

02.58.19

C.N.E.A. Biblioteca	
ARCHIVO PUBLICACIONES	
Nº 1	AÑO 1958

REPUBLICA ARGENTINA

COMISION NACIONAL DE ENERGIA ATOMICA

ELEMENTOS DE FISICA NUCLEAR

María Cristina Palcos de Enquin

R I - 22 f

ELEMENTOS DE FISICA NUCLEAR

Generalidades

Se acepta en la actualidad que el átomo está constituido por una parte central, llamada núcleo y una serie de electrones ubicados en distintos niveles de energía, capas u órbitas.

El núcleo está animado de un movimiento de rotación y los electrones están dotados de un movimiento de rotación y uno de traslación alrededor del núcleo.

En las órbitas electrónicas se originan los fenómenos luminosos, los rayos X y las uniones químicas.

En el núcleo tienen lugar, por entrada o salida de partículas, (neutrones, protones, alfas, deuterones, betas) las reacciones nucleares y la desintegración radiactiva.

El radio del átomo es muy pequeño; se le puede asignar un valor medio de $1,4 \cdot 10^{-8}$ cm.

El radio del núcleo es mucho más pequeño, del orden de $8 \cdot 10^{-13}$ cm, casi 100.000 veces menor que el del átomo.

Por lo tanto, el átomo resulta una esfera prácticamente hueca, con la mayor parte de su masa concentrada en el núcleo. La masa de los electrones es muy pequeña comparada con la del núcleo.

El núcleo está constituido por dos tipos de partículas elementales, llamadas nucleones: los neutrones y protones.

El neutrón recibe este nombre por carecer de carga eléctrica; su masa es de $1,67585 \cdot 10^{-24}$ gramos.

El protón tiene una masa algo menor: $1,674507 \cdot 10^{-24}$ gramos. Posee una carga eléctrica positiva de $4,8021 \cdot 10^{-10}$ ues.

El electrón tiene una masa mucho menor que los nucleones: $9,1066 \cdot 10^{-28}$ gramos. Esta es la masa en reposo, pero cuando el electrón está en movimiento con altas velocidades tiene una masa mayor,

que puede calcularse mediante la siguiente fórmula:

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

donde m = masa relativista

m_0 = masa en reposo

v = velocidad de la partícula

c = velocidad de la luz = $3 \cdot 10^{10}$ cm/seg.

Ejemplo: Cuando el electrón tiene una velocidad igual al 1% de c , su masa es de $1,01 m_0$. Cuando su velocidad es de 99% de c , su masa es $7,01 m_0$. Un electrón tiene una velocidad de 99% de c cuando tiene una energía de 4 Mev.

El electrón posee una carga eléctrica negativa de $4,8021 \cdot 10^{-10}$ u.e.s.; es decir de la misma magnitud pero de signo contrario a la carga del protón.

Las órbitas electrónicas suelen designarse de adentro hacia afuera, con las letras K, L, M, etc.

Número atómico y número de masa

Un átomo queda definido por dos constantes fundamentales: el número atómico y el número de masa.

El número atómico es igual al número de protones del núcleo. Se designa con la letra Z . Como el átomo es neutro, en las órbitas aparece el mismo número de electrones.

Es además el número de orden que le corresponde a ese elemento químico en la clasificación periódica de Mendelejef, por lo tanto, dar el número atómico equivale a nombrar el elemento químico. Por ejemplo, un átomo de $Z = 82$ corresponde al plomo, $Z = 83$ al bismuto, etc.

El número de masa es igual a la suma del número de protones más el de neutrones del núcleo. Se designa con la letra A .

Para designar un átomo se suele dar estos datos en la siguiente

forma: $\overset{A}{X}$ o $\overset{A}{X}$, siendo esta última la aceptada oficialmente.
 Por ejemplo, el níquel de masa 64: $\overset{64}{\underset{Z}{Ni}}$ o $\overset{64}{Ni}$. Muchas veces se omite el Z porque el símbolo químico lo determina.

Se conocen más de 1,500 átomos diferentes (distintos A y distintos Z), de los cuales 278 son estables. Los restantes son inestables o radiactivos y desintegran hasta transformarse en uno de los 278 átomos estables. Algunos de los considerados originalmente estables son realmente átomos que poseen constantes de desintegración muy pequeña.

Se llama nucleído a una especie atómica, caracterizada por las propiedades de su núcleo; queda determinado por su número de masa, su número atómico y su estado energético.

Los isótopos son los átomos que tienen el mismo Z. Presentan distinta masa, y por lo tanto, diferente número de neutrones N.

Por ejemplo, son isótopos los $\overset{54}{Fe}$, $\overset{56}{Fe}$, y $\overset{58}{Fe}$. Los tres poseen 26 protones en su núcleo, pero el primero tiene 28 neutrones, el segundo 30 y el tercero, 32.

Los isótopos presentan las mismas propiedades químicas, pero difieren desde el punto de vista físico.

Los isóbaros son átomos con el mismo número de masa. Difieren en el Z y el N. Ejemplos: $\overset{130}{Te}$, $\overset{130}{I}$, $\overset{130}{Xe}$, $\overset{130}{Cs}$, $\overset{130}{Ba}$.

Los isótonos son los que poseen el mismo número de neutrones. Difieren en el Z y el A. Ejemplos: $\overset{30}{Si}$, $\overset{31}{P}$, $\overset{32}{S}$.

Los isómeros se diferencian únicamente por su estado energético. Presentan el mismo A, Z y N. Ejemplo: $\overset{113}{In}$ m, $\overset{113}{In}$.

Se designa con m el metaestable o de mayor nivel energético. Pueden diferir en la constante de desintegración, las radiaciones emitidas y la energía de las mismas.

Se llama elemento a la mezcla natural de isótopos con el número atómico correspondiente. Hay elementos que están formados por un sólo isótopo, pero la mayoría se compone de varios isótopos estables. Ejemplo: un solo isótopo en el aluminio y el iodo; diez en el estaño.

La relación entre la abundancia de los diversos isótopos de un elemento se llama abundancia relativa y se expresa como porcentaje. Es siempre la misma para un elemento, cualquiera sea su origen, salvo ligeras diferencias en los primeros elementos de la tabla y en los últimos, que provienen de desintegraciones de las cadenas radiactivas naturales.

Peso atómico

La masa de los átomos es distinta para cada elemento, pero es siempre muy pequeña expresada en gramos (del orden del 10^{-24} g). Por esta razón es utilizada la escala física de pesos atómicos en la cual se toma como unidad la dieciseisava parte de la masa del átomo de oxígeno 16, que equivale a $1,6603 \cdot 10^{-24}$ g.

Por lo tanto los pesos atómicos resultan ser relaciones entre dos masas o dos pesos. Quedan expresados por un número que representa el cociente entre el peso del átomo considerado y 1/16 del peso del átomo de O16.

En esta escala el peso del átomo de hidrógeno resulta de 1,008142 unidades de masa atómica (uma), el del neutrón, 1,008940 y el del electrón 0,00055.

Los pesos atómicos se determinan por medio del espectrógrafo de masa. Es un aparato en el que se logra separar, mediante la aplicación de un campo magnético y uno eléctrico, perpendiculares entre sí, iones positivos con diferente carga específica q/m , siendo q la carga y m la masa del ión.

Por lo tanto si fijamos un campo magnético H , un potencial eléctrico V y ionizamos los átomos cuyo peso queremos determinar de modo que queden con una misma carga q , los diversos iones describirán trayectorias curvas con distintos radios de curvatura. La longitud de éstos dependerá de la masa de los iones. Recibiéndolos sobre una placa fotográfica se obtendrán en un mismo punto los iones con la misma masa.

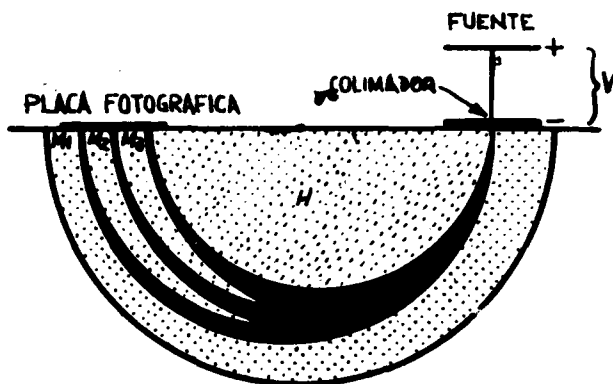


Figura 1. Espectrómetro de masa de Dempster.

En otros modelos en lugar de recibir los iones sobre una placa se mide la corriente de iones en cada punto. Mayor número de iones de una determinada masa darán un mayor corriente de iones en un determinado lugar, caracterizado por el radio. Los resultados se pueden representar en la siguiente forma:

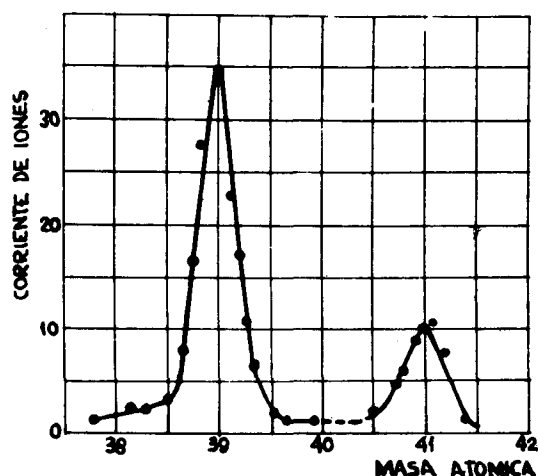


Figura 2. Espectro de masas del potasio, formado por dos isótopos estables.

Por lo tanto permite determinar la masa de los distintos átomos sus abundancias relativas.

Se logran datos muy precisos, con errores que oscilan de 1 a 10 por millón.

La masa determinada en esta forma recibe el nombre de masa precisa (M), y es un número con varios decimales, mientras el número de masa es el número entero más próximo a la masa precisa. La diferencia entre estos datos recibe el nombre de defecto de masa: $M - A$.

Se denomina átomo gramo a una cantidad de sustancia cuyo peso expresado en gramos es igual al peso atómico. Ej.: un átomo gramo de oxígeno es igual a 16 g; uno de carbono, 12 g.

En general los elementos existen libres en forma de moléculas, que pueden estar formadas por un sólo átomo, como en los metales, o por varios, como en el azufre.

El peso molecular es la relación que existe entre la masa de la molécula considerada y la unidad de masa atómica.

El mol es una cantidad de sustancia cuya masa expresada en gramos es igual al peso molecular. Contiene un número de moléculas conocido como número de Avogadro, igual a $6,02 \cdot 10^{23}$.

Relación entre masa y energía

La relación de Einstein que permite hallar la equivalencia en energía de una cierta masa, es la siguiente:

$$E = mc^2$$

siendo E energía, m masa y c velocidad de la luz.

Podemos hallar el equivalente en energía de la unidad de masa atómica.

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$E = mc^2 = 1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 9 \cdot 10^{20} \text{ g cm}^2 / \text{seg}^2 = 1,485 \cdot 10^{-3} \text{ erg}$$

$$\text{sabiendo que } 1 \text{ MeV} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ erg}$$

$$\text{resulta } 1 \text{ u.m.a.} = 1,485 \cdot 10^{-3} \text{ erg} = 931 \text{ MeV}$$

Teniendo en cuenta estas relaciones, podremos calcular la llamada energía de unión del núcleo. Esta es igual a la energía que habría que gastar para partir un núcleo en sus nucleones constituyentes. Depende del número de nucleones y es mayor en los núcleos estables que en los inestables. Ej.: Calcular la energía de unión del ${}^4_2\text{He}$.

$$2 \text{ masa de 2 neutrones: } 2 \times 1,008940 = 2,01788$$

$$\text{masa de 2 átomos de Hidrógeno: } 2 \times 1,008132 = \underline{2,01626}$$

$$4,03414$$

$$\text{masa del átomo de Helio: } \underline{4,00387}$$

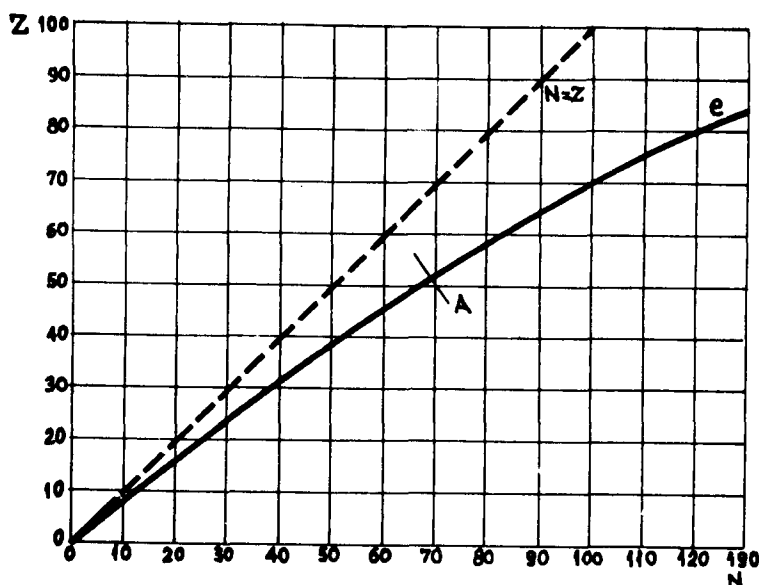
$$0,03027 \text{ u.m.a.}$$

$$0,03027 \times 931 = 28 \text{ MeV.}$$

Por lo tanto la energía de unión total del He es de 28 MeV. Si se quiere conocer la energía de unión por nucleón se divide por el número total de nucleones, en este caso igual a cuatro. Se obtiene 7 MeV, que es la energía promedio que hay que gastar para sacar un nucleón del núcleo. En estos cálculos se utilizan las masas atómicas precisas en lugar de las masa nucleares, ya que las primeras están determinadas con gran precisión.

Tabla de nucleídos

Los nucleídos se ordenan en tablas de acuerdo al Z y al A . Existen diversas formas de disponer los ejes, pero una de las más usuales es:



Se observa que en los primeros elementos de la tabla, los núcleos presentan el mismo número de protones que de neutrones, mientras que por arriba de Z 20, la relación de neutrones a protones es mayor que la unidad: $n/p > 1$.

La línea llena se llama línea de estabilidad y señala la configuración más estable para cada Z . Alrededor de ella se agrupan los nucleídos estables.

En este gráfico los isótopos se encuentran sobre líneas horizontales o de Z constante, los isóbaros sobre diagonales, como la señalada con A y los isótonos, sobre verticales.

En estas tablas se puede hallar, además del Z , A y N de los nucleídos, diversos datos y constantes nucleares como su masa precisa, abundancia relativa, tipos de radiación emitida, período de semidesintegración etc.

B I B L I O G R A F I A

- R. Evans. "The Atomic Nucleus". McGraw Hill, New York, 1955.
- I. Kaplan. "Nuclear Physics". Addison Wesley, USA, 1956.
- A. E. Green. "Nuclear Physics". McGraw Hill, New York, 1955.
- D. Halliday. "Introductory Nuclear Physics". J. Wiley & Sons, New York, 1950.
- H. Semat. "Introducción a la Física Atómica y Nuclear". Ed. Aguilar.
- D. Halliday. "Introducción a la Física Nuclear". Ed. Reverté S.A., Barcelona, 1956.
- G.B. Cook, J.F. Duncan. "Modern Radiochemical Practice". Oxford, 1952.
- W. Whitehouse, J.L. Putman. "Radioactive Isotopes". Clarendon Press, Oxford, 1953.
- K. E. Zimen. "Radioactividad Aplicada". Ed. Alhambra, Madrid, 1955. (Original, 1952).
- J.M.A. Ieniham. "La energía atómica y sus aplicaciones". Ed. Reverté, Zaragoza. (Traducido de una edición de 1955).
- E. Bleuler, G. Goldsmith. "Experimental Nucleonics". Pitman & Sons, London, 1952.
- G. Friedlander, J. Kennedy. "Nuclear and Radiochemistry". J. Wiley & Sons, New York, 1956.
- Richard Wehr. "The Physics of the Atoms".
- Overman, Clark. "Radioisotope Technique". McGraw Hill, 1960.
- G. O. Chase. "Principles of Radioisotope Methodology".
- G.R. Choppin. "Experimental Nuclear Chemistry". Prentice Hall, Inc. (1961).
- M. Haïssinsky. "La chimie nucléaire et ses applications". Masson et Cie., Paris, 1958.
- K.E. Halnan. "Atomic Energy in Medicine". Butterwiths Scientific Publications, London, 1957.
- Ed. Hollander. "Radiation Biology". McGraw Hill, New York, 1954. (2 t.)
- J. Price Williams. "Nuclear Radiation Detection". McGraw Hill, New York, 1958.

S. C. Curran. "Luminiscence and the Scintillation Counter".
London, Butterwiths Scientific Publications, 1953.

Faires y Parks. "Radioisótopos. Técnicas de Laboratorio". E.U. de B.A.

Faires y Parks. "Radioisotopes Laboratory Techniques". London, 1958.

Strominger, Hollander, Seaborg. "Table of Isotopes". UCRL, 1928
(2nd. rev.), April 1958, Berkeley, California.

Slack and Way. "Radiation and Radiactive Atoms". United States
Atomic Energy Commission. (1959).

"Radiological Health Handbook". U.S. Department of Health, Education
and Welfare (1960).

N. Veall, R. Vetter. "Radioisotope techniques in clinical research
and diagnosis". Butterworth, London (1958).

-----0-----