0.000000000000000000000000167 gr.

es decir:

$1{,}67 \times 10^{-24}$ gr.

dimensiones extremadamente diminutas como ya anteriormen señalamos, la masa de un electrón es 1/1838 de la masa del protón, p lo que ya calculamos sería entonces de:

9.1×10^{-28} gr.

Pero como lo que nos importa generalemnte es el comparar l átomos y partículas sub-atómicas entre sí, resulta conveniente el co siderar sus pesos en *unidades de masa atómica* (u.m.a.), y así tenem que:

1 gramo es igual a: 6.023×10^{23} u.m.a.

es decir

1 gramo = 602,300.000.000.000.000.000.000 u.m.a.

Como no ha sido posible ver a ningún átomo aun con la ayuda d los mas poderosos microscopios ópticos, al menos se ha podido med el volumen que ocupa cierta cantidad de átomos y a partir de esto se h podido medir el volumen y diámetros de algunos átomos y partículas así tenemos que:

El diámetro de un átomo de hidrógeno es igual a 1×10^{-8} cm mientras que el diámetro del nucleo en ese mismo átomo es alrededo de 1×10^{-12} cm, o sea 10^{-4} veces más pequeño, lo que equivale a tene un núcleo central del tamaño de una moneda de 5 centavos, en el centr de un átomo circular cuyo diámetro tuviera el largo de una cancha d futbol los electrones del átomo se encontrarían en el espacio que rode al núcleo. (Ver tabla 3-1).

TABLA 3-1 Medidas grandes y pequeñas.

Distancia a la galaxia observada más lejana.	5.0×10^{9} años luz	4.5×10^{27} cm.
Distancia a la estrella más próxima.	4.3 años luz	4.10^{18} cm.
Diámetro de la tierra	8,000 millas	1.3×10^{9} cm.
Altura de un hombre medio.	68 pulg.	1.7×10^{2} cm.
Diámetro de una moneda.	0.75 pulg.	1.9 cm.
Diámetro de un glóbulo rojo de sangre.	3.10^{-4} pulg.	7.6×10^{-4} cm.
Diámetro del virus más pequeño.	4×10^{-7} pulg.	$1.\times 10^{-6}$ cm.
Diámetro del atomo de uranio.	1×10^{-8} pulg.	2.8×10^{-8} cm.
Diámetro del átomo de hidrógeno. (el átomo más pequeño)	4.10^{-9} pulg.	1×10^{-8} cm.
Diámetro de un protón.	4.7×10^{-14} pulg.	1.2×10^{-13} cm.

3-12 DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN

Por el hecho de haber descubierto 2 partículas con cargas opuestas en el átomo, los físicos y químicos pensaron tener resuelta totalmente la estructura atómica, más sin embargo, esto no era correcto, pues cuando se trató de demostrar el peso de algunos átomos, las obervaciones obtenidas no concidían con lo esperado.

Expliquémoslo con un ejemplo. Se sabía que el nitrógeno 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.

3-13 ESTRUCTURA DEL NÚCLEO.

Actualmente se ha demostrado que el núcleo de un átomo cualquiera está compuesto por dos partículas llamdas *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 les 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 recordarás 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 número 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 obtendremos 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*.

3-14 SE DESCUBREN LOS ISÓTOPOS.

Ya 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 átomicos* (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 *isotopos que son átomos del mismo elemento que contiene igual número de protones que los demás, pero diferente número de neutrones*.

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 mism elemento era producto de un aumento de la cantidad de neutron presentes en los átomos dado que el equilibrio entre electrones protones permanecía inalterado en los mismos.

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

3-15 CÁLCULO DE LOS PESOS ATÓMICOS .

El espectrógrafo de masas. Con el fin de determinar si los átom estaban constituidos tan solo de protones y electrones surgió necesidad de poder determinar los pesos obtenidos con el peso total los protones y electrones que se suponía que se encontraban en ca átomo. Para tratar de comparar los pesos de partículas de tamaño J. Thomson y F.W. Aston en el período que precedió a la primera guer mundial, llevaron a cabo una serie de experimentos relativos a desviación de chorros de partículas gaseosas cargadas, mediante fuerz magnéticas y electrostáticas. Después de la guerra, tanto Aston e Inglaterra como otros investigadores en diversas partes del mund perfeccionaron un aparato denominado espectrógarfo de masas con cual lograron comparar con gran precisión los pesos de los átomos.

En la fig. 8 puede verse el diagrama esquemático de un sencill espectr > grafo de masas. Los átomos de cierto elemento, como pued ser el cloro, son sometidos a una descarga de alta tensión en un arc voltaico. Un electrón de alta energía de la descarga puede alcanz alguno de los electrones de un átomo de cloro y golpearle con tant fuerza que le separa del átomo, con lo que este átomo quedará conver ido en una partícula denominada ion. Un ion es una partícula cargad originada al perder electrones un átomo o grupo de átomos. El io formado en este caso es un ion positivo de cloro Cl+.

Al estudiar la figura 8. imaginese que se tienen dos tipos de átom de cloro, con lo que se originarán iones con dos masas diferentes dentr de la cámara de ionización, los cuales serán atraídos por el cátodo. L iones que atraviesan tanto la ranura del cátodo como la segunda ranur saldrán, según un fino rayo, con velocidades constantes e iguales. A

entrar en el campo magnético los iones describirán una trayectoria curva; la trayectoria de los iones más ligeros presentarán mayor curvatura que la de los iones más pesados. Se consigue así una separación, según dos rayos distintos, separación que puede registrarse en película fotográfica.

En el caso del cloro, la película fotográfica de un espectrógrafo de masas queda ennegrecida en dos sitios. La interpretación de esto es que existen átomos de cloro de distinto peso. Los elementos que poseen varios isótopos darán un espectro de masas más complicado.

Los átomos del mismo elemento que poseen pesos distintos son denominados isótopos. Los primeros isótopos descubiertos fueron los del neón, descubrimiento llevado a cabo por Thomson y Aston en 1912-1913. A partir de entonces se han ido descubriendo isótopos de prácticamente todos los elementos. El espectrógrafo de masas ha llegado a ser un instrumento de alta precisión que puede determinar masas atómicas con un error de 1/10,000.

Las medidas de precisión realizadas con el espectrógrafo de masas constituyen el mejor método conocido para determinar los pesos atómicos de los elementos. La unidad de peso atómico se ha establecido recientemente (1961) a partir del isótopo más corriente del carbono. El peso de este isótopo se define arbitrariamente como de 12 unidades de peso atómico, y todos los demás átomos son comparados con él.

1020115308

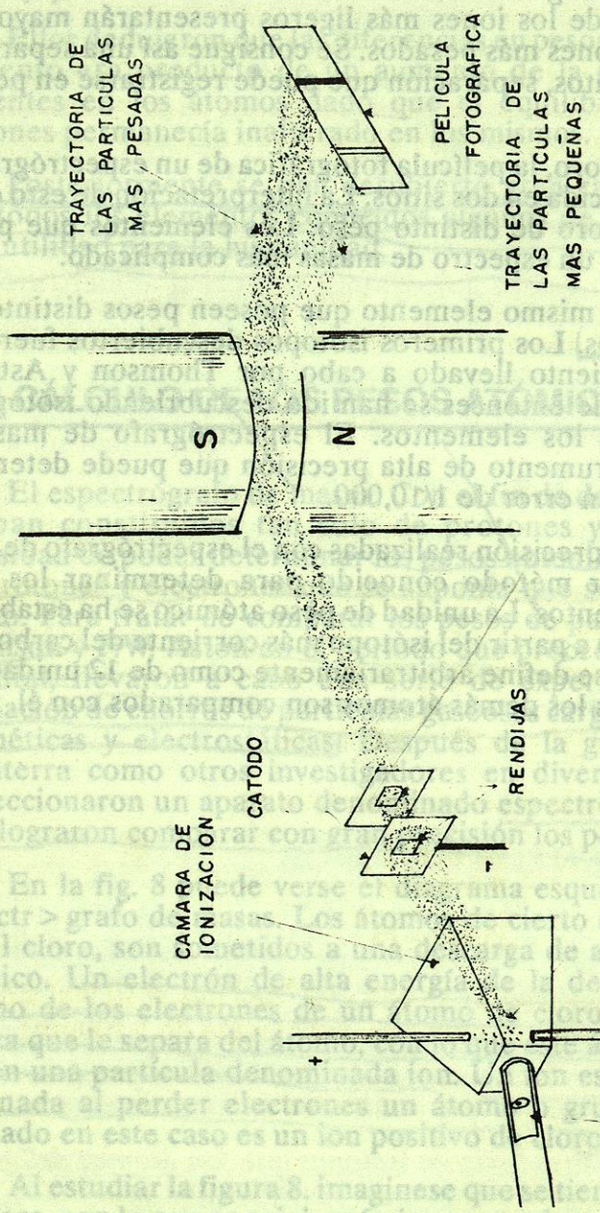


Fig. 8 DIAGRAMA ESQUEMATICO DE UN ESPECTOGRAFO DE MASAS.

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 75.53% 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.

$$7553 \times 34.98 = 26.42 \times 10^4$$

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

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 : 35.469×10^4 sea que si 10,000 átomos pesan 35.469×10^4 uno solo ¿Cuánto pesará? (regla de 3 simple).

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

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

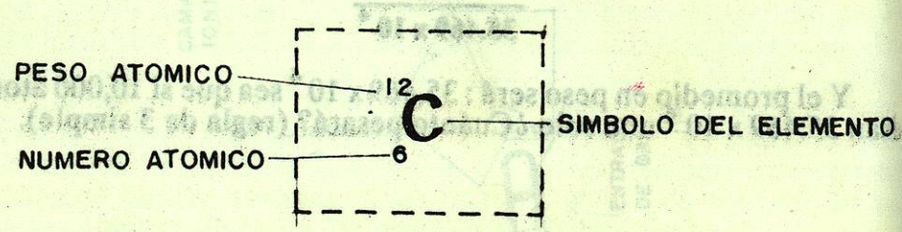
Entonces, un átomo de cloro en promedio pesará:

35.469 ó 35.47 u.m.a.

3-16 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 ($^{16}_{8}O$) y se había encontrado dos isótopos estables de este elemento ($^{17}_{8}O$ y $^{18}_{8}O$) 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 $^{12}_{6}C$ del carbono.



Peso átomico.- Se define como el peso de *uno de los átomos* del elemento en cuestión, en relación con el peso de un átomo de $^{12}_{6}C$ 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 $^{12}_{6}C$ 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 $^{12}_{6}C$ puro (experimentalmente esto representa 6.023×10^{23} átomos, esto significa:

602 300 000 000 000 000 000 000 átomos.

3-17 CONCLUSIÓN SOBRE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

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

1o.- El atomo es eléctricamente neutro, puesto que la cantidad de electrones (-) es exactamente igual a la cantidad de protones (+).

2o.- El átomo consta de una pequeñisima 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.

5o.- El número de masa es igual a la suma de protones y neutrones.

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.