

6-oct-97

Teoría de DALTON.

- 1- Los elementos químicos están contruidos por partículas denominadas átomos, que son invisibles e inalterables, en cualquier proceso, químico o físico.
- 2- Los átomos de un mismo elemento, tienen las mismas propiedades y masa.
- 3- Los átomos de distintos elementos, tienen distintas propiedades y distinta masa.
- 4- Los compuestos químicos se originan por la unión de átomos de diferentes elementos en una relación constante.

Hechos experimentales que evidencian una estructura interna de átomo.

RAYOS CATÓDICOS.

Un tubo de vidrio se sella con dos electrodos, uno positivo y otro negativo, y en su interior se introduce gas a baja presión.

Si entre los electrodos se aplica una diferencia de tensidad elevada del orden de 3000 V, sé detecta una corriente eléctrica, y se prenden unos rayos que salen del cátodo, y al desplazarse en línea recta hacia el ánodo, originan en la pared opuesta una luminosidad.

Modelo de Thomsom.

Thomsom dice que el átomo, es una esfera sólida de materia cargada positivamente, con electrones incrustados, en un número adecuado para que el átomo sea eléctricamente neutro.

Modelo de Rutherford.

Rutherford bombardeó con partículas alfa (núcleos de Ëlio) una lámina delgada de oro, (au) y estudió las desviaciones de estas partículas con una pantalla de Zns (sulfuro de zinc), en la que producen un centelleo al chocar.

Conclusiones de experimento.

– La mayoría de las partículas alfa atraviesan la lámina sin desviarse, muy pocas se desvían ángulos mayores de 10° , y casi ninguno rebota con un ángulo de 180° .

Modelo de Rutherford.

1º El átomo está constituido por un núcleo y una corteza. En el núcleo se encuentra toda la masa y la carga positiva del átomo. Y en la corteza se encuentra toda la carga negativa.

2º El núcleo con un radio del orden de 10^{-12} es mucho menor que el radio del átomo que es del orden de 10^{-8} cm. Están reunidas todas las cargas positivas y casi toda la masa.

3º El resto del átomo es prácticamente espacio vacío.

4º el núcleo está rodeado a gran distancia por la corteza en la que se encuentran los electrones orbitando.

7-oct-97

Nº ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO. (Pagina del libro 276-277)

Número atómico es el número de protones que tiene un átomo si este es neutro también coincide con el de electrones. (Z).

Nº Máscico es el número de protones más el de electrones. (A)

$A = Z + N$ Nº de neutrones.

ISÓTOPOS.

– Son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico pero distinto número masico.

MODELO DE BOHR.

– El modelo de Rutherford conduce a un átomo inestable, y él dice:

Toda partícula cargada sometida a una aceleración desprende energía, esto daría lugar a que finalmente el electrón se precipitaría sobre el núcleo.

Las características de una onda son las siguientes:

Longitud de onda se mide en centímetros. (Cm). Es la distancia que existe entre dos puntos de una onda que se encuentran en la misma posición.

Frecuencia de la onda, se mide en hertzios (hz). Es el número de ondas que se propagan en un segundo.

Velocidad de onda, se mide en centímetros, segundo (cm/seg.)

Movimiento Ondulatorio. (onda)

– Es la propagación de una perturbación con el tiempo.

Tienen tres características fundamentales.

= Longitud de onda.

$V = \lambda \cdot f$

$\lambda = v/f$

v

$f =$

- Una onda electromagnética es la propagación de un campo magnético y eléctrico.

EPECTRO.

Es el conjunto de todas las variaciones electromagnéticas que existen en el universo.

Zona radio y T.V	Microondas	Infrarrojos	Luz visible	Ultravioleta	Rayos X	Rayos Y
------------------	------------	-------------	-------------	--------------	---------	---------

AUMENTA

ESPECTROS.

Consiste en la descomposición de la radiación que emite un cuerpo.

– Continuos

Espectros

– Discontinuos.

Continuos:

Cuando los límites de la radiación no son nítidos y forman una imagen continua, por ejemplo, el espectro de la luz blanca.

Discontinuos:

Este está formado por rayas separados entre sí, por ejemplo el espectro de emisión del sodio, que consiste en dos líneas amarillas separadas entre sí.

Espectro de emisión.

De un elemento es el resultado de la descomposición de la luz que emite dicho elemento, cuando se altera por el calor o por una descarga eléctrica.

14 oct. 97

Interpretación de los espectros

De acuerdo con la hipótesis de Max Planck, la energía emitida o recibida en forma de radiación electromagnética se hace en forma de valores discretos, paquetes o cuantos de energía. La energía de un cuanto es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación correspondiente.

$$E = h \cdot f$$

E = energía en Julios.

f = frecuencia en Hertzios

h = constante de PLAN $6,62 \cdot 10^{-34}$ Julios/Seg.

Cada elemento químico, tiene un espectro característico de tal manera que puede ser identificado por su espectro.

J. BOLHINER. (O algo así).

$$R = 1.097 \cdot 10^{-8} \text{ (7)}$$

MODELO DE BOHR. (continuación)

1) El electrón no emite energía cuando se encuentra en unas órbitas estables, denominadas órbitas estacionarias.

2) En esas órbitas estacionarias el momento angular de electrón es un múltiplo entero de

$$m \cdot v \cdot r = \text{Momento angular}$$

$$m = \text{Masa del electrón}$$

$$v = \text{velocidad}$$

$$R = \text{Radio de la órbita.}$$

3) El electrón solo emite energía cuando pasa a una órbita más cercana al núcleo, si ocurre lo contrario absorbe energía.

—

CORRECCIÓN DE SOMMERFIELD (subniveles de energía.)

Además de las ondas circulares hay elípticas y lo que para Bohr era un nivel d energía para Sommerfield son varios niveles de distinta energía lo que se denomina, subniveles.

Efecto ZEMAN N° Cuántico magnético.

Cuando se someten los espectros, los rayos se desdoblan, esto es debido a la distinta orientación de las órbitas del electrón. Esta orientación viene determinada por un nuevo número cuántico, denominado N° cuántico magnético que se representa por m_l ($-l, \dots, 0, \dots, +l$)

N° cuántico de Espín (m_s).

El electrón en su órbita puede tener un sentido de giro o el contrario por tanto este numero cuántico puede tomar dos valores. $\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

N = nivel de energía.

L = subnivel

M_l = Orientación de la órbita

M_s = sentido de giro de electrón.

MODELO MECANOCUÁNTICO.

Principio de indeterminación de Heisenberg.

No se puede conocer, con exactitud y a la vez la posición del electrón y su velocidad.

En este modelo en vez de hablar de un conjunto de ondas se habla de orbitales. Orbitales en la región del espacio donde es máxima la probabilidad de encontrar un electrón. Es necesario definir para obtener los orbitales cuatro números cuánticos.

ORBITALES.

1/ Cuántico principal R Volumen específico.

2/ Cuántico secundario L Forma orbital.

L	Orbital
0	S
1	P
2	O
3	F

Orbital S:

Tiene forma esférica.

1S $N^{\circ} = 1$

2S $N^{\circ} = 2$

Orbital P:

Tiene forma de lóbulo.

3/Número cuántico magnético (m_l) ($-l, \dots, 0, \dots, +l$) Orientación de las órbitas.

$L=0$ S

$L=1$ P ($-1, 0, 1$)

$L=2$ D ($-2, -1, 0, 1, 2$)

En el plano nodal (centro) las posibilidades de encontrar un electrón son mínimas.

Cuando tres orbitales tienen la misma energía se denominan orbitales degenerados.

4/Número cuántico de ESPIN. Corresponde al giro del electrón

$m_s = \frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

El orbital queda determinada por n, l, m_l = orbital

$n, l, m_l + m_s$ = Electrón

$$n = 2 \quad l = 1 \quad 2P$$

$$ml = 2 \quad PX$$

DISTRIBUCIÓN ELECTRONICA DEL ÁTOMO

Los electrones se distribuyen dentro del átomo siguiendo una serie de reglas y principios.

1ª los electrones entran en el átomo en los niveles (orbitales) de menos energía y van llenando niveles en orden ascendente de energía.

2º Principio de exclusión de PAULI.

No puede existir en el átomo dos electrones con cuatro números cuánticos iguales. En un orbital solo puede existir como máximo dos electrones.

3º Regla de HANA

Un segundo electrón no está en un orbital ocupado por otro, es decir cada una de las órbitas degeneradas han de estar ocupadas por un solo electrón antes de asignar otro electrón a cualquiera de ellas. (nl (X))

n = nº cuántico primario

l = nº Cuántico secundario

X = nº De electrón.

TABLA PERIODICA.

Los elementos se encuentran ordenados en orden creciente de número atómico, (Z). Está constituida por siete filas Horizontales, o periodos y dieciséis columnas o grupos que van de 1A al 8A y 1B al 8B, este último está formado por 3 subgrupos (grupo 0).

La clasificación de la tabla periódica, esta relacionada con la configuración atómica de los átomos, los elementos que se encuentran en el mismo grupo tienen una configuración externa o capa de valencia, igual.

Elementos representativos.

Aquellos elementos que tienen electrones de valencia en orbitales, S ó P.

Elementos de transición.

Tienen electrones de valencia en orbitales D.

Elementos de transición interna.

Son lo que tienen electrones de valencia en los orbitales, F.

S P

D

Regla de octete.

Los elementos tienden a combinarse para obtener ocho electrones en su última capa, que es la configuración electrónica de los gases nobles y se considera muy estable.

Gases nobles: $NS2 NP6$ ----- muy estables.

Propiedades periódicas.

Valencia y formación de iones.

Potencial de ionización.

Afinidad electrónica.

Efecto negatividad.

Volumen atómico.

Valencia.

(ver por el libro. Pagina 288).

Potencial de ionización.

Es la energía necesaria para arrancar de una átomo un electrón en estado gaseoso.

Pagina 290.

$A (\text{gaseoso}) + E_{io} = A^+ (g) + 1 \text{ elec.}$

Afinidad electrónica.

Es la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón. También se llama electroactividad.

$A (g) + 1e = A (g) + E_a$

Electroactividad.

Mide la capacidad de un elemento para atraer hacia los electrones que los enlazan con otro átomo.

Volumen atómico.

Se define como $V.A$ como el cociente la masa y la densidad.

Carácter metálico y no metálico.

El carácter no metálico varia en la tabla igual que la electronegatividad.