

Teoría Cuántica y los principios de distribución de los átomos

TEORÍA CUANTICA

En el modelo que ofrece la teoría cuántica de campos, las partículas están representadas como los estados excitados cuantizados de los campos correspondientes. Así, en el ámbito de la electrodinámica cuántica la teoría surgida de la aplicación de la teoría cuántica de campos a la interacción electromagnética, el fotón y el electrón se definen como los cuantos del campo electromagnético. La electrodinámica cuántica fue la primera de las teorías cuánticas de campo, formulada hacia finales de la década de 1920 por los fundadores de la mecánica cuántica. A finales de la década de los cuarenta, los físicos estadounidenses Richard Feynman y J. Schwinger, junto con el físico japonés S. Tomonaga, reformularon la teoría cuántica de campos a la luz de los principios de la relatividad, ofreciendo una exposición relativistamente invariante.

PRINCIPIO DE AUFBAU

El principio de Aufbau depende de la minimización de la energía total del átomo y no de las energías orbitales, lo que es explicado considerando que para un dado átomo no existe un único conjunto de energías orbitales como sugiere la Figura 3, sino que cada configuración electrónica tiene su propio conjunto. Esto hace evidente otra diferencia con las soluciones del átomo de hidrógeno, en cuyo caso los niveles de energía son definidos por la ecuación de Schrödinger, sin considerar cuál de ellos pueda estar ocupado.

PRINCIPIO DE MAXIMA MULTIPLICIDAD (REGLA DE HUND)

Si dos o más electrones de un mismo átomo tienen los mismos valores en sus números cuánticos principales (n) y en sus números cuánticos secundarios (l), entonces tendrán iguales valores de spin (s) siempre y cuando no se trasgreda el principio de exclusión.

Los electrones entran de uno en uno en los orbitales de la misma energía y una vez completos adquieren otro electrón en el mismo orden para formar pareja.

En un mismo subnivel, los electrones no se aparean hasta que no haya un electrón en cada órbita.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Hay una serie de reglas que determinan el modo de distribución de los electrones de un átomo, es decir, que determinan la configuración electrónica de un átomo.

La más fundamental de estas reglas es el principio de exclusión de Pauli: un orbital atómico determinado puede ser ocupado por sólo dos electrones, que para ello deben tener espines opuestos. Estos electrones de espines opuestos se consideran apareados. Electrones de igual espín tienden a separarse lo máximo posible. Esta tendencia es el más importante de los factores que determinan las formas y propiedades de las moléculas.

El principio de exclusión, desarrollado en 1925 por Wolfgang Pauli hijo, del Instituto de Física Teórica de Hamburgo (Alemania), se considera la piedra angular de la química.

Los diez primeros elementos de la tabla periódica tienen las configuraciones electrónicas. Podemos apreciar que un orbital no se ocupa hasta que los orbitales de energía más baja están llenos (o sea, 2s después de 1s, 2p después de 2s).

Observamos que un orbital no es ocupado por un par de electrones hasta que otros orbitales de igual energía no sean ocupados por un electrón (los orbitales 2p). Los electrones 1s completan la primera capa de dos, y los electrones 2s y 2p completan la segunda capa de ocho. Para elementos más allá de los diez primeros hay una tercera capa que contiene un orbital 3s, orbitales 3p, y así sucesivamente.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Configuración electrónica o Estructura electrónica es la organización de los electrones en un átomo que determina las propiedades químicas del mismo.

DIFERENCIA ENTRE LAS TRES TIPOS DE PARTICULAS

Característica	PROTÓN	NEUTRÓN	ELECTRÓN
Significado del nombre en griego	Primero		Ambar
Descubridor	Rutherford	Ernest Rutherford	Thomson
En que año	1911	1920	1897
En que estudio	Experimento de bombardeo de una lámina de oro con partículas	La interacción de partículas alfa con núcleos de berilio	Estudios de los rayos catódicos.
Carga	Positiva	Neutra	Negativa
Cantidad de carga	+1,6 x 10 ⁻¹⁹ , Masa de 1.836 veces más que la del electrón	La masa 0,125% mayor que la del protón.	-1,6 x 10 ⁻¹⁹ , Masa de 1/1800 de la masa del protón
Masa	1.007595 uma	1.00866544 uma	0.00054874 uma
Notación			