

Posteriormente, Becquerel demostró que los rayos beta eran partículas negativas, idénticas por su masa y carga a los electrones. Por otro lado, Ernest Rutherford demostró que los rayos alfa eran partículas cargadas positivamente con una masa mayor que la del hidrógeno y comprobó así mismo, que los rayos alfa eran iones positivos de helio con doble carga ( $\text{He}^{2+}$ ). En cuanto a los rayos gamma se pudo comprobar que éstos no tenían masa ni carga, o sea que eran de igual naturaleza a los rayos luminosos y X sólo que de mayor energía.

De lo anterior se deduce:

Partículas alfa	( $\alpha$ ) =	2+
Partículas beta	( $\beta$ ) =	1-
Rayos gamma	( $\gamma$ ) =	sin carga.

### 3-9 SE DESCUBRE EL NÚCLEO ATÓMICO.

Aunque la naturaleza del protón ya era conocida en 1900, el papel que desempeñaba en la estructura de la materia no estaba bien definido todavía, solo hasta que Rutherford, con sus experimentos, logró suministrar una pista más concreta.

*El experimento de Rutherford.* - <sup>077</sup> Como se menciona en el punto anterior, una de las partículas que emiten las sustancias radiactivas son las alfa ( $\alpha$ ) y precisamente Rutherford estudió el paso de un haz de estas partículas a través de una lámina muy delgada de oro. Se empleó el oro como blanco porque es un metal muy maleable del cual pueden obtenerse hojas de un espesor tan pequeño como de tan solo 100 diámetros atómicos.

Pues bien, las partículas alfa que poseen un bajo poder de penetración y alcanzan una velocidad de 16,000 Km/seg podían atravesar una fina hoja de oro, sin embargo, una de 8000 partículas alfa experimentó una desviación de 90°, otras me-

nos, y algunas pocas incluso rebotaban al chocar con la lámina de oro. Según Rutherford esto era tan increíble tal como si lanzásemos un proyectil de 15 pulgadas contra una hoja de papel delgada y que dicho proyectil rebotase e hiciera blanco en el que lo disparó.

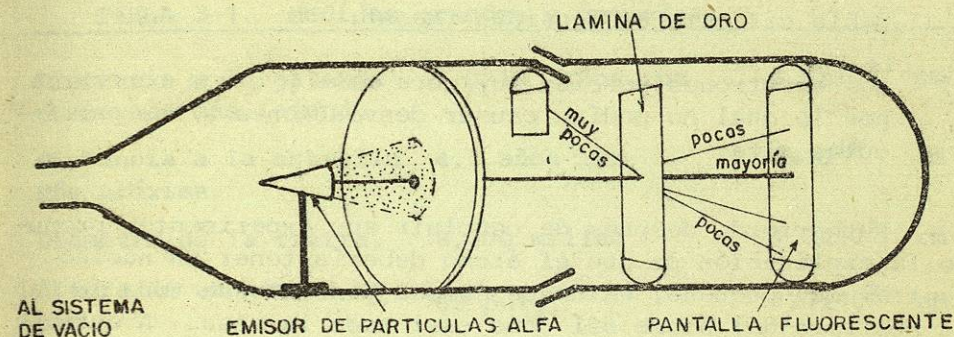


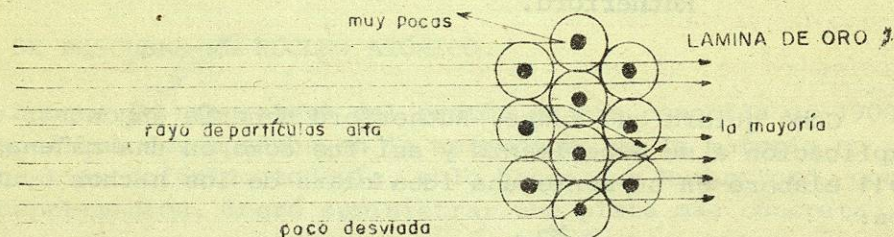
Fig. 5. Representación del experimento de Rutherford.

Como quiera que fuese, Rutherford debería encontrar una explicación a su experimento y así fue como en una mañana de 1911 elaboró en su mente una idea clara de los hechos ocurridos:

- 1º Como la mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina de oro en línea recta, esto demostraba que en los átomos existía una gran cantidad de huecos o vacíos por lo que la teoría de Dalton de átomos indivisibles y sólidos no era correcta.
- 2º El núcleo era tan pequeño que era rara la vez que una partícula alfa pasaba lo suficientemente cerca de él como para ser desviada de su trayectoria original y más aún chocar de frente con el núcleo como para ser rebota-da.

- 3º El hecho de que el núcleo desviara y rebotase a las partículas alfa (2+) demostraba que el núcleo debía ser positivo.
- 4º Además, el hecho de rebotar las partículas alfa en el núcleo, demostraba que esa pequeñísima parte del átomo debía ser alta en densidad (masa).
- 5º Los electrones poseían muy poca masa y carga contraria por lo cual no podían causar desviaciones a las partículas alfa.

Rutherford, después de concluir sus experimentos propuso la explicación de que el átomo debería tener un núcleo central muy pequeño, en donde estaba concentrada toda la carga positiva del átomo así como casi toda la masa. A este pequeñísimo centro de masa y carga positiva del átomo se le denominó posteriormente *núcleo atómico*.



### 3-10 DIMENSIONES ATÓMICAS.

Posteriores investigaciones a las citadas anteriormente han llegado a concluir con datos tan interesantes como los siguientes:

*Objeto e) No Obj. - 10 No*

El diámetro de un átomo de hidrógeno es igual a  $1 \times 10^{-8}$  cm, mientras que el diámetro del núcleo en ese mismo átomo es alrededor de  $1 \times 10^{-12}$  cm, o sea  $10^{-4}$  veces más pequeño, lo que equivale a tener un núcleo central del tamaño de una moneda de 5 centavos, en el centro de un átomo circular cuyo diáme-

tro tuviera el largo de una cancha de fútbol; los electrones del átomo se encontrarían en el espacio que rodea al núcleo. (Ver tabla 3-1).

TABLA 3-1. Medidas grandes y pequeñas.

Distancia a la galaxia observada más lejana.	$5.0 \times 10^9$ años luz	$4.5 \times 10^{27}$ cm
Distancia a la estrella más próxima.	4.3 años luz	$4 \times 10^{18}$ cm
Diámetro de la tierra.	8,000 millas	$1.3 \times 10^9$ cm
Altura de un hombre medio.	68 pulg.	$1.7 \times 10^2$ cm
Diámetro de una moneda.	0.75 pulg.	1.9 cm
Diámetro de un glóbulo rojo de la sangre.	$3 \times 10^{-4}$ pulg.	$7.6 \times 10^{-4}$ cm
Diámetro del virus más pequeño.	$4 \times 10^{-7}$ pulg.	$1 \times 10^{-6}$ cm
Diámetro del átomo de uranio.	$1 \times 10^{-8}$ pulg.	$2.8 \times 10^{-8}$ cm
Diámetro del átomo de hidrógeno. (el átomo más pequeño).	$4 \times 10^{-9}$ pulg.	$1 \times 10^{-8}$ cm
Diámetro de un protón.	$4.7 \times 10^{-14}$ pulg.	$1.2 \times 10^{-13}$ cm

### 3-11 DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN.

Por el hecho de haber descubierto 2 partículas con cargas opuestas en el átomo, los físicos y químicos pensaron te-

ner resuelta totalmente la estructura atómica, más sin embargo, esto no era correcto, pues cuando se trató de demostrar el peso de algunos átomos, las observaciones obtenidas no coincidían con lo esperado.

Expliquémoslo con un ejemplo. Se sabía que el nitrógeno no poseía 7 electrones girando alrededor del núcleo y además 7 protones en el núcleo, si recordamos la masa del electrón  $1/1838$  y la masa del protón  $1837/1838$  en relación a un átomo de hidrógeno, en total un átomo de nitrógeno debería pesar de 7 a 8 uma (uma significa unidades de masa atómica, esto es, unidades asignadas para la medición de pesos atómicos) al sumarse el peso de electrones y protones; pero la realidad marcaba una gran diferencia, pues un átomo de nitrógeno pesa alrededor de 14 y 15 uma.

El hecho de que la suma de electrones y protones no diera el peso total de los átomos, obligó a los científicos a buscar otra partícula en el átomo que no tuviese carga, pero cuya masa explicase el peso adicional marcado en los cálculos.

Debido a que esta partícula no tenía carga, su detección tardó considerablemente, y fue hasta 1932 en que J. Chadwick logró identificar a los neutrones.

El propio Chadwick llegó a la conclusión después de mucho estudio y experimentación de que el *neutrón* era una partícula que carecía de carga y poseía una masa de 1.0087 u.m.a., o sea aproximadamente la misma que el protón.

6  
3-12 ESTRUCTURA DEL NÚCLEO.

Actualmente se ha demostrado que el núcleo de un átomo cualquiera está compuesto por dos partículas llamadas *protones y neutrones*. Los protones poseen una carga de  $1+$  y una masa muy cercana a 1 u.m.a.; por su parte los neutrones no poseen carga (eléctricamente neutros) y tienen una masa también muy cercana a 1 u.m.a.

Por el hecho de encontrarse estas dos partículas en el núcleo se les ha dado en llamar nucleones y a la suma de ellos se los denomina *número de masa*.

Ejemplo. El núcleo del flúor consta de 9 protones y 10 neutrones o 19 nucleones, por lo tanto el número de masa del flúor es igual a 19.

En el curso anterior se estudió la tabla periódica y recordará que ésta relaciona la repetición de las propiedades de los elementos con su número atómico, pues bien, al continuarse el estudio de la estructura atómica se llegó a la conclusión de que en el arbitrario orden numérico de Mosley, para acomodar a los elementos de la tabla periódica, el *número atómico* corresponde o es igual al número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Así por ejemplo, los números atómicos del hidrógeno, helio, y litio son respectivamente 1, 2 y 3 y esto corresponde exactamente al número de protones que cada uno de estos átomos contiene.

Ahora bien, si el número de protones es igual al número atómico y la suma de protones y neutrones es igual al número de masa, restando el número atómico al número de masa obtenemos el número de neutrones presentes en un determinado átomo.

Pongamos el mismo ejemplo del flúor:

Número atómico = 9 = número de protones.  
Número de masa = 19 = suma protones y neutrones.  
Número de neutrones =  $19 - 9 = 10$ .

En términos de una teoría atómica moderna ahora podemos definir a un elemento como una sustancia tal que todos sus átomos poseen el mismo número atómico.

### 3-13 SE DESCUBREN LOS ISÓTOPOS.

obj. g. 110

Ya que se ha visto que básicamente el núcleo está formado por protones y neutrones y sabiendo apenas que la masa de éstos es sumamente cercana a un número entero, se podría decir que los pesos atómicos (sinónimo de número de masa) deberán ser números enteros; pues bien, pero esto no es lo que sucede ordinariamente porque muchos pesos atómicos se alejan de lo que podría ser un número entero.

Esto se debe a la presencia de isótopos que son átomos del mismo elemento que contienen igual número de protones que los demás, pero diferente número de neutrones.

obj. g. 110

Esto se dedujo de los experimentos de T. W. Richards y F. W. Aston quienes encontraron dos pesos atómicos diferentes para el plomo y el neón respectivamente.

Ellos dedujeron que las diferencias en pesos atómicos de un mismo elemento era producto de un aumento de la cantidad de neutrones presentes en los átomos dado que el equilibrio entre electrones y protones permanecía inalterado en los mismos.

Posteriormente se han descubierto gran cantidad de isótopos de casi todos los elementos conocidos algunos de los cuales han sido de gran utilidad para la humanidad.

### 3-14 CÁLCULO DE LOS PESOS ATÓMICOS.

Hoy sabemos que los elementos, en realidad son una mezcla de isótopos debido a lo cual el peso atómico de muchos de estos elementos se presenta mediante una cifra fraccionada; pongamos el ejemplo del cloro al cual se le atribuyen peso atómico relativo de 35.47 u.m.a., esto representa el peso promedio de los pesos atómicos relativos de sus dos isótopos estables, en donde uno tiene un peso cercano de 35 u.m.a. y el otro de 37 u.m.a.

Para que esto quede más claro, hagamos los cálculos del peso atómico del cloro:

En 10,000 átomos de cloro el 75.33 % de éstos tienen un peso atómico de 34.98 y el restante 24.47 % de 36.98; o sea que de 10,000 átomos de cloro:

No. de átomos.	Peso atómico.
7553	34.98
2447	36.98

Para obtener el peso de los átomos, multiplicamos cantidad de átomos con su peso relativo.

$$7553 \times 34.98 = 24.42 \times 10^4$$

$$2447 \times 36.98 = 9.049 \times 10^4$$

entonces el peso total de la muestra de átomos es:

$$\begin{array}{r} 26.42 \times 10^4 \\ 9.049 \times 10^4 \\ \hline 35.469 \times 10^4 \end{array}$$

y el promedio en peso será:  $35.469 \times 10^4$ . O sea que si 10,000 átomos pesan  $35.469 \times 10^4$ , uno solo ¿cuánto pesará? (regla de 3 simple).

$$\frac{10,000 - 35.469 \times 10^4}{1 - x} = 10,000 = 10^4$$

$$\frac{35.469 \times 10^4 \times 1}{10^4} = 35.469$$

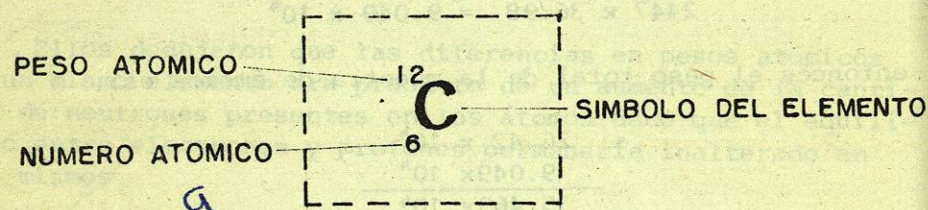
Entonces, un átomo de cloro en promedio pesará:

$$35.469 \text{ ó } 25.47 \text{ u. m. a.}$$

### 3-15 REDEFINICIÓN DE TÉRMINOS.

Dado el caso de la existencia de isótopos, los químicos pensaron en definir nuevamente los términos: peso atómico, peso molecular y mol por el hecho de que estos términos basaban sus definiciones en el oxígeno ( $^{16}_8\text{O}$ ) y se había encontrado dos isótopos estables de este elemento ( $^{17}_8\text{O}$  y  $^{18}_8\text{O}$ ) y esto significaba problemas cuando se realizaban trabajos cuantitativos de gran exactitud.

Después de largas discusiones en 1961 se acordó un nuevo patrón universal y único para las definiciones de los términos ya señalados. Estas nuevas definiciones se basan en el isótopo  $^{12}_6\text{C}$  del carbono.



Peso atómico. - Se define como el peso de uno de los átomos del elemento en cuestión, en relación con el peso de un átomo de  $^{12}_6\text{C}$  cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

Peso molecular. - Se define como el peso de una molécula del compuesto en cuestión, en relación con el peso de un átomo de  $^{12}_6\text{C}$  cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

Mol. - Se define como el número de átomos que está contenido en exactamente doce gramos de  $^{12}_6\text{C}$  puro (experimentalmente esto representa  $6.023 \times 10^{23}$  átomos, esto significa:

[ 023000000000000000000000 átomos. ]

### 3-16 CONCLUSIÓN SOBRE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.

El átomo es un complicado sistema de materia y energía en el cual se sabe:

- 1º El átomo es eléctricamente neutro, puesto que la cantidad de electrones (-) es exactamente igual a la cantidad de protones (+).
- 2º El átomo consta de una pequeñísima parte central muy densa (pesada) en la cual reside casi toda su masa, llamada núcleo y que en ella se incluyen los protones y neutrones.
- 3º El núcleo atómico se encuentra rodeado por electrones que giran constantemente a su alrededor y el espacio que ocupan estas partículas (electrones) es bastante grande en comparación con el volumen del núcleo, según lo indica el punto
- 4º El número atómico es el número de protones presentes en los átomos. *obj. a) c)*
- 5º El número de masa es igual a la suma de protones y neutrones. *obj. a) c)*
- 6º Los isótopos de un elemento difieren uno de los otros sólo en el número de neutrones que posee su núcleo.
- 7º En la actualidad, no se dispone de un modelo físico preciso que describa al átomo, aún cuando se avanza a grandes pasos hacia una descripción matemática del átomo.