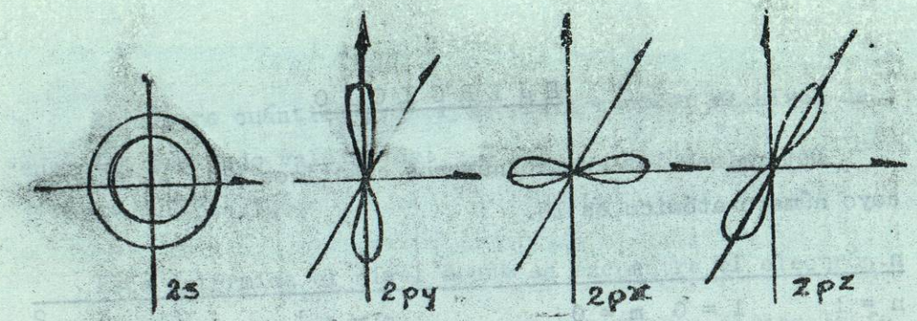


O R B I T A L E S

El número cuántico Magnético representa la orientación de los orbitales electrónicos en el espacio. El valor del número cuántico Magnético es de: + 1 a -1 incluyendo 0.

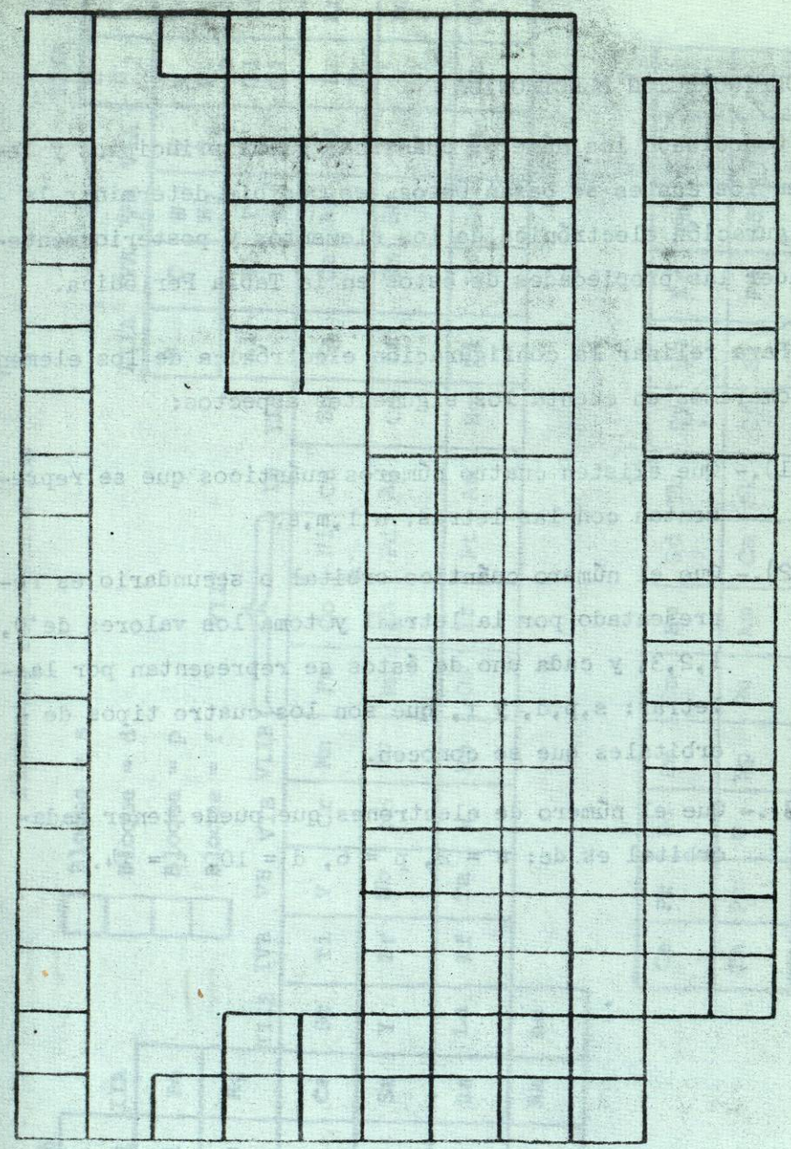
Ejemplos:

a) n = 1 l = 0 m = 0

l = 0 m = 0

b) n = 2 l = 1 m = -1,0,1

NOTA: En cada número cuántico Magnético, pueden existir 2 electrones.



a) CONFIGURACION ELECTRONICA

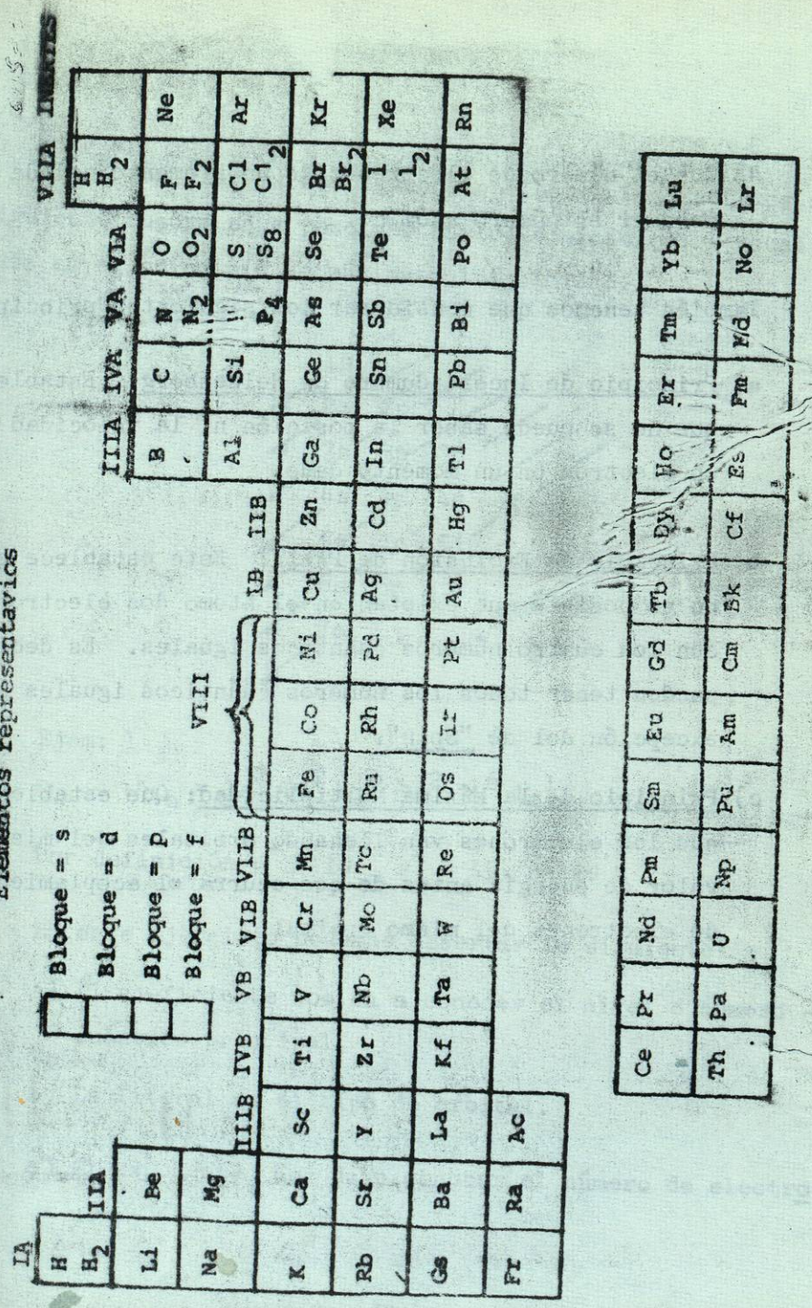
Conociendo los números cuánticos y los principios y leyes en los cuales se basan éstos, es posible determinar la configuración electrónica de los elementos y posteriormente entender las propiedades de éstos en la Tabla Periódica.

Para relizar la configuración electrónica de los elementos tomaremos en cuenta los siguientes aspectos:

1).- Que existen cuatro números cuánticos que se representan con las letras: n,l,m,s.

2).- Que el número cuántico orbital o secundario es representado por la letra l y toma los valores de 0, 1,2,3, y cada uno de éstos se representan por las letras: s,p,d, y f, que son los cuatro tipos de orbitales que se conocen.

3).- Que el número de electrones que puede tener cada orbital es de: s = 2, p = 6, d = 10, f = 14.



4) Que el número de electrones de un elemento nos da a conocer el número atómico.

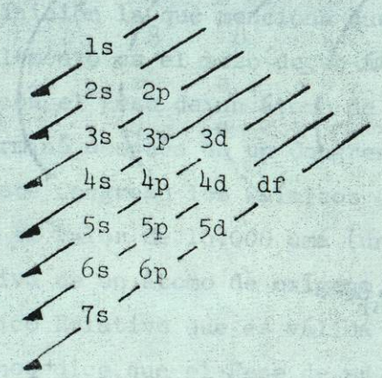
También tenemos que considerar los siguientes principios

a) Principio de Incertidumbre de Heisenberg: Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón en un momento dado.

b) Principio de Exclusión de Pauli: Este establece que no es posible que existan en el átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Es decir, pueden tener todos los números cuánticos iguales a excepción del de "Spin".

c) Principio de la Máxima Multiplicidad: Que establece que los electrones van llenando orbitales del mismo valor de energía antes de que ocurra el acoplamiento de electrones del mismo orbital.

Para realizar la configuración electrónica usaremos el siguiente cuadro para resolver varios ejercicios, la cual se basa en el principio de máxima multiplicidad.



Ejem: 1 $^{39}K_{19} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

Por definición $p^+ = 19$ $e^- = 19$ $n^{\pm} = 20$

En este ejercicio podemos observar lo siguiente:

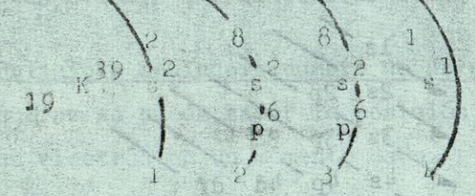
a) El coeficiente nos da a conocer el nivel o número cuántico principal.

b) La literal es el tipo de orbital.

c) El exponente nos da a conocer el número de electrones.

Tomando en cuenta estos conocimientos sobre la configuración electrónica, podemos elaborar un Modelo Atómico, en este caso el del Potasio.

Número de p^+=19, e^-=19, n=20

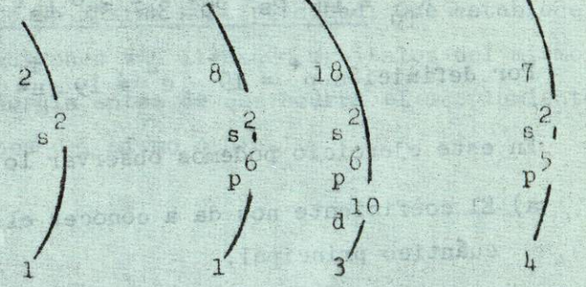


Ejem: 2

$_{35}Br^{80}$

Por definición el número de p^+= 35, e^-=35, n=45

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^5$



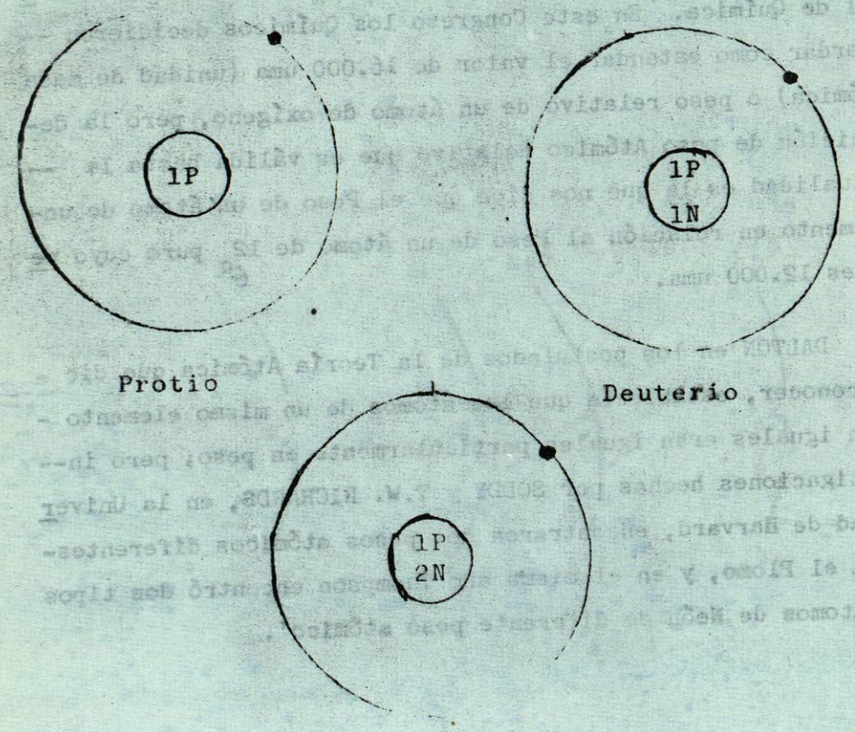
PESO ATOMICO

En la definición de peso atómico que mencionamos anteriormente, en la cual establecíamos que era la suma de protones y neutrones, pero al paso de los tiempos se han dado conceptos sobre esta definición la que menciona que el peso atómico relativo de un elemento es el peso de un átomo de ese elemento en relación con el peso de un átomo de oxígeno. Esta definición se determinó después de un Congreso Internacional de Química. En este Congreso los Químicos decidieron acordar como estandar el valor de 16.000 uma (unidad de masa atómica) o peso relativo de un átomo de oxígeno, pero la definición de peso Atómico Relativo que es válida hasta la actualidad es la que nos dice que el Peso de un átomo de un elemento en relación al Peso de un átomo de 12_6C puro cuyo peso es 12.000 uma.

DALTON en los postulados de la Teoría Atómica que dio a conocer, establecía que los átomos de un mismo elemento eran iguales eran iguales particularmente en peso; pero investigaciones hechas por SODDY y T.W. RICHARDS, en la Universidad de Harvard, encontraron dos pesos atómicos diferentes para el Plomo, y en el mismo año Thompson encontró dos tipos de átomos de Neón de diferente peso atómico'.

SOODY dió el nombre de Isótopos a los átomos del mismo elemento que tienen diferente peso atómico, y así se han encontrado Isótopos de casi todos los elementos como es el caso del Estaño, del cual se conocen diez de éstos; como el Hidrógeno que se le conocen tres Isótopos (protio, deuterio, tritio).

ISOTOPOS DEL HIDROGENO



TERCERA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

I. INSTRUCCIONES: LEE ATENTAMENTE Y CONTESTA LO QUE SE TE PREGUNTA EN FORMA BREVE.

1). Es la representación gráfica de un átomo.

_____

2). La materia está constituida por pequeñas partículas que se llaman:

_____

3). ¿Cuál es la teoría atómica que nos dice: los átomos de un mismo elemento, son iguales particularmente en peso, pero diferentes a los de otros?

_____

4). Investigando el comportamiento de los rayos catódicos J.J. Thompson descubrió:

_____

5). La carga del electrón fue determinada por: _____

_____

6). Al flujo de partículas con carga negativa a las que se llamaron electrones, se le dió el nombre de:

_____

7). ¿Qué es la radioactividad?

_____

_____

8). ¿Quien descubrió la radioactividad?

_____

9). Nombre del compuesto utilizado para el descubrimiento de la radioactividad.

_____

). Rayos que se emiten de las substancias radioactivas y tienen carga positiva.

_____

II.- SUBRAYA LA RESPUESTA CORRECTA, DE LAS OPCIONES QUE SE OFRECEN A LAS SIGUIENTES PREGUNTAS.

1). Estableció la posibilidad de que la materia estuviera constituida por pequeñas partículas móviles, impenetrables, duras y resistentes.

a) Thompson b) Isaac Newton c) John Dalton
d) Rutherford

2). Nombre del compuesto utilizado para el descubrimiento de la radioactividad.

a) Cobalto b) Neptuno c) Uranio Petchblenda
d) Plomo

3). Partícula subatómica que tiene una carga de: + 1 y una masa de 1.

a) Neutrón b) Protón c) Electrón d) Atomo

4). Partículas que emiten las substancias radioactivas.

a) Neutrón b) Protón c) Electrón d) Atomos

5). Partículas subatómicas sin carga que tiene masa de 1.

a) Neutrón b) Protón c) Atomo d) Electrón

6). Es la suma de los protones y electrones de un átomo.

a) Número de masa b) Número atómico c) P
d) Peso

7). Son átomos de un mismo elemento, con diferente peso atómico.

a) Isótopos b) Isómeros c) Columbios d) Isobaros

8). Aparato que se utiliza para representar gráficamente a los espectros.

a) Barómetro b) Espectógrafo c) Electroscopio
d) Telescopio

9). Es la distribución de las longitudes de onda de la luz proveniente de una fuente de emisión.

a) Espectro de Emisión b) Número cuántico por Spin c) Principio de Incertidumbre de Heinsenberg.
d) Número cuántico principal

10). Corresponde a la Ecuación de Planck

a) $E = hv$ b) $E = vh$ c) $E = \frac{h}{v}$ d) $E = \frac{v}{h}$

III RELACIONA LAS DOS COLUMNAS ESCRIBIENDO EN EL PARENTESIS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA.

( ) Es el número cuántico que describe la orientación y giro electrónico.	1.- Número cuántico por - Spin
( ) Es el número que determina el nivel donde se encuenta el electrón.	2.- Número cuántico principal.
( ) Establece que no se puede saber la posición, ni la velocidad de un electrón en un momento determinado.	3.- Principio de Incertidumbre de Heinsenberg.
( ) Cuando se asignan electrones a átomos, hay varios orbitales disponibles del mismo tipo, se coloca un solo orbital, antes de permitir el apareamiento del electrón.	4.- Principio de Exclusión de Pauli.
	5.- Reglas de Hund
	6.- Principio de la máxima multiplicidad.

U N I D A D IV

P E R I O D I C I D A D

Al término de la unidad, el alumno: Utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.