

8. Hafta Periyodik Cizelge-2

KUANTUM SAYILARI

Elektronların, atomda çekirdek etrafında nasıl dizildiğini ve bunu belirleyen kuralları anlamak için atomdaki enerji düzeylerini ve bunları belirtmek için kullanılan kuantum sayılarını bilmek gerekir.

Baş kuantum sayısı, (n) : Enerji düzeylerini ve elektronun çekirdeğe olan ortalama uzaklığını gösterir. Atomda enerji düzeyleri, baş kuantum sayısı, n ile gösterilen tabakalara ayrılmıştır. Bohr kuantum kuramında olduğu gibi n, 1, 2, ve sonsuz değerlerini alabilir.

1. Baş kuantum sayısı, n : 1 2 3 4 5 ...

Tabakaları gösteren harfler :K L M NO

Periyodu dizge, elementleri elektron dizilişlerine göre dizmektedir. Diğer taraftan kimyasal özellikler, atomlarda elektron dizilişi ile belirlendiğinden, periyodu dizge, elementleri kimyasal özelliklerine göre de düzenlemektedir. Bir atomda her enerji düzeyinin alabileceği en yüksek elektron sayısı $2n^2$ kadardır ve n, bu enerji düzeyinin (tabakanın) baş kuantum sayısı adını alır. n = 1 olduğu K tabakası 2 elektron ve n = 2, 3, 4 ve 5 olduğu L, M, N ve O tabakaları sırasıyla 8, 18, 32 ve 50 elektron alabilirler.

2. Yan kuantum sayısı, (l); Bu sayı, orbital türünü belirler. Enerji düzeyleri, daha alt enerji düzeylerini içerirler. Dolayısıyla tabakalar, alt tabakalara ayrılırlar ve herbiri yan kuantum sayısı, 1 ile belirtilir. 0, 1, 2 ve n —1 e kadar değişen bütün değerleri alabilir.

n = 1 ise l 'nin en büyük ve tek değeri 0 olacağından K tabakası bir alt tabaka içerir.

n = 2 ise l değerleri 0 ve 1 olacağından L tabakası, iki alt tabakadan oluşmuştur. Bir tabakadaki alt tabakaların sayısı, tabakanın baş kuantum sayısına eşittir. Sayıların yanısıra, alt tabakaları göstermek için harfler de kullanılır.

Yan kuantum sayısı, l :0 1 2 3 4 5 6

Alt tabakaları gösteren harfler :s p d f ...

3. Magnetik kuantum sayısı, (m); Orbitallerin sayısı ve uzaydaki yönelişlerini belirler. Her alt tabaka, bir veya daha fazla yörünge (orbital) den oluşmuştur ve her alt tabakadaki herbir yörünge, magnetik kuantum sayısı, m ile gösterilir. Bu sayı, bir magnetik alanda atom spektrumlarında yeni çizgiler gözlenmesi üzerine ortaya konmuştur ve —1 den +1 ye kadar bütün değerleri alabilir.

Elektronların çekirdek etrafındaki yerleri ve izledikleri yollar belli değildir; fakat bir elektronun en fazla bulunabileceği hacim bellidir.

S Orbitali

Temel görüş elektronun çekirdek etrafında her yerde bulunma olasılığına karşılık en çok, çekirdeğe yakın yer aldığı şeklindedir.

Gerekli şekiller tahtada verilmiştir

Bunun doğal sonucu olarak bütün s orbitalleri küresel şekildedir.

P Orbitali

p orbitalinde çekirdeğin merkezinden geçen simetri eksenini vardır.
n=2 baş kuantum sayısı için l=1 değerine karşılık
m=-1,0,1 üç değer alabildiğine göre, üç çeşit p orbitali vardır.

Gerekli şekiller tahtada verilmiştir

D Orbitaleri

n=3 baş kuantum sayısı ile başlar. l=2 için m, beş farklı değer alabilir (-2, -1, 0, +1, +2). Buna göre beş tane farklı d orbitali bulunur.

Gerekli şekiller tahtada verilmiştir

ELEKTRON SPİNİ. PAULİ İLKESİ

Üç kuantum sayısına ek olarak, spin kuantum sayısı, s, elektronun eksenini etrafında dönmesi sonucu ortaya çıkar ve dönme hareketinin iki yönde olabilmesi sonucu iki değer alabilir: $s = +1/2$ ve $s = -1/2$.

Spin kuantum sayısı, atom spektrumlarında gözlenen çizgilerin incelikli yapısını açıklamak için getirilen öneriler sonucu ortaya çıkmıştır ve elektronun çekirdek etrafında döndüğü gibi, kendi eksenini etrafında da döndüğü (spin hareketi) önerilmiştir. Dönen yüklü bir tanecik magnetik özellik gösterdiğinden, elektron küçük bir mıknatıs gibi davranır ve elektronun iki türlü dönme hareketi, zıt yönlendirilmiş iki mıknatıs oluşturur. O halde spinleri zıt olan elektronları taşıyan atomlar iki yöne saparlar.

Elektron spini, atomlar ve moleküller için gözlenen magnetik özelliklerinin açıklanmasına yarar. Üç türlü magnetik özellik vardır: Diyamagnetizma, paramagnetizma ve ferromagnetizma.

Gerekli şekiller tahtada verilmiştir

Sonuç ve kural olarak, bir atomdaki her bir elektron dört kuantum sayısı, m ve s ile gösterilebilir ve böylece elektronun bulunduğu yörünge ve dönme yönü de belirtilebilir. Fakat, elektronların alabileceği kuantum sayılarının değerlerine ait bir kısıtlama vardır:

Pauli ilkesi. Bir atomda, herhangi iki elektronun bütün kuantum sayıları birbirinin aynı olamaz, en az birinin farklı olması gerekir. Örneğin, bir yörüngeye ait n, l ve m değerleri belliyse, s değerleri farklı olmak zorundadır ve yörüngede farklı s değerli iki elektron ($s = +1/2$ ve $s = -1/2$) bulunabilir. O halde, bir yörüngede iki elektron vardır ve bu elektronların spinleri zıttır. Her yörüngede belirli sayıda elektron alabilir. Bir yörünge'nin kapasitesi $2n^2$ ile sınırlıdır. Buradaki n yörünge sayısını gösterir.

1.yörünge: $2 \cdot 1^2 = 2$ elektron

2.yörünge: $2 \cdot 2^2 = 8$ elektron

3.yörünge: $2 \cdot 3^2 = 18$ elektron

4.yörünge: $2 \cdot 4^2 = 32$ elektron

Her bir alt tabakanın alabileceği en fazla elektron sayıları da bilindiğine göre, her elementin elektron dizilişi, atom numarasının verilmesiyle, kolayca yazılabilir. Pauli ilkesine göre elektronlar yörüngelere dizildikten sonra;

Atomun elektronlarının bulunduğu en dış yörünge'nin sayısı periyot numarasını verir.

Atomun son yörüngesindeki elektron sayısı grup numarasını verir.

Elektronlar, alt tabakalara bu enerji düzeylerine göre yerleřtirilerek periyodlu dizgenin elementlerinde elektron diziliřini saęlarlar.

Hund kuralı: Elektronlar, birden fazla yörünge içeren alt tabakalarda, yörüngelerdeki çiftleşmemiş elektronların sayısı en fazla olacak şekilde yerleşirler.