

b) ECUACION DE PLANK

Max Plank (1858-1947) explicó que las radiaciones electromagnéticas son formas de energía que se transmiten a través del espacio sin transmisión aparente de materia, por ejemplo la luz visible, ondas de radio, radar, rayos X (ver cuadro) y que esto puede considerarse de acuerdo a su comportamiento como partículas, ya que la materia se le daba explicación atomística, también la energía debería de ser atomística y no darle una explicación ondulatoria, por lo que Plank dio la explicación de que la energía radiante generada por sistema vibratorio era emitida por cuantos de energía, dedujo la siguiente fórmula:

$$E = hv$$

Donde E= Energía, h= constante de Plank la cual es universal y tiene un valor de 1.5836×10^{-37} kcal-seg. v= es frecuencia de la vibración.

TEORIA CUANTICA

El conjunto de conocimientos sobre la estructura del átomo aportados por:

BOHR, con los niveles de energía o número - - cuantico principal.

SOMMERFELD, al proponer la existencia de órbitas elípticas y empleando para éste el número cuántico azimutal o de orientación (secundario).

PLANCK, con la explicación de los fenómenos, teoría cuántica de radiación.

SCHRODINGER, basándose en la teoría onda partícula, formula una ecuación para dar explicación al comportamiento del electrón.

Dieron como resultado el actual modelo atómico, basado en la mecánica cuántica la cual establece que existen cuatro números cuánticos que son: - El número cuántico Principal, número cuántico azimutal o secundario, número cuántico magnético y -- número cuántico Spin. Y se representa con las letras: n, l, m, s. Los cuales dan una descripción completa del comportamiento de los electrones en el átomo.

El número cuántico principal: Da a conocer el nivel de energía, teniendo valores de:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

Este determina el nivel donde se encuentra el electrón.

El número cuántico Azimutal u Orbital: Nos indica la forma de orbital alrededor del núcleo y se representa con los valores de: $n-1$. Es decir, -- que tendrá un número menos que el número cuántico principal. También puede representarse con las letras: S, p, d, f.

Número cuántico Spin: Da a conocer el giro del electrón y tiene valores de: $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$, por cada número cuántico magnético Ejemplo:

$$\begin{aligned}
 n=3 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=+\frac{1}{2} \quad \frac{1}{2} &= 2 \\
 \quad \quad l=1 \quad m=-1,0,1 \quad s=3 \left(+\frac{1}{2}\right) &= 6 \\
 \quad \quad l=2 \quad m=-2,-1,0,1,2 \quad s=5 \left(+\frac{1}{2}\right) &= 10
 \end{aligned}$$

Esto indica que en el 3o. nivel pueden existir 18 e⁻.

EJERCICIO

Determinar los cuatro números cuánticos para el fósforo cuyo número atómico es 15.

n	l	m	s	
n = 1	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²
n = 2	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²
	l = 1	m = -1, 0, 1	s = 3 $(+\frac{1}{2})$	p ⁶
	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²
n = 3	l = 1	m = -1, 0, 1	s = $+\frac{1}{2}, +\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$	p ³
	l = 2			

Para los primeros cuatro niveles serían los siguientes números cuánticos Azimutales:

NIVEL DE ENERGIA	TIPOS DE ORBITAL
n = 1	l = s
n = 2	l = s y p
n = 3	l = s, p, d
n = 4	l = s, p, d, f

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

También tenemos que considerar los siguientes principios:

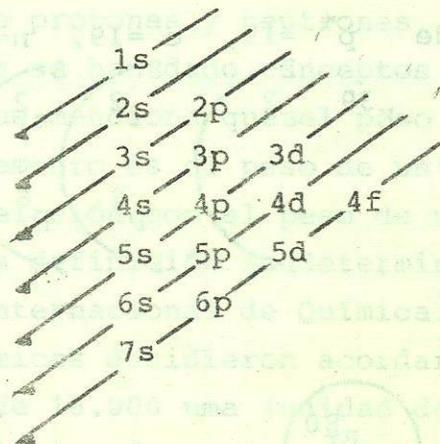
a) Principio de Incertidumbre de Heisenberg:

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

$$K^{39} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

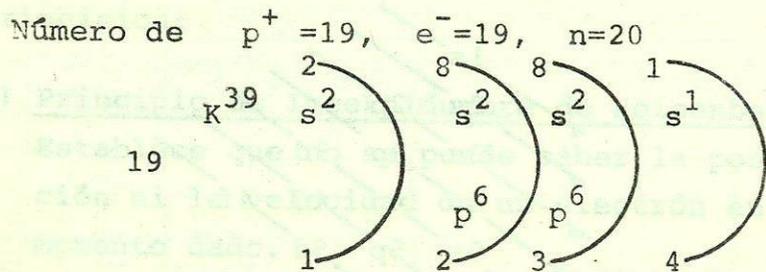
19

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

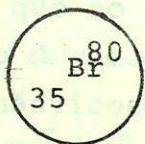
En este ejercicio podemos observar lo siguiente:

- El coeficiente nos da a conocer el nivel o número cuántico principal.
- La literal es el tipo de orbital.
- El exponente nos da a conocer el número de electrones.

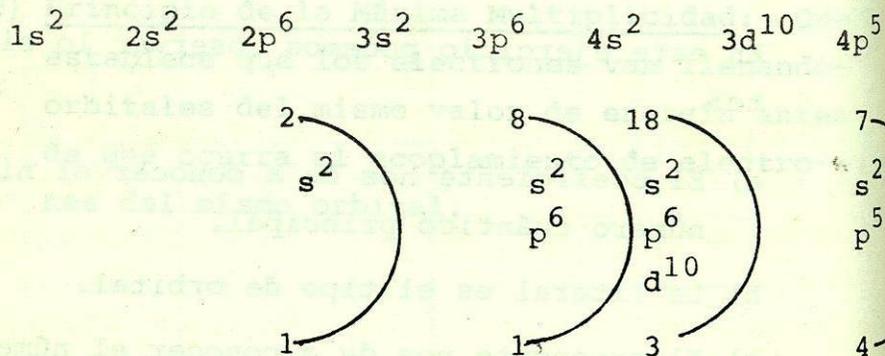
Tomando en cuenta estos conocimientos sobre la configuración electrónica, podemos elaborar un Modelo Atómico, en este caso el del Potasio.



Ejem: 2



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



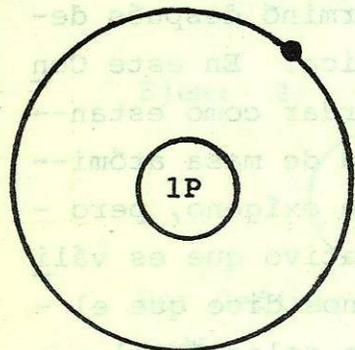
PESO ATOMICO

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 de finición 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 estándar 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 C^{12}_6 puro cuyo peso es -- -- -- 12.000 uma.

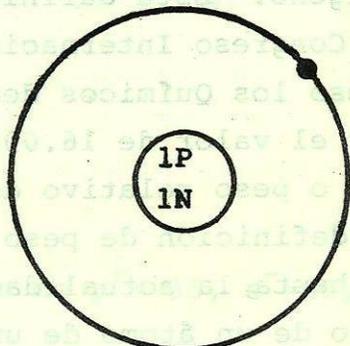
DALTON en los postulados de la Teoría Atómica que dio a conocer, establecía que los átomos de un mismo elemento eran iguales particularmente en -- peso; pero investigaciones hechas por SODDY y T.W. RICHARDS, en la Universidad de Harvard, encontraron dos pesos atómicos diferentes para el Plomo, y en el 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).

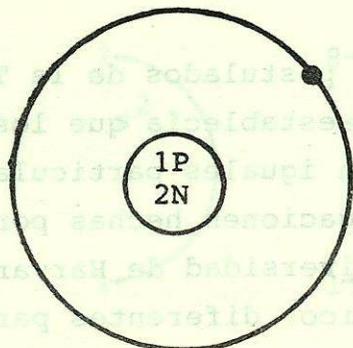
ISOTOPOS DEL HIDROGENO



Protio



Deuterio



Tritio

TERCERA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

PREGUNTA	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
RESPUESTA										
PREGUNTA	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
RESPUESTA										
PREGUNTA	21	22	23	24						
RESPUESTA										

1.- INTRODUCCIONES: LEE DETENIDAMENTE CADA UNA DE LAS SIGUIENTES OBSERVACIONES Y ESCRIBE UN 1 SI ES FALSO Y UN 2 SI ES VERDADERO, EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS.

1.- Un Modelo Atómico es la representación grafica de un átomo.

1) Falso

2) Verdadero

2.- La materia está constituida por pequeñas partículas que se combinan llamadas átomos.

1) Falso

2) Verdadero

3.- La Teoría Atómica de Dalton nos dice: los átomos de un mismo elemento, son iguales particularmente en peso, pero diferentes a los otros.

- 1) Falso 2) Verdadero

4.- J.J. Thompson descubrió el electrón.

- 1) Falso 2) Verdadero

5.- La carga del electrón fué determinada por Henry Bequerel.

- 1) Falso 2) Verdadero

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

- 1) Falso 2) Verdadero

7.- Se llama radioactividad al fenómeno de la emisión espontanea de radiaciones de alta energía

- 1) Falso 2) Verdadero

8.- La Radioactividad fué descubierta por J.J. Thompson.

- 1) Falso 2) Verdadero

9.- El uranio pitchblenda fué el compuesto utilizado para el descubrimiento de la radioactividad.

- 1) Falso 2) Verdadero

10.- Los Rayos Beta emiten de las sustancias radioactiva y tienen carga positiva.

- 1) Falso 2) Verdadero

II.- ESCOGE LA RESPUESTA CORRECTA, ANOTANDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS, EL NUMERO CORRESPONDIENTE A CADA PREGUNTA.

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

- 0) Thompson 1) Isaac Newton

- 2) John Dalton 3) Rutherford

12.- Nombre del compuesto utilizado para el descubrimiento de la radioactividad.

- 0) Cobalto 1) Neptuno

- 2) Plomo 3) Uranio Pitchblenda

13.- Partícula subatómica que tiene una carga de: +1 y una masa de 1.

- 0) Neutrón 1) Protón
2) Electrón 3) Atomo

14.- Partícula que omiten las sustancias radioactivas.

- 0) Neutrón 1) Protón
2) Electrón 3) Atomos

15.- Partículas subatómicas sin carga que tiene -- masa de 1.

- 0) Neutrón 1) Protón
2) Electrón 3) Atomos

16.- Es la suma de los protones y electrones de un átomo.

- 0) Número de Masa 1) Número Atómico
2) Peso Atómico 3) Peso

17.- Son átomos de un mismo elemento, con diferente peso atómico.

- 0) Isótopos 1) Isómeros
2) Columbios 3) Isóbaros

18.- Aparato que se utiliza para representar gráficamente a los espectros.

- 0) Barómetro 1) Espectógrafo
2) Electroscopio 3) Telescopio

19.- Es la distribución de las longitudes de onda de la luz proveniente de una fuente de emisión.

- 0) Espectro de Emisión 1) Número cuantico por Spin
2) Principio de Incertidumbre de Heisenberg 3) Número Cuántico principal

20.- Corresponde a la Ecuación de Planck.

- 0) $E = hv$ 1) $E = vh$
2) $E = \frac{h}{v}$ 3) $E = \frac{v}{h}$

IV.- RELACIONA LAS 2 COLUMNAS, ESCRIBIENDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA.

21.- Es el número cuántico que describe la orientación y giro electrónico.
0) Número cuántico principal

- 22.- Es el número que determina el nivel donde se encuentra el electrón. 1) Número cuántico por Spin
- 23.- Establece que no se puede saber la posición, ni la velocidad de un electrón en un momento determinado. 2) Principio de Incertidumbre de Heisenberg
- 24.- 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. 3) Principio de la máxima multiplicación

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.