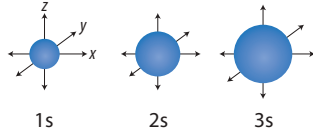
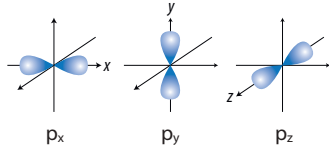


ORBİTAL ŞEKİLLERİ

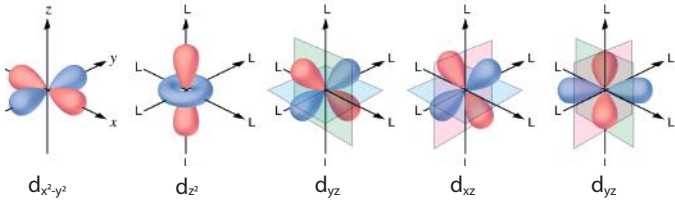
s orbitalleri: Küreseldir. En fazla 2 e⁻ alabilir. 1. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde bulunur. Baş kuantum sayısı arttıkça orbitalin büyüklüğü ve enerjisi artar.



p orbitalleri: Çekirdeğin zıt taraflarına yönelmiş iki ayrı lobtan oluşur. Eş enerjili 3 tane p orbitali bulunur. Bu orbitaller x, y ve z eksenleri üzerinde olup p_x, p_y ve p_z orbitalleridir. p orbitalleri en fazla 6 e⁻ alabilir. 2. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde yer alır.



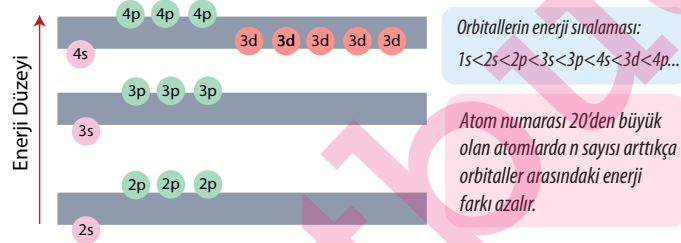
d orbitalleri: Eş enerjili 5 tane d orbitali bulunur. Bu orbitaller d_{x²-y²}, d_{z²}, d_{xy}, d_{yz}, d_{xz} şeklindedir. 3. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde yer alır.



f orbitalleri: Eş enerjili ve uzaydaki yönelişleri farklı 7 tane f orbitali bulunur. En fazla 14 e⁻ alabilir. 4. enerji düzeyinden itibaren her enerji düzeyinde yer alır.

ORBİTALLERİN ENERJİ SEVİYELERİ

Baş kuantum sayısı arttıkça orbitallerin enerji düzeyi de artar. Orbitallerin enerji değerleri n+l toplamı ile ifade edilir. n+l değeri aynı olan orbitallerden n değeri büyük olan orbital daha yüksek enerjilidir. **Örneğin** 4s ve 3p orbitallerinin n+l toplamı 4 tür ve 4s daha yüksek enerjilidir.

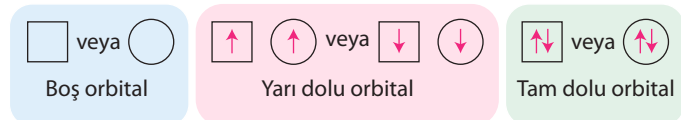


ELEKTRON DİZİMLERİ ve PERİYODİK SİSTEMDE YER BULMA

5. enerji düzeyine kadar bir enerji düzeyinde en fazla n² kadar orbital, 2n² kadar elektron bulunabilir. Buna göre; n=1 ise 2e⁻, n=2 ise 8e⁻, n=3 ise 18e⁻, n=4 ise 32e⁻ bulunur.

Baş kuantum sayısı (n)	Orbital türü	Orbital sayısı	Alabileceği max. e ⁻ sayısı
1	s	1	2
2	s, p	4 s:1, p:3	8 s:2, p:6
3	s, p, d	9 s:1, p:3, d:5	18 s:2, p:6, d:10
4	s, p, d, f	16 s:1, p:3, d:5, f:7	32 s:2, p:6, d:10, f:14

Orbitaller ve orbitallerde bulunan elektronlar orbital şeması ile de gösterilebilir.



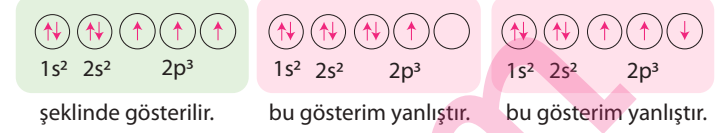
ELEKTRON DİZİLİMİNDE UYGULANAN KURALLAR

Hund Kuralı

Elektronlar eş enerjili orbitallere önce tek tek ve aynı spinli olacak şekilde yerleştirilir. Kalan elektronlar zıt spinli olarak eşleştirilir.

ÖRNEK: Atom numarası 7 olan N atomunda Hund Kuralı'nı inceleyelim.

Elektron dizilimi: $\gamma\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$



Pauli İlkesi

Pauli İlkesi'ne göre iki elektronun 4 kuantum sayısı da aynı olamaz. İki elektronun n, l ve m_l sayıları aynı olsa da m_s değeri farklı olmalıdır. Bir orbitalde yer alan iki elektronun spinleri zıt yönde olmalıdır.



Aufbau Kuralı

Elektronlar orbitallere düşük enerjili orbitalden başlanarak sıra ile yerleştirilir. Aufbau Kuralı, Pauli ve Hund Kuralı'nı da kapsar.

ATOMLARIN ELEKTRON DİZİMLERİ

Orbitallerin enerji sıralaması 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p şeklindedir.

Bazı Atomların Elektron Dizilimleri



Elektron dizilimi yazılırken elementten bir önceki soygazın sembolünden yararlanılabilir.

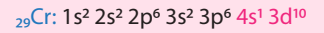
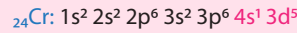


KÜRESEL SİMETRİ

Atomun elektron diziliminde değerlik orbitallerinin tam dolu ya da yarı dolu olması önemlidir. Küresel simetri, atoma artı bir kararlılık sağlar. Elektron dizilimi s¹, s², p³, p⁶, d⁵, d¹⁰, f⁷, f¹⁴ ile biten atomlar küresel simetri gösterirler.

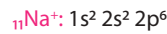
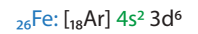
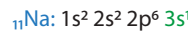
Cr ve Cu Atomlarında Küresel Simetri

Cr ve Cu atomlarında elektron dizilimi genel kurallardan sapma gösterir. Bunun nedeni atomun küresel simetriyi tercih etmesidir. Bu şekilde elektronlar daha düşük enerjili ve daha kararlı bir dizilim oluşturur.



İYONLARIN ELEKTRON DİZİLİMİ

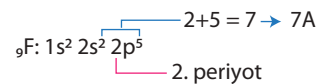
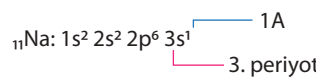
Nötr bir atomda elektron alışverişi öncelikle en dış katmandaki orbital üzerinden gerçekleşir. En dış katmanda farklı tür orbital varsa öncelikle enerjisi yüksek olan orbital üzerinden alışveriş gerçekleşir.



GRUP ve PERİYOT BULMA

Bir elementin elektron diziliminde en büyük baş kuantum sayısı periyot numarasını, değerlik orbitallerindeki elektron sayısı ise grup numarasını verir. s veya p ile biten elementler A grubu, d ile biten elementler B grubu elementidir.

s blok → Grup no: s orb. e⁻ sayısındır. p blok → Grup no: s+p toplamıdır.



d blok → Grup no: $_{26}\text{Fe}$ 'ye kadar s+d toplamıdır.

