

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.

Nº ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO. (

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 = * f*

= 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.

	Microondas	Infrarrojos		Ultravioleta	Rayos X	Rayos Y
--	------------	-------------	--	--------------	---------	---------

Zona radio y T.V			Luz visible			
------------------------	--	--	----------------	--	--	--

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.

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).

$$R = 1,097 \cdot 10^7$$

MODELO DE BOHR. 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 = Masa del electrón

v = velocidad

R = 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 ml ($-l, \dots, 0, \dots, +l$)

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.

<i>L</i>	<i>Orbital</i>
0	S
1	P
2	O
3	F

Orbital S:

Tiene forma esférica.

1S N° = 1

2S N° = 2

Orbital P:

Tiene forman de lóbulo.

3/Número cuántico magnético (*ml*) (-*l*.....0.....+*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

ms= 1/2 o -1/2

El orbital queda determinada por *n*, *l*, *ml* = orbital

n, *l*, *ml* + *ms* = Electrón

n = 2 *l* = 1 2P

ml = 2 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))

$n = n^\circ$ cuántico primario

$l = n^\circ$ Cuántico secundario

$X = n^\circ$ 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

F

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: $NS^2 NP^6$ ----- 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.

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

Afinidad electrónica.

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

$A (\text{g}) + 1e = A (\text{g}) + E_a$

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.

lafacu.com no se responsabiliza por el uso que otros o terceros, puedan darle a esta información.

Átomo

El átomo es la parte más pequeña en la que se puede obtener materia de forma estable, ya que las partículas subatómicas que lo componen no pueden existir aisladamente salvo en condiciones muy especiales. El átomo está formado por un núcleo, compuesto a su vez por protones y neutrones, y por una corteza que lo rodea en la cual se encuentran los electrones, en igual número que los protones.

Un número determinado de protones es el que caracteriza a un elemento químico concreto, cada uno de los cuales tiene una propiedades químicas propias. El número de neutrones no influye en las propiedades químicas, pero sí en la estabilidad del núcleo frente a posibles desintegraciones atómicas. Para que un núcleo determinado sea estable, debe darse cierta proporción (o cierto margen de proporciones) entre los protones y neutrones. Así, el carbono-12 (seis protones y seis neutrones) y el carbono-13 (seis protones y siete neutrones) son estables, mientras que el carbono-14 (seis protones y ocho neutrones) es inestable y se desintegra emitiendo radiactividad. A partir del bismuto, todos los elementos químicos conocidos (es decir, lo más pesados) carecen de isótopos estables.

Excepto los gases nobles, que no presentan reactividad alguna y son completamente inertes, el resto de los elementos químicos se combinan con otros o entre sí para formar distintos tipos de compuestos.

Fisión Nuclear

Proceso mediante el cual un átomo se escinde en dos o más fragmentos. Este proceso puede considerarse pues el opuesto de la fusión nuclear. La fisión puede ocurrir de forma espontánea en núcleos atómicos inestables (es decir, radiactivos). Un ejemplo de esto es la emisión de partículas alfa, que no son sino núcleos de helio. Está claro que un núcleo que emita radiación alfa se está fisionando en un núcleo de helio y en un núcleo de otro elemento.

Sin embargo, se entiende corrientemente por fisión nuclear la descomposición de ciertos núcleos atómicos estables o inestables cuando son bombardeados con neutrones. La ganancia de un neutrón conduce a la formación de un nuevo isótopo con un número másico superior que evoluciona de distintas formas. Para comprender mejor la diferencia entre esa fisión espontánea (llamada normalmente *decaimiento radiactivo*) y lo que se llama normalmente fisión nuclear podemos tomar como ejemplo el comportamiento del uranio-235. Este isótopo evoluciona de forma usual por emisión de una partícula alfa a un isótopo de torio. Sin embargo, cuando el uranio-235 es bombardeado con neutrones se fisiona dando bario y tecnecio. Aunque ambas son reacciones de fisión, son claramente distintas. La primera, el decaimiento radiactivo, es espontánea. La segunda, la fisión nuclear, es inducida.

Hay dos puntos fundamentales en el proceso de fisión. El primero es que, al igual que en la fusión nuclear, la fisión lleva aparejada la emisión de gran cantidad de energía, que puede ser aprovechada para calentar agua u otro fluido y utilizada para generar energía eléctrica. La fisión de ciertos elementos es por lo tanto una gran fuente de energía, llamada apropiadamente energía nuclear.

El segundo punto fundamental es que cuando algunos núcleos como el uranio-235 ganan un neutrón se produce en la fisión la emisión de dos o más neutrones. Esos neutrones pueden a su vez provocar la fisión de más átomos de uranio-235, que darán a su vez más neutrones, provocando una reacción en cadena. Este proceso tiene lugar únicamente cuando la masa del material fisionable excede la llamada masa crítica.

En los reactores nucleares de uso civil la reacción en cadena se evita insertando en el material fisionable barras de control. Estas barras están compuestas de boro o cadmio, elementos llamados absorbentes de neutrones porque atrapan parte de los producidos en la fisión y evitan que la reacción se dispare. Dado que la fisión nuclear procede además mejor con neutrones dotados de una velocidad baja se usan también moderadores, como el agua pesada o el grafito, que frenan los neutrones rápidos generados en la fisión y mejoran la eficacia del reactor.

La reacción en cadena puede tener lugar de forma explosiva. Para ello es necesario juntar de forma brusca dos masas subcríticas de material fisionable durante el tiempo necesario. Este fenómeno fue aprovechado para la construcción de las primeras bombas atómicas con anterioridad al desarrollo de la bomba de hidrógeno, o de fusión.

Tabla Periódica y Enlace químico Clasificación de los elementos (Tabla Periódica) Antecedentes

El descubrimiento de un gran número de elementos y el estudio de sus propiedades puso de manifiesto entre algunos de ellos ciertas semejanzas. Esto indujo a los químicos a buscar una clasificación de los elementos no solo con objeto de facilitar su conocimiento y su descripción, sino, más importante, para las investigaciones que conducen a nuevos avances en el conocimiento de la materia.

1. **Primera tentativa de clasificación:** Triadas de Döbereiner. Entre 1817 y 1829, J. W. Döbereiner, profesor de Química de la Universidad de Jena, expuso su ley de las triadas, agrupando elementos con propiedades semejantes.
2. **Segunda tentativa de clasificación:** Ley de las octavas de Newlands. En 1864, el químico inglés J. A. R. Newlands observó que dispuestos los elementos en orden crecientes a sus pesos atómicos, después de cada siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades del primero y por analogía con la escala musical enunciaba su ley de las octavas.
3. **Tercera tentativa de clasificación:** Sistema periódico de Mendelejeff. Fue el químico ruso Dimitri I. Mendelejeff el que estableció la tabla periódica de los elementos comprendiendo el alcance de la ley periódica.

Tabla Periódica

Los primeros trabajos de Mendelejeff datan de 1860 y sus conclusiones fueron leídas 1869 en la sociedad Química Rusa. El mismo resumió su trabajo en los siguientes postulados:

1. Si se ordenan los elementos según sus pesos atómicos, muestran una evidente periodicidad.
2. Los elementos semejantes en sus propiedades químicas poseen pesos atómicos semejantes (K, Rb, Cs).
3. La colocación de los elementos en orden a sus pesos atómicos corresponde a su valencia.
4. Los elementos más difundidos en la Naturaleza son los de peso atómico pequeño. Estos elementos poseen propiedades bien definidas. Son elementos típicos.
5. El valor del peso atómico caracteriza un elemento y permite predecir sus propiedades.
6. Se puede esperar el descubrimiento de elementos aún desconocidos.
7. En determinados elementos puede corregirse el peso atómico si se conoce el de los elementos adyacentes.

He aquí una síntesis clara y muy completa no solo de la construcción de la tabla, sino también de su importancia química.

La tabla periódica moderna consta de siete períodos y ocho grupos.

Períodos: Cada franja horizontal.

Grupo Cada franja vertical.

Familia: Grupo de elementos que tienen propiedades semejantes. Ventajas del sistema de Mendelejeff

1. Corrigió los pesos atómicos y las valencias de algunos elementos por no tener sitio en su tabla de la forma

en que eran considerado hasta entonces.

2. Señaló las propiedades de algunos elementos desconocidos, entre ellos, tres a los que llamó eka-boro, eka-aluminio, y eka-silicio.

3. En 1894 Ramsy descubrió un gas el que denominó argón. Es monoatómico, no presenta reacciones químicas y carecía de un lugar en la tabla. Inmediatamente supuso que debían existir otros gases de propiedades similares y que todos juntos formarían un grupo. En efecto, poco después se descubrieron los otros gases nobles y se les asignó el grupo cero.

4. Todos los huecos que dejó en blanco se fueron llenando al descubrirse los elementos correspondientes. Estos presentaban propiedades similares a las asignadas por Mendelejeff.

Defectos de la tabla de Mendelejeff

1. No tiene un lugar fijo para el hidrógeno.

2. Destaca una sola valencia.

3. El conjunto de elementos con el nombre de tierras raras o escasas (lantánidos) no tiene ubicación en la tabla o es necesario ponerlos todos juntos en un mismo lugar, como si fueran un solo elemento, lo cual no es cierto.

4. No había explicación posible al hecho de que unos períodos contarán de 8 elementos: otros de 18, otros de 32, etc.

5. La distribución de los elementos no está siempre en orden creciente de sus pesos atómicos.

Tabla periódica moderna

En el presente siglo se descubrió que las propiedades de los elementos no son función periódica de los pesos atómicos, sino que varían periódicamente con sus números atómicos o carga nuclear. He aquí la verdadera Ley periódica moderna por la cual se rige el nuevo sistema: Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos

Modernamente, el sistema periódico se representa alargándolo en sentido horizontal lo suficiente para que los períodos de 18 elementos formen una sola serie. Con ello desaparecen las perturbaciones producidas por los grupos secundarios. El sistema periódico largo es el más aceptado; la clasificación de Werner, permite apreciar con más facilidad la periodicidad de las propiedades de los elementos.

Propiedades periódicas y no periódicas de los elementos químicos

Son propiedades periódicas de los elementos químicos las que desprenden de los electrones de cadena de valencia o electrones del piso más exterior así como la mayor parte de las propiedades físicas y químicas.

Radio atómico

Es la distancia de los electrones más externos al núcleo. Esta distancia se mide en Angström ($A=10^{-8}$), dentro de un grupo Sistema periódico, a medida que aumenta el número atómico de los miembros de una familia aumenta la densidad, ya que la masa atómica crece mas que el volumen atómico, el color F (gas amarillo verdoso), Cl (gas verde), Br (líquido rojo), I sólido (negro púrpura), el lumen y el radio atómico, el carácter metálico, el radio iónico, aunque el radio iónico de los elementos metálicos es menor que su radio atómico.

Afinidad electrónica

La electroafinidad, energía desprendida por un ion gaseoso que recibe un electrón y pasa a átomos gaseosos, es igual al valor al potencial de ionización y disminuye al aumentar el número atómico de los miembros de una familia. La electronegatividad es la tendencia de un átomo a captar electrones. En una familia disminuye con el número atómico y en un período aumenta con el número atómico.

Enlaces químicos Iones

Los átomos están constituidos por el núcleo y la corteza y que el número de cargas positivas del primero es igual al número de electrones de la corteza; de ahí su electronegatividad. Si la corteza electrónica de un átomo neutro pierde o gana electrones se forman los llamados iones.

Los iones son átomos o grupos atómicos que tienen un número de electrones excesivo o deficiente para compensar la carga positiva del núcleo.

En el primer caso los iones tienen carga negativa y reciben el nombre de aniones, y en el segundo están cargados positivamente y se llaman cationes.

Elementos electropositivos y electronegativos

Se llaman elementos electropositivos aquellos que tienen tendencia a perder electrones transformándose en cationes; a ese grupo pertenecen los metales.

Elementos electronegativos son los que toman con facilidad electrones transformándose en aniones; a este grupo pertenecen los metaloides.

Los elementos más electropositivos están situados en la parte izquierda del sistema periódico; son los llamados elementos alcalinos. A medida que se avanza en cada período hacia la derecha va disminuyendo el carácter electropositivo, llegándose, finalmente, a los alógenos de fuerte carácter electronegativo.

Electrones de valencia

La unión entre los átomos se realiza mediante los electrones de la última capa exterior, que reciben el nombre de electrones de valencia.

La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introduce en la esfera electrónica del otro.

Los gases nobles, poseen ocho electrones en su última capa, salvo el helio que tiene dos. Esta configuración electrónica les comunica inactividad química y una gran estabilidad.

Todos los átomos tienen tendencia a transformar su sistema electrónico y adquirir el que poseen los gases nobles, porque ésta es la estructura más estable.

Valencia electroquímica

Se llama valencia electroquímica al número de electrones que ha perdido o ganado un átomo para transformarse en ion. Si dicho número de electrones perdidos o ganados es 1, 2, 3, etc. Se dice que el ion es monovalente, bivalente, trivalente, etc.

Tipos de enlace

En la unión o enlace de los átomos pueden presentarse los siguientes casos:

1. Enlace iónico, si hay atracción electrostática.
2. Enlace covalente, si comparten los electrones.
3. Enlace covalente coordinado, cuando el par de electrones es aportado solamente por uno de ellos.
4. Enlace metálico, so los electrones de valencia pertenece en común a todos los átomos.

Enlace iónico o electrovalente

Fue propuesto por W Kossel en 1916 y se basa en la transferencia de electrones de un átomo a otro. La definición es la siguiente: Electrovalencia es la capacidad que tienen los átomos para ceder o captar electrones hasta adquirir una configuración estable, formándose así combinaciones donde aparecen dos iones opuestos.

Exceptuando solamente los gases nobles todos los elementos al combinarse tienden a adquirir la misma estructura electrónica que el gas noble más cercano. El átomo que cede electrones se transforma en ion positivo (catión), en tanto que el que los gana origina el ion negativo (anión)..

Enlace covalente normal

Se define de la siguiente manera: Es el fenómeno químico mediante el cual dos átomos se unen compartiendo una o varias parejas de electrones; por lo tanto, no pierden ni ganan electrones, sino que los comparten.

Un átomo puede completar su capa externa compartiendo electrones con otro átomo.

Cada par de electrones comunes a dos átomos se llama doblete electrónico. Esta clase de enlace químico se llama covalente, y se encuentra en todas las moléculas constituidas por elementos no metálicos, combinaciones binarias que estos elementos forman entre sí, tales como hidruros gaseosos y en la mayoría de compuestos de carbono. Cada doblete de electrones (representado por el signo :) Intercalado entre los símbolos de los átomos, indica un enlace covalente sencillo y equivale al guión de las fórmulas de estructura.

En enlace covalente puede ser: sencillo, doble o triple, según se compartan uno, dos o tres pares de electrones.

Enlace covalente coordinado

Se define de la siguiente forma: Es el enlace que se produce cuando dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solamente de uno de los átomos combinados.

En este caso el enlace se llama covalente dativo o coordinado. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la fórmula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor.

Enlace metálico

La estructura cristalina de los metales y aleaciones explica bastante una de sus propiedades físicas.

La red cristalina de los metales está formada por átomos (red atómica) que ocupan los nudos de la red de forma muy compacta con otros varios.

En la mayoría de los casos los átomos se ordenan en red cúbica, retenido por fuerzas provenientes de los

electrones de valencia; pero los electrones de valencia no están muy sujetos, sino que forman una nube electrónica que se mueve con facilidad cuando es impulsada por la acción de un campo eléctrico.