

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.

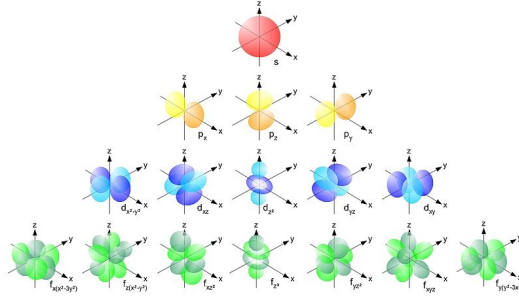
Her orbitalin kendine özgü şekli vardır.

$\ell=0$: 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}Cr ve ^{29}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

^6Li : $1s^2 2s^2 2p^2$

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

Ayrıca,

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

kısaltılarak şöyle de yazılabilir:

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

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.

Sonu s ya da p orbitali ile biten elementlerinin değerlik elektronları en büyük baş kuantum sayılı orbitallerin içerdiği elektronlardır.

Sonu d ile biten elementlerinin değerlik elektronları belirlenirken ise,

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

Periyodik Sistemde Yer Belirleme

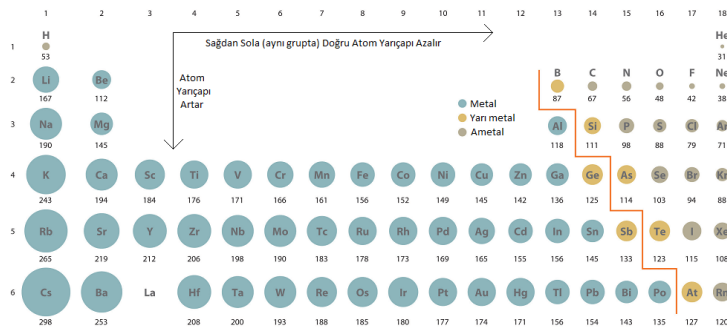
Elementin **temel hâl atom diziliminde** son orbital türü bloku belirler. En büyük baş kuantum sayısı periyot numarasıdır.

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

$_{2}\text{He}$ dışındaki elementlerin **değerlik elektron sayısı** grup numarasına eşittir.

Periyodik Özellikler

Atom ve İyon Yarıçapı



Periyodik tabloda atom çapları,

- yukarıdan aşağı gidildikçe büyür.

- soldan sağa gidildikçe küçülür.

Aynı katmandaki elektronlardan proton sayısı büyük olan atomun yarıçapı daha küçüktür.

Anyon ve Katyonlarda elektron başına düşen çekim

kuvveti $\frac{p^+ \text{ sayısı}}{e^- \text{ sayısı}}$ ile orantılıdır.

İyonlaşma Enerjisi

Gaz halindeki taneciklerden elektron koparmak için gerekli olan enerjidir.

Çapla ters orantılıdır.

Her atomun elektron sayısı kadar iyonlaşma enerjisi vardır.

Periyot boyunca soldan sağa gidildikçe iyonlaşma enerjisi artar.

2A ve 5A küresel simetrik olduğundan dolayı buna uymaz, 2 aşağı, 5 yukarı geçerlidir.

1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A

şeklinde sıralanır.

Elektron İlgisi

Gaz halindeki bir atoma elektron verilmek için gereken ya da verilince ortaya çıkan enerjidir.

Periyodik tabloda, yukarıdan aşağı **azalır**, soldan sağa **artar**.

Metalik ve Ametalik Özellik

Metalik aktiflik sol-aşağı gidildikçe, ametalik özellik ise sağ-yukarı gidildikçe artar. Elektron verme eğilimi arttıkça metalik, alma eğilimi arttıkça ametalik özellik artar.

Elektronegatiflik

Atomun kimyasal bağlardaki elektron çekme gücüdür.

Enerji alışverişi yoktur, birlikte kullanılan elektronları çekme isteğidir.
Sağ-yukarı gidildikçe artar.

Asitlik ve Bazlık

Metallerin oksitleri **bazık**, (H^+)

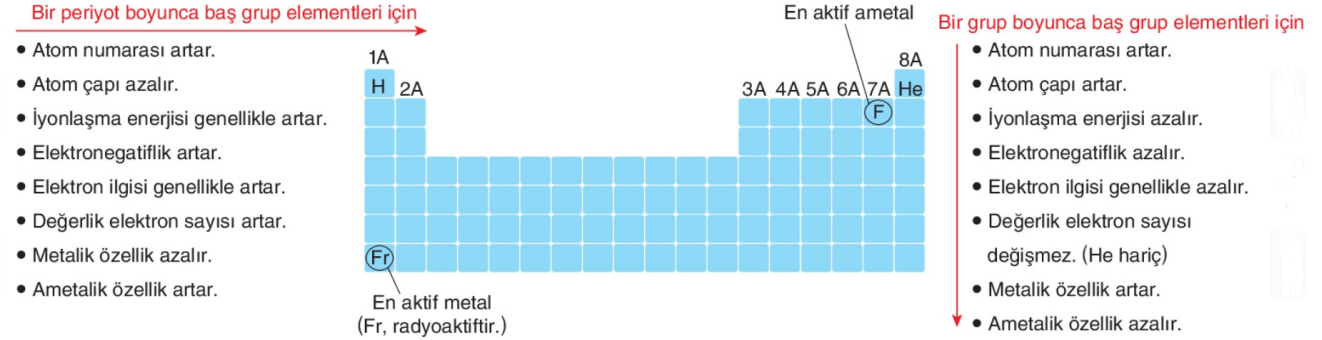
ametallerin oksitleri **asidiktir**. (OH^-)

Ametallerin oksijenle fakir oksitleri **nötr oksit**

Zn, Pb, Al, Sn, Cr, Be elementlerinin oksitlerine **amfoter oksit** denir. Aside karşı baz, baza karşı asit gibi davranır.

Hidrojenli Bileşiklerin Asitlik-Bazlık Özelliği

Hidrojenli bileşiklerin asidik özellikleri sağ-aşağı artar.



Elementler:

- 1A: Alkali Metaller
- 2A: Toprak Alkali Metaller
- 3A: Toprak Metalleri
- 4A: Karbon Grubu
- 5A: Azot Grubu
- 6A: Kalkojenler
- 7A: Halojenler
- 8A: Soy Gazlar

d blok: Geçiş Metalleri

f blok: İç Geçiş Metalleri