

Na antiga Grecia pensábase que a materia era continua, pero deronse de conta de que se materia fose continua, e non hubiese ocos non poderíamos movernos, asumíronse que todo estaba formado por 4 modelos de átomos de forma tetraédrica, fogo, auga, vento e terra.

Hasta fai un par de séculos mantiveronse estas teorías, pero no 1803, Dalton unindo varias descripciones diferiu o átomo dos gregos, esta teoría é a pedra angular da física moderna.

Deixou claro que existían os átomos e que constituían toda a materia, aportou que a materia podía estar constituída por un (simple) ou máis átomos (composta).

Deixou unhas bases moi importantes que deu pé as bases ponderales e volumétricas da física.

Volúmenes Trata dos pesos

ÁTOMOS:

Thomson descubriu o electrón, e pensou que podían estar dentro do núcleo que sería unha bola con bolitas dentro (Tarta de pasas)

Modelo de Thomson

Rutherford fixo a proba para comprobar se de verdade o átomo era como dicía Thomson. O seu experimento consistía en lanzar partículas electróns a unha lámina de ouro o máis fina que puido e cunha pantalla fluorescente vería onde rebotaban os electróns.

Rutherford esperaba que a maioría dos electróns rebotarían, pero non pasou o que el esperaba e así quedou demostrado que os electróns non podían estar no núcleo como dicía Thomson, tería que haber sitio libre, e fixo o seu propio modelo.

Experimento:

Salida de átomos de He Lámina de ouro

O que máis ocorría

Pantalla fluorescente

O esperado por Rutherford

Modelo de Rutherford:

=electrón

=protón

Esta teoría nun principio non foi totalmente aceptada porque polas leis da Física os electróns podían caer ao centro.

A principios de século Mark Planck inventou uns cuantos (grupos de materia de enerxía), grazas a esa idea Niels Bohr desenvolveu os seus tres postulados que son máis ou menos actuais.–

1º-Órbitas constantes

2º-Cando un electrón cambia de órbita o electrón absorbe/recibe luz.

3º-La enerxía absorbida/desprendida por los átomos se asocia con los cuantos de Plank

Cando o electrón volve a órbita de comezo emite luz/enerxía

raio de luz

O electrón cambia de órbita

Enerxía= $R(n/m - n'/m')$

Constante

Sommerfeld determina que o electrón vai en órbitas elípticas.

Por contradicciones lóxicas aparece o átomo mecánico, este átomo cuántico non pode ser debuxado, porque o electrón non vai por órbitas, máis ou menos vai por hai, pero normalmente non. As órbitas pasaron a orbitais, cuentas matemáticas que nos din por onde pode estar o electrón.

Números Cuánticos;

Primario- N, principal, entero positivo (1,2,3,), tamaño orbital.

Secundario- L, natural (0,1,n-1), forma orbital.

Magnético- M_l , $-L$ "ml" L orientación orbital.

Spin- M_s , Número interno $*, -*$

Nunha capa pode chegar a haber $2n^2$ electrones.

No hai dous átomos con tódolos números cuánticos iguais.

Taboa de Hund (Principio de mínima enerxía);

Taboa periódica;

Tríadas- Newlands- Agrupacións de tres elementos na que o do medio ten a media das propiedades dos dous lados.

Octavas- Dobereiner- Series de oito elementos no que cando un elemento esta máis cerca dos extremos, máis se parece os elementos dos extremos.

Mendeleiev-

1º-Ordeou os elementos:

1ª-Ordeounos polo orden crecente das masas.

2ª-Orden por nº. de protóns. Nº. Atómico.

2º-Como lle quedaban ocos predecíu que eran elementos que aún non estaban descubertos, soupo as súas propiedades gracia as tríadas e as octavas.

Nº de electróns en cada capa (as columnas), e capas con e⁻ (as filas)

Tenden a gañar e⁻

a perder

- Metales

3d10

4d10

5d10

O volumen atómico medra segundo descendemos e nos movemos de dereita a esquerda, a enerxía de ionización ao revés.

A metalicidade, aumenta con el periodo e diminúe co grupo.

A partir do ferro son necesarios máis neutróns que protóns.

Isótopos.- Átomos con distinto nº de neutrones pero os mesmos protones, ocupan o mesmo lugar na táboa periódica.

Hai 3 tipos de reaccións.-

*Fusión.- Partir núcleos grandes para facelos máis pequenos.

*Fisión.- Coller nucleos pequenos para facelos máis grandes

*Radiacións.- α , β e γ

- ^4_2He Pesada, lenta e con ionización alta.

Sale disparado do núcleo e pode golpear a outro dando gran cantidade de enerxía.

- Lixeira, rápida e de ionización baixa.

Un e⁻ sae do núcleo.

- Raio de luz moi potente, máis potente que os raios x, para que núcleos atómicos solten estas radiacións algo tan que pasarlle.

E.Nuclear.-

Fe Ao partir núcleos grandes, o cambio de enerxía existente é a que se aproveita

Este cambio producido ao unir partículas de Helio en Boro produce máis enerxía ca o anterior, non se usa porque todavía no a podemos controlar.

Si los átomos enlazados son elementos metálicos, el enlace se llama metálico. Los electrones son compartidos por los átomos, pero pueden moverse a través del sólido proporcionando conductividad térmica y eléctrica, brillo, maleabilidad y ductilidad.

Si los átomos enlazados son no metales e idénticos (como en N₂ o en O₂), los electrones son compartidos por igual por los dos átomos, y el enlace se llama covalente apolar. Si los átomos son no metales pero distintos (como en el óxido nítrico, NO), los electrones son compartidos en forma desigual y el enlace se llama covalente polar porque la molécula tiene un polo eléctrico positivo y otro negativo, y covalente porque los átomos comparten los electrones, aunque sea en forma desigual. Estas sustancias no conducen la electricidad, ni tienen brillo, ductilidad o maleabilidad.

Cuando una molécula de una sustancia contiene átomos de metales y no metales, los electrones son atraídos con más fuerza por los no metales, que se transforman en iones con carga negativa; los metales, a su vez, se convierten en iones con carga positiva. Entonces, los iones de diferente signo se atraen electrostáticamente, formando enlaces iónicos. Las sustancias iónicas conducen la electricidad cuando están en estado líquido o en disoluciones acuosas, pero no en estado cristalino, porque los iones individuales son demasiado grandes para moverse libremente a través del cristal.

Trata, como o seu nome nos deixa entrever, do Carbono, que é unha substancia moi estábel, que pode facer enlaces sinxelos, dobres ou triples. Esta intimamente ligado coa química orgánica.

Esta dividido en familias.–

1ª–Os hidrocarburos, que a sua vez esta dividido en:

–Alcanos (enlaces simples)

C e H –Alquenos (enlaces dobres)

–Alquinos (enlaces triples)

4

8

1

8