

FIG. III-3 COMPORTAMIENTO DE LAS RADIACIONES

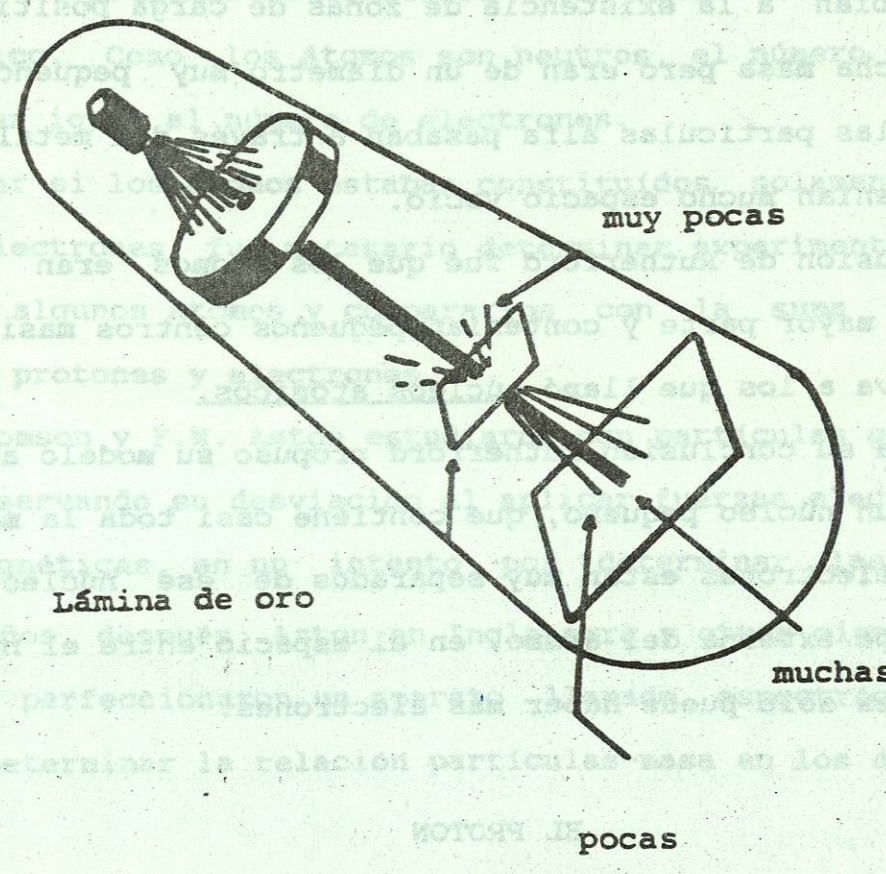


FIG. III-4 EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Con los conocimientos que se tenían en ese tiempo, los resultados esperados eran que todas las partículas alfa pasaran a través de la lámina de oro, por lo que los resultados causaron gran asombro a los científicos. Se experimentó con láminas de otros metales y los resultados fueron iguales.

Rutherford estudió matemáticamente estos resultados y explicó que las desviaciones y sobre todo los rebotes de las partículas alfa se debían a la existencia de zonas de carga positiva, que contenían mucha masa pero eran de un diámetro muy pequeño y la mayoría de las partículas alfa pasaban a través del metal porque los átomos tenían mucho espacio vacío.

La conclusión de Rutherford fue que los átomos eran espacio vacío en su mayor parte y contenían pequeños centros masivos con carga positiva a los que llamó núcleos atómicos.

En base a su conclusión Rutherford propuso su modelo atómico: este tiene un núcleo pequeño, que contiene casi toda la masa del átomo y los electrones están muy separados de ese núcleo, formando la capa externa del átomo, en el espacio entre el núcleo y los electrones solo puede haber más electrones.

EL PROTON

Antes de identificar al electrón, Eugen Goldstein en 1886 ya había observado que en los tubos de rayos catódicos se generaba una corriente de partículas con carga que se movían hacia el cátodo y les llamaron rayos canales. Después de que ya identificaron al electrón, los científicos (entre ellos Thomson) continuaron las investigaciones y demostraron que estos rayos estaban

formados por partículas con carga positiva, a esas partículas se les llama protones.

El protón es una partícula fundamental con la misma carga del electrón pero con signo contrario, por lo que se representa como +1 y su masa es 1837 veces mayor que la del electrón. La teoría de Rutherford acerca del núcleo del átomo se ve reforzada con la información obtenida de la masa del protón.

El número de protones en el núcleo del átomo determina el número atómico. Como los átomos son neutros, el número de protones debe ser igual al número de electrones.

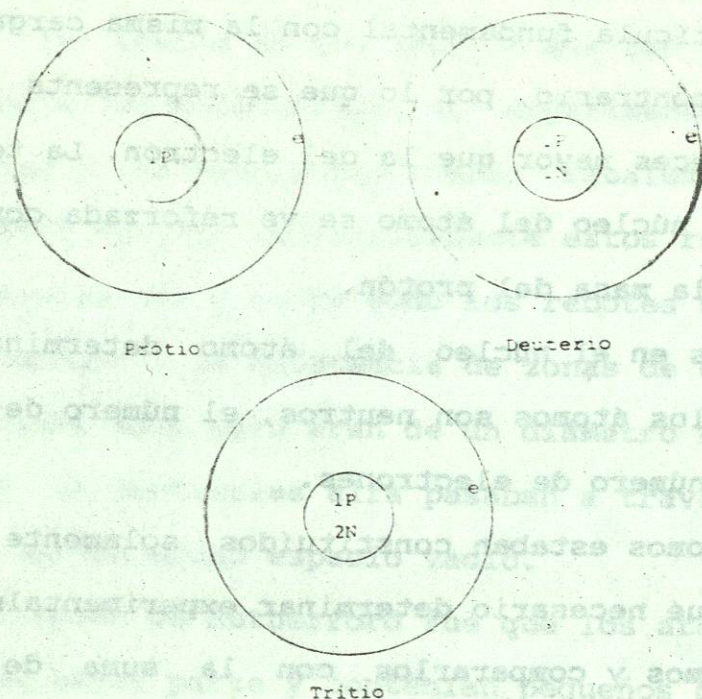
Para saber si los átomos estaban constituidos solamente por protones y electrones, fue necesario determinar experimentalmente las masas de algunos átomos y compararlos con la suma de las masas de sus protones y electrones.

J.J. Thomson y F.W. Aston estudiaron con partículas gaseosas cargadas, observando su desviación al aplicar fuerzas electrostáticas y magnéticas, en un intento por determinar las masas atómicas. Años después, Aston en Inglaterra y otros científicos en el mundo, perfeccionaron un aparato llamado espectrógrafo de masas para determinar la relación partículas-masa en los átomos.

EL NEUTRON

Con el espectrógrafo de masas se encontró que: átomos de un mismo elemento tienen diferentes pesos, a esos átomos se les llamó isótopos. Con este aparato se determinó la masa del isótopo más común del Hidrógeno que es igual a 1.0078 uma.

ISOTOPOS DEL HIDROGENO



Sólo en el Hidrógeno coincidieron las cifras de la masa obtenida con la suma de las masas de su protón y su electrón (el isótopo más común tiene un protón y un electrón), pero en todos los demás elementos no.

En el nitrógeno por ejemplo, que tiene 7 protones y 7 electrones su masa debería ser 7 uma aproximadamente; pero es de 14 y 15 uma. Este hecho llevó a los científicos a la búsqueda de una tercera partícula en el átomo, que fuese neutra para que no afectara el balance de cargas, pero que pudiese explicar la masa adicional en los átomos.

Años después en 1932 J. Chadwick identificó los neutrones. El neutrón es una partícula sin carga y su masa es 1.0087 uma, que es ligeramente mayor a la del protón. (ver cuadro pag. 73)

Se encontró que los isótopos, son los átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de neutrones, por lo tanto tienen diferentes masas, como el número de protones y electrones es igual en los isótopos de un elemento el número atómico (Z) de ellos es igual también, pero como difieren en el número de neutrones, tienen por lo tanto diferente número másico (A) que se determina por la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo, porque tienen diferente número de neutrones.

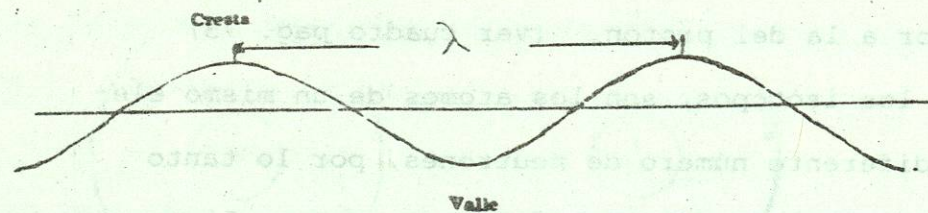
ENERGÍA RADIANTE

Estudiaremos un poco la energía radiante. La luz visible es un tipo de energía radiante. Todas las energías radiantes viajan a la velocidad de la luz (c), $c = 300\,000\text{ km/seg}$ y se propagan en ondas. Las diferentes radiaciones varían en la cantidad de energía, frecuencia y longitud de onda.

La frecuencia es el número de ciclos de una onda que pasa por un punto dado por unidad de tiempo (generalmente segundo). La unidad SI de frecuencia es el Hertz ($1\text{ Hz} = 1\text{ ciclo/seg.}$). Si la longitud de onda de la radiación es grande, la frecuencia será pequeña y por lo tanto esa radiación será de baja energía, si la longitud de onda es pequeña, la frecuencia será grande, porque pasarán mayor número de ondas (por un punto determinado) por unidad de tiempo, y la energía también será grande.

En el espectro electromagnético, se representan las radiaciones electromagnéticas y sus longitudes de onda.

ILUSTRACION DE UNA ONDA



La longitud de onda (λ) es la distancia entre dos puntos iguales de dos ciclos consecutivos de la onda y las unidades son de longitud: metro, centímetro, etc.

ESPECTROSCOPIA

La Espectroscopía es el estudio de los espectros de las sustancias expuestas a alguna forma de excitación energética.

Cuando a un elemento se le aplica cierta cantidad de energía (calorífica o lumínica) los átomos se excitan, o sea el electrón absorbe algo de esa energía y pasa de su nivel fundamental (también llamado basal) a otro superior de mayor energía y al regresar nuevamente a su nivel fundamental, desprende energía en forma de luz.

El estudio preciso de la radiación emitida puede hacerse con un espectroscopio; en el que se separa la luz emitida formando un espectro y así poder observar la longitud de onda de la radiación emitida. El espectro es el resultado de separar un haz de energía radiante (con un prisma generalmente) en las longitudes de onda que lo forman.

La longitud de onda de la energía que se absorbe o emite es característica de cada elemento. La causa de que cada elemento produzca un espectro de líneas específico, se debe a las diferencias en la estructura atómica.

Una observación sencilla de la energía que emiten los átomos

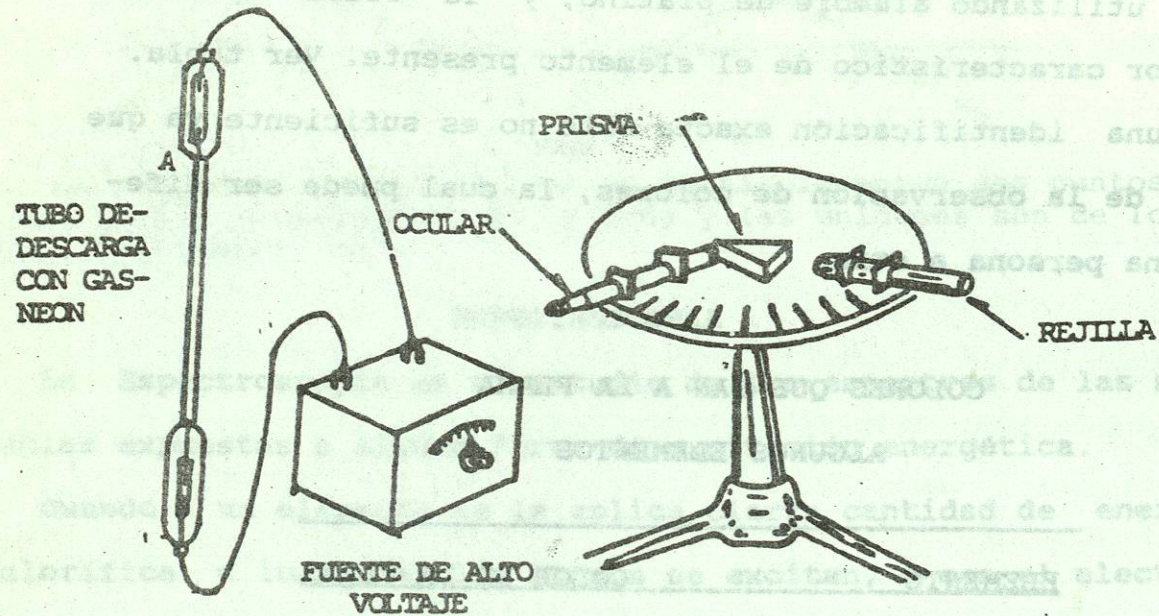
excitados y que se utiliza para identificar algunos elementos es: calentando un poco de una solución de un elemento a la flama de un mechero utilizando alambre de platino, y la flama aparecerá con el color característico de el elemento presente. Ver tabla.

Para una identificación exacta esto no es suficiente ya que dependemos de la observación de colores, la cual puede ser diferente de una persona a otra.

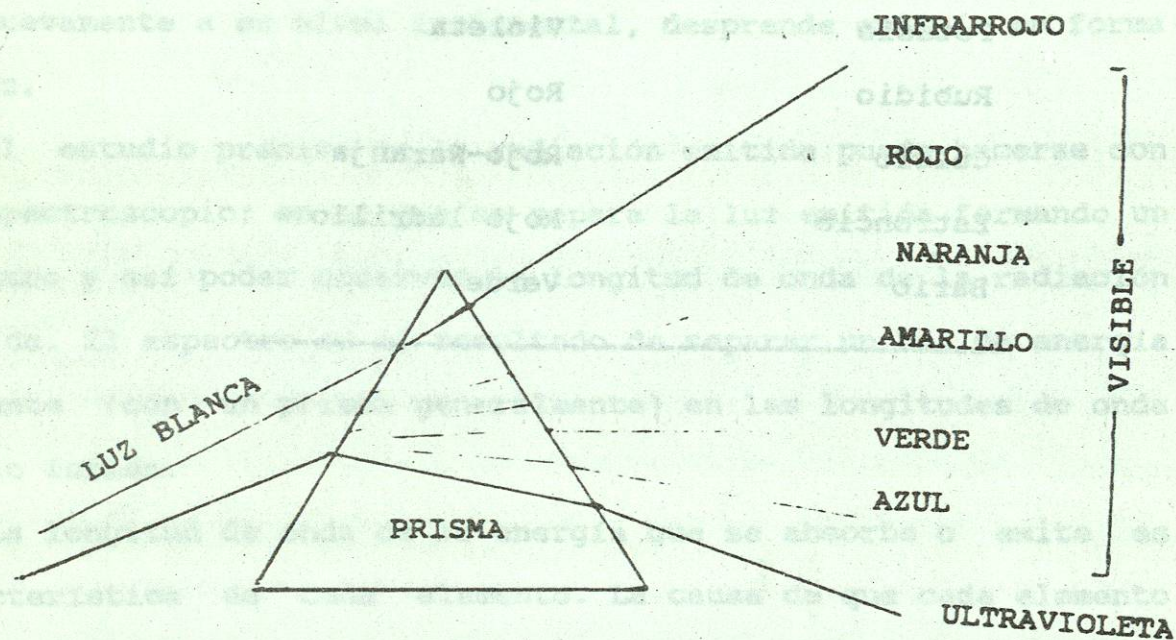
COLORES QUE DAN A LA FLAMA

ALGUNOS ELEMENTOS

ELEMENTO	COLOR DE LA FLAMA
Litio	Rojo
Sodio	Amarillo
Potasio	Violeta
Rubidio	Rojo
Calcio	Rojo-Naranja
Estroncio	Rojo ladrillo
Bario	Verde



ESPECTROSCOPIO



ILUSTRACION DE LA DESCOMPOSICION DE LA LUZ BLANCA POR UN PRISMA

ESPECTRO ELECTROMAGNETICO

← FRECUENCIA Y ENERGÍA

RAYOS COSMICOS	RAYOS GAMMA	RAYOS X	U.V.	ESPECTRO VISIBLE	I.R.	MICRO ONDAS	T-V	RADIO
.00001 nm	1nm	10nm	400nm	700nm	1500nm	.01ft	1ft	100ft

LONGITUD DE ONDA →

0 Å = 1 nanómetro (nm)

TEORIA CUANTICA

ECUACION DE PLANCK

El físico alemán Max Planck supuso que la energía radiante no viaja en forma continua, sino que es emitida en forma de pequeños paquetes individuales de energía llamados cuantos o fotones.

Esta idea de que la energía radiante está cuantizada es la base fundamental de la teoría cuántica.

También estableció que la cantidad de energía de un fotón es directamente proporcional a la frecuencia de la luz. La fórmula que representa esta relación es:

$$E = h\nu$$

Donde E = energía, ν = la frecuencia y h = es la constante de Planck, tiene un valor de 6.63×10^{-27} erg-seg. El erg es una unidad de energía.

TEORIA DE BOHR

Bohr supuso que los electrones pueden absorber o emitir energía en cantidades enteras de fotones o sea puede emitir 2, 3, 4 ó más fotones pero no fracciones de ellos.

Bohr observó el espectro del hidrógeno, y vió que la energía emitida sigue un patrón. Para explicar el hecho de que muestras