, su valor es $(6,02472 \pm 36) \times 10^{23} \text{ (g.mol)}^{-1}$

Atomo Gramo

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

átomo gramo del elemento oxígeno: 16 gr

átomo gramo del elemento iodo: 126,91 gr

átomo gramo del elemento plata: 107,880 gr

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

Por otro lado un mol de cualquier sustancia, independientemente de su estado (sólido, líquido o gaseoso) contiene un número de moléculas igual a la constante de Avogadro.

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

Los conceptos anteriores nos permiten determinar los pesos de los distintos átomos en el sistema cgs

$$\text{Peso del átomo de fluor} = \frac{\text{Atomo gramo}}{\text{Número de Avogadro}} = \frac{19,00 \text{ gr}}{6,03 \times 10^{23}} = 3,16 \times 10^{-23} \text{ gr}$$

$$\text{Peso del átomo de iodo} = \frac{\text{átomo gramo}}{\text{número de Avogadro}} =$$

$$= \frac{127 \text{ gr}}{6,03 \times 10^{23}} = 2,11 \times 10^{-22} \text{ gramos}$$

Unidad de Masa Atómica en el Sistema cgs (cm, g, seg)

Peso del átomo de oxígeno cuya masa es 16,000000 uma =

$$= \frac{\text{átomo gramo}}{\text{número de Avogadro}} = \frac{16 \text{ gr}}{6,03 \times 10^{23}} = 2,656 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Teniendo en cuenta que la uma es la $\frac{1}{16}$ ava parte de la masa del átomo de oxígeno:

$$1 \text{ uma} = \frac{2,656 \times 10^{-23} \text{ g}}{16} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Radios Atómicos.

Si se suponen los átomos esféricos, se puede calcular el orden de magnitud de los radios atómicos.

Se tomará como ejemplo el átomo de hierro

$$\text{Radio atómico} = \sqrt[3]{\frac{3 V}{4 \pi}} = \sqrt[3]{\frac{3}{4} \cdot \frac{\text{átomo gramo}}{\pi \cdot \delta \cdot N_A}}$$

Siendo

V = volumen del átomo del hierro

N_A = número de Avogadro = $6,03 \times 10^{23}$

δ = densidad del hierro = $7,86 \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3}$

$\pi = 3,14$

átomo gramo de hierro = 55,85 gr

$$\text{Radio atómico} = \sqrt[3]{\frac{3 \times 55,85 \text{ gr}}{4 \times 3,14 \times 7,86 \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3}}} =$$

$$= \sqrt[3]{\frac{167,55 \times 10^{-23} \text{ cm}^3}{12,56 \times 7,86 \times 6,02}} = \sqrt[3]{\frac{167,55 \times 10^{-23} \text{ cm}^3}{593}} = 1,4 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

Radio Nuclear.

La expresión siguiente vincula el radio nuclear con el número de masa del átomo (concepto que se aclarará más adelante)

$$R = 1,5 \times 10^{-13} \cdot A^{1/3} \text{ cm}$$

A = número de masa del átomo cuyo núcleo se está considerando, número entero que se acerca mucho al peso atómico.

Los radios nucleares varían entre $1,45 \times 10^{-13}$ cm que corresponde al núcleo de hidrógeno y $9,5 \times 10^{-13}$ cm que corresponde al núcleo de uranio.

Es de interés observar cuánto más grande es el átomo que el núcleo.

Si se relacionan los valores aproximados del radio atómico y del radio nuclear

$$\frac{\text{radio atómico}}{\text{radio nuclear}} = \frac{10^{-8}}{10^{-13}} = 10^5$$

El radio atómico es 10^5 veces mayor que el radio nuclear, y si suponemos el átomo y el núcleo esférico, la relación de los volúmenes respectivos será:

$$\frac{\text{Volumen atómico}}{\text{Volumen nuclear}} = \frac{\frac{4}{3} \pi \cdot (\text{radio atómico})^3}{\frac{4}{3} \pi \cdot (\text{radio nuclear})^3}$$

$$\frac{\text{Volumen atómico}}{\text{Volumen nuclear}} = \frac{10^{-24} \text{ cm}^3}{10^{-39} \text{ cm}^3} = 10^{15}$$

pudiéndose concluir que un átomo puede contener 10^{15} núcleos.

Densidad Nuclear.

Se tomará nuevamente como tipo el átomo de hierro.

$$\text{Densidad del núcleo de hierro} = \frac{\text{masa del núcleo de hierro}}{\text{Volumen del núcleo de hierro}}$$

No se comete gran error si se reemplaza la masa del núcleo de hierro por la masa del átomo de hierro ya que ésta supera a la primera en la masa de los electrones orbitales, valor despreciable frente a la masa del núcleo.

$$\text{Densidad del núcleo de hierro} = \frac{\frac{\text{átomo gramo}}{N_A}}{\text{Volumen del núcleo de hierro}}$$

$$\text{Densidad del núcleo de hierro} = \frac{\frac{\text{átomo gramo}}{N_A}}{\frac{4}{3} \pi \cdot (\text{Radio nuclear})^3}$$

$$\text{Densidad del núcleo de hierro} = \frac{\frac{55,8 \text{ gr}}{6,03 \times 10^{23}}}{\frac{4}{3} \times 3,14 \times (5,7 \times 10^{-13})^3}$$

$$\text{Densidad del núcleo de hierro: } 1,2 \times 10^{14} \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3} = 1,2 \times 10^8 \frac{\text{toneladas}}{\text{cm}^3}$$

La densidad de todos los núcleos es aproximadamente la misma, y como se ve tiene un valor enorme.

Estructura del Atomo.

Se indicó que la imagen más simple del mismo sería 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.

El núcleo, de densidad enorme, se encuentra constituido por dos tipos de partículas elementales: neutrones y protones que reciben el nombre general de nucleones.

El neutrón fué descubierto recién en 1932 por James Chadwick en Inglaterra, a pesar de que su existencia había sido ya sugerida por el físico Ernst Rutherford en 1919. Tiene una masa de 1,00898 uma = $1,6747 \times 10^{-24}$ g. No posee carga eléctrica.

El protón tiene una masa de 1,00759 uma = $1,6724 \times 10^{-24}$ g, valor muy semejante al de la masa del átomo de Hidrógeno. Está cargado positivamente con $4,8021 \times 10^{-10}$ ues (q)

La naturaleza de las fuerzas que mantienen a protones y neutrones unidos en el núcleo no se conoce aún muy bien.

No pueden ser fuerzas de tipo coulombiano ya que en este caso serían fuerzas repulsivas y todos los núcleos estallarían, tampoco pueden ser de naturaleza gravitatoria, ya que estas fuerzas son mucho más débiles en varios órdenes de magnitud.

Muchos hechos experimentales evidencian que la acción de las fuerzas nucleares tiene un alcance muy pequeño, menor que las dimensiones nucleares.

No existe todavía una teoría general y satisfactoria relativa a las fuerzas nucleares, aunque se suele admitir que los nucleones se mantienen unidos dentro del núcleo mediante el intercambio que realizan de partículas especiales llamadas mesones. Su existencia fué formulada teóricamente por el físico japonés Yukawa en el año 1935, comprobando su existencia en los rayos cósmicos Neddermeyer y C.D. Anderson en 1937.

Otro constituyente del átomo es el electrón que se reconoció a fines del siglo pasado como la unidad mínima de electricidad negativa, se lograron determinar sus características:

carga: $4,8021 \times 10^{-10}$ ues (q), carga negativa

masa en reposo: $9,1066 \times 10^{-29}$ g, aproximadamente 1840 veces menor que la masa del átomo de hidrógeno.

radio del electrón: $2,8 \times 10^{-13}$ 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 (99,9850%), con un protón en su núcleo y un electrón orbital, como se indica en la figura 1.

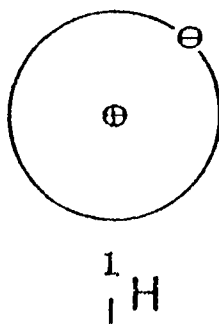


Fig. 1

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 2), se los conoce también con el nombre de deuterio.

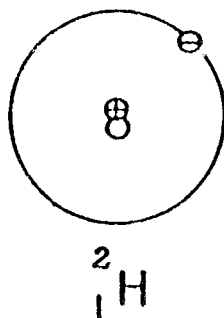


Fig. 2

Otro átomo simple es el del helio más abundante en la naturaleza, con dos neutrones y dos protones en su núcleo, y dos electrones en una órbita (figura 3).

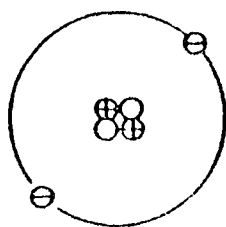
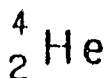


Fig. 3



Siguiendo el orden creciente de pesos atómicos llegamos al berilio, cuyos átomos tienen todos cuatro protones en su núcleo y algunos cuatro y otros 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 estos elementos se va formando por incorporación de un protón y uno o dos neutrones en cada elemento.

Con el sodio, décimo primer elemento en orden creciente de pesos atómicos, aparece una tercera órbita; en los elementos siguientes se completa ésta, apareciendo luego sucesivas órbitas en los átomos de mayor peso atómico.

En la figura 4 se puede observar el esquema de algunos átomos.

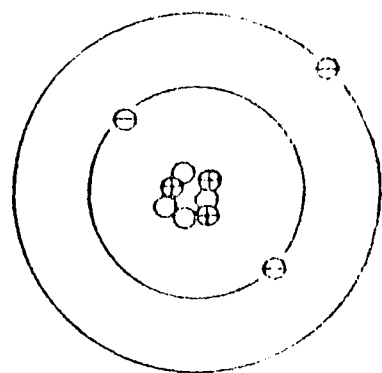
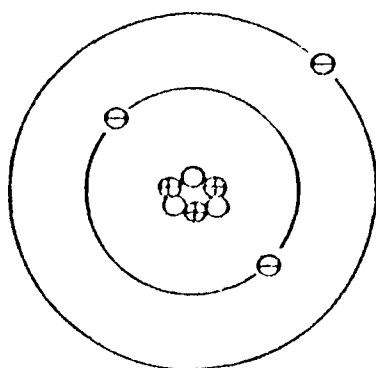
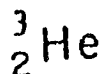
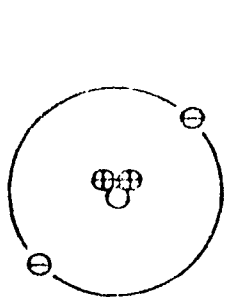


Fig. 4

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.

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 ahí la periodicidad en las propiedades de los elementos que encontró Mendeleiev, como se verá más adelante.

Bury había postulado que la capa más externa de un átomo no podía contener más de ocho electrones y que ninguna capa podría contener más de ocho electrones a menos que se estuviera formando al mismo tiempo otra capa más alejada del núcleo.

Por otro lado, Pauli enunció una regla fundamental llamada "principio de exclusión de Pauli", que permite establecer cuál es el número máximo de electrones que puede contener un piso, capa u órbita, y por lo tanto considerarse a esta completa.

De acuerdo a este principio la primera órbita, (la más cercana al núcleo) órbita K se completa con dos electrones, la órbita L puede contener 8 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 y 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. Por otro lado fija la ubicación del elemento en la tabla periódica de Mendeleiev.

Los números atómicos de los elementos conocidos se extienden en la actualidad desde 1 para el hidrógeno a 103 para el laurencio.

La carga nuclear o número atómico (Z), se determina físicamente por la medición de la longitud de onda de los rayos X característicos más energéticos. Esos rayos X tienen su origen en las transiciones electrónicas de la capa K y sus energías dependen de la carga nuclear por la simple relación dada por la ley de Moseley, $E(\text{ev}) = 10,25 (Z - 1)^2$.

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.

La diferencia $(N - Z)$ ó $(A - 2Z)$ entre el número de neutrones y protones en un núcleo, recibe el nombre de número isotópico o exceso de neutrones.

El símbolo utilizado para representar especies nucleares, es el símbolo químico del elemento 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).

En física nuclear se suele simbolizar también así: abajo y a la izquierda el número atómico, arriba y a la izquierda el número de masa y a la derecha y abajo el número de neutrones.

Se conocen más de 1500 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 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:

$^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{36}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$, como el número Z configura su comportamiento químico, los tres se comportan en la misma forma, de ahí el nombre de isótopo, sugerido por Soddy en 1913, que alude al hecho de ocupar el mismo lugar en el sistema periódico.

Isóbaros.

Se llaman isóbaros, los nucleídos que tienen el mismo número de masa pero distinto número atómico.

Ejemplo de isóbaros: $^{130}_{52}\text{Te}$, $^{130}_{53}\text{I}$, $^{130}_{54}\text{Xe}$, $^{130}_{55}\text{Cs}$, $^{130}_{56}\text{Ba}$

Teniendo número atómico distinto se comportan químicamente en forma diferente.

Isótonos.

Son los nucleídos que tienen el mismo número de neutrones.

Ejemplo de isótonos:

30	31	32
Si,	P,	S
14	15	16

Isodiáfaros.

Se llaman así los nucleídos que tienen el mismo exceso de neutrones.

Ejemplo de isodiáfaros:

30	32	34
Si,	P,	S
14	15	16

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:

113m		113
49 ^{In}	e	49 ^{In}

el $^{113m}_{49}\text{In}$ 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) que están constituidos por un solo isótopo $^{27}_{13}\text{Al}$, $^{127}_{53}\text{I}$, pero la mayoría de los

elementos se componen de varios isótopos estables, llegando el esta-
ño 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 $^{16}_8\text{O}$, 0,037% de $^{17}_8\text{O}$ y 0,204% 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 independiente de su origen.

Sistema Periódico de los Elementos o Tabla Periódica.

A medida que se acumularon datos acerca de las propiedades físicas y químicas de los elementos, se puso en evidencia la existencia de analogías en las propiedades de ciertos grupos de los mismos, realizándose intentos para clasificarlos de acuerdo con ellas. El químico ruso Mendeleiev obtuvo el resultado más satisfactorio con su ley periódica, propuesta en 1869, ley que puede resumirse en las siguientes proposiciones formuladas por él mismo.

- a) Los elementos muestran una periodicidad en cuanto a sus propiedades al ordenarlos, según su peso atómico creciente.
- b) Los elementos análogos por sus propiedades químicas tienen pesos atómicos parecidos (ejemplo: platino, iridio, osmio) o regularmente crecientes (ejemplo: potasio, rubidio, cesio)
- c) La disposición de los elementos ó de grupos de los mismos según el orden de sus pesos atómicos se corresponde con la hecha según sus valencias.
- d) Los elementos más ampliamente distribuidos en la naturaleza, tienen pesos atómicos pequeños, caracterizándose todos por sus propiedades netamente definidas.
- e) La magnitud del peso atómico determina el carácter de un elemento.
- f) Es de esperar el descubrimiento de muchos elementos aún no conocidos, por ejemplo los análogos al aluminio y al silicio
- g) El peso atómico de un elemento puede, a veces, corregirse conociendo los de los adyacentes.
- h) A partir de sus pesos atómicos cabe predecir ciertas propiedades características de los elementos.

Se han comprobado y ampliado las conclusiones generales de Mendeleiev; entre las propiedades que muestran la variación periódica indicada por él, se cuentan: volumen atómico (peso atómico/densidad) expansión térmica, conductibilidad térmica y eléctrica, susceptibilidad magnética, punto de fusión, índice de refracción, punto de ebullición, forma cristalina, compresibilidad, calores de formación de los óxidos y cloruros, dureza, volatilidad, movilidad iónica, valencia y otras.

Mendeleiev construyó una tabla en la que los elementos estaban dispuestos horizontalmente según el orden creciente de sus pesos atómicos y verticalmente según su semejanza en propiedades. Las tablas primitivas eran imperfectas a veces por error en los pesos atómicos y por no conocerse los gases inertes; a pesar de ello pudo predecir el descubrimiento de ciertos elementos y sus propiedades; en las versiones modernas de su tabla, como la de la figura 5, se han rectificado dichos errores. Dicha tabla consiste en un cierto número de filas horizontales llamados períodos que contienen 2, 8, 8, 18, 18, 32 y 18 elementos respectivamente. En cada período hay una gradación característica y definida de propiedades de un elemento a otro. Las columnas verticales en que se divide la tabla se llaman grupos, la mayoría de los cuales se subdividen en subgrupos A y B, existiendo analogías de menor relieve entre los miembros de uno de ellos, de un lado y los de otro. En cada subgrupo los elementos tienen propiedades análogas, aunque hay una variación gradual y regular de las mismas al aumentar el peso atómico.

Hay cuatro parejas de elementos para los que el orden asignado en la tabla no sigue el de sus pesos atómicos; argón y potasio, cobalto y níquel, telurio y yodo, torio y protoactinio: en cada caso se ha invertido el orden determinado por los pesos atómicos para que ocupen los lugares que les corresponden por sus propiedades. El propio Mendeleiev ya lo hizo para las tres primeras parejas, creyendo inexactos los valores aceptados para los pesos atómicos. Las investigaciones posteriores han demostrado la inexistencia de errores de importancía en los pesos atómicos determinados químicamente, y que la propiedad realmente fundamental para la clasificación periódica es el "número atómico" al que el peso es aproximadamente proporcional.

La base de la clasificación de Mendeleiev de los elementos, es decir la necesidad de disponerlos en el orden de los pesos atómicos crecientes, no da ninguna explicación de las diferentes características de la tabla periódica. Según los conocimientos de la época de Mendeleiev, los átomos de los distintos elementos no tenían nada en común y no había nada que los relacionara; como las propiedades de un elemento son las de sus átomos, era difícil comprender porqué los átomos de litio, sodio y potasio, por ejemplo, habían de tener propiedades similares; es evidente que los pesos atómicos no podían explicar por sí solos las características de la tabla. La periodicidad de las propiedades de los elementos estimuló la especulación sobre la estructura de los átomos de distintos elementos.

La variación gradual de propiedades de un grupo a otro sugería que tenía lugar la adición de alguna unidad a la estructura atómica en los sucesivos elementos hasta completar una cierta porción de la misma, condición que se daría, tal vez, en los gases inertes.

Con el elemento siguiente a un gas inerte se iniciaría la construcción de una nueva parte de la estructura atómica.

Sistema Periódico de los elementos

Los pesos atómicos son los últimos adoptados por la Unión Internacional de Química; no se indican los correspondientes a los elementos producidos artificialmente. Los nombres de los elementos se recogen en el Apéndice I.

GRUPO →		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			O
Periodo	Serie											
1	1	1 H 1,0080										2 He 4,003
2	2	3 Li 6,940	4 Be 9,013	5 B 10,82	6 C 12,010	7 N 14,008	8 O 16,000	9 F 19,00				10 Ne 20,183
3	3	11 Na 22,997	12 Mg 24,32	13 Al 26,97	14 Si 28,06	15 P 30,93	16 S 32,066	17 Cl 35,457				18 Ar 39,944
4	4	19 K 39,096	20 Ca 40,08	21 Sc 45,10	22 Ti 47,90	23 V 50,95	24 Cr 52,01	25 Mn 54,93	26 Fe 55,85	27 Co 58,94	28 Ni 58,69	
	5	29 Cu 63,54	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,60	33 As 74,91	34 Se 78,96	35 Br 79,916				36 Kr 83,7
5	6	37 Rb 85,48	38 Sr 87,63	39 Y 88,92	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc	44 Ru 101,7	45 Rh 102,91	46 Pd 106,7	
	7	47 Ag 107,880	48 Cd 112,41	49 In 114,76	50 Sn 118,70	51 Sb 121,76	52 Te 127,61	53 I 126,92				54 Xe 131,3
6	8	55 Cs 132,91	56 Ba 137,36	57-71 Tierras raras*	72 Hf 178,6	73 Ta 180,83	74 W 183,92	75 Re 186,31	76 Os 190,2	77 Ir 193,1	78 Pt 195,23	
	9	79 Au 197,2	80 Hg 200,61	81 Tl 204,39	82 Pb 207,21	83 Bi 209,00	84 Po 210	85 At				86 Rn 222
7	10	87 Fr	88 Ra 226,05	89 Serie de los actínidos**								

Tierras raras:	57 La 132,92	58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 Pm	62 Sm 150,43	63 Eu 152,0	64 Gd 156,9	65 Tb 159,2	66 Dy 162,46	67 Ho 164,94	68 Er 167,2	69 Tm 169,4	70 Yb 173,04	71 Lu 174,99
Serie de los actínidos:	89 Ac 227	90 Th 232,12	91 Pa 231	92 U 238,07	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf					

Figura 5

Con el elemento siguiente a un gas inerte se iniciaría la construcción de una nueva parte de la estructura atómica.

Efectivamente, de acuerdo a lo que se indicó anteriormente, al pasar de un elemento a otro de mayor número en la tabla periódica se adicionaría un electrón y un protón, además de los neutrones correspondientes.

Este nuevo electrón se introduciría en una órbita ya existente o iniciaría una nueva, de acuerdo a los resultados deducidos del "principio de exclusión de Pauli", como también se indicó.

Por otra lado se ha dicho que los electrones de la última órbita, electrones de valencia, fijan ciertas características de los elementos, así los elementos que aparecen en una misma columna vertical (grupo) que están químicamente relacionados, se caracterizan por tener todos ellos en la última órbita el mismo número de electrones.

Como ejemplo (figura 5) helio, neón, argón, kriptón y radón tienen todos 8 electrones en la última órbita, y como son químicamente bastante indiferentes se los llama gases inertes, y se dedujo que una órbita con 8 electrones presenta una configuración cerrada y por lo tanto con poca actividad química.

Los elementos litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, y francio inician todos una nueva órbita, poseen todos por lo tanto un solo electrón de valencia, y presentan gran reactividad química.

Parecidos químicamente también lo son el berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio que poseen dos electrones en su última órbita.

Un hecho interesante es el comportamiento químico de las tierras raras, tan semejantes entre sí que es muy difícil su separación. También tiene su explicación a la luz de la estructura atómica. A medida que aumenta el número de electrones en esta serie desde el lantano que posee 57 electrones hasta el lutecio con 71, estos electrones no se incorporan a la última capa ya iniciada con el cesio, sino que cuando en ésta ya se ubicaron dos electrones, los nuevos comienzan a entrar en otra más profunda de tal manera que la capa de valencia que da carácter químico al elemento mantiene su estructura de dos electrones.

Determinación de Masas Atómicas Precisas.

Espectroscopios - Isótopos

Como se recordará reciben el nombre de isótopos aquellos nucleidos que teniendo el mismo número atómico, tienen distinto número de masa y por lo tanto distinta masa precisa.

J.J. Thomson en 1912, demostró la existencia de dos formas estables de neón de masas precisas diferentes. Durante este mismo período, Soddy llegó a la conclusión de que existían isótopos entre los nucleidos radiactivos pesados.

Para la determinación exacta de masas se requiere la mayor precisión posible. Si se trata de medir números de masa, abundancia relativa de isótopos o separación de los mismos, pueden utilizarse instrumentos de menor precisión. Si el espectro de masas se registra fotográficamente, los dispositivos se denominan espectrógrafos de masa. Aquellos instrumentos en los cuales se ajusta el voltaje o un campo magnético para que cada parte del espectro caiga sobre una ranura detectora fija, se llaman espectrómetros de masas. La palabra espectroscopio se aplica indistintamente a cualquiera de las disposiciones.

El primer espectrógrafo de masa fué ideado por J.J. Thomson en 1912. Más tarde, en 1919, fué Aston el primero que hizo medidas de masa con la precisión suficiente para demostrar claramente que las masas de las diferentes especies nucleares no guardaban unas con otras relaciones sencillas de números enteros.

Todos los espectroscopios poseen fundamentalmente:

- a) Una fuente de iones.
- b) Un campo electrostático.
- c) Un campo magnético.

Mediante la fuente de iones se consigue ionizar el gas o la substancia sólida previamente llevada al estado gaseoso por algún medio. La fuente de iones muchas veces es un hilo metálico (tungsteno), el que llevado a la incandescencia emite electrones que producen la ionización. Las cargas de los iones puede ser $\pm e$, $\pm 2e$, $\pm 3e$, siendo e la carga del electrón, regulando bien la fuente de iones se puede suponer que los iones son todos monocargados y positivos.

Mediante el campo electrostático y el campo magnético se consigue que todos los iones que posean la misma relación $\frac{m}{q}$, siendo m la masa del ión y q la carga del mismo, a pesar de tener velocidades y direcciones iniciales distintas produzcan sobre una placa fotográfica una traza parabólica.

En la placa aparecerán distintos trazos parabólicos, correspondiendo cada uno de ellos a iones que poseen el mismo valor $\frac{m}{q}$ independientemente de la velocidad y dirección inicial que posean. Si se trata de iones con una sola carga, a iones de distinta masa corresponderán diferentes trazos.

En este principio se basa el espectrógrafo utilizado por Thomson en 1912, y que le permitió distinguir parábolas correspondientes a masas que diferían en por lo menos un 10%. Al utilizar neón, obutvo una parábola muy intensa en la posición correspondiente al peso atómico 20 y otra más debil para el peso atómico 22; trabajando con muestras de neón de distinta pureza y en diferentes condiciones de descarga y de presión, obtuvo el mismo par de curvas con la misma intensidad relativa. De ahí que se concluyó que el elemento neón estaría constituído por átomos de por lo menos dos masas atómicas, una alrededor de 20 y otra alrededor de 22.

Los estudios de Thomson fueron continuados por Aston. El equipo utilizado por Thomson no permitía determinar las masas atómicas precisas con suficiente exactitud, de ahí que Aston en 1919 diseñó un equipo, fundado siempre en la acción de campos electrostáticos y magnéticos sobre un haz de iones, que permitía determinar masas atómicas con la precisión de 1 por 1000. Más tarde él y otros investigadores (Dempster, Bainbridge, Jordan, Mattauch, etc.) diseñaron equipos tan completos que permitieron determinar masas isotópicas con precisiones del orden del 1 por 100.000.

En el espectrógrafo diseñado por Aston se logra una mayor separación entre los iones de masas diferentes, y además hace incidir en un foco todos los iones que poseen un mismo valor m/q en lugar de dispersarlos sobre una parábola, se obtiene así una mayor sensibilidad y precisión.

El resultado de la incidencia de los iones con distintos valores de m/q sobre una placa fotográfica, es análogo al espectro óptico de rayas, de ahí que la imagen sobre la placa reciba el nombre de espectro de masa y espectrógrafo de masa el equipo.

Las masas de los isótopos se determinan cuantitativamente de diferentes modos.

Una de las formas consiste en comparar las posiciones de las trazas en estudio, con las producidas por sustancias patrones cuyas masas se conocen con exactitud.

Con este equipo Aston confirmó los resultados de Thomson y llegó a la conclusión de que el elemento cloro está constituido por átomos de dos masas diferentes: 34,983 y 36,980.

Es muy importante no solo determinar las masas precisas de los isótopos, sino su abundancia relativa. Aston con su instrumento encontró mucho de los isótopos conocidos, como así mismo la abundancia relativa de los mismos.

Para este fin (determinación de abundancias relativas de los isótopos), es mucho más práctico el equipo construido por Dempster, si bien no permite determinar con precisión las masas atómicas.

En este equipo en lugar de obtener impresiones sobre una placa fotográfica, se mide eléctricamente la corriente iónica, de ahí su nombre: espectrómetro.

En el aparato de Dempster, el elemento que se desea estudiar se vaporiza por calentamiento eléctrico, y los átomos del vapor son ionizados mediante el bombardeo con electrones provenientes de un filamento caliente.

Entre las placas P_1 y P_2 (figura 6) se establece una diferencia de potencial V de 1000 voltios o más. Debido a la intensidad de este campo eléctrico el haz de iones, indicado en la figura 6 por una línea punteada, es acelerado adquiriendo todos los iones prácticamente la misma energía qV , siendo q la carga del ión.

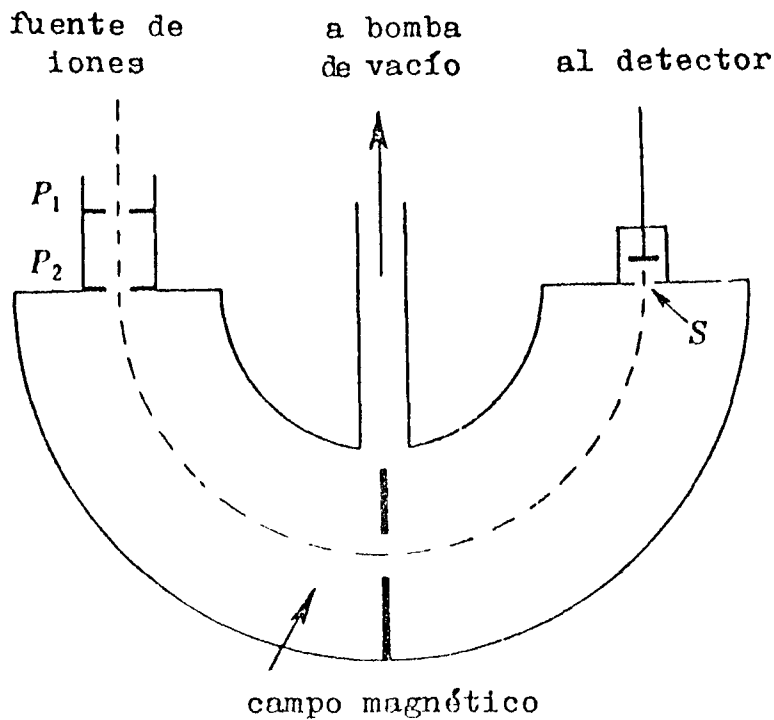


Fig.6 - Espectrógrafo de masa de Dempster's

Resumiendo, todos los iones salen de la ranura de la placa P_2 con la misma energía cinética:

$$Vq = \frac{1}{2} m v^2$$

y de aquí

$$v^2 = \frac{2 V q}{m} \quad (1)$$

siendo:

m = masa del ión

v = velocidad del mismo a la salida de la ranura P_2

Los iones son sometidos luego a la acción de un campo magnético perpendicular al plano de la figura, con lo cual son obligados a seguir una trayectoria curva. En determinadas condiciones de trabajo ($q = e$, en el caso de que los iones estén monocargados) los iones con una cierta masa penetran a través de la ranura S a un equipo detector que permite medir la corriente de iones.

La fuerza que el campo magnético le imprime a la corriente de iones, está dada por la siguiente expresión:

$$F = H \cdot q \cdot v \quad (2)$$

siendo:

F = fuerza que el campo magnético le imprime a un ión de velocidad v y carga q

H = intensidad del campo magnético

Debido a que esta fuerza actúa constantemente a lo largo de la trayectoria, le imprime un movimiento circular uniforme cuya fuerza centrípeta está dada por:

$$F = \frac{m \cdot v^2}{R}$$

siendo:

m = masa del ión

R = radio de la trayectoria

Igualando (2) y (3)

$$F = H \cdot q \cdot v = \frac{m \cdot v^2}{R}$$

$$H \cdot q = \frac{m \cdot v}{R} \quad (4)$$

de aquí:

$$\frac{v^2}{R^2 \cdot H^2} = \frac{q^2}{m^2} \quad (5)$$

Reemplazando en la (5) el valor de v^2 obtenido en la (1)

$$\frac{2 V}{R^2 H^2} = \frac{q}{m} \quad (6)$$

por lo tanto:

$$R = \frac{1}{H} \cdot \sqrt{\frac{2 m V}{q}} \quad (7)$$

La ecuación (7) nos indica que para un campo magnético y un potencial constante, existe una relación entre el radio de curvatura de la trayectoria de los iones y el valor $\frac{m}{q}$

Por lo tanto si a la salida de los iones, después de haber sido sometidos a un campo eléctrico y a un campo magnético, se coloca una placa fotográfica, como se hace en los espectrógrafos de masa, se obtendrán distintas imágenes para los distintos valores de $\frac{m}{q}$

En el caso de iones monocargados las distintas imágenes corresponderán a distintas masas.

En el espectrómetro de Dempster en cambio, se trata de recibir los iones que llegan a S, es decir se trabaja a radio constante, y

si el campo magnético se fija a un determinado valor, de la (6) se puede observar que hay una correspondencia entre $\frac{q}{m}$ y la diferencia de potencial V aplicado entre las placas P_1 y P_2 .

Por lo tanto, lo que se hace es trabajar a una intensidad de campo magnético constante H y variar la intensidad del campo electrostático V .

Para determinar los valores $R^2 \cdot H^2$, característicos de cada aparato, se calibra el equipo por medio de patrones de masa conocida. Se mide el potencial V necesario para que los iones patrón sigan la trayectoria que les permitirá atravesar S y llegar al detector, como el valor $\frac{m}{q}$ se conoce, de (6) obtenemos

$$R^2 \cdot H^2 = \frac{2V \cdot m}{q} \quad (8)$$

Conociendo el valor $R^2 H^2$ del equipo, mediante (6) se puede obtener el valor q/m para distintos campos eléctricos.

La corriente registrada por el detector es proporcional al número de iones positivos que llegan a él por unidad de tiempo, y puede hacerse una representación del valor de la corriente en función del peso atómico, puesto que cada valor del potencial acelerador corresponde a la llegada al electrómetro de partículas con una masa dada, en la figura 7 puede verse una curva obtenida por Dempster, para el potasio, apreciándose la existencia de los isótopos de masas 39 y 41, de los que el primero es el más abundante; Dempster obtuvo la relación de 18:1.

Otro equipo similar, aunque de sensibilidad más elevada, es el construido por Nier con el que obtuvo el espectro del mercurio (figura 8).

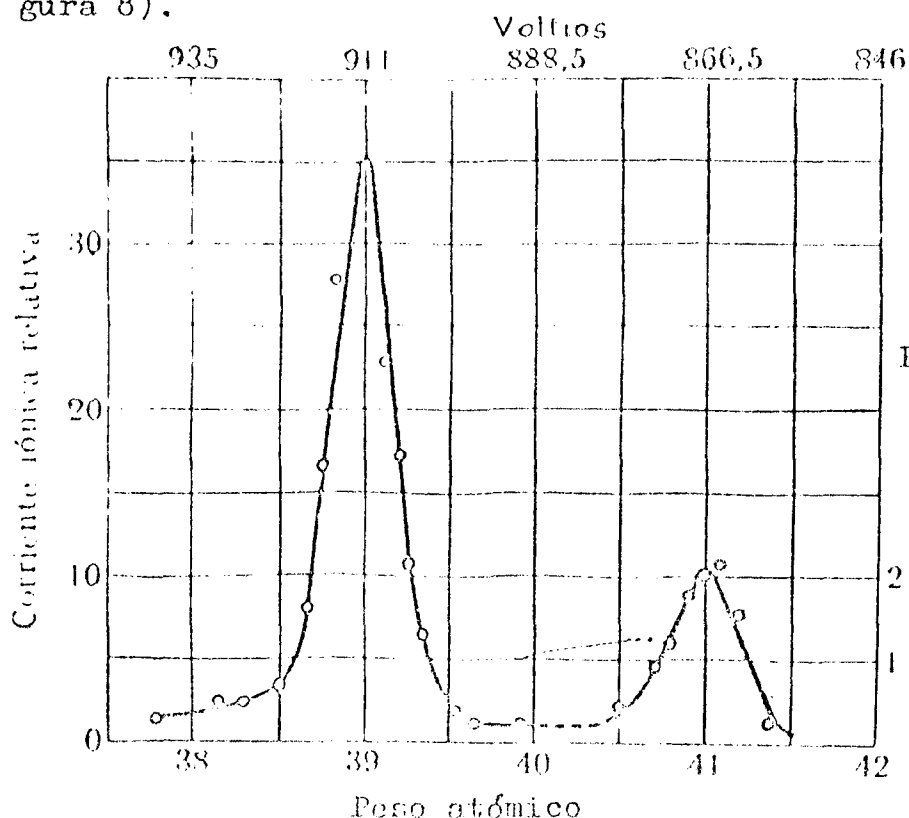


Fig. 7 - Espectro de masa del potasio (Dempster, 1922).

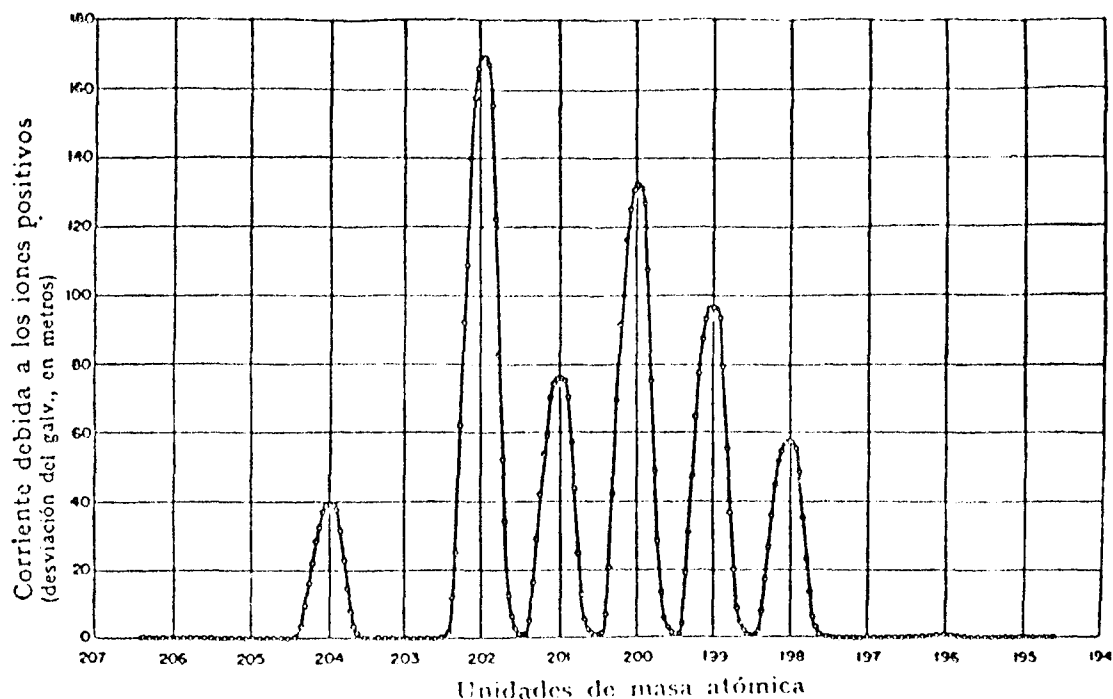


FIG. 8 .—Espectro de masas del mercurio (Nier, 1937).

Equivalencia entre Masa y Energía.

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:

$$E = Mc^2 \quad (9)$$

siendo:

$$c = 2,99776 \times 10^{10} \text{ cm/seg; velocidad de la luz.}$$

Si M está expresada en gramos 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.

Calcularemos la energía equivalente a 1 u m a, mediante la expresión (9)

$$1 \text{ u m a} = 1,6598 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$E = 1,6598 \times 10^{-24} \times (2,99776 \times 10^{10})^2 \text{ g} \cdot \frac{\text{cm}^2}{\text{seg}^2}$$

$$E = 1,493 \times 10^{-3} \text{ ergios}$$

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 1 voltio.

El ergio es el trabajo que realiza una fuerza de una dina a lo largo de 1 cm.

$$1 \text{ ev (electrón-volt)} = 1,602 \times 10^{-12} \text{ ergios} \text{ ó } 1 \text{ ergio} = 0,624 \times 10^{12} \text{ ev}$$

$$1 \text{ Kev (kiloelectrón-volt)} = 1,602 \times 10^{-9} \text{ ergios}$$

$$1 \text{ Mev (Millón de electrón-volt)} = 1,602 \times 10^{-6} \text{ ergios}$$

De aquí se deduce:

$$1 \text{ unidad de masa atómica (u m a)} = 931 \text{ Mev.}$$

$$\text{Masa de un electron} = 0,5107 \text{ Mev}$$

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.

Tratemos de calcular la energía de unión del helio como ejemplo:

En tablas y textos están tabuladas las masas atómicas precisas físicas y no masas nucleares, pero si en lugar de la masa del protón utilizamos en el cálculo la masa precisa física del hidrógeno el error cometido es pequeñísimo.

Masa de dos átomos de ${}^1_1\text{H}$	$2 \times 1,00814$	2,01628 uma
		+
Masa de dos neutrones (${}^1_0\text{n}$)	$2 \times 1,00898$	2,01796 uma
Suma de las masas de los constituyentes del átomo de helio		4,03424 uma

Suma de las masas de los constituyentes del átomo de ${}^4_2\text{He}$	4,03424 uma
Masa atómica precisa de ${}^4_2\text{He}$	4,00387 uma
Diferencia	0,03037 uma

Energía de unión del núcleo de helio de número de masa 4 =
 $= 0,03037 \times 931 = 28,27 \text{ Mev}$

La energía de unión por nucleón es $28,27 : 4 = 7,1 \text{ Mev}$, para obtener este valor se divide por 4 ya que el núcleo está constituido por dos neutrones y dos protones.

La energía de unión promedio por nucleón es a través de toda la tabla de nucleídos de alrededor de 6 a 9 Mev, excepto en el caso de algunos nucleídos muy livianos. La energía de unión por nucleón presenta un máximo (alrededor de 8,8 Mev) para nucleídos en la vecindad del hierro (número de masa alrededor de 55). Hacia el lado de los nucleídos pesados, la caída es muy gradual y alcanza un promedio de 7,5 Mev en los nucleídos más pesados. Sobre el lado de los livianos, a la izquierda del elemento hierro, los valores caen más rápidamente, observándose algunas irregularidades, en particular las energías de unión por nucleón de ${}^4_2\text{He}$, ${}^{12}_6\text{C}$ y ${}^{16}_8\text{O}$, son anormalmente altas (figura 9)

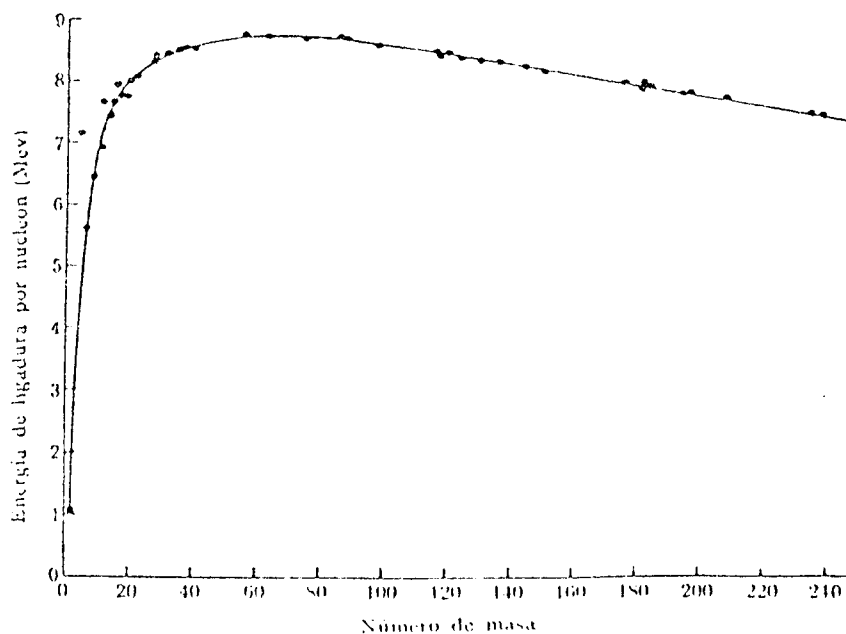


Fig. 9. — La energía de ligadura por nucleón en función del número de masa.

El hecho de que en la zona liviana y en la zona pesada, los valores sean menores en general que en la zona central, se traduce por una mayor inestabilidad de los núcleos en esas zonas.

Por otro lado un núcleo tiene que disponer de menor energía para emitir una partícula alfa (He^{++}) que dos neutrones más dos protones.

Lo que se ha expuesto permite explicar también 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.

Defecto de Masa y Fracción de Empaquetamiento.

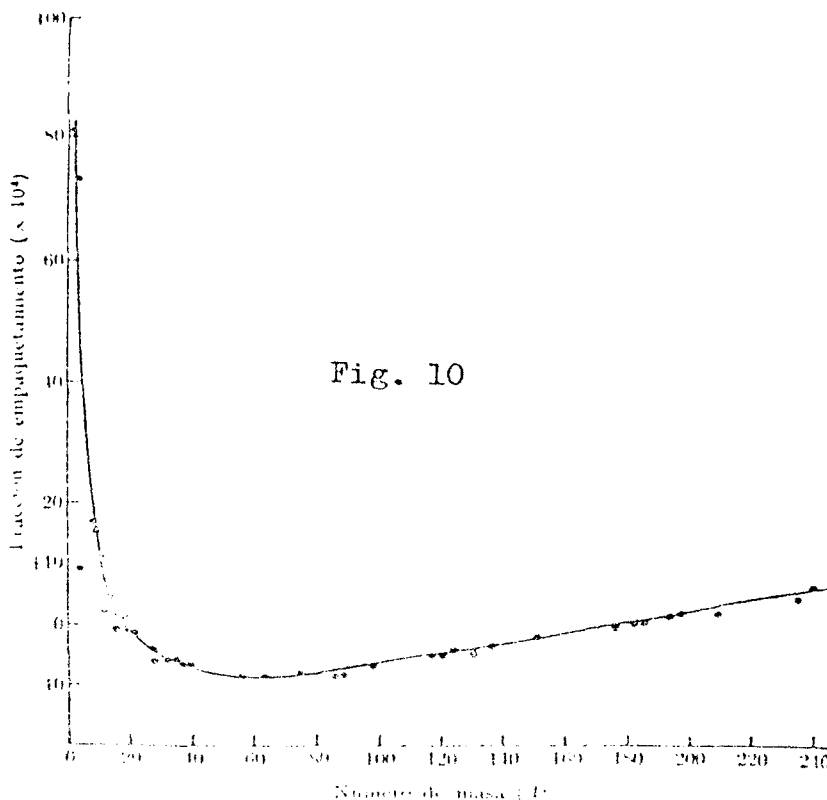
Valores relacionados con la energía de unión son: el "defecto de masa" y la "fracción de empaquetamiento". Estos valores se tabulan más frecuentemente que las energías de unión.

El "defecto de masa" de un nucleído (Δ) es la diferencia entre la masa atómica precisa (m) y el número de masa (A), algunos autores le llaman también la masa en exceso.

La "fracción de empaquetamiento" (f) es el defecto de masa dividido por el número de masa $f = \Delta/A$, algunas veces se define $f = \Delta/m$, pero la diferencia entre los dos valores es despreciable.

La "fracción de empaquetamiento" pasa por un mínimo en la región del hierro (figura 10).

Puesto que las masas atómicas se encuentran por debajo de los números de masa correspondientes entre los números atómicos 20 y 180, las fracciones de empaquetamiento son negativas en esta región. Por comodidad en la figura los valores de fracciones de empaquetamiento se multiplicaron por 10^4 .



Estabilidad Nuclear.

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

La figura 11 muestra un gráfico en el cual se han ubicado los nucleídos estables, en abscisas se indica el número de protones (Z) del nucleído representado y en ordenadas el número de neutrones ($A - Z$).

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.

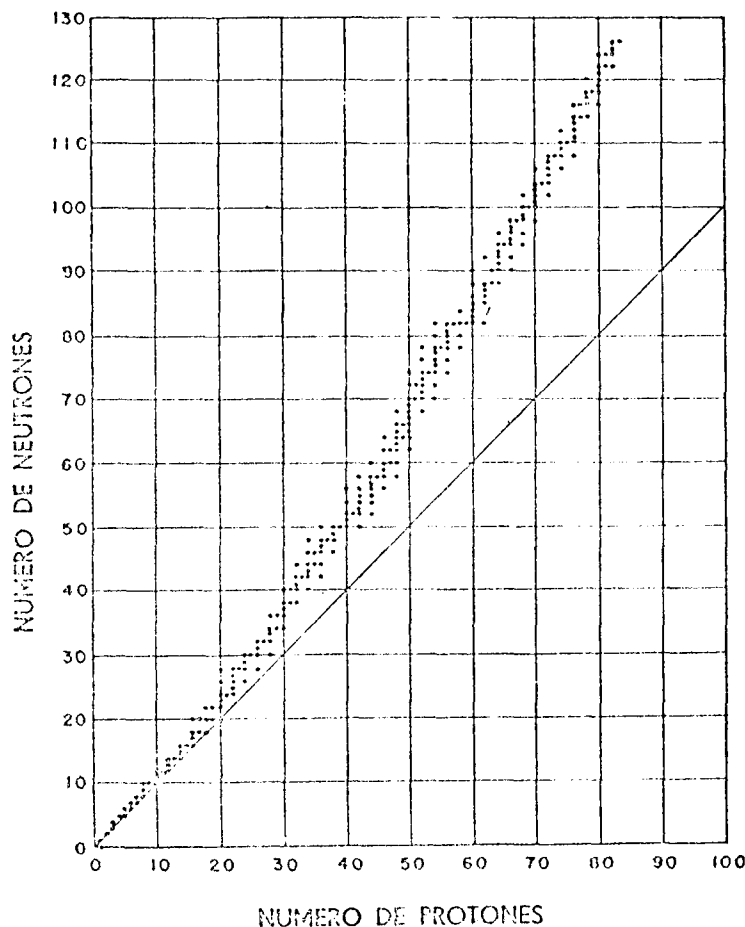


Fig. 11 Número de neutrones y protones en núcleos estables

Los nucleidos pueden ser clasificados en cuatro grupos distintos, según contengan un número par o impar de protones y neutrones.

A continuación se indica la distribución de los nucleidos estables conocidos dentro de estos cuatro grupos.

Existen:

- 162 nucleidos estables con número par de protones y número par de neutrones. (P - P)
- 56 nucleidos estables con número par de protones y número impar de neutrones (P - I)
- 52 nucleidos estables con número impar de protones y número par de neutrones (I - P)
- 4 nucleidos con número impar de protones y número impar de neutros (I - I).

Observando la lista anterior se puede concluir.

- a) Los núcleos (P - P) son los más estables. Cuando existen varios isótopos de un elemento con A par, los más abundantes son los que tienen núcleos (P, P).
- b) Los núcleos (P, I) e (I, P) tienen igual estabilidad pero menor que los núcleos (P, P), siendo menos abundantes que éstos. Se conocen 56 nucleidos estables con núcleos (P, I) y 52 nucleidos estables con núcleos (I, P).
- c) Los núcleos (I, I) son inestables en general, con excepción de los núcleos livianos: ${}^2_1\text{H}$, ${}^6_3\text{Li}$, ${}^{10}_5\text{B}$ y ${}^{14}_7\text{N}$, que poseen además igual número de neutrones que de protones.

Por otro lado, observando la tabla de nucleidos se pueden dar las siguientes reglas llamadas de estabilidad.

1. Para cualquier valor de Z par, existen solamente uno ó dos isótopos estables con A impar, si son dos, difieren en dos unidades de masa. En cambio pueden existir muchos isótopos con Z impar y A par. Con A se simboliza el número de masa y con Z el de protones o número atómico.
2. Para cualquier valor de Z impar, existen solamente uno ó dos isótopos estables, si son dos difieren en dos unidades.
3. Para cualquier valor de A par, existen solamente dos isóbaros estables, que difieren en dos unidades de Z, pero los dos tienen valores de Z par.
4. Para cualquier valor de A impar solamente existe un nucleido estable (no hay isóbaros estables) pudiendo ser su carga par o impar, como ocurre en ${}^{113}_{48}\text{Cd}$, ${}^{113}_{49}\text{In}$, ${}^{123}_{51}\text{Sb}$ y ${}^{123}_{52}\text{Te}$.

OBRAS CONSULTADAS

1. KAPLAN Irving - Física Nuclear - Aguilar - Madrid 1961.
2. FRIEDLANDER Gerhart, KENNEDY Joseph W. - Nuclear and Radiochemistry - John Wiley & Sons, Inc., New York.
3. GLASSTONE Samuel - Sourcebook on Atomic Energy - D. Van Nostrand Company, Inc.
4. MOELLER Therald - Química Inorgánica - Editorial Reverté, S.A. Barcelona 1956.
5. QUIMBY Edith H. y FEITELBERG Sergei - Radioactive Isotopes in Medicine and Biology-Basic Physics and Instrumentation Lea & Febiger - Philadelphia 1963.
6. MELLOR J.W.- Química Inorgánica Moderna - Librería y Editorial "El Ateneo" - Buenos Aires 1942.