

AYT-Kimya

Modern Atom Teorisi

Atomun Kuantum Modeli

Belirsizlik İlkesi : W. Heisenberg

Orbital Denklemi : Schrödinger

Kuantum Sayıları

n : baş (birincil) kuantum sayısı

ℓ : açıl momentum kuantum sayısı / ikincil (yan) kuantum sayısı

m_ℓ : manyetik kuantum sayısı

m_s : spin kuantum sayısı

Baş Kuantum Sayısı (n)

K: $n = 1$

L: $n = 2$

M: $n = 3$

N: $n = 4$

Atomun hacmi n^2 ile doğru orantılıdır.

Açıl Momentum Kuantum Sayısı (ℓ)

Orbital türünü belirtir.

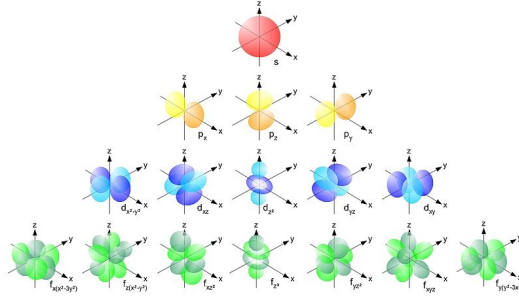
Her orbitalin kendine özgü şekli vardır.

$\ell=0$: s orbitali

$\ell=1$: p orbitali

$\ell=2$: d orbitali

$\ell=3$: f orbitali



Manyetik Kuantum Sayısı (m_ℓ)

s: $m_\ell = 0$

p: $m_\ell = -1, 0, 1$

d: $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$

f: $m_\ell = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

Orbitalin yönelimini belirtir.

Alt enerji düzeyinde kaç orbital olduğunu gösterir.

Bir alt enerji düzeyindeki orbital sayısı = $2\ell + 1$

Spin Kuantum Sayısı (m_s)

Elektronun kendi etrafındaki dönme eksenini belirtir, $+\frac{1}{2}$ ya da $-\frac{1}{2}$ değeri alabilir.

Orbitallerin Enerji Seviyeleri

Orbitallerin enerjileri kıyaslanırken:

- $(n+\ell)$ değeri büyük olan orbitalin enerjisi büyüktür

- $(n+\ell)$ değerleri eşit olan iki orbitalden n değeri büyük olanın enerjisi daha büyüktür.

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p

Periyodik Sistem ve Elektron Sistemi

Pauli İlkesi

Bir atomda bütün kuantum sayıları aynı olan iki atom bulunamaz.

Bir orbitalde en fazla iki elektron bulunur.

Boş orbitaller \uparrow ,

yarım dolu orbitaller \uparrow ya da \downarrow ,

tam dolu orbitaller ise $\uparrow\downarrow$

şeklinde gösterilir.

Aufbau Kuralı

Elektronlar temel halde düşük enerjili orbitalden yüksek enerjili olana doğru sırayla dizilir.

$_{24}\text{Cr}$ ve $_{29}\text{Cu}$ bu kurala aykırıdır.

Hund Kuralı

Elektronlar, eş enerjili orbitallere yerleştirilirken önce boş orbitallere aynı spinli olarak yerleştirilir, hepsi dolduktan sonra mevcut olanlara zıt spinli olarak yerleştirilir.

$\uparrow\downarrow$ ✓, $\uparrow\uparrow$ ✗, $\uparrow\downarrow$ ✗

Atomların Elektron Dizilimleri

$_{6}\text{Li}$: $1s^2 2s^2 2p^2$

$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

Ayrıca,

$_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

kısaltılarak şöyle de yazılabilir:

$_{16}\text{S}$: $[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

Küresel Simetrik Elektron Dizilimi

s^1, s^2 ,

p^3, p^6 ,

d^5, d^{10} ,

f^7, f^{14} ,

yarım ya da tam dolu orbitallerdir.

Son orbitalleri tam ya da yarım dolu olan atomlar küresel simetrik ve daha kararlıdır, elektron koparmak daha zordur ve **iyonlaşma enerjileri yüksektir**.

Uyarılmış Hâl Elektron Dizilimi

Temel Haldeki atome enerji verilirse elektronları daha yüksek enerjili **orbitale** ya da **katmana** geçebilir, buna atomun uyarılması denir ve uyarılmış atomlar **Aufbau** kuralına uymaz.

İyonların Elektron Dizilimi

X^{Y+} bir anyon ve X^{Y-} bir katyondur.

Anyonların dizilimi elektron sayısına göre yapılır.

Katyonların dizilimi yapılırken önce temel hâl dizilimi yapılır, sonra sırasıyla baş kuantum sayısı büyük olandan elektron koparılır.

Periyodik Sistem

- Artan atom numaralarına göre sıralıdır.

- 7 periyot ve 18 grup vardır.

Değerlik Orbitali ve Değerlik Elektronları

Atomun genellikle en yüksek enerji düzeyindeki orbitallere **değerlik orbitaller**, bu orbitaldeki elektronlar ise **değerlik elektronlar** olarak adlandırılır.

Periyodik Sistemde Yer Belirleme

Elementin **temel hâl atom diziliminde** son orbital türü bloku belirler. En büyük baş kuantum sayısı ise periyot numarasıdır.

s ve **p** blokları A grubunda, **d** bloku ise B grubundadır.

${}_2\text{He}$ dışındaki elementlerin **değerlik elektron sayısı** grup numarasına eşittir.

A grubu elementlerinin konumları belirlenirken,

en büyük baş kuantum sayılı orbitallerin içerdiği elektronlar değerlik elektronlardır.

B grubu elementlerinin konumları belirlenirken ise,

ns ve **(n-1)d** orbitallerindeki elektronlar değerlik elektronlardır.